

ENCYCLOPÉDIE
DES CONNAISSANCES AGRICOLES

E. CHANCRIN

Chimie Générale

APPLIQUÉE A L'AGRICULTURE



• HACHETTE •



PARIS

INE

TOUT, DES
DUSTRIES

ntation
onstra-
répond,
rations
es Sour-
rus des
ies an-
apporte
rier les
gent.

N^o 1990

*tations prospères constituent
des exemples types qui vous
permettront une augmenta-
tion de rendements par une
parfaite Organisation de la
Production et de la Vente.*

Prix du n^o mensuel : 3 fr.

ABONNEMENT :

A L'ÉDITION COMPLÈTE (12 n^{os} mensuels et 6 n^{os}
exceptionnels). — France : 55 fr. ; Étranger : 70 fr.

AUX 12 N^{os} MENSUELS SEULS :
France : 30 fr. ; Étranger : 38 fr.
AUX N^{os} EXCEPTIONNELS SEULS :
25 fr. et 32 fr.

LA COLLECTION DE L'ANNÉE (N^{os} mensuels seuls) ;
UN VOLUME, CARTONNÉ..... 55 fr.

LIBRAIRIE HACHETTE PARIS

LA VIE À LA CAMPAGNE

LA REVUE PRATIQUE DES TRAVAUX,
PRODUITS, PLAISIRS

ÉDITE chaque année une série de six numéros exceptionnels, véritables Guides pratiques de l'Éleveur, du Cultivateur ainsi que de tout Propriétaire rural, traitant complètement et d'une façon magistrale les sujets abordés : Basse-Cour, Clapier, Chenil, Outillage, Jardinage, Architecture ou Ameublement.

Chaque Numéro constitue un Volume - Album de 60 pages, illustré de 150 à 200 gravures.

Prix du Numéro Extraordinaire : 5 fr.
(6 fr. un mois après la publication.)

ABONNEMENT :

A L'ÉDITION COMPLÈTE (12 n^{os} mensuels et 6 n^{os} exceptionnels). — France : 55 fr. ; Étranger : 70 fr.

AUX 12 N^{os} MENSUELS SEULS :
France : 30 fr. ; Étranger : 38 fr.
AUX N^{os} EXCEPTIONNELS SEULS :
25 fr. et 32 fr.

Demandez les Notices concernant les sujets qui vous intéressent : ÉLEVAGE, OUTILLAGE, JARDINAGE, ARCHITECTURE, AMEUBLEMENT, CHASSE ET DISTRACTIONS AUX CHAMPS

LIBRAIRIE HACHETTE PARIS

Jardins & Basses-Cours

CONSEILS PRATIQUES POUR TRAVAUX AVICOLES, DE CULTURE ET DE JARDINAGE

CETTE revue est écrite et illustrée de la façon la plus simple et la plus pratique. L'éleveur, le cultivateur, l'aviculteur, l'agriculteur sont certains d'y trouver tous les renseignements leur permettant à la fois de simplifier leur travail et d'en accroître le rendement. De nombreux conseils gratuits répondent sobrement et clairement aux questions des abonnés.

*24 numéros bimensuels,
800 pages par an. Magnifiques illustrations, 600 photographies et gravures.*

Le n^o (éd. ordin.) : France, 0,50 ; Étr., 0,60
Le n^o (éd. de luxe) : France, 0,80 ; Étr., 0,90

ABONNEMENT :

A L'ÉDITION ORDINAIRE.
France 10 fr. ; Étr. : 13 fr.

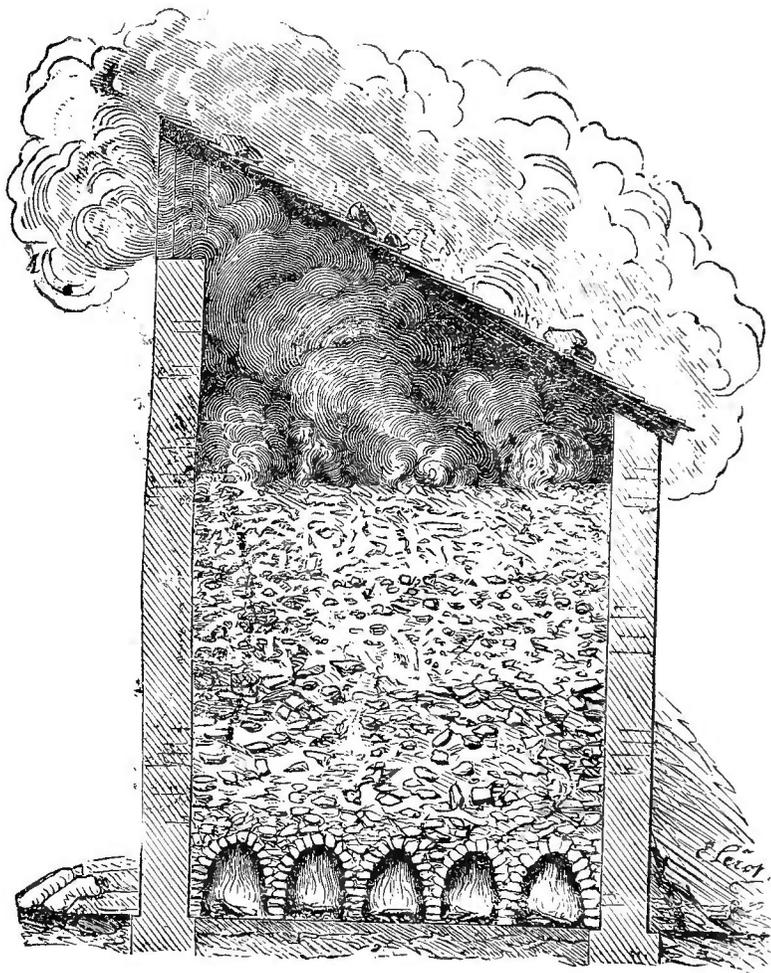
A L'ÉDITION DE LUXE :
France : 14 fr. ; Étr. : 17 fr.

LA COLLECTION DE L'ANNÉE (édition ordinaire) :
UN VOLUME CARTONNÉ..... 20 fr.

ENCYCLOPÉDIE DES CONNAISSANCES AGRICOLES

Chimie générale

APPLIQUÉE A L'AGRICULTURE



CUISSON DE LA PIERRE A PLATRE

ENCYCLOPÉDIE DES CONNAISSANCES AGRICOLES

Sous la Direction de M. E. CHANCRIN, Inspecteur général de l'Agriculture.

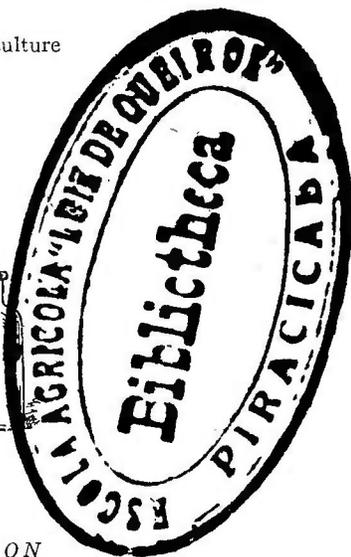
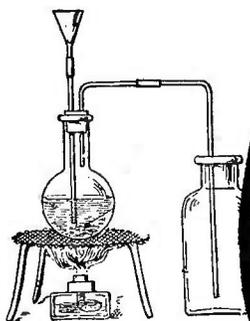
Chimie générale

APPLIQUÉE A L'AGRICULTURE

PAR

E. CHANCRIN

Ingénieur-agronome
Inspecteur général de l'Agriculture



—
SEPTIÈME ÉDITION
—

*Ouvrage adopté par le Syndicat Central
des Agriculteurs de France.*

LIBRAIRIE HACHETTE

79, BOULEVARD SAINT-GERMAIN, PARIS

INTRODUCTION

Depuis un certain nombre d'années, l'agriculture a cessé d'être purement empirique ; elle devient de plus en plus une science. « Les praticiens n'acceptent plus, sans les discuter, les vieilles formules établies lentement par une longue série d'observations transmises d'une génération à l'autre ; très sagement ils veulent non les abandonner, mais en comprendre la raison et les améliorer ; pour y réussir, des connaissances positives leur sont nécessaires ¹. »

Ces connaissances leur sont données en grande partie par la Chimie agricole qui leur indique quelles sont les substances servant de nourriture aux plantes, comment et dans quels milieux les plantes prennent ces différentes substances, comment et sous quelle forme l'agriculture peut mettre à la disposition des plantes les différentes substances qu'elles n'ont pas trouvées en quantité suffisante dans le sol. Mais la chimie agricole, pour être comprise a besoin d'être précédée d'une étude élémentaire de Chimie générale. Cette dernière est d'ailleurs indispensable à la plupart des opérations agricoles ; les petites industries de la ferme ne peuvent s'en passer ; la zootechnie, pour le calcul des rations, y puise des notions utiles, etc.

La chimie n'est pas une science inaccessible aux jeunes intelligences et qui exige un effort intellectuel auquel la plupart des agriculteurs sont peu habitués. Elle est au contraire accessible à tous, même aux jeunes gens qui n'ont fréquenté que l'école primaire, à une condition cependant, c'est qu'elle soit présentée sous la forme de leçons très élémentaires toujours

expérimentales, sous la forme, en un mot, de véritables leçons de choses.

C'est sur ce principe qu'ont été écrites les Notions de Chimie générale appliquée à l'agriculture.

Nous avons cru inutile d'étudier en détail toutes les propriétés des corps, d'exposer tous les modes de préparation, et par conséquent de faire un gros livre de chimie comme il en existe beaucoup, où le lecteur s'égare, où l'élève surcharge sa mémoire de faits plus ou moins difficiles à retenir et qui ne lui servent souvent à rien.

Nous nous sommes bornés à l'étude des principaux corps que l'agriculture emploie. Chaque propriété est suivie d'une application, d'une expérience pratique que l'on peut faire sans laboratoire, avec un matériel extrêmement simple et d'un prix très modique. C'est l'expérience, c'est l'application qui fait retenir la propriété; énoncer une propriété sans en donner l'application immédiate, c'est la condamner à vouloir meubler inutilement la mémoire pendant quelque temps, et à disparaître plus tard sans laisser de trace.

Pour l'exécution des expériences, nous avons systématiquement laissé de côté les appareils compliqués ou coûteux; seuls ont été cités ceux que tous les jeunes gens peuvent construire eux-mêmes sans difficulté, afin de montrer, selon l'expression de Balard, « que l'on peut faire de la chimie partout avec tous les moyens ».

Nous n'avons fait d'ailleurs que suivre la voie déjà tracée par Balard, l'un de nos plus grands chimistes français, et par René Leblanc, le propagateur et le vulgarisateur des sciences physiques et naturelles à l'école primaire.

Afin de diminuer les difficultés qu'éprouvent généralement les commençants, nous avons supprimé au début les notions préliminaires (définitions, acides, oxydes, sels, nomenclature chimique, lois, etc.) que l'on trouve dans beaucoup d'ouvrages, pour ne les exposer sommairement qu'après avoir étudié quelques corps et indiqué des expériences simples, faciles à reproduire.

Les formules de préparation sont en très petit nombre, et encore, sous chacune d'elles, avons-nous mis le nom des corps qui entrent dans les réactions.

Comme dans toute l'Encyclopédie agricole pratique dont notre ouvrage fait partie, deux espèces de caractères ont été adoptées : les caractères ordinaires, pour les choses principales ; les caractères plus petits, pour les parties secondaires (sauf pour les expériences et les applications) qui peuvent être passées, sous silence dans une première lecture.

En résumé, nous avons fait tous nos efforts pour rendre intéressante et facile l'étude d'une science qui est la base de l'agriculture. Nous espérons que ce modeste ouvrage rendra des services aux futurs agriculteurs et en général à tous ceux que les questions agricoles intéressent.

E. CHANCRIN.

NOTA

Dans l'*Encyclopédie des Connaissances agricoles*, l'étude de la *chimie* nécessaire aux agriculteurs comprend deux parties :

PREMIÈRE PARTIE

Chimie générale appliquée à l'Agriculture.

DEUXIÈME PARTIE

Chimie agricole.

NOTIONS

DE

CHIMIE GÉNÉRALE

APPLIQUÉE A L'AGRICULTURE

CHAPITRE I

NOTIONS PRÉLIMINAIRES

1. Objet de la chimie. — La chimie a pour objet l'étude des propriétés particulières des corps et l'étude des actions que ces corps peuvent exercer les uns sur les autres.

2. Combinaisons et décompositions. — Un morceau de fer abandonné à l'air humide se transforme en une matière nouvelle, la *rouille* : le fer s'est uni, s'est *combiné* à un gaz contenu dans l'air, appelé *oxygène*.

Si nous mettons le feu à un morceau de *soufre*, nous voyons ce dernier disparaître peu à peu en répandant une odeur suffocante. En réalité, le soufre s'est uni, s'est *combiné* à l'oxygène de l'air pour former un corps nouveau à odeur suffocante, le *gaz sulfureux*, qui n'a ni les propriétés du soufre, ni celles de l'oxygène.

La combinaison est donc l'union intime de deux corps produisant un corps nouveau doué de propriétés nouvelles.

Prenons un morceau de sucre et chauffons-le dans un tube. Au bout de quelques instants, il se dégage de la vapeur d'eau sous forme d'un nuage léger, et il reste dans le tube une *masse charbonneuse* noire. L'eau existait dans le morceau de sucre, elle y était combinée avec un autre corps, le *carbone*. Le sucre a été *décomposé* par la chaleur. *Dans une décomposition le corps qui se décompose est, comme nous le voyons, ramené à des produits plus simples.*

3. Différence entre un mélange et une combinaison. —

Mélangeons intimement de la fleur de soufre avec de la limaille de fer. On obtient une poudre grise qui paraît homogène et dans laquelle on ne reconnaît à la vue ni le fer ni le soufre; on peut cependant les séparer au moyen d'un aimant qui attire la limaille de fer et laisse le soufre (fig. 1). Il n'y a eu là qu'un simple *mélange*.

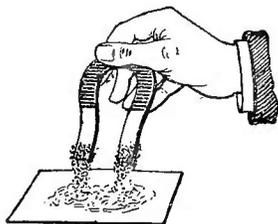


FIG. 1. — Séparation du soufre et du fer mélangés, à l'aide d'un aimant.

Dans un *mélange*, les propriétés des éléments se conservent; dans une *combinaison*, elles sont remplacées par des propriétés nouvelles. Projetons maintenant ce mélange dans une cuillère en fer rougie au feu (fig. 2); il devient incandescent, puis, après refroidissement, nous obtenons une matière noire, brillante et dure, sur laquelle l'aimant n'a plus aucune action. Cette matière est un corps nouveau appelé *sulfure de fer*; il y a eu *combinaison* entre le soufre et le fer, et non pas *mélange*.

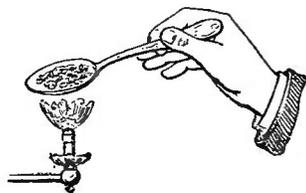


FIG. 2. — Combinaison du soufre et du fer par la chaleur.

Corps simples. — On appelle *corps simples*, les corps que l'on ne peut décomposer en des produits plus simples : exemple, le soufre, le fer, l'oxygène, etc.

On divise des corps simples en deux groupes : les *métalloïdes* et les *métaux*.

Les *métaux* sont doués d'un éclat particulier appelé éclat métallique; ils sont bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité et se laissent pour la plupart étirer en fils ou réduire en lames : exemples : le fer, le cuivre, le plomb.

Les *métalloïdes* n'ont pas généralement d'éclat métallique; ils conduisent mal la chaleur et l'électricité et sont relativement plus légers que les métaux. Exemple : le soufre, le phosphore, l'oxygène.

Corps composés. — On appelle *corps composés* les corps dans la constitution desquels entrent plusieurs corps simples : le sucre, la rouille, le gaz sulfureux, le sulfure de fer, etc., sont des corps composés.

MATÉRIEL NÉCESSAIRE AUX EXPÉRIENCES

Beaucoup de personnes, d'élèves s'imaginent que pour étudier la chimie, il faut des appareils spéciaux, assez coûteux, et qu'un laboratoire est indispensable.

La chimie n'est pas une science inaccessible aux petites

bourses, elle peut être étudiée avec un matériel extrêmement simple et d'un prix très modique; elle est à la portée de tous ceux qui désirent apprendre.

M. Balard, un de nos plus grand chimistes français, aimait à prouver dans ses cours qu'on peut faire de la chimie partout, avec tous les moyens, prenant à la lettre l'axiome de Franklin qu'un bon ouvrier doit savoir limer avec une scie et scier avec une lime. Le luxe des laboratoires lui répugnait, les appareils coûteux lui paraissaient trop aristocratiques; il voulait la science accessible à tous et les moyens de démonstration ou de recherche à la portée des plus déshérités; se souvenant des luttes de sa jeunesse, il montrait comment on brave, comment on tourne les difficultés. Les Facultés, les Ecoles spéciales multiplient les laboratoires et mettent entre les mains des étudiants les appareils les plus parfaits pour leur apprendre à s'en servir. Quant à moi, disait-il, je veux leur apprendre à s'en passer:....¹ C'est ce que nous allons faire.

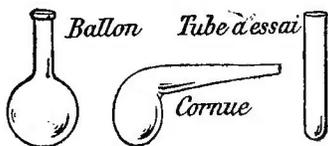


FIG. 3. — BALLON, CORNUE ET TUBE A ESSAI EN VERRE.

Toutes les expériences que nous décrirons peuvent être exécutées avec le matériel suivant :

Ballons en verre à fond rond (fig. 3) ou plat de 250 centimètres cubes, 0 fr. 20 la pièce.

Ballons en verre à fond rond ou plat de 500 centim. cubes, 0 fr. 30 la pièce.

Ballons en verre à fond rond ou plat de 1 litre, 0 fr. 40 la pièce.

2 cornues en verre de 250 centimètres cubes (fig. 3), 0 fr. 20 la pièce.

Quelques tubes à essai (fig. 3), 0 fr. 10 la pièce.

FIG. 4. — LAMPE A ALCOOL FABRIQUÉE AVEC UN ENCRIER.

4 verres à expériences à pied et à bec, de 90 centim. cubes, 0 fr. 25 la pièce.

4 verres à expériences à pied et à bec, de 155 centim. cubes, 0 fr. 30 la pièce.

4 verres à expériences à pied et à bec, de 250 centim. cubes, 0 fr. 40 la pièce.

4 verres à expériences à pied et à bec, de 500 centim. cubes, 0 fr. 65 la pièce,

15 à 20 tubes de verre de 1 mètre de long et de 6 à 8 millimètres de diamètre extérieur; 2 baguettes de verre pour faire des agitateurs (1 kilog. en tout), 1 fr. 50.

1 mètre de tube en caoutchouc de 6 à 8 millimètres de diamètre pour relier les tubes en verre, 1 franc

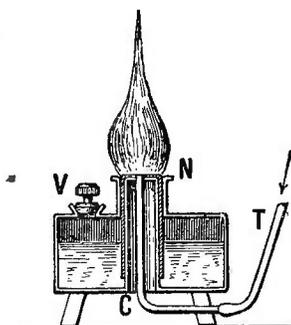
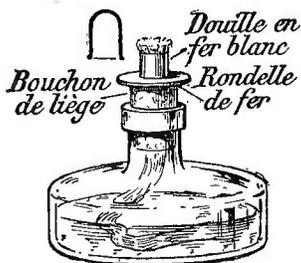


FIG. 5. — LAMPE CHALUMEAU A ALCOOL DE BALARD.

Le chalumeau C doit déboucher à la naissance de la flamme en N et ne pas dépasser la mèche; l'alcool est introduit par l'ouverture V que ferme un bouchon à vis; on souffle par le tube T.

1. Éloge de M. Balard par Dumas, secrétaire perpétuel de l'Académie des Sciences, 10 mars 1879.

Quelques bouchons en caoutchouc à 1, 2 ou 3 trous : N° 4, diamètre 17 millimètres, 0 fr. 15 la pièce; N° 6, diamètre 26 millimètres, 0 fr. 30 la pièce; N° 3, diamètre 31 millimètres, 0 fr. 45 la pièce.

Entonnoirs en verre :

2 entonnoirs (l'un de 30 cc., l'autre de 180), 0 fr. 15 la pièce.

1 entonnoir de 250 centimètres cubes, 0 fr. 20 la pièce.

1 entonnoir de 500 centimètres cubes, 0 fr. 30 la pièce.

1 trépied en fil de fer que l'on peut construire soi-même.

1 lime à couper le verre (tiers-points), 0 fr. 25 la pièce.

1 lime ronde (queue de rat) pour percer les bouchons, 0 fr. 35 la pièce.

1 lime plate, 0 fr. 40 la pièce.

1 lampe à alcool Balard, en cuivre, avec accessoires, 3 fr. 50.

ou 1 bec à gaz Leblanc, avec accessoires, 3 fr. 50.

Les flacons à 2 ou 3 tubulures que l'on emploie dans les laboratoires peuvent être remplacés par des flacons ordinaires que l'on trouve partout (voir Préparation de l'hydrogène).

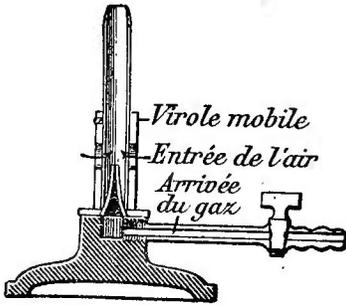


FIG. 6. — COUPE D'UN BEC A GAZ BUNSEN.

La dépense totale pour un matériel est donc d'une quinzaine de francs.

4. Chauffage. — I. **Chauffage à l'alcool. Construction d'une lampe à alcool.**

— Une lampe à alcool sans pied, petit modèle, coûte 1 franc. On peut en construire une à meilleur marché :

Choisir un encrier; percer un bon bouchon, y engager une douille de porte-plume ou même un simple tube de verre; percer une rondelle de fer-blanc et l'enfiler sur la douille jusque sur le bouchon pour le protéger; passer enfin une mèche cylindrique dans la douille (fig. 4).

Lorsqu'on ne se sert pas de la lampe on couvre la mèche avec une toute petite fiole ou un bout de tube à essai¹.

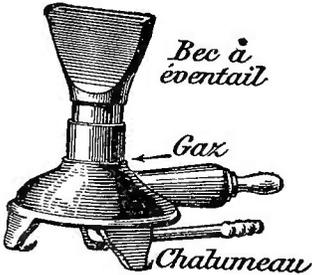


FIG. 7. — LAMPÈ A GAZ LEBLANC DONNANT A VOLONTÉ UNE FLAMME RONDE OU PLATE.

Emploi de la lampe-chalumeau à alcool de Balard. — Pour obtenir une haute température afin de travailler facilement le verre, on peut se servir, lorsqu'on n'a pas le gaz à sa disposition, de la *lampe Balard* (fig. 5).

C'est une lampe à alcool portant une mèche au centre de laquelle débouche un tube effilé amenant un courant d'air et servant de chalumeau.

Par l'ouverture V on remplit avec de l'alcool la lampe aux trois quarts. On effiloche l'extrémité libre de la mèche sur une longueur d'un 1/2 centimètre et on allume. Ne pas s'approcher de trop

1. Cette précaution est nécessaire, car l'alcool que l'on emploie contenant toujours un peu d'eau, l'alcool s'évapore et il reste de l'eau qui imprègne la mèche et empêche un peu l'allumage.

près, car le mélange d'air et d'alcool resté dans la lampe produit quelquefois au début une flamme assez vive.

La lampe est munie d'un certain nombre d'accessoires pour modifier la flamme : en couvrant la mèche allumée avec un bec en éventail, on obtient une flamme large pour courber les tubes de verre. En soufflant par le tube central servant de chalumeau, on obtient une flamme très allongée et donnant une haute température.

II. **Chauffage au gaz.** — Le bec à gaz le plus commun que l'on peut employer pour chauffer est le *bec Bunsen* (fig. 6). La cheminée au centre de laquelle arrive le gaz est entourée d'une virole percée de deux trous opposés servant à l'arrivée de l'air.

Si la virole est tournée de façon à empêcher l'arrivée de l'air, la flamme obtenue est éclairante. Si la virole est tournée de façon à permettre l'arrivée de l'air, le gaz en s'échappant avec vitesse dans la cheminée fait un appel d'air qui brûle entièrement son carbone, la flamme est très chaude et peu éclairante, de couleur bleuâtre.

A côté du bec Bunsen, nous pouvons citer *la lampe à gaz Leblanc* (fig. 7) munie d'un tube pour insuffler de l'air dans la flamme (chalumeau).

5. Travail du verre. — Pour pouvoir monter les petits appareils nécessaires aux expériences que nous allons décrire, il est bon de savoir *effiler, couper, courber* un tube de verre, etc., c'est-à-dire travailler le verre.

Couper un tube de verre. — 1° *Le tube n'a qu'un faible diamètre* (6 à 8 millimètres); on appuie le tube sur la table; on mouille légèrement l'arête d'une lime et on fait un trait sur le tube perpendiculairement à son axe. Le tube est pris

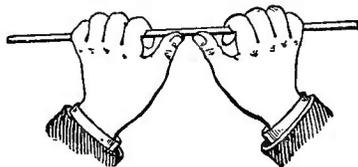


FIG. 8. — MANIÈRE DE COUPER UN TUBE DE VERRE.

des deux mains, les deux pouces près du trait font un effort de flexion sur le tube (fig. 8).

Les deux bords du tube coupé sont trop tranchants, on les use à la lime ou mieux encore on les chauffe jusqu'au ramollissement du verre.

2° *Le tube est large* (ex. tube à essai). On fait un trait avec la lime comme précédemment; on fait chauffer un bout de verre effilé que l'on met ensuite rapidement au contact du trait, le verre se coupe nettement sinon à la première fêlure du moins après avoir remis à nouveau le verre effilé en fusion au contact de la fêlure obtenue.

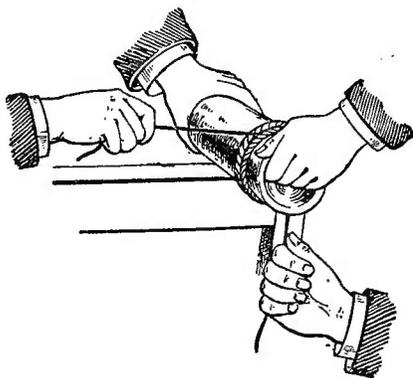


FIG. 9. — COMMENT ON COUPE UNE BOUTEILLE AVEC UNE FICELLE.

Il faut manœuvrer la ficelle jusqu'à ce que celle-ci dégage une légère odeur de roussi. On jette à ce moment de l'eau froide sur la partie chauffée.

Couper une bouteille. — Il est bon de savoir couper une bouteille pour préparer une cloche à gaz. On procède de la manière suivante

On noue autour d'une bouteille deux grosses ficelles, faisant chacune un ou deux tours (fig. 9) et séparées par un petit intervalle permettant de faire circuler une ficelle plus petite. Dans

cet intervalle, on enroule la petite ficelle en ne faisant qu'un tour et pas de nœud. Deux opérateurs tirent alternativement, très régulièrement et très rapidement cette ficelle comme s'ils voulaient scier la bouteille; celle-ci s'échauffe fortement à l'endroit frotté et la ficelle devient brûlante. A ce moment, on jette de l'eau froide sur le verre échauffé, un petit craquement se fait entendre et la bouteille est nettement séparée en deux (René Leblanc).» On obtient une cloche (fig. 10).

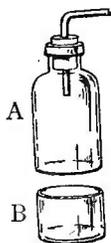


FIG. 10.

BOUTEILLE COUPÉE.

A, partie de la bouteille servant de cloche; B, partie servant de vase.

retire de la flamme et on relève doucement les deux mains en tirant très légèrement sur les deux extrémités pour que la courbure soit parfaitement ronde (fig. 12).

En laissant le tube dans la flamme (surtout si le verre est mince), la courbure est trop chauffée, elle s'aplatit comme l'indique la fig. 12.

Si le tube n'a pas été chauffé sur une assez grande longueur ou n'a pas été assez chauffé ou encore a été courbé trop tôt, la courbure n'est pas ronde, la section du tube est rétrécie et le tube peut très facilement se briser au coude.

Étirer et effiler un tube. — On chauffe le tube avec le bec à éventail comme précédemment, au point où on veut l'étirer, en le faisant tourner.

Dès qu'il rougit, on le sort de la flamme et on écarte les mains doucement en tournant toujours. Le tube s'allonge et son diamètre diminue; on le coupe avec un trait de lime quand il est froid¹

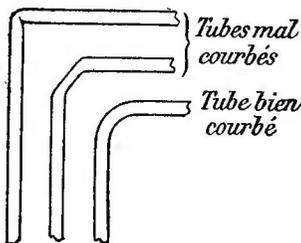


FIG. 12. — COMMENT ON COURBE UN TUBE.

6. Travail des bouchons. — On trouve dans le commerce des bouchons de caoutchouc de toutes les dimensions, percés de 1, 2 ou 3 trous et à un prix relativement peu élevé. Ces bouchons, à cause de leur longue durée, sont aussi économiques que les bouchons en liège fin et donnent un bouchage plus facile, plus parfait.

Néanmoins, il est bon de savoir préparer les bouchons en liège d'un usage plus général et que l'on trouve partout.

Perçage d'un bouchon. — On choisit des bouchons exempts de trous,

1. Nous n'indiquons pas la construction d'un tube à essai, cette opération plus difficile n'étant pas indispensable.

de nœuds, de fentes, pas trop poreux, ni trop durs. Pour percer un ou deux trous, afin de faire passer un ou deux tubes de verre, on procède de la manière suivante : on pose le bouchon sur la table (fig. 13), on le tient fortement avec la main gauche, et avec la main droite, on enfonce verticalement le poinçon suivant l'axe, sans traverser le bouchon

de part en part, en s'arrêtant à la moitié de l'axe. On retourne le bouchon et on en fait autant sur l'autre face. Le poinçon traverse alors le bouchon de part en part ; on le fait tourner sur lui-même pour détacher les fragments de liège ; on introduit enfin une lime *queue de rat* (fig. 13), et par une rotation ménagée de la lime on donne au canal le diamètre convenable.

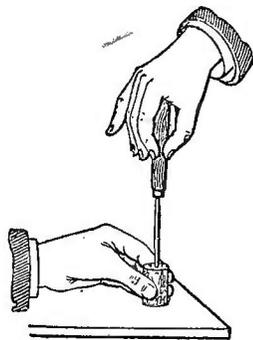
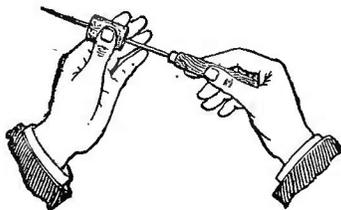


FIG. 13. — PERÇAGE D'UN BOUCHON EN LIÈGE.

1, *Emploi de la lime queue de rat*; 2, *Emploi du poinçon*.

Avant d'introduire le tube en verre dans le canal, on l'enduit de savon sec ou de suif.

Limage des bouchons. — Lorsque le bouchon est percé il faut le dégrossir avec un couteau ou à la râpe pour qu'il puisse s'engager juste dans

Bouchon ordinaire non limé *Bouchon mal limé* *Bouchon bien limé*



FIG. 14. — FORMES A DONNER AUX BOUCHONS.

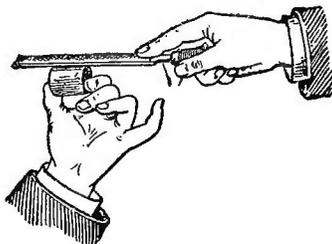


FIG. 15. — LIMAGE D'UN BOUCHON.

l'orifice du ballon ou du flacon que l'on veut boucher. On le polit ensuite avec une lime douce.

Un bouchon, pour ne pas laisser établir de « fuites », doit être tronconique (fig. 14). Quand il est cylindrique ou en forme de baril, il tient mal et les fuites peuvent s'établir.

Pour le limage des bouchons, on procède de la manière suivante :

On prend le bouchon avec la main gauche comme l'indique la fig. 15 ; on fait tourner le bouchon sur lui-même avec l'index et l'annulaire. La lime est tenue avec la main droite ; on lime dans le sens de la longueur, toujours de gauche à droite et jamais en sens inverse. On polit ensuite avec une lime douce.

Si malgré toutes les précautions prises le bouchon laisse établir des fuites, on l'enduit avec une pâte épaisse de plâtre ou de dextrine et d'eau préparée au moment de l'expérience. La pâte est mise avec le doigt tout autour du bouchon, sur le bord de l'orifice du vase et autour de la partie du tube engagée dans le bouchon.

7. Supports, pinces pour supporter les ballons, etc. — Pour supporter les ballons, les tubes, etc., on peut fabriquer facilement des supports très simples (fig. 16). La plaque inférieure peut être en bois ou en tôle un peu épaisse. La tige peut être également en bois.

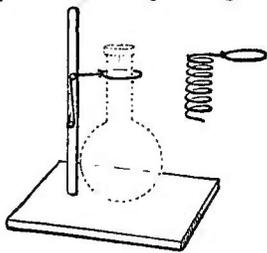


FIG. 16.

SUPPORT POUR
SUPPORTER LES BALLONS.

Quant aux anneaux métalliques de différents diamètres pour soutenir les ballons, on les fait en fil de fer galvanisé de 3 millimètres de diamètre et on les dispose soit comme l'indique la fig. 16 à l'aide de petits pitons, soit encore comme l'indique la même fig. à droite en roulant le fil de fer en spirale, les tours étant séparés et l'axe fortement infléchi.

La pince peut être fabriquée avec une lame de laiton élastique repliée comme l'indique la fig. 18. On peut aussi employer la pince en bois (fig. 17), que l'on trouve facilement dans le commerce.

Pour rapprocher les deux extrémités libres, de façon à serrer le col d'un ballon on se sert d'un écrou à oreille que l'on trouve chez tous les quincailliers. Pour tenir les tubes de petits diamètres, on place entre les branches de la pince des morceaux d'un bouchon en liège.

8. Montage des appareils. — Pour introduire les tubes droits ou

coudés dans les trous des bouchons, on les tient du *bout des doigts*, le plus près possible du bouchon; en les pressant à pleine main et loin du bouchon, on peut briser le tube et comme la main n'est plus soutenue, elle rencontre le biseau tranchant du verre cassé; il en résulte une blessure d'autant plus grave qu'on enfonce plus fort.

Comme il est assez difficile de construire un tube coudé en plusieurs points et en une seule pièce, on peut relier les différentes parties d'un tube coudé en plusieurs pièces par des morceaux de tube de caoutchouc.

(Voir Appareil pour la préparation de l'hydrogène, page 11.)

Les bouchons munis de tubes étant ajustés dans les goulots des flacons ou des ballons en verre, il est nécessaire avant de commencer l'expérience de constater s'il n'y a aucune fuite; pour cela on aspire par un tube (en fermant les autres tubes ouverts s'il y en a); si l'air n'entre pas dans l'appareil la langue et le doigt mis sur un autre tube ouvert sont attirés comme par une ventouse.

Les gaz que l'on veut étudier sont recueillis dans des sortes de tubes très larges fermés à l'un des bouts et que l'on appelle *éprouvettes* (fig. 19). Les éprouvettes peuvent être remplacées par de simples bouteilles (voir préparation de l'hydrogène, fig. 23, page 11). Nous verrons à propos de la préparation de l'hydrogène comment on recueille les gaz.

9. Filtre. — Pour filtrer les liquides on se sert de filtres en papier; on les prépare de la manière suivante (fig. 20): on découpe un carré dans une feuille de papier à filtrer, on le plie suivant une diagonale AA'; le triangle ainsi formé

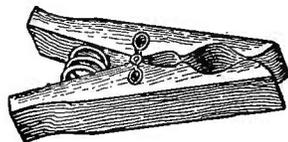


FIG. 17. — PINCE POUR
SOUTENIR LES TUBES A ESSAI
QUE L'ON CHAUFFE.

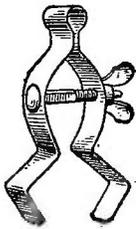


FIG. 18. — PINCE.

Modèle de M. Bou-
dreaux pour sup-
porter les ballons.



FIG. 19.
ÉPROUVETTE POUR
RECUEILLIR LE GAZ.

est partagé ensuite en deux parties égales par un pli BO, puis les deux nouveaux triangles BOA et BOD sont partagés également par deux autres plis C'O et CO disposés en sens inverse du pli BO. Chacun des nouveaux petits triangles obtenus AOC', OC'B, BOC, etc., est partagé en trois parties égales par des plis disposés alternativement dans un sens et dans l'autre. On obtient ainsi le filtre indiqué par la fig. 20 bis. On le déplie et on partage en deux parties égales, par un pli longitudinal, les deux secteurs extrêmes dont les plis sont dirigés dans le même sens ; on découpe les bords en les arrondissant et on déploie le filtre en forme de cône¹

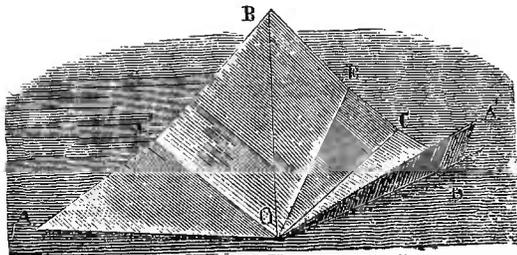


FIG. 20. — FILTRE.

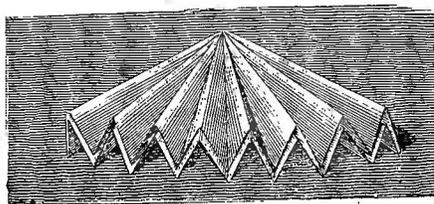


FIG. 20 bis. — FILTRE.

Filtration. — On dispose le filtre dans un entonnoir en verre de manière que le papier ne dépasse pas les bords (fig. 21).

On place un petit morceau de papier entre l'entonnoir et le bord du flacon pour permettre la sortie de l'air et faciliter l'écoulement du liquide filtré. On fait couler le liquide à filtrer le long d'une baguette de verre plongeant dans le filtre afin de ne pas faire tomber de

trop haut le liquide, le jet créverait le papier-filtre.

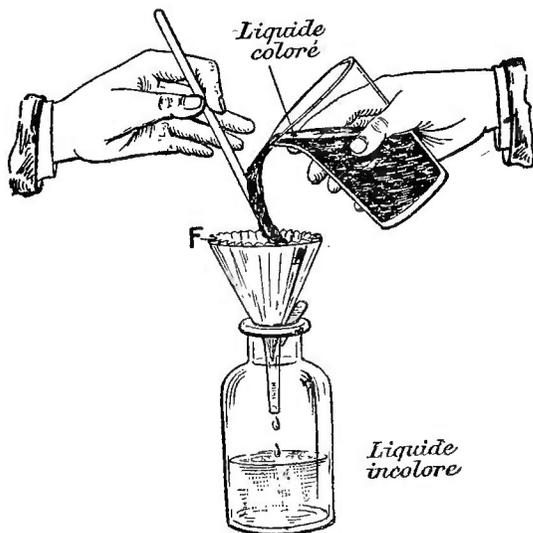


FIG. 21. — FILTRATION.

10. Conseils sur le chauffage des appareils en verre.

— Les ballons, les cornues, les tubes à essai, pour ne pas être brisés, doivent être chauffés graduellement et régulièrement : on les tient en dessus et à certaine distance de la flamme pendant une ou deux minutes en les agitant. Pour plus de précaution, il est bon d'interposer une toile métallique entre la flamme et les appareils en verre.

Lorsqu'un ballon contient un liquide, veiller à ce que la flamme n'aille pas jusqu'au niveau du liquide, car la différence de température entre le verre mouillé par le liquide et le verre non mouillé produirait la rupture.

1. Nous ne parlons pas des *filtres sans plis* que l'on emploie dans certains cas lorsqu'on veut recueillir les particules solides qui se déposent.

PREMIÈRE PARTIE : MÉTALLOÏDES

CHAPITRE II

L'HYDROGÈNE

11. État naturel. — L'hydrogène, dont le nom signifie « j'engendre l'eau », est un des éléments de l'eau, dont il forme la neuvième partie en poids; il entre dans la constitution de tous les êtres vivants et d'une foule de composés minéraux. Il se rencontre assez rarement à l'état libre dans la nature.

12. Préparation. — On prépare l'hydrogène en faisant agir du zinc sur de l'acide sulfurique étendu d'eau (fig. 22 et 23).

L'acide sulfurique contient de l'hydrogène, le zinc prend la place de cet hydrogène : il se forme un composé appelé sulfate de zinc qui se dissout dans l'eau et l'hydrogène se dégage.

Si dans un verre on met quelques morceaux de zinc, de l'acide sulfurique et de l'eau, il se dégage de l'hydrogène que l'on peut enflammer (fig. 22).

Pour obtenir plusieurs litres de gaz, on prépare un appareil comme l'indique la figure 23 :



FIG. 22. — PRÉPARATION RAPIDE DE L'HYDROGÈNE.

En mettant dans un verre du zinc, de l'acide sulfurique et de l'eau; on peut enflammer l'hydrogène.

Il se compose d'un flacon ordinaire fermé avec un bouchon percé de deux trous, l'un laissant passer le tube à dégagement qui se rend sous l'éprouvette ou le flacon destiné à recueillir l'hydrogène et l'autre dans lequel passe le tube de sûreté (simple tube en verre sur lequel est ajusté un entonnoir en verre à l'aide d'un bout de tube en caoutchouc). Ce tube de sûreté permet au gaz en excès et aux liquides de sortir du flacon sans que ce dernier soit brisé par une explosion. L'éprouvette ou le flacon plein d'eau destiné à recevoir le gaz est préparé comme l'indique la figure 24.

On met dans le flacon 20 grammes de zinc et 100 grammes d'eau et l'on

bouche. On verse ensuite 20 grammes d'acide sulfurique par l'entonnoir du tube de sûreté plongeant dans le flacon. Un vif bouillonnement se manifeste et l'hydrogène se dégage par un tube qui se rend sous une éprouvette pleine

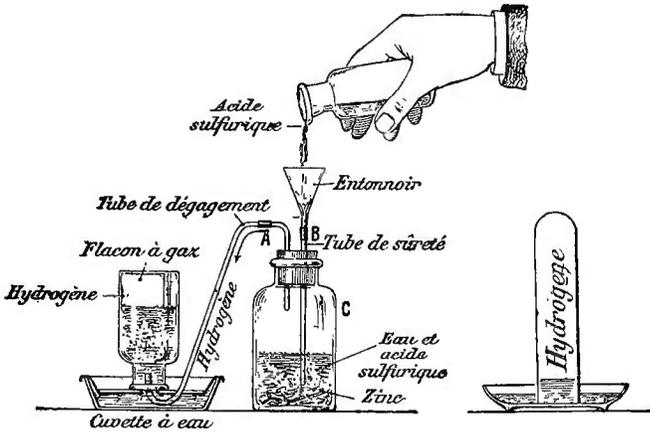


FIG. 23. — PRÉPARATION DE L'HYDROGÈNE

en faisant agir du zinc sur de l'acide sulfurique étendu d'eau.

1. A et B sont des morceaux de caoutchouc reliant les différentes parties des tubes en verre. Le flacon à deux tubulures que l'on emploie dans les laboratoires a été remplacé par un flacon ordinaire que l'on trouve partout. Dans la cuvette à eau est disposée une planchette de bois, ou mieux une lame de zinc laissant passer le tube à dégagement et soutenant l'éprouvette ou le flacon destiné à recevoir le gaz.
2. A droite on voit une éprouvette pleine d'hydrogène (que l'on vient de recueillir) sur une soucoupe contenant un peu d'eau. A la place de l'éprouvette on pourrait disposer de la même manière le flacon plein de gaz.

d'eau. Le gaz, plus léger que l'eau, chasse peu à peu celle-ci et remplit l'éprouvette.

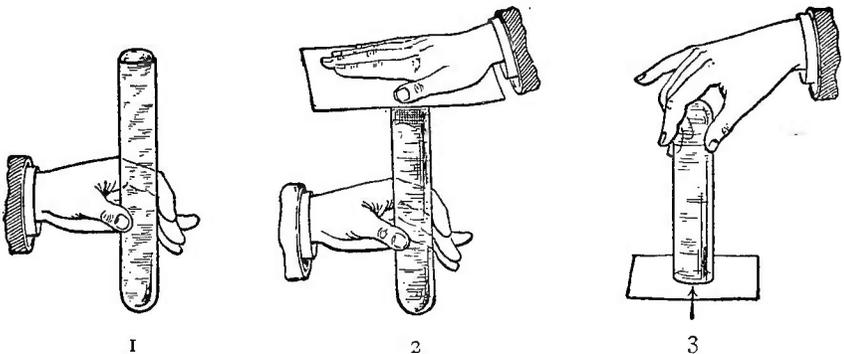


FIG. 24. — MANIÈRE DE PRÉPARER UNE ÉPROUVETTE PLEINE D'EAU POUR RECUEILLIR UN GAZ SUR LA CUVETTE A EAU.

1. On remplit l'éprouvette avec de l'eau jusqu'au bord, le niveau de l'eau étant convexe hors de l'éprouvette. — 2. On applique une feuille de papier avec la paume de la main. — 3. On retourne l'éprouvette, le papier tient seul, soutenu par la pression atmosphérique. Il n'y a plus qu'à porter cette éprouvette sur la cuvette à eau et à retirer la feuille de papier.

Pour enlever de la cuvette à eau une éprouvette pleine de gaz on fait glisser sous l'éprouvette sans la soulever hors de l'eau, une soucoupe ordinaire contenant un peu d'eau pour ne pas laisser sortir le gaz (fig. 23 à droite).

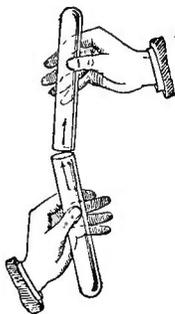


FIG. 25. — ASCENSION DE L'HYDROGÈNE dans une éprouvette pleine d'air.

13. Propriétés physiques. — L'hydrogène est un gaz incolore, inodore, sans saveur. C'est le plus léger de tous les gaz : il est 14 fois $1/2$ plus léger que l'air (1 litre d'air pèse $1^{\text{gr}},30$) :

Expérience I. — Si on place une éprouvette pleine d'hydrogène sous une autre éprouvette pleine d'air (fig. 25), l'hydrogène très léger s'élève et passe dans l'éprouvette supérieure ; on peut l'enflammer avec une allumette pour y constater sa présence.

Expérience II. — Si l'on plonge dans l'eau de savon l'extrémité du tube par lequel se dégage l'hydrogène, des bulles se forment et s'élèvent dans l'atmosphère.

L'hydrogène traverse facilement les corps poreux :

Expérience III. — Si on place une feuille de papier au-dessus d'une éprouvette pleine de gaz, l'hydrogène la traverse facilement et peut s'enflammer au contact d'une allumette (fig. 26).

14. Propriétés chimiques. — L'hydrogène est combustible, mais il n'entretient pas la combustion. Il brûle avec une flamme peu éclairante et très chaude :

Expérience I. — En approchant une bougie d'une éprouvette tenue l'orifice en bas et pleine d'hydrogène (fig. 27), ce dernier prend feu et brûle au

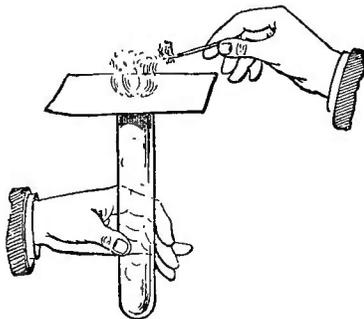


FIG. 26. — L'HYDROGÈNE TRAVERSE FACILEMENT LES CORPS POREUX. on peut l'enflammer.

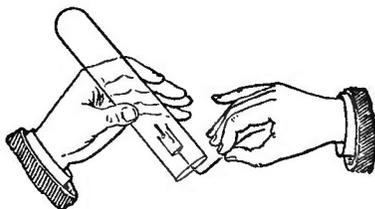


FIG. 27. — L'HYDROGÈNE EST COMBUSTIBLE MAIS N'ENTRETIENT PAS LA COMBUSTION.

La bougie enflamme le gaz en entrant dans l'éprouvette, mais s'éteint quand on la plonge dans le gaz.

contact de l'air avec une flamme peu éclairante. Si on introduit la bougie dans l'éprouvette, celle-ci s'éteint parce que l'hydrogène n'entretient pas la combustion. La bougie retirée se rallume en passant au contact de l'hydrogène enflammé.

Expérience II. — A la place du tube à dégagement de l'appareil à préparer l'hydrogène on peut disposer un tube effilé par lequel se dégage le gaz. On attend pour l'enflammer que tout l'air ait été expulsé de l'appareil, à

cause de l'explosion qui peut se produire. On peut constater que la flamme est pâle et peu éclairante.

Elle est peu éclairante parce qu'elle ne contient en suspension aucune parcelle solide incandescente. Elle devient très éclairante si on introduit à l'intérieur de la flamme un fragment de chaux, par exemple, où si l'on fait passer le gaz dans un flacon contenant un liquide riche en carbone, tel que la benzine ou le pétrole (fig. 28). Si l'on écrase alors la flamme devenue blanche, très éclairante, avec un corps froid (soucoupe), celui-ci se recouvre de noir de fumée. Ce sont les particules solides de carbone incandescent qui au contact du corps se sont refroidies.

L'hydrogène en brûlant se combine avec l'oxygène de l'air pour former de la vapeur d'eau :

Expérience III. — On dessèche de l'hydrogène en le faisant passer à travers un tube contenant des matières avides d'eau (du chlorure de calcium, par exemple) et on le fait dégager sous une grande cloche en verre. On l'enflamme, la cloche se recouvre à l'intérieur de fines gouttelettes d'eau que l'on peut recueillir (fig. 36, p. 19).

L'hydrogène forme avec l'oxygène ou avec l'air, un mélange qui détone au contact d'une flamme :

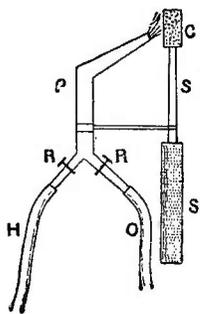


FIG. 29.

CHALUMEAU A GAZ OXYHYDRIQUE.

H, tube à hydrogène; O, tube à oxygène; R, robinets; P, tube du chalumeau; C, bâton de chaux; S, support de la chaux.

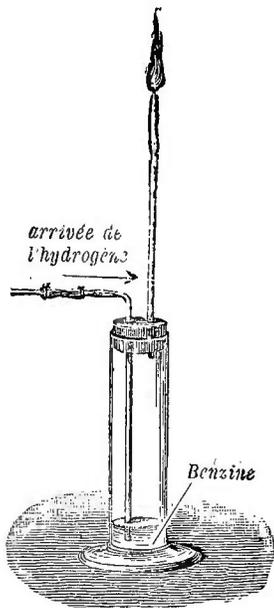


FIG. 28. — FLAMME DE L'HYDROGÈNE.

Elle est pâle, elle devient éclairante lorsque l'hydrogène est passé dans de la benzine ou du pétrole.

Expérience IV. — On remplit à peu près au tiers une éprouvette ou un petit flacon avec de l'hydrogène, on fait ensuite passer deux tiers d'air; on entoure l'éprouvette avec un linge et on enflamme, on constate une petite explosion.

15. Usages. — L'hydrogène brûlant au contact de l'oxygène donne une température très élevée, que l'on emploie pour fondre le platine, pour souder le plomb à lui-même. Les deux gaz arrivent séparément par deux tubes différents constituant le chalumeau à gaz oxyhydrique (fig. 29). Si l'on dirige la flamme sur un bâton de chaux, celui-ci devient incandescent et fournit une lumière éblouissante (lumière oxyhydrique ou lumière Drummond), dont on se sert dans les projections lumineuses.

L'hydrogène, étant très léger, est employé pour gonfler les ballons. On le remplace le plus souvent par le gaz d'éclairage moins cher et d'un emploi plus commode.

CHAPITRE III

L'OXYGÈNE

16. État naturel. — L'oxygène est un des corps les plus répandus dans la nature. Il forme environ $\frac{1}{5}$ de l'air où il existe à l'état de mélange. Sa combinaison avec l'hydrogène

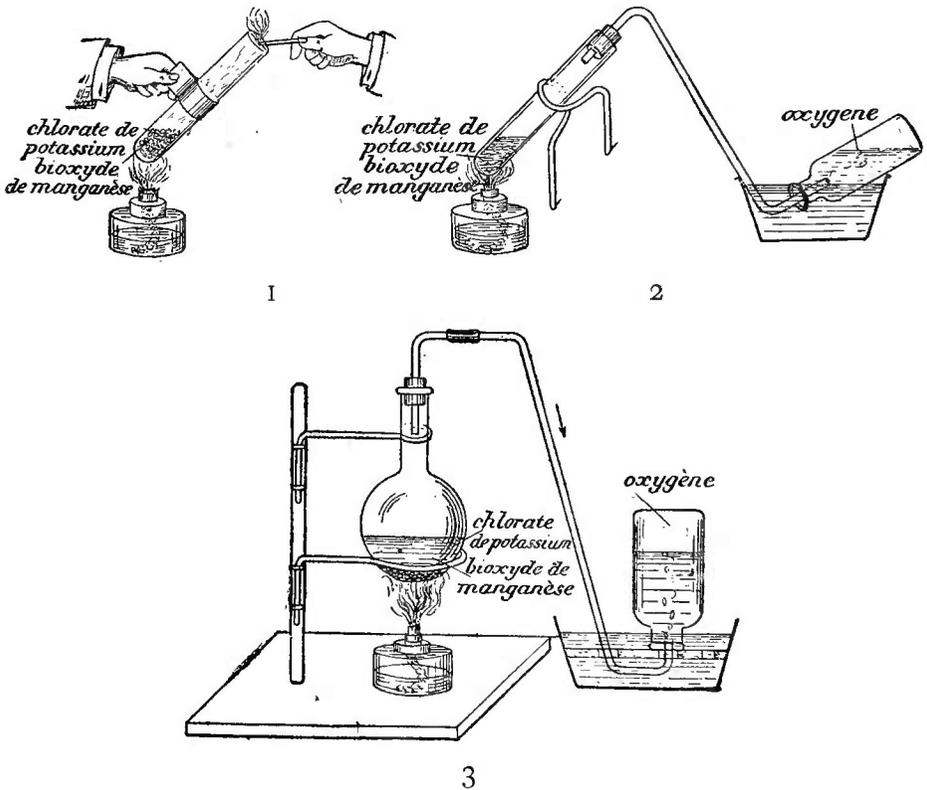


FIG. 30. — PRÉPARATION DE L'OXYGÈNE
en chauffant du chlorate de potassium.

1 et 2. — Préparations avec tubes à essai pour obtenir une petite quantité d'oxygène.

3. — Préparation avec ballon pour obtenir plusieurs litres d'oxygène.

constitue l'eau ; il entre dans la constitution de presque toutes les roches, de presque tous les minéraux.

17. Préparation.— Pour préparer l'oxygène, on emploie des composés qui contiennent ce corps et le cèdent facilement sous l'influence de la chaleur. *On décompose le plus souvent le chlorate de potassium par la chaleur* (fig. 30).

On ajoute au chlorate de potassium substance solide blanche, un corps naturel noir, le bioxyde de manganèse, qui rend la décomposition du chlorate plus régulière.

Pour obtenir facilement de l'oxygène, on peut chauffer simplement dans un tube à essai le mélange de chlorate de potassium et de bioxyde de manganèse, comme l'indique les figures 30¹, 30², 30³.

Quand on veut obtenir plusieurs litres d'oxygène on emploie l'appareil (fig. 33³). Le mélange (20 grammes de chlorate de potassium et 20 grammes de bioxyde de manganèse) est introduit dans le ballon en verre et on chauffe doucement. Tout l'oxygène se dégage et se rend dans le flacon, il reste dans le ballon un corps solide blanc appelé chlorure de potassium.

Dans l'industrie l'oxygène est extrait de l'air; il est livré au commerce dans des cylindres en acier où il a été fortement comprimé (fig. 31). La capacité de ces cylindres est d'environ 8 litres et le gaz est comprimé à 120 atmosphères.

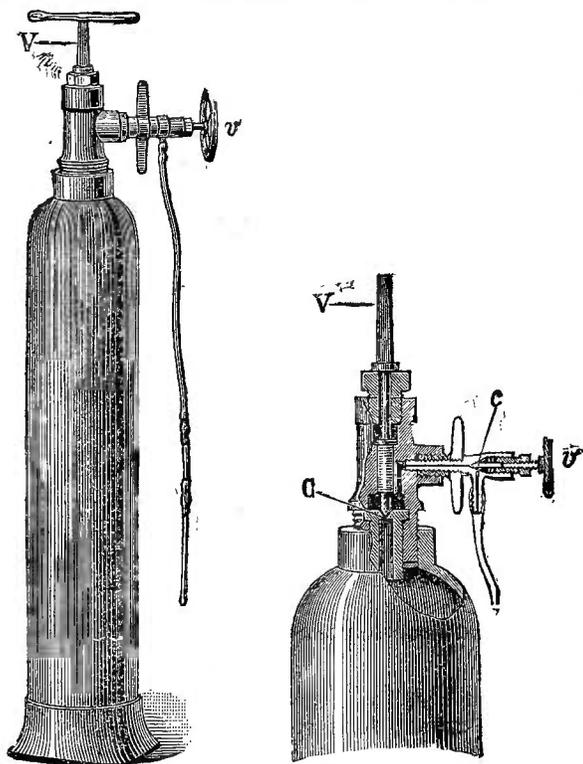


FIG. 31. — CYLINDRE D'ACIER PLEIN D'OXYGÈNE.

Quand on veut laisser sortir le gaz, on dévisse de quelques filets les vis V et v, ce qui ouvre un passage en C et c.

18. Propriétés physiques.— L'oxygène est un gaz incolore, inodore, sans saveur. Il est très peu soluble dans l'eau (les poissons respirent l'oxygène de l'air dissous dans l'eau); un litre d'oxygène pèse 1^{er},43.

19. Propriétés chimiques.— L'oxygène n'est pas combustible, mais il entretient la combustion. Tous les corps combustibles y brûlent avec plus d'éclat et de rapidité que dans l'air atmosphérique; on dit que l'oxygène est un comburant.

Expérience I. — Une allumette presque éteinte mise dans une éprouvette pleine d'oxygène se rallume en produisant une petite explosion.

Expérience II. — Si on met un morceau de soufre dans une petite coupelle en terre et que, légèrement enflammé, on le descende à l'aide d'un fil de fer dans un flacon plein d'oxygène (fig. 33), on constate qu'il y brûle avec une flamme bleue éclatante en se transformant en un gaz à odeur piquante, n'entretenant pas la combustion, le *gaz sulfureux*. Ce dernier provient de l'union, de la *combinaison* du soufre et de l'oxygène.

On peut constater que de la teinture bleue de tournesol jetée dans le flacon devient rouge au contact du gaz sulfureux.

Expérience III. — Un bâton de fusain (charbon de bois léger, *carbone*) fixé à un fil de fer par une des extrémités, puis légèrement enflammé, brûle éga-

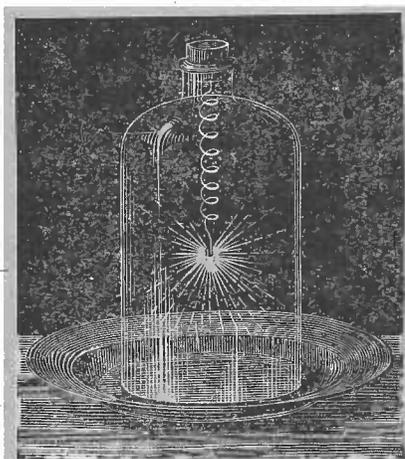


FIG. 32. — COMBUSTION DU FER
DANS L'OXYGÈNE.
Formation d'oxyde de fer.



FIG. 33. — COMBUSTION DU SOUFRE
DANS L'OXYGÈNE.
Formation du gaz sulfureux.

lement avec éclat dans l'oxygène. Le charbon s'unit, se combine à l'oxygène et produit un corps nouveau, le *gaz carbonique*. Ce gaz rend rouge vineux la teinture bleue de tournesol et trouble l'eau de chaux¹.

Expérience IV. — Une spirale d'acier (ressort de montre) à l'extrémité libre de laquelle se trouve un morceau d'amadou enflammé (fig. 32), brûle avec un vif éclat en lançant de tous côtés des étincelles. Le fer se transforme en une matière brune qui fond et se détache en globules lesquels détermineraient la rupture du flacon si l'on n'avait eu soin d'y laisser un peu d'eau. Le fer s'est uni à l'oxygène pour former un oxyde de fer.

Expérience V. — Un fil de magnésium préalablement enflammé brûle dans l'oxygène avec une lumière éblouissante. Le magnésium, qui est aussi un métal, s'unit, se combine avec l'oxygène pour produire une matière blanche, l'*oxyde de magnésium* ou magnésie, qui se dépose sur les parois du flacon.

20. Combustions vives et combustions lentes. — Si l'on compare les expériences précédentes, on voit que le charbon,

1. Voir Préparation de l'eau de chaux, p. 135.

le soufre, le fer, le magnésium se sont combinés avec l'oxygène et qu'il s'est produit en même temps de la *chaleur* et de la *lumière*. Il y a eu *combustion vive*.

Si au lieu de mettre un morceau de fer dans l'oxygène, on le place à l'air humide, il se combine également avec l'oxygène de l'air pour former de la *rouille*. Dans ce phénomène d'oxydation, il se produit aussi un dégagement de chaleur, mais que l'on ne peut constater avec la main. On dit que le fer a subi une *combustion lente*. —

Le mot combustion, en chimie, n'a donc pas la signification qu'on lui attribue dans le langage habituel, il s'applique à toute *combinaison directe d'un corps avec l'oxygène*.

Comme le fer et le cuivre brûlent aussi bien dans la vapeur de soufre que dans l'oxygène, on étend même le mot de combustion à toute réaction chimique accompagnée de chaleur et de lumière.

21. Action de l'oxygène sur les êtres vivants. — L'oxygène est l'agent essentiel de la respiration chez l'homme et les animaux.

Lorsque l'air pénètre dans les poumons, l'oxygène qu'il renferme se fixe sur les globules du sang et circule dans toutes les parties du corps, où il produit une véritable *combustion lente*, en oxydant le carbone et l'hydrogène des tissus. Il se forme, comme dans les expériences précédentes, du gaz carbonique et de la vapeur d'eau, que le sang ramène dans les poumons pour être rejetés au dehors. Un homme brûle par la respiration, tant en carbone qu'en hydrogène; l'équivalent de 12 grammes de charbon par heure.

Les plantes, comme les animaux, respirent : elles absorbent l'oxygène que renferme l'air et dégagent du gaz carbonique.

22. Usages. — L'oxygène pur est d'un usage assez restreint. On l'emploie en médecine sous forme d'inhalations dans certaines maladies respiratoires, et contre les empoisonnements occasionnés par la respiration accidentelle de gaz tels que l'oxyde de carbone, l'acide sulfhydrique que nous étudierons plus tard.

Mélangé à l'hydrogène en proportions convenables, l'oxygène constitue le *gaz oxhydrique*, que l'on emploie pour les projections lumineuses (voir Hydrogène, usages) ou pour obtenir une haute température. Très souvent, surtout pour les projections lumineuses, on emploie le gaz d'éclairage à la place de l'hydrogène; on le fait brûler dans l'oxygène.

CHAPITRE IV

L'EAU

L'eau a été regardée longtemps comme un corps simple. Lavoisier a montré qu'elle est un corps composé résultant de la combinaison de deux gaz : *l'oxygène et l'hydrogène*.

23. Composition de l'eau. — *Expérience I.* — Pour déterminer la composition de l'eau, on peut se servir d'un appareil appelé voltamètre (fig. 34), qui se compose d'un vase en verre dont le fond est traversé par deux fils ou lames de platine que l'on relie à une pile électrique. On met dans ce vase de l'eau acidulée par quelques gouttes d'acide sulfurique et l'on dispose au-dessus de chaque fil une petite éprouvette également pleine d'eau.

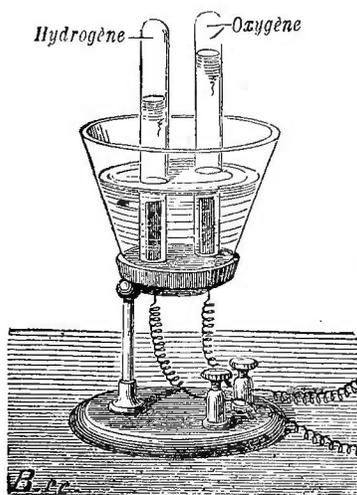


FIG. 34. — VOLTAMÈTRE POUR LA DÉCOMPOSITION DE L'EAU.

Le courant électrique décompose l'eau, de nombreuses bulles de gaz se dégagent dans les deux éprouvettes. On constate que l'une d'elles contient de l'*oxygène* (une allumette n'ayant plus qu'un point rouge s'y rallume vivement), et que l'autre contient de l'*hydrogène* (ce gaz brûle avec une flamme pâle).

On constate aussi qu'il s'est dégagé deux fois plus d'*hydrogène* que d'*oxygène*; dans cette expérience, l'on a décomposé l'eau en ses éléments, l'*oxygène* et l'*hydrogène* : l'eau a été analysée.

Décomposer un corps en ses éléments, c'est en faire l'analyse.

Expérience II. — Pour contrôler l'analyse on peut reconstituer de l'eau en combinant de l'*oxygène* et de l'*hydrogène* dans des proportions déterminées, c'est-à-dire en faire la *synthèse*.

Pour faire la synthèse de l'eau, opération inverse de l'analyse, on se sert d'un appareil très simple l'*eudiomètre* (fig. 35).

On fait passer dans l'*eudiomètre* 100 centimètres cubes d'*hydrogène*, puis 100 centimètres cubes d'*oxygène*, le volume du mélange est de 200 centimètres cubes. On fait agir ensuite l'étincelle électrique : il se produit de la vapeur d'eau qui se condense sur les parois du tube et le mercure sur lequel l'*eudiomètre* repose monte dans l'appareil. On mesure le gaz restant et on trouve qu'il n'y a plus que 50 centimètres cubes d'*oxygène*, les 100 centimètres cubes d'*hydrogène* se sont combinés à 50 centimètres cubes d'*oxygène* pour former de l'eau.

Comme ces deux expériences sont plutôt des expériences de laboratoire, on peut se contenter, pour reconnaître que l'eau est une combinaison d'oxygène avec de l'hydrogène, de con-

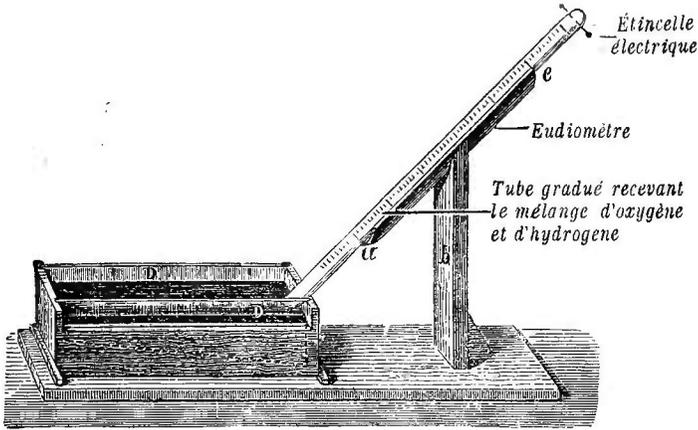


FIG. 35. — RECONSTITUTION DE L'EAU en combinant l'hydrogène et l'oxygène à l'aide de l'étincelle électrique.

stater que l'hydrogène en brûlant dans l'oxygène de l'air donne de la vapeur d'eau (voir Hydrogène, p. 13, Expérience III) :

Expérience III (fig. 36). — L'hydrogène sec est enflammé; on place au-dessus de la flamme un verre sec et froid; on constate qu'il s'y forme immédiatement une buée due à la condensation de la vapeur d'eau obtenue. Si on prolonge l'expérience, la chaleur dégagée par la flamme de l'hydrogène vaporise cette buée laquelle disparaît.

L'eau est donc uniquement composée d'oxygène et d'hydrogène dans la proportion de 2 volumes d'hydrogène pour 1 volume d'oxygène.

L'hydrogène à volume égal pesant 16 fois moins que l'oxygène, il est évident que 2 volumes d'hydrogène pèsent 8 fois moins que 1 volume d'oxygène. Il en résulte que les poids des deux gaz, hydrogène et oxygène qui se combinent pour former de l'eau, sont dans le rapport de 1 à 8, en d'autres termes que dans 9 grammes d'eau, il y a 1 gramme d'hydrogène et 8 grammes d'oxygène.

Dumas, en faisant l'analyse de l'eau en poids, a trouvé en effet, que l'eau est formée en poids de :

Hydrogène.	11,11
Oxygène.	88,89
	100,00

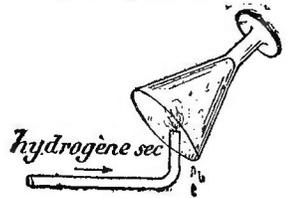


FIG. 36. — L'EAU RÉSULTE DE LA COMBINAISON DE L'HYDROGÈNE AVEC L'OXYGÈNE.

(L'hydrogène en brûlant se combine avec l'oxygène de l'air).

ou plus simplement de 1 gramme d'hydrogène pour 8 grammes d'oxygène.

En résumé, l'eau est composée d'oxygène et d'hydrogène :

1° *En volume, dans la proportion de 2 volumes d'hydrogène pour 1 volume d'oxygène;*

2° *En poids, dans la proportion de 1 gramme d'hydrogène pour 8 grammes d'oxygène.*

24. Propriétés physiques. — L'eau se présente à nous sous trois états différents : solide, liquide, gazeux.

1° *A l'état solide*, elle constitue la *glace*, moins dense que l'eau liquide, puisqu'elle flotte sur cette dernière; elle augmente donc de volume en se solidifiant.

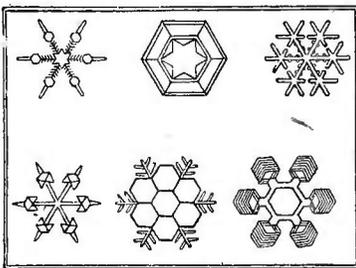


FIG. 37. — CRISTAUX DE GLACE.

Lorsque la glace se forme lentement, elle prend une forme géométrique régulière, elle cristallise en cristaux ayant la forme d'hexagones, comme on l'observe en examinant la neige (fig. 37).

2° *A l'état liquide*, l'eau est transparente, incolore, sans saveur. Lorsque la température s'élève de 0 à 4 degrés centigrades,

l'eau se contracte; elle se dilate lorsqu'on la chauffe au-dessus de 4°. C'est donc à 4° que 1 centimètre cube d'eau pure pèse le plus; ce poids a été pris comme unité de poids, le *gramme*.

3° *A l'état de vapeur* elle est dégagée, par l'eau liquide, à toute température.

L'eau est un dissolvant de beaucoup de corps.

Expérience I. — Lorsqu'on met du sucre, du sel marin, etc., dans de l'eau, ces corps semblent disparaître, ils se mélangent intimement avec elle, ils perdent l'état solide et passent à l'état liquide; il y a *dissolution*. C'est un simple mélange car il suffit d'évaporer l'eau de la dissolution pour retrouver le sucre ou le sel.

Expérience II. — L'eau chargée d'un corps solide en dissolution est plus lourde que l'eau ordinaire. *La dissolution est donc plus rapide quand on tient le solide à dissoudre au niveau du liquide au lieu de le laisser dans le fond du verre.*

Suspendons des cristaux bleus de *sulfate de cuivre* disposés dans un sachet de toile à la partie supérieure d'un vase en verre (fig. 38). On voit descendre l'eau teintée pendant que l'eau claire dissout une nouvelle portion des cristaux. La dissolution se fait ainsi bien plus rapidement qu'en plaçant le corps en fond du vase.



FIG. 38. — DISSOLUTION DU SULFATE DE CUIVRE dans la préparation des bouillies cupriques pour le traitement de la vigne (mildiou).

L'eau peut dissoudre non seulement des corps solides, mais aussi des gaz.

25. Propriétés chimiques. — L'eau est décomposée par un grand nombre de corps simples : le charbon, par exemple, les métaux.

Expérience I. — Le charbon de bois (carbone) chauffé au rouge décompose l'eau disposée sous une cloche en verre et lui prend son oxygène pour former deux gaz : le *gaz carbonique* et l'*oxyde de carbone*. On trouve, en effet, dans la cloche, ces deux gaz avec l'hydrogène.

Le même phénomène se produit lorsque le forgeron jette un peu d'eau sur son foyer pour activer la combustion. Une flamme bleuâtre se produit ; elle résulte tout simplement de la combustion de l'hydrogène et de l'oxyde de carbone formés.

Expérience II. — Si on fait passer de la vapeur d'eau sur du fer chauffé au rouge, ce dernier retient l'oxygène pour former de l'oxyde de fer, et l'hydrogène se dégage. C'est un procédé que l'on peut employer pour préparer l'hydrogène.

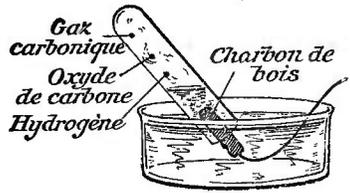


FIG. 39. — DÉCOMPOSITION DE L'EAU par le charbon chauffé au rouge..

26. Eaux potables. — On appelle eau potable, toute eau qui peut servir de boisson.

Une eau potable de bonne qualité doit présenter les propriétés suivantes : être froide, limpide, sans odeur, d'une légère saveur agréable, dissoudre le savon sans former de grumeaux, cuire les légumes en les ramollissant, renfermer de l'air en dissolution, avoir une petite quantité de matières minérales dissoutes dont le poids ne s'élève pas à plus de 50 centigrammes par litre, enfin, contenir le moins possible de *matières organiques*.

1° L'*air* dans les eaux potables est indispensable. Les eaux non aérées sont lourdes et difficiles à digérer.

Expérience III. — Quand on chauffe de l'eau dans un ballon en verre, les gaz en dissolution se dégagent et on peut les recevoir sous une éprouvette. On constate que ces gaz sont ceux que l'on trouve dans l'air, tels que l'oxygène, l'azote et un peu de gaz carbonique. *C'est ce qui explique pourquoi les animaux et les plantes aquatiques peuvent respirer dans l'eau.*

2° Les *matières minérales* sont également nécessaires, parce qu'elles servent à communiquer à l'eau une légère saveur agréable et jouent un rôle important dans la formation du squelette de l'homme et des animaux.

Boussingault a constaté qu'un porc avait fixé dans son squelette, pendant une période de quatre-vingt-treize jours, une quantité de chaux s'élevant à 150 grammes, fournie tout entière par les 900 litres qu'il avait absorbés, tandis que la nourriture solide n'en avait fourni que 98 grammes.

Le poids des matières minérales qui existent dans les bonnes eaux potables, varie de 13 à 50 centigrammes par litre.

Ces matières sont constituées en grande partie par des substances que l'eau a dissoutes en circulant dans le sol, avant de sortir sous forme de source à l'extérieur; ce sont : le carbonate de calcium (pierre calcaire, craie), le sulfate de calcium (pierre à plâtre), etc. Quand leur proportion dépasse 50 centigrammes, l'eau est dite *lourde, crue*, elle est d'une digestion difficile et impropre aux usages domestiques, tels que la cuisson des légumes et le blanchissage du linge.

Une eau est dite *séléniteuse*, quand elle est riche en pierre à plâtre (sulfate de calcium).

3^o *Les matières organiques* en se putréfiant communiquent à l'eau une mauvaise odeur et favorisent le développement des organismes vivants, des microbes qui engendrent les maladies épidémiques. On les rencontre surtout dans les eaux stagnantes (eaux de mares, d'étangs). Leur proportion dans les eaux potables ne doit jamais dépasser 1 milligramme par litre.

Eau de pluie. — L'eau de pluie provient de la condensation de la vapeur d'eau. On pourrait donc croire qu'elle est pure. En réalité, elle ne l'est pas, surtout celle qui tombe au début parce qu'elle entraîne avec elle la plus grande partie des substances en suspension dans l'air. Ce n'est qu'au bout d'un certain temps que l'eau obtenue est presque pure.

D'après M. Marchand, la totalité des principes fournis par l'eau de pluie ne s'élèverait qu'à 6 milligrammes par litre. On peut donc, après les premières pluies, recueillir l'eau et la considérer comme potable : elle est suffisamment aérée et ne renferme pas un excès de substances minérales.

Les principes solides, quoique contenus en petite quantité dans l'eau de pluie, jouent cependant un rôle important dans la végétation¹. Quand, à la campagne, on manque d'eau de source, on peut emmagasiner l'eau de pluie dans des citernes à l'abri de la lumière, parce que les organismes inférieurs ne se développent pas dans l'obscurité.

Les eaux de *neige* et celles qui proviennent de la fonte des glaciers se rapprochent de l'eau de pluie, mais elles leur sont inférieures parce qu'elles ne sont pas aérées.

Eaux de puits. — La qualité des eaux de puits dépend du terrain dans lequel ces eaux se trouvent. Les puits situés dans

1. Ce rôle sera examiné dans la deuxième partie du volume (Chimie agricole).

des terrains calcaires peuvent donner des eaux lourdes, indigestes.

Très souvent, à la campagne, les puits sont peu éloignés des tas de fumier et sont infestés par des liquides dangereux ou des eaux renfermant des germes de maladies (microbes pathogènes). Il a été reconnu que certaines maladies épidémiques, notamment la fièvre typhoïde, étaient dues à l'absorption d'eaux fournies par des puits recevant par infiltration les liquides des fosses d'aisances installées à peu de distance.

L'agriculteur ne saurait donc prendre trop de précautions pour rendre étanches les fosses d'aisances, les fosses à purin, à fumier, afin d'éviter toute contamination des eaux.

Eaux de sources, de rivières et de fleuves. — La constitution de ces eaux varie suivant la nature des terrains qu'elles traversent.

Les eaux de rivières et de fleuves servent très souvent à alimenter les villages. Elles n'offrent aucune garantie, car on a démontré que les maladies épidémiques, comme la fièvre typhoïde et le choléra, sont dues à des microbes qui peuvent être amenés dans les eaux par les déjections ou le lavage du linge.

L'eau étant reconnue par tous les hygiénistes comme le principal propagateur des maladies épidémiques, on est obligé, pour avoir une eau de bonne qualité, de capter soigneusement la source qui la fournit, et de la faire arriver dans des conduites bien fermées jusqu'au domicile du consommateur, afin qu'elle ne soit pas souillée.

L'eau de source bien captée est certainement la meilleure que l'on puisse obtenir, mais elle n'est pas nécessairement pure, car elle ne provient que de l'eau de ruissellement entraînée par infiltration et pouvant avoir lavé à la surface du sol les détritiques de toutes espèces.

Pour avoir une eau de source absolument pure, il faudrait aller la chercher dans un lieu inhabité et inexploré. « Il faut donc renoncer à cette légende de la pureté absolue des eaux de source, que l'expérience et le raisonnement démentent tous les jours » (M. Guichard).

27. Moyens de purifier l'eau. — L'épuration domestique des eaux a pour but de débarrasser l'eau des matières et des microbes qu'elle tient en suspension. Elle est obtenue par trois procédés différents :

- 1^o *La décantation et la filtration;*
- 2^o *La stérilisation par la chaleur;*
- 3^o *L'épuration chimique.*

I. Épuration des eaux par la décantation¹ — La décantation est destinée à débarrasser une eau boueuse de ses impuretés les plus grossières avant de la soumettre à la filtration. Dans quelques villes des bords du Rhône, on soumet l'eau au repos dans des jarres en grès avant de l'utiliser. Il est bien évident que ce traitement, très imparfait, ne détruit jamais les germes de maladie que l'eau peut renfermer.

II. Épuration des eaux par la filtration. — Elle consiste à faire passer l'eau à travers une matière poreuse qui retient les impuretés. L'appareil employé s'appelle *filtre*.

Les matières poreuses employées sont : le *sable*, les *pierres poreuses*, le *charbon*, la *porcelaine*, l'*amiante*, la *terre d'infusoires*.

1° Les filtres à sable. — Ce sont les filtres les plus mauvais, *au début* de leur fonctionnement même quand le sable a été soigneusement lavé dans l'eau bouillante : en effet, cette matière filtrante est trop grossière, il existe entre les grains de sable des espaces qui permettent aux microbes de passer facilement. Ce n'est qu'au bout d'un certain temps que ces filtres arrivent à effectuer une épuration partielle « lorsqu'à la surface du sable il s'est produit une couche grisâtre formée de filaments enchevêtrés d'algues, de microbes; etc., le tout empâtant les matières minérales et organiques que toute eau emporte avec elle ». C'est cette membrane grouillante de vie, ainsi que le fait remarquer Piefker, qui constitue la partie active, le sable ne joue qu'un rôle secondaire, « il sert à la fois de frein pour modérer le mouvement de l'eau et de support pour la couche glaireuse de microbes ».

Lorsque le filtre est « mûr », l'eau qui s'écoule est en partie privée des germes vivants qu'elle contenait. C'est ainsi que certains appareils peuvent retenir une grande quantité de germes de l'eau fluviale et diminuer, par conséquent, dans une certaine mesure les dangers d'infection.

2° Les filtres à pierres poreuses. — Les filtres en pierre artificielle² du système Fischer sont constitués par des plaques de 1 mètre carré de surface et de 18 à 20 centimètres d'épaisseur renfermant à leur centre une cavité de 2 centimètres qui sert à recueillir l'eau filtrée.

Dans ces filtres, il peut se produire facilement des accidents, des fissures, qui permettent le passage de l'eau sans lui avoir fait subir aucune filtration.

3° Les filtres à charbon³. — Le charbon de bois et le noir

1. Décanter, c'est transvaser doucement un liquide qui a fait un dépôt.

2. La pierre était faite avec du sable très fin, agglutiné au moyen d'un silicate et cuit à une température de 1200 degrés.

3. Voir Charbon de bois et Noir animal (p. 88).

animal¹ ont la propriété d'absorber les gaz et de faire disparaître l'odeur quelquefois infecte des eaux stagnantes. Lorsqu'on filtre de l'eau croupie et infecte à travers une couche de charbon de bois, le liquide perd toute odeur. On utilise cette propriété pour l'épuration des eaux.

Parmi les filtres à charbon nous distinguons :

a) **Les filtres à charbon et à sable.** — Le plus souvent, en effet, on associe le sable au charbon¹; le filtre est alors composé d'une couche de charbon placée entre deux couches de sable.

Construction d'un filtre ordinaire à charbon. — A la campagne, tout agriculteur peut construire lui-même son filtre quand les eaux de rivière, de source sont troubles ou peu sûres.

Prendre un grand entonnoir (fig. 40), mettre au fond un tampon de coton, puis une couche de sable de 3 à 4 centimètres, au-dessus une couche de 5 centimètres de noir animal lavé ou de charbon de bois en poudre, puis enfin une couche de sable maintenue par de petits cailloux pour qu'elle ne soit pas soulevée par l'eau.

Filtre pour les animaux de la ferme. — Les animaux de la ferme sont souvent obligés de boire les eaux troubles, malpropres d'étangs ou de mares. On peut construire à leur usage des filtres analogues au précédent (fig. 41).

On emploie un tonneau à double fond contenant une couche de charbon de bois pulvérisé située entre deux couches de sable. On peut même se servir d'un tonneau ordinaire dont le fond percé de trous supporte une couche de charbon placée entre deux couches de sable. On dispose de grosses pierres sur le tout pour que le sable ou le charbon ne soient pas enlevés par l'eau.

On place l'appareil au milieu de la mare, l'eau infecte pénètre par le fond inférieur sous l'influence de la pression, elle tend à établir son niveau, passe à travers le sable et le charbon, se débarrasse de ses impuretés et devient limpide.

b) **Filtres à charbon et tissu d'amiante.** — Dans le commerce on trouve d'excellents filtres à charbon bien supérieurs à ceux dont nous venons d'indiquer la construction. Parmi ces filtres,



FIG. 40.
CONSTRUCTION D'UN
FILTRE A CHARBON.

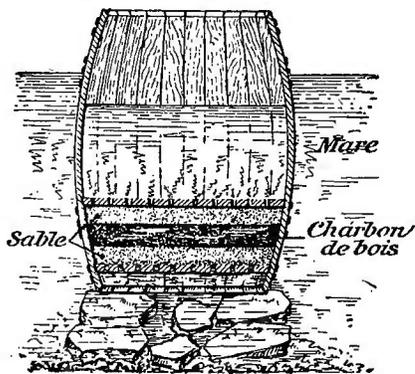


FIG. 41. — FILTRE POUR LES ANIMAUX
DE LA FERME.

dont nous venons d'indiquer la construction. Parmi ces filtres,

1. Employer de préférence le noir animal, surtout le noir animal lavé à l'acide chlorhydrique faible et à grande eau.

nous citerons un des plus connus le *Filtre Maignien* (fig. 42).

L'eau reçue dans un vase en grès : 1° traverse d'abord un sac-enveloppe en tissu d'amiante; 2° une couche de charbon calciné en grains; 3° une couche de charbon en poudre; 4° enfin un deuxième tissu d'amiante arrangé en forme de d'accordéon au moyen de disques en grès à l'intérieur.

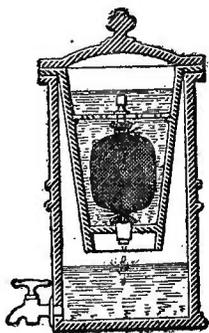


FIG. 42. — FILTRE MAIGNIEN à charbon et tissu d'amiante.

La filtration ayant lieu de l'extérieur à l'intérieur, sous l'influence de la pression les pores du tissu d'amiante se resserrent de plus en plus; les impuretés sont arrêtées par le tissu en même temps que par le charbon, lequel joue le rôle d'épurateur.

Il est bon de se rappeler que le meilleur des filtres n'est efficace que pendant un temps déterminé. Au bout de ce temps il est nécessaire de le nettoyer.

Le nettoyage du filtre Maignien en fera comprendre encore mieux la composition :

- 1° On délie le sac-enveloppe aux deux extrémités pour rejeter tout le vieux charbon;
- 2° On nettoie l'accordéon sous un robinet d'eau pour enlever le restant du charbon en poudre (ne pas broser).
- 3° On saupoudre l'accordéon avec du charbon en poudre (fig. 43¹).
- 4° On met l'accordéon dans le sac et on le garnit avec le charbon en petits grains (fig. 43²).
- 5° On replace le tout dans un vase en grès.

4° **Filtres à plaque de cellulose**¹. — Parmi ces filtres nous pouvons citer, comme exemple, celui de la Société des filtres pasteurisants (fig. 44). Dans cet

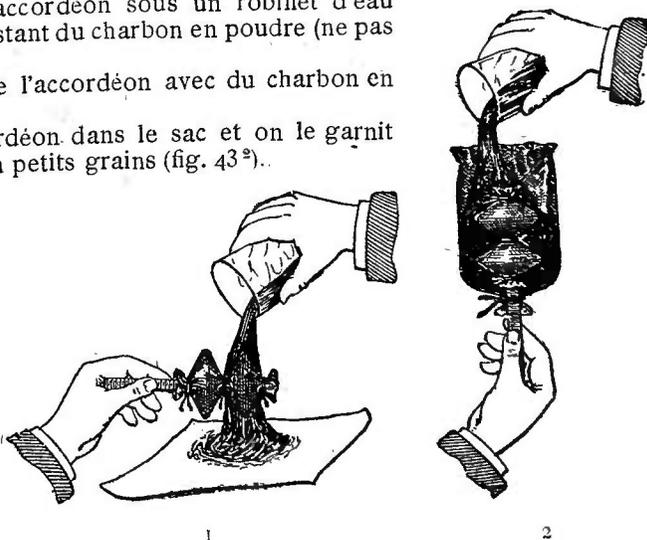


FIG. 43. — REMONTAGE DU FILTRE MAIGNIEN (filtre à charbon et tissu d'amiante).

appareil l'eau filtre à travers des plaques de cellulose dans laquelle est incorporée du charbon et de la terre d'infusoires².

La cellulose provient du lin et du chanvre; elle est divisée en fibrilles très petites dont la longueur ne dépasse pas $\frac{3}{5}$ à $\frac{5}{10}$ de millimètre sur quelques

1. De la Société des filtres pasteurisants.
2. C'est une terre très fine provenant de débris de coquillages d'animaux microscopiques appelées infusoires,

centièmes de millimètre d'épaisseur; ces fibrilles sont délayées dans une grande quantité d'eau. Abandonnée au repos, cette cellulose forme un gâteau mou qui, desséché lentement à basse température, donne une matière ayant la dureté de la corne et absolument imperméable à l'eau même sous pression. Pour obtenir une certaine perméabilité, on met dans la masse de cellulose, au moment où on la fait délayer dans l'eau, une certaine quantité de charbon et de terre d'infusoires réduite en poudre. Ce charbon et cette terre réserveront entre les fibrilles de la cellulose des pores réguliers extrêmement petits qui laisseront passer l'eau seulement, sans les microbes

L'appareil dit « de campagne » (fig. 45) peut être employé par les agriculteurs : il se compose, de deux calottes en fonte émaillée

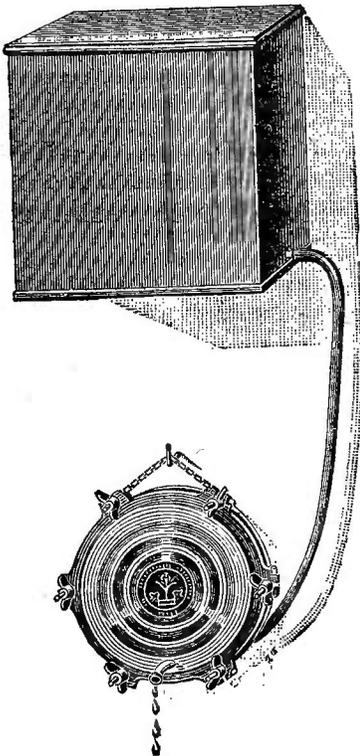


FIG. 45. — FILTRE DE CAMPAGNE A PLAQUE DE CELLULOSE.

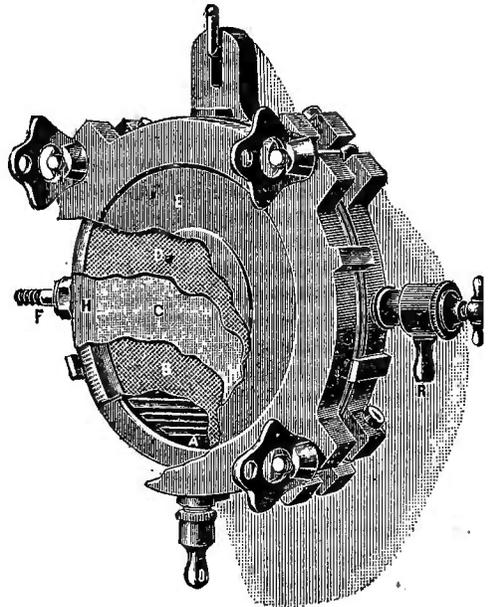


FIG. 44. — FILTRE A PLAQUE DE CELLULOSE DE LA SOCIÉTÉ DES FILTRES PASTEURISANTS.

(Coupe de l'appareil monté).

A, calotte recevant l'eau à filtrer; B et D, grilles en toile métallique; C, plaque filtrante; E, calotte recevant l'eau filtrée; F, arrivée de l'eau à filtrer; R, robinet servant : 1° à chasser l'air contenu dans la calotte A au moment de la mise en marche; 2° à puiser de l'eau non filtrée.

ou vernissée, l'une recevant l'eau à filtrer, l'autre destinée à recevoir l'eau stérilisée. Chacune de ces calottes porte des rainures soutenant une grille en toile métallique garnie d'un joint en caoutchouc sur sa périphérie; cette grille s'applique contre la plaque filtrante dans toute son étendue; les deux calottes sont appuyées l'une contre l'autre par 4 vis à charnières. Il n'y a aucune communication entre l'eau à filtrer et celle filtrée autrement qu'à travers la plaque filtrante. L'appareil est disposé pour être facilement accroché au mur. Le débit du filtre de campagne est de 1 litre à 1 litre $\frac{1}{2}$ à l'heure. Ce qui fait la valeur de ce filtre c'est que la plaque filtrante, d'un prix très modique (0 fr. 30) peut et doit être facilement remplacée tous les 3 jours; on sait en effet que le

meilleur des filtres n'est efficace que pendant un temps déterminé, ce qui nécessite le changement de la matière filtrante.

5° **Filtres à matière filtrante porcelainée.** — Ces filtres se rapprochent beaucoup du filtre à plaque de cellulose, et, comme ce dernier, donnent une filtration sérieuse. On fait passer l'eau à travers les parois d'une bougie de porcelaine ordinaire ou de porcelaine d'amiante. (C'est la forme allongée du filtre qui lui a valu le nom de bougie.) D'où deux sortes de filtres à matière porcelainée :

Les filtres à bougie de porcelaine ordinaire (type filtre Chamberland).

Les filtres à porcelaine d'amiante (types filtres Mallié, Garros).

a) **Filtre Chamberland.** — Ce filtre (fig. 46²) consiste en une bougie de porcelaine non vernissée, poreuse, à travers les parois

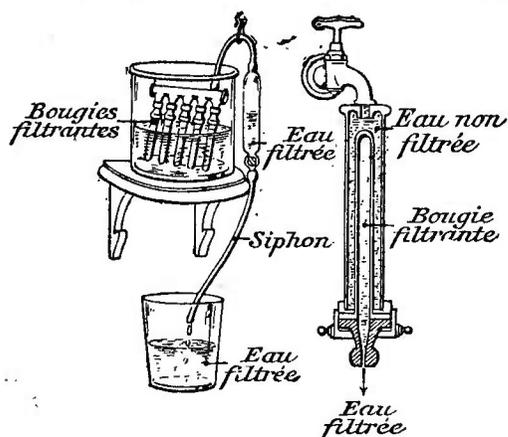


FIG. 46. — FILTRES CHAMBERLAND.

1, sans pression d'eau, pour la campagne;
2, avec pression.

de laquelle doit filtrer l'eau; elle est mastiquée par la partie inférieure dans un tube généralement en métal, relié à la canalisation d'eau, son extrémité restant libre et ouverte. L'eau arrive à la surface extérieure de la bougie et filtre par la pression à l'intérieur d'où elle s'écoule enfin au dehors.

A la campagne, où l'on ne dispose pas d'eau sous pression, on plonge dans un récipient plein d'eau plusieurs bougies

filtrantes fixées sur un même tube et en relation avec un autre tube qui forme siphon. Le siphon étant amorcé par succion, l'eau filtrée s'écoule, et d'autant plus rapidement que la branche du siphon est plus longue.

b) **Filtres à porcelaine d'amiante (types filtres Mallié (fig. 47), Garros).** — Les bougies des filtres Mallié et Garros ont une forme analogue à celle des filtres Chamberland, et les filtres eux-mêmes fonctionnent à peu près de la même manière. D'après certains savants, les pores de la porcelaine d'amiante étant très petits cette matière filtrante serait une des plus parfaites.

Précautions à prendre dans l'emploi des bougies filtrantes. — L'eau étant forcée de passer à travers la substance poreuse

de la bougie du filtre, s'y débarrasse des matériaux et des microbes qu'elle tient en suspension. Les microbes sont des êtres vivants qui s'allongent, se multiplient dans les pores, dans les sinuosités où ils ont été retenus; ils envahissent peu à peu toute la surface filtrante, traversent le filtre et contaminent l'eau qui sort de l'appareil. L'expérience a en effet démontré qu'au bout de 3 semaines ou un mois, la bougie filtrante n'arrête plus tous les microbes. De plus les impuretés de l'eau s'accumulent à la surface du filtre, en réduisent le débit. Aussi doit-on procéder rigoureusement à un nettoyage :

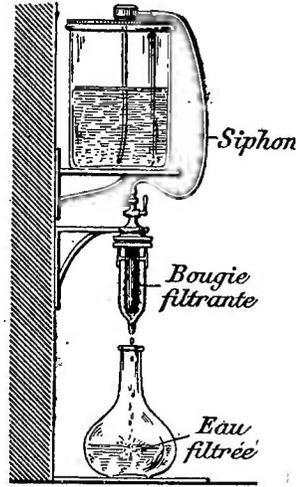


FIG. 47. FILTRE A SIPHON MALLIÉ pour la campagne.

Tous les quinze jours on doit démonter le filtre et le nettoyer avec une brosse; en temps d'épidémie, pour plus de prudence, tous les huit jours. Beaucoup de praticiens recommandent de porter les bougies filtrantes à une température de 130 à 150 degrés (four d'un poêle ordinaire); à cette température tous les microbes sont tués. Certains praticiens prétendent qu'en temps d'épidémie il faut chauffer les bougies filtrantes à une haute température, mais cette opération provoque souvent des fêlures. d'autant plus dangereuses qu'elles sont invisibles à l'œil.

L'eau à filtrer est mise dans un petit baril en verre, elle s'écoule par un tube en caoutchouc formant siphon et passe dans une bougie filtrante qui la filtre. L'eau filtrée est reçue dans une carafe. Débit 8 à 10 litres par vingt-quatre heures.

III. Épuration ou stérilisation des eaux par la chaleur.

— Pasteur a, le premier, démontré que l'eau portée à 100 degrés perd la plus grande partie des germes qu'elle contient et qu'aucun microbe ne résiste à des températures de 110 à 120 degrés.

Plus tard, on a démontré que *l'ébullition prolongée de l'eau (15 à 20 minutes) suffit pour détruire tous les microbes. Donc, en temps d'épidémie, le moyen le plus simple et le meilleur à employer pour stériliser l'eau d'une manière parfaite est de la faire bouillir pendant 15 à 20 minutes. On agite ensuite l'eau pour l'aérer.*

Ce procédé, excellent en temps d'épidémie, n'est pas très pratique pendant une longue période de temps : l'eau bouillie, en effet, perd par l'ébullition une grande partie de ses gaz, des matières minérales qu'elle contient; elle devient lourde, indigeste et fade. De plus, il faut une quantité de combustible assez grande lorsqu'il s'agit de fournir une assez grande provision d'eau. Ce sont ces inconvénients qui ont amené les construc-

teurs à fournir des appareils stérilisant parfaitement l'eau tout en lui conservant les propriétés qui la font apprécier.

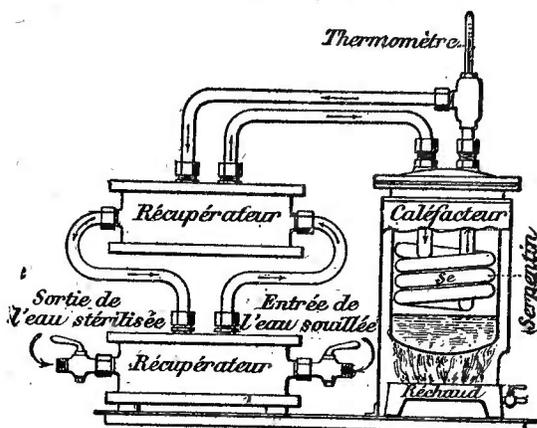


FIG. 48.

STÉRILISATION DE L'EAU PAR LA CHALEUR.

Appareil Salvator à débit continu
débitant 25 litres à l'heure.

Parmi ces appareils, nous pouvons citer comme l'un des meilleurs l'**Appareil Salvator** (système Vaillard-Desmaroux) parce qu'il peut porter l'eau à la température de 115 degrés sous pression, température à laquelle aucun microbe ne résiste.

L'appareil (fig. 48) se compose essentiellement d'un ou deux

récupérateurs, d'un caléfacteur et d'un réchaud à gaz ou à alcool.

Le *récupérateur* ou échangeur de température est constitué par deux lames métalliques, enroulées concentriquement et formant deux canalisations en spirale, étanches et distinctes, l'une pour le liquide froid se dirigeant vers le caléfacteur et l'autre pour l'eau échauffée progressant en sens inverse.

Il se produit dans le récupérateur un échange de température qui permet à l'eau qui entre d'atteindre presque la température de stérilisation, sans coûter un centime de combustible, et il suffit de la faire circuler pendant un temps très court dans le caléfacteur pour l'amener à 115 degrés.

Le *caléfacteur* est formé par un tube enroulé en serpentin et suspendu au-dessus d'une flamme de gaz ou d'alcool. Ce tube est recouvert par une enveloppe métallique destinée à concentrer la chaleur.

Le *réchaud à alcool ou à gaz* est d'un modèle courant du commerce. Au stérilisateur est joint un thermomètre.

La marche de l'eau dans l'appareil est la suivante (fig. théorique 49) : l'eau souillée circule dans le récupérateur où elle se chauffe progressivement ; de là, elle entre dans le caléfacteur où elle

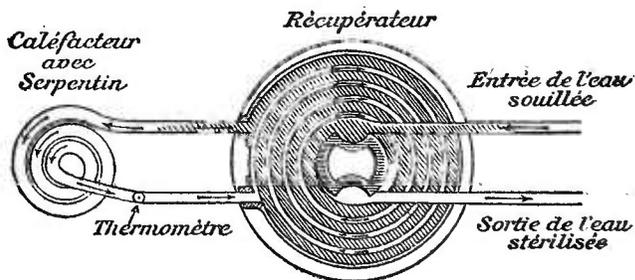


FIG. 49. — APPAREIL SALVATOR, schéma de la circulation de l'eau dans un appareil de 25 litres à l'heure, à débit continu.

caléfacteur où elle atteint la température de 110 à 115 degrés nécessaire à la stérilisation. Enfin l'eau circule à nouveau dans le récupérateur en sens inverse de l'eau froide. Elle se refroidit au contact de cette dernière et sort de l'appareil à une température de quelques degrés supérieure à la température d'entrée.

Appareil Salvator à débit non continu pour la campagne. — Dans le cas où l'on ne dispose pas d'une conduite d'eau à la pression de 10 mètres, ce qui est fréquent à la campagne, il existe un appareil domestique :

Cet appareil (fig. 50) se compose essentiellement d'un *autoclave* (chauffé au pétrole ou à l'alcool), d'un *recupérateur* et d'un *réfrigérant*. L'autoclave (sorte de marmite bien fermée) permet de fournir :

1° De la vapeur par le robinet supérieur R ; 2° de l'eau chaude par le robinet A ; 3° de l'eau froide en ouvrant le robinet B et en faisant circuler l'eau chaude dans le récupérateur en sens inverse d'un courant d'eau froide qui vient d'un réfrigérant supérieur. La sortie de l'eau stérilisée froide est en S, celle de l'eau chaude en S'. Cet appareil donne à volonté de l'eau stérilisée chaude ou froide.

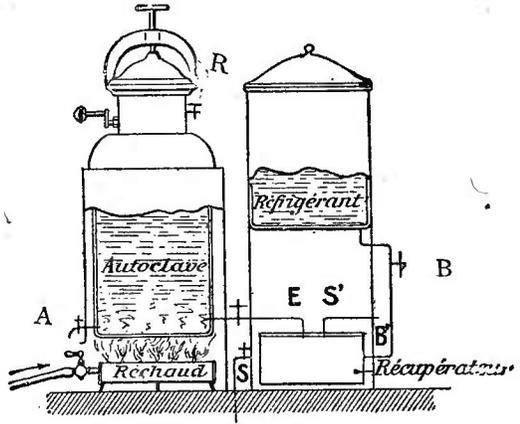


FIG. 50. — STÉRILISATION DE L'EAU PAR LA CHALEUR. *Appareil Salvator discontinu, à 10 litres par heure, pour la campagne.*

IV. Épuration chimique des eaux. — Plusieurs procédés chimiques ont été indiqués ; on peut les ramener à deux types :

1° Le procédé qui consiste à mélanger à l'eau souillée un composé chimique se combinant avec la matière organique ou les sels de l'eau et formant un précipité gélatineux qui emprisonne, comme dans un filet à mailles très serrées, les corpuscules et les germes en suspension. Exemple : l'alun, la chaux, etc. ;

2° Le procédé qui consiste à mélanger à l'eau une substance antiseptique qui détruit les germes. Exemple : le permanganate de potasse, le permanganate de chaux, l'iode, le brome (à la dose de 1/80 000), etc.

Les essais faits dans un cours de la ville de Paris, ont montré que l'épuration chimique ne donnait pas encore des résultats recommandables.

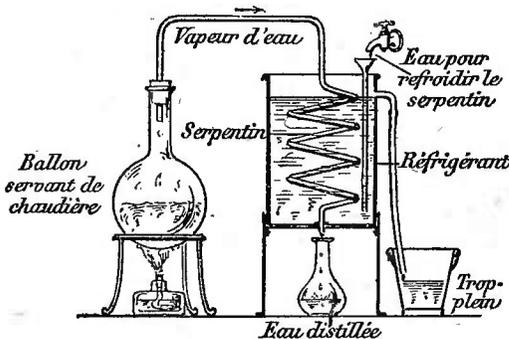


FIG. 50 bis. — DISTILLATION DE L'EAU AVEC UN ALAMBIC ORDINAIRE.

Distillation de l'eau. — Pour obtenir de l'eau absolument pure (*chimiquement pure* comme disent les chimistes) il suffit de *distiller* de l'eau ordinaire avec un *alambic*. L'eau soumise à la *distillation* est chauffée dans un *recipient* (en industrie, ce recipient est une chaudière en cuivre appelée *cucurbite*) communiquant avec un *serpentin* entouré d'eau froide constamment renouvelée. La vapeur d'eau provenant de la chaudière se dégage, va se refroidir et se condense dans le serpentin ; elle est recueillie dans un vase extérieur.

L'eau distillée ne convient pas comme boisson parce qu'elle n'est pas aérée, et qu'elle ne contient pas de matières minérales.

CHAPITRE V

L'AZOTE

28. État naturel. — L'azote est très répandu dans la nature. Il se trouve à l'état libre dans l'air atmosphérique, mélange renfermant $\frac{4}{5}$ d'azote en volume; il entre dans la constitution des tissus animaux et végétaux; un grand nombre de composés minéraux et organiques le comptent au nombre de leurs éléments.

29. Préparation. — *L'azote s'extrait ordinairement de l'air. Ce dernier étant un mélange d'oxygène et d'azote, il suffit d'enlever l'oxygène à l'aide d'un corps pouvant l'absorber facilement et il reste l'azote.*

Expérience I. — Le corps le plus généralement employé pour absorber l'oxygène est le phosphore.

On place un petit morceau de phosphore sur une petite coupelle en terre¹ disposée au-dessus d'un large bouchon de liège flottant sur l'eau contenue

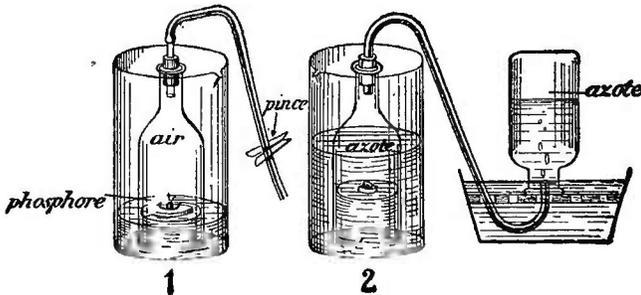


FIG. 51. — PRÉPARATION DE L'AZOTE PAR LE PHOSPHORE BRULANT DANS DE L'AIR.

1. *Le phosphore brûle sous une cloche faite d'une bouteille dont on a enlevé le fond. Le tube à dégagement en caoutchouc est fermé par une pince.*

2. *L'eau ajoutée dans ce grand vase fait pression sur l'azote pour le faire dégager dans le flacon.*

Le phosphore se combine avec l'oxygène pour former un corps nouveau (anhydride phosphorique) se présentant sous forme de fumées blanches très épaisses, solubles dans l'eau. Peu à peu ces fumées disparaissent en se dissolvant dans l'eau, et il ne reste plus, sous la cloche, que l'azote, dont on peut étudier les propriétés.

Pour recueillir cet azote on fait arriver le tube en caoutchouc sous une

1, Ou un morceau de verre provenant d'un flacon cassé.

éprouvette ou un flacon plein d'eau; on enlève la pince qui empêchait tout dégagement et on ajoute de l'eau dans le vase pour faire pression sur l'azote et le faire sortir de la cloche. On a soin de laisser sortir hors de l'éprouvette les premières bulles qui contiennent de l'air.

30. Propriétés. — L'azote est un gaz incolore, inodore, sans saveur, très peu soluble dans l'eau, (moins soluble que l'oxygène). Il est un peu plus léger que l'air (1 litre pèse 1^{gr}, 26 alors que 1 litre d'air pèse 1^{gr}, 30).

L'azote n'est pas combustible et n'entretient pas la combustion.

Expérience II. — Une bougie plongée dans une éprouvette pleine d'azote s'y éteint.

Il ne se combine directement qu'à un très petit nombre de corps; on dit qu'il a peu d'affinité pour les corps.

Action de l'azote sur l'organisme. — L'azote n'entretient pas la respiration : un animal plongé dans ce gaz périt par manque d'oxygène. Il a pour rôle principal dans l'air de tempérer l'action trop vive qu'exercerait l'oxygène pur.

Rôle de l'azote dans la nature. — L'azote joue dans la nature un rôle considérable que nous étudierons plus spécialement dans la deuxième partie¹ :

A l'état libre, il est fixé par les végétaux inférieurs tels que les algues, par les légumineuses à l'aide de microbes (bactéries).

En se combinant avec l'oxygène de l'air sous l'influence de l'électricité fournie par les orages, il forme des *composés oxygénés de l'azote*² auxquels on n'avait accordé tout d'abord aucune importance; mais nous savons aujourd'hui que leur rôle ne saurait être négligeable dans l'alimentation des plantes.

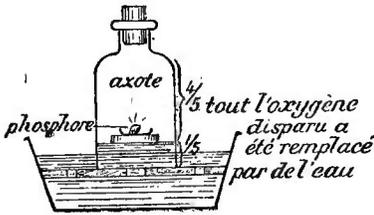
L'AIR

31. Composition de l'air. — On considérait autrefois l'air comme un élément. On sait maintenant que c'est un *mélange gazeux* formé de deux gaz principaux, l'*azote* et l'*oxygène* à côté desquels se trouvent, en proportions beaucoup moindres, du gaz carbonique, de la vapeur d'eau, différents composés gazeux, des poussières de toutes espèces, des germes organisés.

1. Chimie agricole.

2. Voir page 40.

Expérience I. — L'expérience précédente (Expérience I, page 32) pour la préparation de l'azote permet de se rendre compte de la composition de l'air (fig. 52). En effet, le phosphore, en brûlant dans l'air que contient la cloche, absorbe l'oxygène, il reste de l'azote.



On constate que l'eau monte dans la cloche pour prendre la place de l'oxygène disparu et qu'elle occupe environ $\frac{1}{5}$ du volume total. Donc l'air contient en volume $\frac{4}{5}$ d'azote et $\frac{1}{5}$ d'oxygène.

FIG. 52. — ANALYSE DE L'AIR en brûlant du phosphore dans l'air.

Dumas et Boussingault ont fait l'analyse en poids de l'air. Les résultats obtenus ont été les suivants :

sur 100 grammes d'air il y a 33 grammes d'oxygène et 77 grammes d'azote. En résumé, la composition de l'air est la suivante :

En volumes.	Oxygène.	20,8	En poids.	Oxygène.	23
—	Azote.	79,2	—	Azote	77
		<hr/>			<hr/>
		100,0			100

L'air en dissolution dans l'eau, respiré par les poissons et les animaux aquatiques, est plus riche en oxygène que l'air atmosphérique (33 litres d'oxygène sur 100 litres au lieu de 21).

Gaz carbonique dans l'air. — L'air renferme une petite quantité de gaz carbonique $\frac{3}{10000}$ de son volume (3 litres sur 10 000 litres), produite par les combustions, la respiration des animaux et des végétaux.

Expérience II. — On constate la présence du gaz carbonique en laissant à l'air un vase contenant de l'eau de chaux. On voit la surface du liquide se recouvrir d'une pellicule blanche de calcaire (carbonate de calcium) résultant de la combinaison du gaz carbonique de l'air avec la chaux en dissolution.

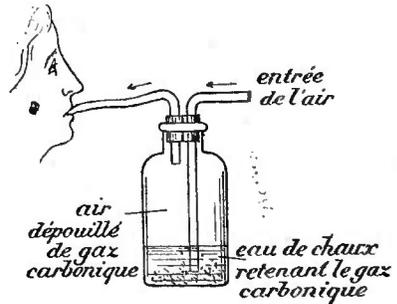


FIG. 53. — GAZ CARBONIQUE CONTENU DANS L'AIR.

L'air aspiré passe dans de l'eau de chaux qui retient le gaz carbonique.

Expérience III. — On fait passer de l'air dans de l'eau de chaux comme l'indique la figure 53. On aspire de l'air, lequel est forcé de barboter dans de l'eau de chaux; on constate que cette eau se trouble, il se forme comme dans l'expérience précédente du carbonate de calcium (carbonate de chaux).

Le gaz carbonique s'accumulant dans l'atmosphère, la vie pourrait, à un moment donné, devenir impossible par manque d'oxygène. En réalité, ce gaz est décomposé par les végétaux.

Sous l'influence des rayons du soleil, les parties vertes des plantes décomposent, en effet, le gaz carbonique, absorbent le carbone et rejettent l'oxygène.

Expérience IV — Si l'on introduit des feuilles dans une éprouvette pleine d'eau de Seltz (eau contenant du gaz carbonique) et qu'on expose le tout au soleil, on voit se dégager des bulles de gaz qui s'accablent au sommet de l'éprouvette. On constate que ce gaz est de l'oxygène (fig. 54).

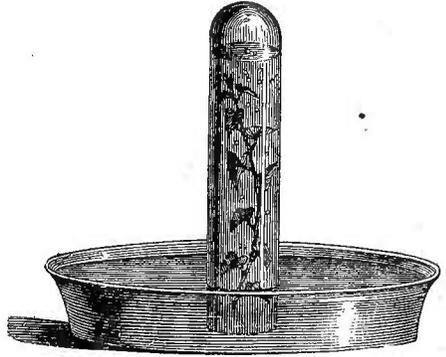


FIG. 54 — DÉCOMPOSITION DU GAZ CARBONIQUE PAR LES PARTIES VERTES DES PLANTES lesquelles s'emparent du carbone et rejettent l'oxygène.

Dans l'obscurité, pendant la nuit, les plantes respirent comme les animaux en absorbant l'oxygène et en rejetant l'acide carbonique. Cette quantité de gaz rejetée dans l'obscurité est très faible par rapport à celle que les végétaux décomposent; d'après M. Corinwinder, une plante exposée au soleil pendant une demi-heure décompose autant de gaz carbonique qu'elle en a dégagé toute la nuit.

La vapeur d'eau dans l'air. — Elle existe dans l'air en proportion très variable.

Expérience V. — On constate facilement sa présence. En été, quand on expose à l'air une carafe d'eau très froide, en hiver, quand on place dans un appartement chauffé une carafe d'eau très froide également, on voit se déposer une buée à sa surface : la vapeur d'eau au contact de la paroi froide se condense en fines gouttelettes.

La respiration de l'homme et des animaux se fait péniblement dans un air trop sec. C'est pour remédier à cet inconvénient que l'on dispose dans les appartements, sur des poêles fortement chauffés, un vase contenant de l'eau dont l'évaporation fournira à l'air l'humidité nécessaire.

Poussières dans l'air. — L'air contient un grand nombre de poussières constituées par les débris des objets de toutes sortes qui nous environnent, par des particules minérales, par des germes très variés dont le développement, dans des conditions convenables, reproduit, comme l'a démontré Pasteur, tous les êtres organisés (microbes) que l'on croyait d'origine spontanée.

On peut voir ces poussières en faisant arriver à travers une petite ouverture quelques rayons de soleil dans une pièce obscure.

Principes divers contenus dans l'air. — L'oxygène, l'azote, le gaz carbonique, la vapeur d'eau ne sont pas les seuls corps que l'on trouve dans l'air. On y

constate aussi la présence d'ammoniaque, d'azotate d'ammoniaque, etc. qui ont une certaine importance au point de vue agricole malgré leur petite quantité. (Voir deuxième partie : Chimie agricole).

32. Propriétés de l'air. — L'air est incolore sous une faible épaisseur, 1 litre d'air pèse 1^{gr},293 soit 773 fois moins qu'un litre d'eau. La pression qu'il exerce sur la terre au niveau de la mer est de 1^{kg},033 par centimètre carré.

C'est grâce à l'oxygène qu'il contient que l'air entretient la combustion et la respiration. Ses propriétés chimiques sont, en effet, celle de l'oxygène dont l'activité est tempérée par l'azote.

L'air liquide. — On est parvenu à liquéfier l'air comme tous les gaz. L'air liquide fabriqué industriellement est recueilli dans des ballons ouverts formés de deux enveloppes entre lesquelles on a fait le vide (fig. 55); l'évaporation du liquide est très lente car elle ne se fait que dans la couche superficielle en contact avec l'atmosphère, de sorte que l'on peut conserver de l'air liquide pendant plus de 15 jours.

L'air liquide est limpide et présente une légère teinte laiteuse, il bout à -190 degrés.

Les corps en contact avec lui subissent un abaissement de température considérable: l'alcool se solidifie facilement, la viande devient dure et cassante comme du verre.

(L'air liquide sert à fabriquer de l'oxygène : en métallurgie on l'emploie à une foule d'applications. Comme source de froid il est appelé à rendre de très grands services. On peut l'employer pour la trempe de l'acier aux basses températures, pour le vieillissement des cognacs, etc.)

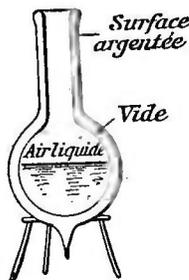


FIG. 55. — BALLON D'ARSONVAL pour recueillir de l'air liquide.

Rôle de l'atmosphère dans les phénomènes de la vie. — L'homme a besoin de 10 mètres cubes d'air par jour. Nous avons vu que cet air sert à la combustion du carbone et de l'hydrogène des tissus pour former du gaz carbonique, de la vapeur d'eau et produire, par suite de cette véritable combustion, la chaleur animale sans laquelle la vie serait impossible.

Les animaux, comme l'homme, ne peuvent vivre sans air : un oiseau ou un rat placés sous une cloche dont on enlève l'air à l'aide d'une pompe meurent très rapidement. Les poissons respirent l'air dissous dans l'eau.

L'air sert aussi aux plantes non seulement pour leur respiration, mais aussi pour leur alimentation : 1° les plantes absorbent l'oxygène et rejettent le gaz carbonique (respiration); 2° sous l'action des rayons du soleil elles décomposent le gaz carbonique, absorbent le carbone et rejettent l'oxygène; 3° les légumineuses absorbent l'azote de l'air à l'aide de bactéries fixées sur les racines; les algues absorbent également l'azote de l'air.

Air confiné. — L'air enfermé dans une enceinte habitée par un certain nombre de personnes (air confiné) ne tarde pas à changer de composition. La quantité de gaz carbonique augmente assez rapidement et, quand elle atteint 1 pour 100, la respiration se fait péniblement, l'homme éprouve une sensation de malaise prononcée. Ce malaise est dû non seulement au gaz carbonique en excès mais surtout aux émanations animales qui accompagnent la respiration, la transpiration pulmonaire et cutanée.

C'est à ces émanations qu'il faut attribuer l'odeur infecte que prend l'air dans les salles où un grand nombre de personnes se trouvent rassemblées.

L'air peu renouvelé agit à la longue sur l'organisme tout entier; le sang perd peu à peu ses propriétés vivifiantes et les organes s'affaiblissent progressivement. Il en résulte un état général d'anémie propre au développement de toutes les maladies.

Il est donc indispensable d'aérer le plus possible les logements et les salles de classe.

LOIS NUMÉRIQUES DES ACTIONS CHIMIQUES

33. Principe de la conservation de la matière. — Loi des poids ou loi de Lavoisier. — Lorsque les corps se combinent ou se décomposent, il n'y a pas création ni destruction de matière; ces corps ne font que se transformer en d'autres corps.

EXEMPLE. — L'hydrogène se combine avec l'oxygène pour donner de l'eau, mais le poids de l'eau est égal au poids de l'hydrogène plus celui de l'oxygène qui ont servi à la former : 1 gramme d'hydrogène + 8 grammes d'oxygène = 9 grammes d'eau.

C'est ce qu'exprime la loi de la conservation de la matière ou loi de Lavoisier : *Le poids d'un composé est égal à la somme des poids des composants.*

34. Lois des proportions définies. — *Deux corps pour former un même composé se combinent toujours dans le même rapport, c'est-à-dire dans des proportions invariables.*

EXEMPLE. — En faisant l'analyse et la synthèse de l'eau, on constate toujours que 8 grammes d'oxygène s'unissent à 1 gramme d'hydrogène pour donner 9 grammes d'eau. Il est impossible de combiner 2 grammes d'hydrogène à 8 grammes d'oxygène; il se forme 9 grammes d'eau et il reste 1 gramme d'hydrogène libre.

35. Lois des volumes ou lois de Gay-Lussac. — *1° Les volumes des gaz ou des vapeurs qui se combinent sont entre eux dans des rapports simples.*

EXEMPLE. — Nous avons vu que 2 volumes d'hydrogène se combinent à 1 volume d'oxygène pour former de l'eau. Le rapport de 2 à 1 est simple

2° Le volume d'un gaz composé ou de la vapeur d'un corps composé est toujours dans un rapport simple avec le volume des gaz ou des vapeurs qui les constituent.

EXEMPLE. — 1 volume d'oxygène et 2 volumes d'hydrogène se combinent pour donner 2 volumes de vapeur d'eau. Les rapports 1 et 2 à 2 sont simples.

36. Molécules et atomes. — On admet que les corps sont formés par la réunion d'une très grande quantité de parties extrêmement petites ou *molécules* semblables entre elles et séparées par des intervalles pouvant augmenter ou diminuer sous l'influence de causes extérieures, par exemple de la température.

Une molécule est donc la plus petite partie d'un corps qui puisse exister à l'état libre.

Considérons une molécule de vapeur d'eau. Nous savons qu'elle est constituée par une partie d'oxygène et 2 parties d'hydrogène, parties évidemment plus petites que la molécule. On leur a donné le nom d'atomes. Le molécule d'un corps composé est donc formée par une réunion d'atomes des corps simples.

L'atome d'un corps simple est la plus petite quantité de ce corps pouvant entrer en combinaison.

37. Notation chimique. — Pour écrire clairement les réactions chimiques et s'en rendre compte facilement, on représente les corps simples par des symboles formés presque toujours de la première lettre de leur nom, quelquefois des deux premières.

EXEMPLE. — L'hydrogène est représenté par H.
 L'oxygène — — O.
 L'azote — — Az.
 Le carbone — — C.
 Le fer — — Fe.
 Le cuivre — — Cu, etc.

Pour que ces symboles puissent servir à représenter les corps composés, il faut leur faire exprimer les poids relatifs suivant lesquels ont lieu les différentes combinaisons. On a choisi l'hydrogène, le plus léger de tous les corps, comme terme de comparaison.

Prenons comme exemple *l'eau*. Nous avons vu que 1 gramme d'hydrogène se combine à 8 grammes d'oxygène pour former 9 grammes de vapeur d'eau. Le symbole H représentera 1 gramme et O représentera 8 grammes. Les autres symboles indiqués plus haut représenteront le poids du corps qui peut remplacer 1 gramme d'hydrogène ou 8 grammes d'oxygène, ou s'y combiner.

L'eau est alors représentée par la somme des poids de ces composants, c'est-à-dire par $\text{HO} = 9$ grammes. On procède de la même manière pour les autres corps.

Le chimiste ne se contente pas d'indiquer le rapport des poids suivant lesquels les corps se combinent, il veut aussi tenir compte du volume gazeux des composés :

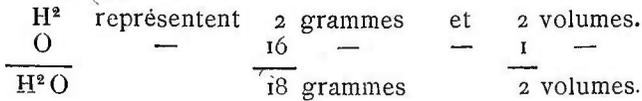
Nous avons vu, à propos de la composition de l'eau, que 1 volume d'oxygène se combine à 2 volumes d'hydrogène pour former 2 volumes de vapeur d'eau. Si l'on admet de représenter les corps composés sous 2 volumes, l'hydrogène qui entre dans la composition de l'eau, ayant le même volume que celle-ci, sera représenté par H^2 . L'atome d'hydrogène, c'est-à-dire la plus petite quantité de ce corps qui pourra entrer en combinaison, aura pour symbole :

H représentant 1 gramme et 1 volume.

L'atome d'oxygène aura pour symbole :

O représentant 16 grammes et 1 volume.

L'eau sera donc représentée par H^2O et elle renferme 2 atomes d'hydrogène pour 1 atome d'oxygène.



Pour représenter ou encore pour établir la formule d'un corps composé, on écrit donc à la suite les uns des autres les symboles représentant les corps composants; chaque symbole est affecté d'un exposant indiquant le nombre d'atomes du corps simple correspondant qui entrent dans la molécule du composé.

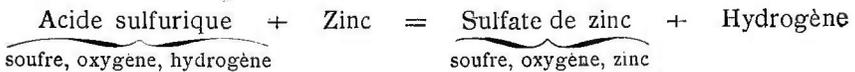
38. Équations chimiques. — Pour avoir une idée nette des réactions chimiques, on les représente par des équations. Le premier membre de l'équation renferme les symboles et formules des corps qui réagissent les uns sur les autres; le deuxième membre, les symboles et formules des corps résultant de la réaction.

EXEMPLES. — I. Revenons à la préparation de l'hydrogène, corps étudié précédemment.

On prépare l'hydrogène en faisant agir du zinc (Zn) sur de l'acide sulfurique étendu d'eau.

L'acide sulfurique est un corps composé qui renferme du soufre, de l'oxygène et de l'hydrogène. Quand il est mis en contact avec le zinc, le métal déplace l'hydrogène de l'acide. L'hydrogène se dégage.

La réaction est représentée de la manière suivante :



ou, à l'aide de la notation chimique indiquée ci-dessus :



II. — Pour la préparation de l'oxygène : on prépare l'oxygène en chauffant du chlorate de potassium; tout l'oxygène se dégage et le corps restant s'appelle chlorure de potassium.



ou. en employant la notation chimique :



CHAPITRE VI

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DE L'AZOTE

L'oxygène et l'azote forment six composés. Ce sont :

Le protoxyde d'azote ou oxyde azoteux, Az^2O , auquel correspond l'acide hypoazoteux $AzOH$.

Le bioxyde d'azote ou oxyde azotique, Az^2O^2 ou AzO .

L'anhydride azoteux, Az^2O^3 , auquel correspond l'acide azoteux AzO^2H .

Le peroxyde d'azote, Az^2O^4 ou AzO^2 .

L'anhydride azotique, Az^2O^5 , auquel correspond l'**acide azotique**, AzO^3H .

L'anhydride perazotique, Az^2O^6 ou AzO^3 .

Ces 6 composés oxygénés n'ont aucune importance au point de vue agricole. Nous n'étudierons que l'**acide azotique**.

Propriétés générales. — Les composés oxygénés de l'azote se décomposent à une température peu élevée avec dégagement de chaleur et ils cèdent de l'oxygène; ce sont donc des corps oxydants. On les obtient tous en enlevant de l'oxygène à l'acide azotique.

ACIDE AZOTIQUE

L'acide azotique (AzO^3H) est encore appelé *acide nitrique*, quelquefois *eau forte* par les graveurs.

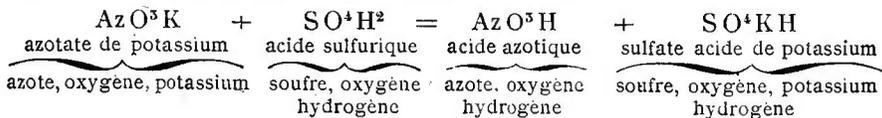
Il présente une certaine importance au point de vue agricole parce qu'il sert à préparer le *nitrate de chaux* (ou azotate de calcium), nouvel engrais azoté que l'on commence à employer en agriculture. Nous verrons plus tard (deuxième partie, Chimie agricole) le rôle très important que joue l'acide nitrique, sous forme de nitrates, dans l'alimentation des plantes.

39. Préparation. — *Dans les laboratoires on prépare l'acide azotique en décomposant le salpêtre ou azotate de potassium par de l'acide sulfurique (fig. 56).*

On met 80 grammes de salpêtre dans une cornue, puis, à l'aide d'un tube à entonnoir on verse 60 centimètres cubes d'acide sulfurique en ayant soin de ne pas mouiller les parois du col de la cornue afin que l'acide azotique qui se dégage ne se mêle pas avec de l'acide sulfurique.

On engage le col de la cornue dans un ballon refroidi avec de l'eau et l'on chauffe. L'acide azotique se dégage sous forme de vapeurs qui vont se condenser dans le ballon refroidi.

Au début de l'opération et à la fin on remarque des vapeurs jaunes d'or (rutilantes) qui proviennent de la décomposition de l'acide azotique. Ce sont ces vapeurs qui colorent en jaune l'acide azotique.



Comme on le voit l'hydrogène de l'acide sulfurique change de place avec le métal de l'azotate de potassium ou salpêtre.

Dans l'industrie, on emploie au lieu de l'azotate de potassium, l'azotate de sodium (salpêtre du Chili).

MM. Birkeland et Eyde, savants norvégiens, ont réussi à fabriquer industriellement l'acide azotique par la combinaison de l'azote de l'air à l'oxygène de cet air dans un four électri-

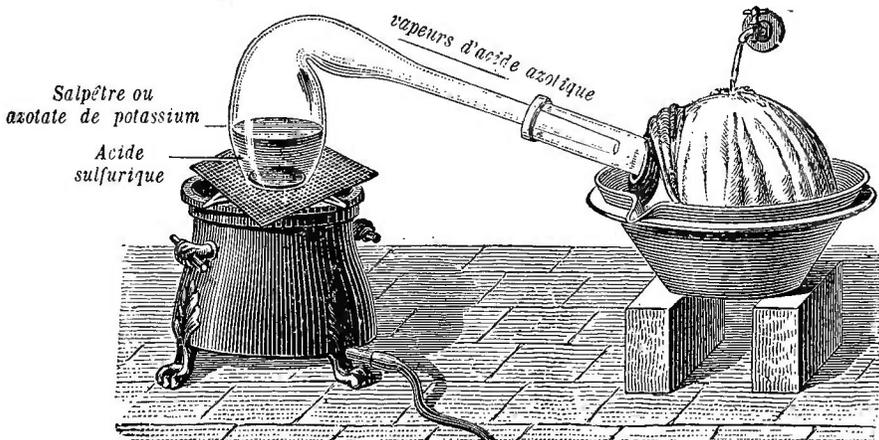


FIG. 56. — PRÉPARATION DE L'ACIDE AZOTIQUE en faisant agir de l'acide sulfurique sur du salpêtre ou azotate de potassium.

que : on fait entrer de l'air dans ce four; il en sort un oxyde d'azote qui, au contact de l'air, s'oxyde (peroxyde d'azote); ce nouvel oxyde au contact de l'eau se transforme enfin en acide azotique ou nitrique.

Ce procédé présente au point de vue agricole une grande importance parce qu'il permet de préparer à bas prix un engrais azoté, le nitrate de chaux, très utile à l'alimentation des plantes.

40. Propriétés physiques. — L'acide azotique pur est un liquide incolore répandant à l'air des fumées blanches. Il fume à l'air parce que sa vapeur absorbe de l'humidité de l'atmosphère et se transforme en acide hydraté lequel se présente à l'état de brouillard.

La lumière le jaunit assez rapidement : elle le décompose

partiellement en eau, oxygène et en vapeurs jaunes rouges (vapeurs rutilantes de peroxyde d'azote).

L'**acide azotique fumant** est de l'acide pur coloré en jaune par des vapeurs rutilantes.

L'**acide azotique ordinaire** est de l'acide azotique qui renferme 30 à 40 pour 100 d'eau, on l'appelle encore *acide azotique du commerce*. Sa densité est 1.42 et il bout à 123°.

41. Propriétés chimiques. — *Propriété principale.* — L'acide azotique est un oxydant très énergique, c'est-à-dire il cède facilement de l'oxygène aux corps qui en sont avides. Il rougit la teinture de tournesol.

Action sur les métalloïdes. — L'acide azotique oxyde tous les métalloïdes, sauf l'azote et le brome. Son action est d'autant plus énergique qu'il est plus concentré (qu'il contient moins d'eau).



FIG. 57.

DÉCOMPOSITION
DE L'ACIDE AZOTIQUE
PAR LE CHARBON.

Expérience I. — Mettons dans un verre un peu de l'acide azotique que nous avons préparé (fig. 57); allumons l'extrémité d'un morceau de charbon de bois (morceau de fusain) tenu par un fil de fer et approchons-le le plus près possible de l'acide; il brûle avec plus d'activité que dans l'air grâce à l'oxygène pris aux vapeurs d'acide azotique, il se dégage en même temps des vapeurs rutilantes (peroxyde d'azote).

L'acide azotique cède une partie de son oxygène au charbon.

Action sur les métaux. — L'acide azotique oxyde tous les métaux, sauf l'or et le platine. Son action varie avec le degré de concentration : contrairement à ce qui se passe pour les métalloïdes, il agit d'autant moins sur les métaux qu'il est plus concentré.

Expérience II. — Si l'on jette sur un morceau de plomb, ou de cuivre, ou de zinc, contenu dans un verre (fig. 58), un peu d'acide azotique étendu d'eau, il se dégage des vapeurs rutilantes et il se forme un nouveau corps, azotate de plomb, ou de cuivre, ou de zinc (le métal prend la place de l'hydrogène de l'acide).

Avec l'étain : mettre du papier d'étain (papier à chocolat) au fond d'un verre et verser de l'acide azotique concentré; il n'y a pas d'attaque; si on ajoute de l'eau, l'attaque se fait énergiquement, il se dégage des torrents de vapeurs rutilantes. L'acide azotique étendu d'eau seul attaque donc l'étain, il y a formation d'oxyde d'étain.

Expérience III. [CAS PARTICULIER]. — Un morceau de fer plongé dans de l'acide azotique étendu d'eau ou dans de l'acide azotique du commerce l'attaque très énergiquement.



FIG. 58. — ATTAQUE D'UN MÉTAL (cuivre, zinc, etc.) PAR L'ACIDE AZOTIQUE. Formation de vapeurs rutilantes.

Expérience IV — Un morceau de fer plongé dans de l'acide azotique pur ne l'attaque pas. Ce même morceau de fer plongé ensuite dans de l'acide azotique étendu n'est plus attaqué car il est entouré d'une couche de gaz qui le préserve du contact de l'acide. On dit qu'il est à l'état passif. Il suffit de le toucher avec un fil de fer ou de cuivre pour faire cesser cet état.

Action sur les matières organiques. — L'acide azotique oxyde également la plupart des matières organiques. La réaction est parfois assez vive pour qu'il y ait production de lumière.

Expérience V. — Si l'on projette de l'acide azotique fumant sur du papier mouillé avec de l'essence de térébenthine, il y a inflammation avec dégagement de vapeurs rutilantes.

L'acide azotique :

1° Colore en jaune la peau, la soie, la laine et les brûle si son action est prolongée.

Expérience VI. — Colorer de la laine en jaune avec de l'acide azotique.

2° Décolore l'indigo : cette réaction permet de reconnaître la présence de l'acide azotique ;

3° Transforme le coton en une substance très inflammable, le coton-poudre ; transforme la glycérine en nitro-glycérine, corps très explosif qui est la base de la *dynamite*.

Action sur l'organisme. — L'acide azotique brûle la peau, la désorganise. Introduit dans le tube digestif, il amène, comme tous les poisons corrosifs, de violentes douleurs, des vomissements, détruit les muqueuses et occasionne rapidement la mort. Les vapeurs d'acide azotique sont dangereuses à respirer.

42. État naturel. — On constate souvent dans l'air de l'acide azotique soit à l'état libre, soit à l'état combiné (azotate d'ammoniac), que l'on retrouve dans l'eau de toutes les pluies d'orage.

Cet acide provient, comme l'a démontré un savant chimiste, Cavendish, de la combinaison de l'oxygène de l'air avec l'azote, sous l'influence de l'étincelle électrique. Pendant les orages, les éclairs, véritables étincelles électriques, traversent l'air sur une longueur de plusieurs kilomètres et produisent la combinaison de l'oxygène avec l'azote, formant ainsi des quantités plus ou moins importantes d'acide azotique ou nitrique.

L'acide nitrique formé se combine en grande partie à l'ammoniaque contenu dans l'air pour donner du nitrate d'ammoniac solide en particules très fines que le vent disperse au

loin. Les pluies dissolvent ce nitrate et l'apportent à la terre pour l'alimentation des végétaux (voir deuxième partie, Chimie agricole).

Sous l'action d'un ferment appelé *ferment nitrique*, il se forme, également dans le sol, de l'acide nitrique qui ne reste pas à l'état libre et se combine avec certains corps pour former des nitrates très utilisés par les plantes dans leur alimentation (voir 2^e partie).

43. Usages. — L'acide azotique est très employé en industrie pour préparer une foule de corps. On l'emploie sous le nom d'*eau forte* pour nettoyer (décaper) le laiton, le bronze, pour graver sur cuivre (*gravure sur cuivre*).

Pour graver un nom sur une plaque de bicyclette ou sur une plaque en cuivre, on procède de la manière suivante :

On fait fondre un peu de paraffine ou même de la bougie, du suif dans une soucoupe et on trempe la plaque très légèrement chauffée dans le liquide. Il se forme sur la plaque, par refroidissement, une mince couche de paraffine ou de corps gras sur lequel on écrit avec une pointe d'acier (aiguille ou clou) en ayant soin d'appuyer assez pour mettre le métal à nu. On trempe ensuite la plaque dans de l'acide azotique étendu, ce dernier n'attaque que les parties mises à nu. Au bout de quelques minutes, les lettres du mot écrit sont gravées en creux sur le métal. Il n'y a qu'à nettoyer la plaque en chauffant.

On se sert de l'acide nitrique préparé industriellement pour fabriquer le nitrate de chaux, engrais azoté très important dont on commence à se servir en agriculture.

44. Eau régale. — On appelle eau régale un mélange d'acide azotique et d'acide chlorhydrique (4 parties d'acide chlorhydrique pour 1 partie d'acide azotique). Ce mélange est attaqué parfaitement par l'or (roi des métaux) et le platine, alors que les deux acides, séparément, ne sont pas attaqués.

45. Peroxyde d'azote. — Parmi les composés oxygénés (autres que l'acide azotique déjà étudié), nous ne citerons que le *peroxyde d'azote* dont on constate la présence toutes les fois que l'on verse de l'acide azotique sur les métaux usuels :

Expérience. — Verser un peu d'acide azotique étendu d'eau sur du cuivre, il se forme du bioxyde d'azote ou acide azotique qui, au contact de l'oxygène de l'air, se transforme en peroxyde d'azote. Ce peroxyde d'azote se présente sous forme de vapeurs rutilantes à odeur suffocante (fig. 58).

CHAPITRE VII

DÉFINITION DES ACIDES, DES BASES, DES SELS

46. Acides. — *Les acides sont des composés qui rougissent une matière colorante bleue connue sous le nom de teinture de tournesol. Étendus d'eau, ils ont une saveur aigre.*

Tous renferment de l'hydrogène pouvant être remplacé en tout ou en partie par un métal dans des circonstances déterminées.

EXEMPLES. —

Acide azotique	AzO^3, H
Acide sulfurique	SO^4, H^2
Acide chlorhydrique	HCl (chlore)

47. Bases. — *Les bases sont des combinaisons d'hydrogène, d'oxygène et de métaux qui présentent des propriétés inverses de celles des acides; elles ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide. Elles ont une saveur caustique ou âcre très différente de celle des acides.*

EXEMPLES. —

La potasse	K (potassium)	OH
La soude	Na (sodium)	OH
La chaux éteinte	Ca (calcium)	O^2H^2

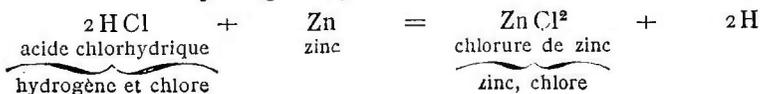
48. Sels. — *Les sels sont des composés dérivés des acides dont l'hydrogène a été remplacé en tout ou en partie par un métal.*

EXEMPLES. — I. Dans la préparation de l'hydrogène par l'acide sulfurique et le zinc (voir pages 11 et 39), on a



Le zinc a pris la place de l'hydrogène dans l'acide sulfurique, le sulfate de zinc est un sel.

II. Dans la préparation de l'hydrogène, on aurait pu remplacer l'acide sulfurique par de l'acide chlorhydrique (composé de chlore et d'hydrogène), on aurait eu



51. — Composés binaires ne renfermant ni oxygène, ni hydrogène. — *La nomenclature de ces corps s'établit en donnant la terminaison ure à l'un des éléments et en faisant suivre du nom du second élément.*

EXEMPLE. — Chlorure de potassium, Kcl; chlorure de sodium ou sel marin Na Cl; sulfure de carbone, C S².

Si le même élément forme plusieurs composés, on les distingue soit par des terminaisons *eux* ou *ique*: chlorure ferreux FeCl², chlorure ferrique Fe³Cl⁶; soit, comme précédemment, par des préfixes: *proto*, *bi*, *sesqui*, etc.: protosulfure de fer FeS, bisulfure de fer FeS², sesquisulfure de fer Fe²S³, etc.

LES COMPOSÉS OXYGÉNÉS DE L'AZOTE ET LA LOI DES PROPORTIONS MULTIPLES

Nous avons vu que les composés oxygénés de l'azote sont au nombre de six :

Le protoxyde d'azote ou oxyde azoteux.	Az ² O
Le bioxyde d'azote ou oxyde azotique AzO ou	Az ² O ²
L'anhydride azoteux.	Az ² O ³
Le peroxyde d'azote AzO ² ou.	Az ² O ⁴
L'anhydride azotique	Az ² O ⁵
L'anhydride perazotique AzO ³ ou	Az ² O ⁶

Ces six composés oxygénés offrent un exemple remarquable d'une loi importante, *la loi des proportions multiples*.

Si nous considérons la constitution de ces composés nous voyons que, pour un même poids d'azote (Az² = 28 grammes), les poids de l'oxygène sont des *multiples simples* du poids de l'oxygène du composé le moins oxygéné (le protoxyde d'azote ou oxyde azoteux); on a, en effet, pour Az², 1, 2, 3, 4, 5 et 6 fois 16 grammes d'oxygène.

La loi des proportions multiples peut donc s'énoncer de la manière suivante : *quand deux corps se combinent en plusieurs proportions, le poids de l'un d'eux étant supposé fixe, les poids de l'autre sont entre eux dans des rapports simples.*

CHAPITRE VIII

COMPOSÉ DE L'AZOTE ET DE L'HYDROGÈNE

AMMONIAC

52. État naturel. — L'ammoniac (AzH^3) est un gaz d'une odeur piquante;

1° On le trouve en petites quantités dans l'air et par conséquent dans les eaux pluviales combiné avec l'acide azotique (azotate d'ammoniac) ou avec l'acide carbonique (carbonate d'ammoniac) servant à l'alimentation des plantes;

2° Il s'en produit dans la putréfaction des matières organiques, dans le fumier, dans les urines; on reconnaît parfaitement l'odeur piquante de ce gaz dans les étables et dans les lieux d'aisance mal tenus.

3° Dans les terres, il se forme de l'ammoniac grâce à l'action de certains ferments sur les matières organiques azotées du sol.

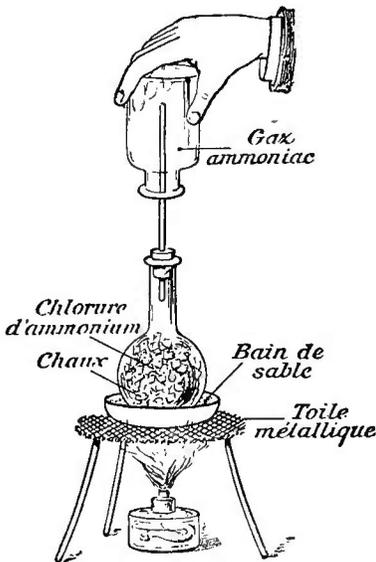
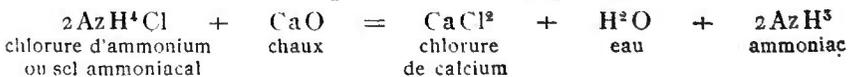


FIG. 59. — PRÉPARATION DU GAZ AMMONIAC, en décomposant le chlorure d'ammonium par de la chaux.

53. Préparation. — On prépare le gaz ammoniac en décomposant le sel ammoniac ou chlorure d'ammonium¹ par la chaux (fig. 59).



On mélange rapidement dans un mortier 50 grammes de sel ammoniac pulvérisé avec 120 grammes de chaux vive. On introduit ce mélange dans un ballon très sec et on achève de remplir avec des fragments de chaux vive. L'ammoniac étant très léger, on peut le recueillir dans un flacon par simple déplacement d'air.

1. Le chlorure d'ammonium est encore appelé chlorhydrate d'ammoniac.

Dans l'industrie, on prépare l'ammoniac :

1° Par la distillation des eaux vannes : quand on laisse déposer dans de vastes bassins les matières de vidange provenant des fosses, les parties solides tombent au fond, les parties liquides surnagent à la surface, ce sont les *eaux vannes*.

La distillation de ces eaux donne de l'ammoniac que l'on reçoit dans l'eau pour obtenir l'ammoniaque du commerce ou que l'on reçoit dans de l'acide sulfurique pour préparer du sulfate d'ammoniac très employé en agriculture comme engrais.

2° Par la distillation des eaux ammoniacales provenant de la fabrication du gaz d'éclairage. Une grande partie de cet ammoniaque sert à préparer également du sulfate d'ammoniac.

L'ammoniaque du commerce est appelé encore *alkali volatil*.

MM. Frank et Caro ont réussi à fabriquer industriellement un produit, la *chaux-azote*, employé en agriculture comme engrais azoté et susceptible de fournir de l'ammoniaque au sol en s'y décomposant au contact de l'eau. Cet ammoniaque est utilisé par les plantes pour leur alimentation.

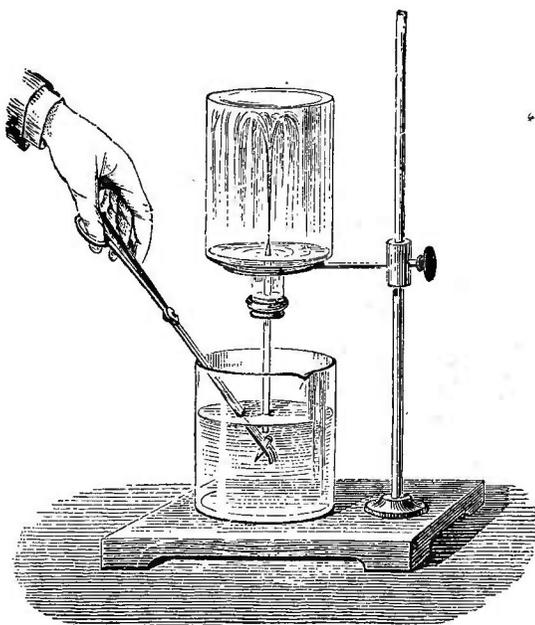


FIG. 60. — EXPÉRIENCES MONTRANT LA GRANDE SOLUBILITÉ DU GAZ AMONIAQUE DANS L'EAU.

54. Propriétés physiques. — Le gaz ammoniac est incolore, a une odeur très vive, il est plus léger que l'air (1 litre de gaz pèse 0 gr. 97).

Il est très soluble dans l'eau : 1 litre d'eau dissout jusqu'à 700 litres de gaz à la température ordinaire.

Expérience. — Un flacon A (fig. 60), rempli de gaz ammoniac, a été bouché avec un bouchon traversé par un tube de verre effilé, fermé à son extrémité inférieure. Si l'on casse l'extrémité dans de l'eau teintée avec du tournesol rougi, l'eau dissout le gaz ammoniac, fait le vide dans le flacon, et se précipite.

pite, poussée par la pression atmosphérique, formant un jet d'eau bleu (l'eau rougie est ramenée au bleu par l'ammoniaque).

*Dissolution de gaz ammoniac*¹ — Pour préparer une dissolution de gaz ammoniac, il suffit de faire arriver le gaz dans l'eau d'un flacon (fig. 61).

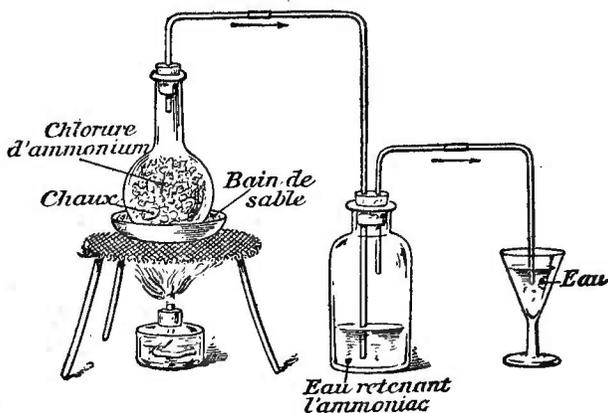


FIG. 61.

PRÉPARATION DE LA DISSOLUTION AMMONIACALE.

L'ammoniac se combine directement avec les acides :

Expérience I. — Si avec une baguette de verre on prend une goutte d'acide chlorhydrique et qu'on la dispose au-dessus d'un flacon d'ammoniac, on voit d'abondantes fumées blanches très épaisses de chlorure d'ammonium ou sel ammoniac.

Un flacon d'acide chlorhydrique débouché près d'un flacon d'ammoniac produit le même résultat (fig. 62). On peut ainsi reconnaître l'acide chlorhydrique.

Expérience II. — Même expérience avec l'acide azotique : fumées blanches mais beaucoup moins épaisses (formation d'azotate d'ammoniac).

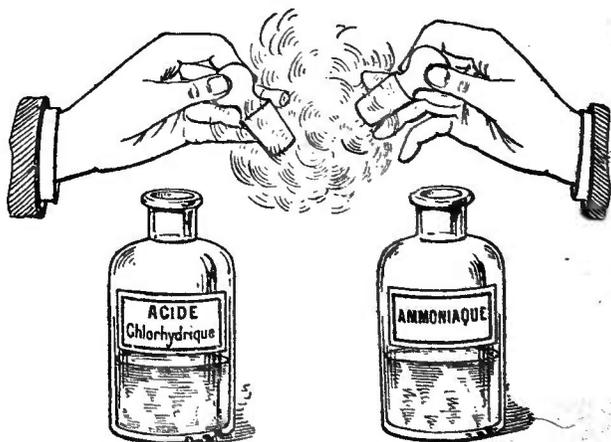


FIG. 62. — ACTION DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE SUR L'AMMONIAQUE.

formation de fumées blanches de sel ammoniac.

Action sur l'organisme. — L'ammoniac est un poison irritant très énergique qui agit très vivement sur les muqueuses et

1. Ammoniac désigne le gaz ; ammoniacque désigne la solution.

produit le larmolement. On attribue à son action les inflammations des yeux dont sont affectés les ouvriers qui vident les fosses d'aisance.

Premiers secours contre l'empoisonnement par l'ammoniac. — On administre du jus de citron étendu d'eau ou de l'eau vinaigrée (100 grammes de vinaigre pour 1 litre); le jus acide du citron ou le vinaigre neutralise l'ammoniac. On fait vomir et l'on donne du lait ou de l'eau battue avec de l'huile. Ces remèdes sont encore excellents pour les empoisonnements avec les autres alcalis concentrés (potasse caustique, soude caustique.)

56. Usages. — On emploie l'ammoniacque pour cautériser les piqûres d'abeilles, de moustiques et les morsures de vipères.

L'ammoniac entre dans la composition de l'eau sédative.

Étendue d'eau, elle calme les douleurs causées par les brûlures. On l'administre à petites doses pour dissiper l'ivresse.

Le dégraisseur l'emploie pour le dégraissage des laines, pour enlever les taches de graisse sur les vêtements. On peut l'employer pour faire disparaître les taches d'acides (sauf les taches d'acide azotique).

La médecine vétérinaire utilise l'ammoniacque pour guérir les bestiaux météorisés : l'ammoniacque absorbe les gaz carbonique et sulfhydrique produits par la fermentation d'une trop grande quantité de fourrage vert accumulé dans l'estomac des ruminants.

Nous verrons (Chimie agricole) que l'ammoniac joue un rôle important en *agriculture* pour l'*alimentation des plantes* : il fournit, sous forme de composés ammoniacaux (sulfate d'ammoniac, etc.), de l'azote aux végétaux.

Les eaux ammoniacales, sous-produits de la fabrication du gaz d'éclairage (voir Chimie agricole) sont utilisées par les agriculteurs comme engrais azotés.

Le crud ammoniac (nom qui signifie en anglais : « ammoniac cru ou âcre ») employé comme engrais azoté par les agriculteurs n'est pas de l'ammoniac. C'est un résidu des matières servant à l'épuration du gaz d'éclairage; il est constitué par un certain nombre de produits parmi lesquels des sels ammoniacaux.

CHAPITRE IX

PHOSPHORE

57. État naturel. — Le phosphore (P) n'existe pas à l'état libre, mais il est très répandu dans la nature à l'état de combinaison sous forme de *phosphates*, principalement de phosphate de calcium (phosphate de chaux). On rencontre ce dernier en plus ou moins grande quantité dans toutes les terres arables ainsi que nous le verrons dans la deuxième partie (Chimie agricole); quelques localités en possèdent de grandes quantités que l'on extrait pour être répandues comme engrais phosphaté afin d'accroître les récoltes.

Ce même phosphate de calcium joue un rôle très important dans la nutrition des animaux et des plantes. Il constitue environ les $\frac{4}{5}$ de la matière minérale des os. On le rencontre également associé à d'autres phosphates dans le sang, l'urine, etc.

58. Extraction du phosphore. — On extrait le phosphore des os.

Composition des os.	} $\frac{1}{3}$ de matières animales (osséine);	} $\frac{2}{3}$ de matières minérales	} $\left\{ \begin{array}{l} 80 \text{ pour } 100 \text{ de phosphate} \\ \text{de calcium.} \\ 20 \text{ pour } 100 \text{ de carbonate de} \\ \text{calcium.} \end{array} \right.$

Expérience I. — Si on brûle un os, les matières animales constituant l'osséine disparaissent et il ne reste que les matières minérales colorées en gris ou en noir (quand les os sont chauffés en vase clos) par des particules de carbone résultant d'une combustion incomplète.



FIG. 63. — DISSOLUTION DES MATIÈRES MINÉRALES DES OS DANS L'ACIDE CHLORHYDRIQUE.

Expérience II. — Quand on met un os dans de l'acide chlorhydrique étendu d'eau (fig. 63), la matière minérale se solubilise, il ne reste que la matière organique (osséine); l'os a la même forme, mais il est devenu élastique.

Principe de l'extraction. — On calcine les os; on obtient des cendres qui contiennent du phosphate de calcium. On ajoute de l'acide sulfurique qui transforme le phosphate insoluble en phosphate acide soluble. On filtre le liquide et on le mélange avec du charbon en poudre. Ce mélange chauffé donne des vapeurs de phosphore qui se condensent. Le phosphore obtenu est purifié et coulé en bâtons.

59. Propriétés physiques. — Le phosphore est un corps solide, couleur d'ambre, translucide, se laissant rayer à l'ongle.

Il est insoluble dans l'eau, soluble dans le sulfure de carbone et la benzine. Il fond à 44 degrés. Densité 1,84.

60. Propriétés chimiques. — *Propriété principale.* — *Le phosphore se combine très facilement avec l'oxygène :*

1° *A la température ordinaire*, il s'oxyde lentement en émettant des vapeurs (ce sont différents composés oxygénés du phosphore) qui luisent à l'obscurité (*phosphorescence*).

La phosphorescence ne se produit que lorsqu'il y a oxydation. Dès qu'on fait intervenir un gaz ou une vapeur qui mêlé à l'air, même en très petite quantité, empêche son oxydation, la phosphorescence cesse.

La chaleur dégagée par l'oxydation du phosphore à la température ordinaire est souvent suffisante pour déterminer son inflammation; de là le danger de le manier longtemps avec les mains.

L'inflammation est d'autant plus facile, et par suite plus à redouter, que le phosphore est plus divisé :

Expérience I. — Faire dissoudre un peu de phosphore dans du sulfure de carbone. Tremper un morceau de papier dans cette dissolution et laisser sécher à l'air. Le sulfure de carbone s'évapore rapidement, les particules de phosphore en dépôt sur le papier prennent feu spontanément.

On ne peut couper le phosphore à l'air, le frottement produirait l'inflammation. Il faut le couper sous l'eau.

2° *A la température de 60 degrés* le phosphore s'enflamme dans l'air et brûle avec un très grand éclat : il se produit de l'anhydride phosphorique (P^2O^5) se présentant en particules solides extrêmement petites sous forme de fumée blanche très soluble dans l'eau (voir préparation de l'azote par la combustion du phosphore, page 34).

61. Action sur l'organisme. — Le phosphore est très vénéneux. Les vapeurs du phosphore attaquent les os, surtout les os du nez, chez les ouvriers qui manipulent habituellement ce corps pour la fabrication des allumettes.

Introduit dans l'estomac, il agit avec une grande violence et peut amener rapidement la mort. Le seul antidote connu contre l'empoisonnement par le phosphore est l'essence de térébenthine.

Brûlures. — Les brûlures produites par le phosphore sont très douloureuses. Pour les combattre on lave la plaie avec de l'eau dans laquelle on a délayé de la magnésie; cette base sature l'acide provenant de l'oxydation du phosphore et l'empêche de corroder les tissus.

62. Phosphore rouge. — Soumis longtemps à l'influence directe des rayons solaires ou à l'action de la chaleur, le *phosphore ordinaire* ou *phosphore blanc* se transforme en *phosphore rouge*, sans subir aucune transformation chimique.

On prépare le phosphore rouge en chauffant du phosphore ordinaire, pendant une douzaine de jours, en vase clos, à la température de 220 à 240 degrés.

Propriétés comparatives des deux variétés de phosphore :

<i>Phosphore ordinaire.</i>	<i>Phosphore rouge.</i>
Couleur ambrée.	Couleur rouge.
Odeur d'ail.	Sans odeur.
Phosphorescent.	Non phosphorescent.
Soluble dans le sulfure de carbone.	Insoluble dans le sulfure de carbone.
S'oxyde rapidement à l'air.	S'oxyde très lentement à l'air.
<i>Inflammable à 60 degrés.</i>	<i>Inflammable seulement à 260 degrés.</i>
<i>Poison violent.</i>	<i>Non vénéneux.</i>

63. Usages du phosphore. — Le phosphore est presque exclusivement employé à la fabrication des *allumettes*.

Fabrication des allumettes. — 1° *Avec le phosphore ordinaire.* — On découpe du bois de sapin, de tremble ou de peuplier en petites bûchettes. Ces bûchettes sont trempées par leur extrémité dans un bain de soufre fondu, sur une hauteur d'un centimètre. Après séchage, on les trempe ensuite, par leur même extrémité, dans une pâte phosphorée ayant la composition suivante :

Phosphore	2,5 parties.
Colle forte.	2 —
Eau.	4,5 —
Sable fin	2 —
Ocre rouge.	0,5 —
Vermillon.	0,1 —

Les allumettes sont ensuite séchées à l'air, puis à l'étuve.

Les allumettes ordinaires s'enflamment trop facilement; en outre, elles sont vénéneuses et leur fabrication est très dangereuse pour les ouvriers. Aussi a-t-on cherché à les remplacer par des allumettes ayant une composition différente de celle indiquée ci-dessus.

Allumettes sans soufre. — Le soufre des allumettes ordinaires dégageant une odeur désagréable, on a songé à le remplacer par de l'acide stéarique (pâte à bougie) sur une hauteur de 5 à 6 millimètres. Mais comme cet acide prend feu plus difficilement que le soufre, on ajoute à la pâte indiquée ci-dessus un peu de chlorate de potasse pour activer la combustion.

Allumettes bougies. — On passe des mèches en coton non

tordues dans un bain de cire fondue ou dans de la pâte à bougie. On les coupe à des longueurs convenables et on les enduit à l'extrémité de pâte phosphorée.

2° **Avec le phosphore rouge ou phosphore amorphe.** — On plonge les bûchettes dans le mélange suivant :

Chlorate de potassium.	6 parties.
Sulfure d'antimoine	3 —
Colle forte	1 —

Elle ne peuvent s'enflammer que si on les frotte sur un carton recouvert du mélange suivant :

Phosphore rouge.	10 parties.
Bioxyde de manganèse	8 —
Verre pilé.	10 —
Colle.	10 —

Allumettes sans phosphore. — Les bûchettes sont enduites d'une pâte renfermant du chlorate de potassium et du sulfure d'antimoine.

Elles prennent feu quand on les frotte sur un carton imprégné de la même pâte.

Pâte phosphorée. — Les propriétés vénéneuses du phosphore ordinaire sont utilisées pour détruire les rats; dans ce but, on forme une pâte avec du phosphore fondu, de la farine et un peu de graisse.

Cette pâte phosphorée présente quelques dangers pour les enfants, on doit lui préférer le virus Danysz préparé à l'Institut Pasteur et employé couramment pour détruire les campagnols.

COMPOSÉS HYDROGÉNÉS DU PHOSPHORE

Le phosphore forme avec l'hydrogène trois composés ou phosphures : l'un est gazeux, le deuxième est liquide spontanément inflammable à l'air, le troisième est solide.

Le *phosphure d'hydrogène gazeux* (PH_3) mélangé au *phosphure liquide* (P^2H_4) se produit dans la décomposition des matières organiques renfermant du phosphore. *Ils semblent être la cause des phénomènes connus sous le nom de feux follets que l'on observe dans les anciens cimetières.*

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DU PHOSPHORE

Le principal composé oxygéné du phosphore est l'*anhydride phosphorique* $P^2 O^5$ auquel correspondent trois acides par l'action de 1, 2, 3 molécules d'eau :

L'acide métaphosphorique $P^2 O^5 + H^2 O = 2 P O^3 H$.

L'acide pyrophosphorique $P^2 O^5 + 2 H^2 O = P^2 O^7 H^4$

L'acide orthophosphorique ou

acide phosphorique ordinaire. $P^2 O^5 + 3 H^2 O = 2 P O^4 H^3$

L'**anhydride phosphorique** ($P^2 O^5$) est le produit de la combustion vive du phosphore dans l'air sec. Nous l'avons obtenu en préparant l'azote par la combustion du phosphore dans une cloche remplie d'air. Il se présente sous forme de fumées blanchâtres, particules solides extrêmement fines, très solubles dans l'eau.

De tous les acides que donne la combinaison de l'anhydride phosphorique avec l'eau, un seul est intéressant au point de vue agricole; c'est l'*acide phosphorique ordinaire* qui joue un rôle très important dans l'*alimentation des plantes* (voir Chimie agricole).

64. Acide phosphorique ordinaire ($PO^4 H^3$). — Cet acide, dont la préparation ne présente aucun intérêt, est tribasique, l'hydrogène qu'il renferme étant remplaçable par des métaux.

C'est ainsi qu'avec le calcium il forme trois composés :

Le phosphate monocalcique ou monobasique $(P O^4)^2 H^4 Ca$.

Le phosphate bicalcique ou bibasique $(P O^4)^2 H^2 Ca^2$

Le phosphate tricalcique ou tribasique $(P O^4)^2 Ca^3$.

Tous ces composés ont une certaine importance au point de vue agricole. Le dernier, le *phosphate tricalcique*, constitue le *phosphate de calcium naturel* très employé comme engrais. C'est lui que l'on rencontre dans le sol; c'est encore lui qui entre dans la composition des os. En le traitant par l'acide sulfurique, on le transforme en un corps également très employé comme engrais phosphaté, le *superphosphate de calcium* ou superphosphate de chaux (voir deuxième partie. Chimie agricole).

L'ARSENIC

65. L'arsenic (As) est un corps simple assez répandu dans la nature soit à l'état libre soit à l'état de sulfure.

C'est un corps solide, gris d'acier, à éclat métallique; on

pourrait le confondre avec un minerai métallique. Au contact de l'air, il perd son éclat et devient noir.

Ce que le public appelle arsenic est un composé oxygéné de l'arsenic : l'*anhydride arsénieux* (As^2O^5) appelé encore à tort *acide arsénieux*. L'anhydride arsénieux ressemble beaucoup à la farine, au sucre en poudre, et, comme il n'a pas de saveur désagréable surtout lorsqu'il est mélangé aux aliments, il peut donner lieu à beaucoup de méprises funestes, à des empoisonnements.

L'anhydride arsénieux est, en effet, un poison violent. Il peut cependant être absorbé à petite dose sans inconvénient; il facilite alors la respiration, aussi est-il employé en médecine contre les maladies des voies respiratoires, aussi bien chez l'homme que chez les animaux. Pour le cheval, il est très employé, on l'emploie rarement pour le bœuf à cause des inflammations d'intestin très fortes qu'il occasionne.

L'anhydride arsénieux est peu soluble dans l'eau.

66. Usages. — Les maquignons qui veulent tromper les acheteurs mélangent l'anhydride arsénieux (à petite dose) à la nourriture des chevaux pour rendre le poil plus luisant, pour activer la sécrétion des glandes salivaires et leur procurer l'écume à la bouche. L'*anhydride arsénieux*, appelé encore par les agriculteurs *mort aux rats*, est employé pour détruire les rats (on le mélange avec du pain).

Ce produit pour la destruction des rats est à rejeter à cause des dangers qu'il présente pour les enfants; il vaut mieux employer la noix vomique ou encore le virus Danysz de l'Institut Pasteur.

L'anhydride arsénieux ainsi que les sels arsénicaux sont employés en *viticulture* et en *horticulture*.

L'*anhydride arsénieux* est employé en viticulture dans la fabrication des *bouillies arsenicales* (associé au sulfate de cuivre) pour lutter à la fois contre le mildiou et un insecte, l'altise (voir Préparation des bouillies arsenicales, p. 175). Depuis quelques années et sur l'initiative de M. Grosjean, inspecteur général de l'Agriculture, on a recours aux composés arsénicaux, très employés par les Américains, pour détruire les insectes parasites des arbres fruitiers, *mangeurs* de feuilles, tels que les chenilles de l'*hyponomeute* et de la *chématotie*, etc. Le poison est déposé sur la feuille et c'est en mangeant celle-ci que l'insecte s'empoisonne.

Pour ne pas confondre les sels arsénicaux avec des substances alimentaires et pour éviter leur action corrosive sur les feuilles, M. Grosjean recommande avec raison d'employer ceux qui sont *colorés* et *insolubles*, par exemple : l'*arsénite de cuivre* ou *vert de Scheele*, le *pourpre de Londres* (arséniate de chaux, résidu de la fabrication de la rosaniline teint par cette substance colorante). En viticulture, pour détruire la chenille de la *cochyliis*, on emploie beaucoup, quoiqu'il ne soit pas coloré (on commence à le colorer artificiellement), l'*arséniate de plomb*. On emploie aussi l'arséniate ferreux.

Tous ces sels arsénicaux sont des poisons énergiques : après chaque manipulation on doit se laver soigneusement les mains; il faut éviter aussi de répandre du liquide sur l'herbe ou sur les matières que les animaux peuvent manger; il faut enfin que les produits arsénicaux soient mis sous clef de façon à éviter toute méprise.

CHAPITRE X

LE CHLORE

67. État naturel. — Le chlore (Cl) est un gaz qui n'existe pas à l'état libre, car il s'unit trop facilement à la plupart des corps simples. On ne le trouve qu'à l'état de combinaisons sous

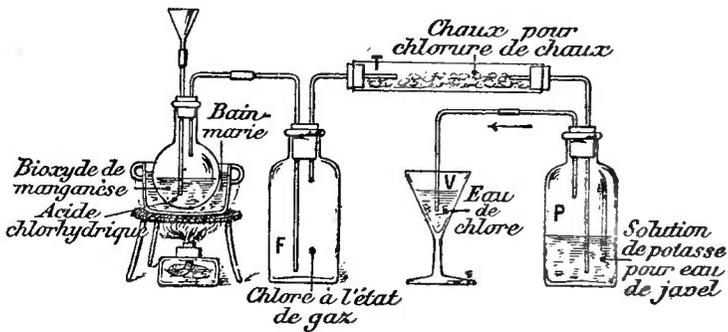
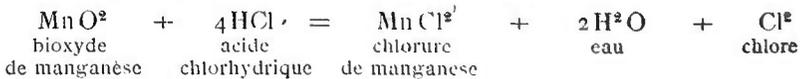


FIG. 64. — PRÉPARATION DU CHLORE, DU CHLORURE DE CHAUX, DE L'EAU DE JAVEL ET DE L'EAU DE CHLORE.

forme de *chlorures* dont quelques-uns sont très répandus : le *chlorure de sodium* ou *sel marin*, le *chlorure de potassium* employé en agriculture comme engrais.

68. Préparation. — Dans les laboratoires, on prépare le chlore en chauffant du bioxyde de manganèse avec de l'acide chlorhydrique (fig. 64).



On met dans un ballon 60 grammes de bioxyde de manganèse en morceaux et 100 grammes d'acide chlorhydrique. On chauffe doucement et le gaz se dégage.

On peut le recueillir dans un flacon par simple déplacement d'air, car il est plus lourd que l'air.

Dans la même préparation, on peut : 1° Recueillir le gaz dans un flacon F; 2° Faire passer l'excédent de gaz sur de la chaux dans un tube T pour obtenir du chlorure de chaux; 3° Conduire le gaz dans une solution de potasse P pour avoir de l'eau de Javel; 4° Le recevoir ensuite dans de l'eau d'un verre V pour obtenir l'eau de chlore.

On ne reçoit pas le chlore sur du mercure, comme cela se fait dans les laboratoires pour les autres gaz, parce qu'il attaque ce métal. On peut le recueillir sur de l'eau salée qui en dissout très peu.

69. Propriétés physiques. — Le chlore est un gaz jaune verdâtre d'une odeur forte et suffocante. Il est plus lourd que l'air (1 litre pèse 3^{gr},16). Il est soluble dans l'eau, sa dissolution s'appelle *eau de chlore*.

70. Propriétés chimiques. — *Propriété principale* : Le chlore a une grande tendance à s'unir à l'hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique.

Expérience I. — Si l'on mélange des volumes égaux d'hydrogène et de chlore dans un ballon, la combinaison des deux gaz se fait lentement à l'obscurité et avec explosion sous l'action des rayons du soleil.

Action sur les métalloïdes. — Le chlore se combine avec la plupart des métalloïdes sauf avec l'oxygène, l'azote et le charbon.

Action sur les métaux. — Presque tous les métaux sont attaqués par le chlore, il se forme des chlorures.

Action sur certains composés. — 1° *Action sur l'eau.* — Le chlore décompose l'eau à la température ordinaire, surtout à la lumière pour lui prendre son hydrogène : il se forme de l'acide chlorhydrique.

C'est ce qui explique pourquoi, dans les laboratoires, on conserve toujours les dissolutions de chlore dans des flacons noirs.

2° *Action sur l'acide sulfhydrique.* — Le chlore décompose l'acide sulfhydrique (composé d'hydrogène et de soufre H²S qui se dégage dans les lieux d'aisance) pour lui prendre son hydrogène : il y a formation d'acide chlorhydrique et dépôt de soufre. $H^2S + 2Cl = 2HCl + S$.

Cette propriété fait du chlore un bon désinfectant.

Action du chlore sur les matières colorantes. — C'est encore à l'action du chlore sur l'hydrogène qu'est due la *destruction des matières colorantes* par cet élément. Une dissolution de chlore décolore très rapidement le tournesol, l'indigo et l'encre ordinaire.

Le chloré n'a aucune action sur l'encre d'imprimerie et sur l'encre de Chine qui sont à base de charbon.

Expérience II. — *Comment on enlève une tache d'encre sur une feuille de papier* : on verse sur la feuille un peu d'eau de chlore ou de l'eau de Javel qui cède facilement du chlore ; la teinte noire de l'encre fait place à une teinte jaune pâle à peine visible. Laver ensuite à grande eau.

L'encre étant un gallate de fer, le chlore détruit l'acide gallique, mais laisse

l'oxyde de fer qui donne cette teinte jaune. Pour faire disparaître cette dernière, il suffit de la laver avec de l'acide chlorhydrique étendu.

On peut nettoyer des livres sans crainte de détruire les caractères ou les dessins.

71. Usages du chlore. — Le chlore est surtout employé comme *désinfectant* et comme *décolorant*.

A l'état libre il n'est guère employé; on n'emploie pas beaucoup l'eau de chlore à cause de sa facile décomposition. On préfère employer le chlore sous forme de *chlorures décolorants* en le faisant absorber par la potasse, la soude ou la chaux, ainsi que nous le verrons plus loin (chlorures décolorants).

Le chlore sous forme de chlorures sert pour désinfecter les fosses d'aisance, détruire les miasmes dans les hôpitaux, pour assainir les habitations en temps d'épidémie.

On s'en sert également pour le blanchiment de toutes les matières *végétales*, toile et pâte à papier. On ne peut l'employer pour blanchir les matières animales telles que la laine et la soie; il les détruirait.

ACIDE CHLORHYDRIQUE

72. État naturel. — L'acide chlorhydrique (HCl) appelé encore *acide muriatique* ou *esprit de sel* se rencontre quelquefois dans les eaux des ruisseaux coulant en terrains volcaniques, il se dégage des volcans. On le trouve en très petite quantité dans le suc gastrique sécrété par l'estomac (2 à 3 pour 1000).

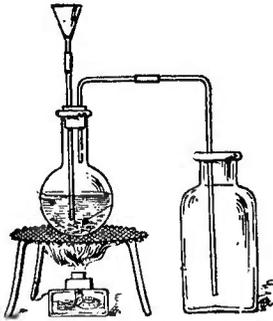


FIG. 65.— PRÉPARATION DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE en décomposant le sel marin par l'acide sulfurique.

73. Préparation. — On prépare l'acide chlorhydrique en décomposant le sel marin ou chlorure de sodium par l'acide sulfurique (fig. 65).



On met 100 grammes de sel marin en *gros morceaux* dans un ballon muni d'un tube de sûreté (fig. 65); on verse ensuite 85 à 90 centimètres cubes d'acide sulfurique et on chauffe modérément.

Le gaz étant plus lourd que l'air on peut le recueillir, comme le chlore, dans un flacon par simple déplacement d'air.

Dans l'industrie, l'acide chlorhydrique n'est qu'un produit accessoire de la fabrication d'un composé important, le sulfate de sodium SO^4Na^2 qui se forme à une plus haute température : $2\text{NaCl} + \text{SO}^4\text{H}^2 = \text{SO}^4\text{Na}^2 + 2\text{HCl}$.

74. Propriétés physiques. — L'acide chlorhydrique est un gaz incolore, d'une odeur piquante, d'une saveur très acide. Il est plus lourd que l'air (1 litre de gaz pèse 1^{gr},61).

L'acide chlorhydrique est très soluble dans l'eau, un peu moins soluble que l'ammoniac : 1 litre d'eau peut dissoudre jusqu'à 500 litres de gaz à la température de 0 degré.

Expérience I (fig. 66). — Pour montrer la solubilité de l'acide chlorhydrique, on peut réaliser la même expérience que pour l'ammoniac (voir marche de l'expérience, p. 49).

Préparation de la dissolution d'acide chlorhydrique (fig. 67). — Il suffit de plonger le tube amenant le gaz dans un verre. Enfoncer l'extrémité du tube de quelques millimètres seulement, car la dissolution du gaz, plus lourde que l'eau pure, gagne le fond du verre en produisant des ondulations et des stries qui la rendent visible.

*Arrivée du gaz
acide chlorhydrique*



FIG. 67. — PRÉPARATION DE LA DISSOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE.

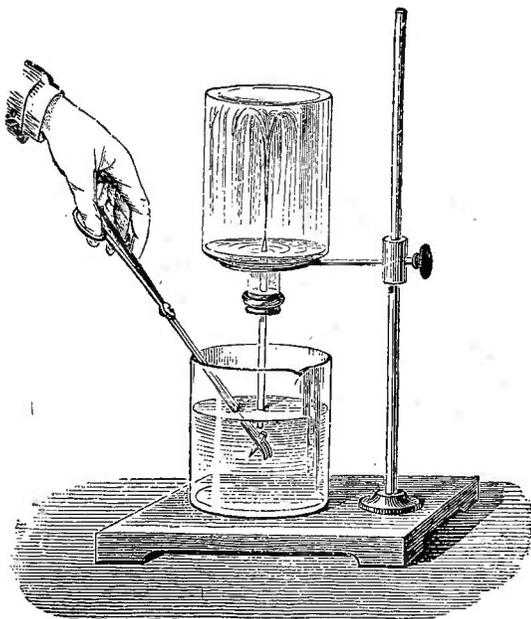


FIG. 66.

EXPÉRIENCE MONTRANT LA GRANDE SOLUBILITÉ DU GAZ ACIDE CHLORHYDRIQUE DANS L'EAU.

Ce que l'on appelle acide chlorhydrique dans la pratique, est la dissolution du gaz.

75. Propriétés chimiques. — L'acide chlorhydrique est un acide très énergique qui rougit fortement la teinture de tournesol.

Il n'est pas combustible et n'entretient pas la combustion : une bougie s'éteint lorsqu'elle est plongée dans le gaz.

Au contact de l'air un peu humide il répand des fumées dues à ce que le gaz s'emparant de la vapeur d'eau forme avec elle une espèce de brouillard.

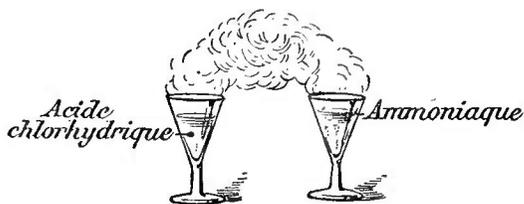


FIG. 68. — FORMATION D'ÉPAISSES FUMÉES BLANCHES DE CHLORURE D'AMMONIUM (sel ammoniac).

Action sur les métalloïdes. — L'acide chlorhydrique est en général sans action sur les métalloïdes.

Action sur les métaux. — Tous les métaux sauf l'or et le platine

décomposent l'acide chlorhydrique : il se forme un chlorure et il se dégage de l'hydrogène.

Exemple : (voir préparation de l'hydrogène) $Zn + 2 HCl = Zn Cl^2 + 2 H$.

Le gaz ammoniac se combine très facilement au gaz chlorhydrique pour former du chlorure d'ammonium $Az H^3 Cl$.

Expérience II. — Mettre en présence deux verres, l'un contenant de l'acide chlorhydrique, l'autre de l'ammoniaque ; on voit apparaître d'épaisses fumées blanches (fig. 68).

De là un *moyen de reconnaître l'acide chlorhydrique.*

76. Action sur l'organisme. — Introduit dans l'estomac, l'acide chlorhydrique produit des ulcérations profondes pouvant amener rapidement la mort. Comme contre-poison on peut employer la magnésie.

Les vapeurs d'acide chlorhydrique exercent une action irritante sur les poumons.

77. Usages. — L'acide chlorhydrique est un des acides les plus importants. Il sert à préparer une foule de corps : hydrogène, gaz carbonique, chlore, etc.

On l'emploie pour le décapage du fer, pour l'extraction de la gélatine des os et l'épauillage des laines.

Épauillage des laines : c'est une opération qui a pour but de débarrasser les tissus ou la laine bruts des débris de paille, de végétaux de toute sorte. C'est grâce à elle qu'on peut employer aujourd'hui, pour la fabrication du drap, des laines exotiques qui étaient autrefois rejetées.

Expérience III. — Mélanger de la laine avec des fétus de paille, papier et mettre le tout dans une éprouvette pleine de gaz chlorhydrique.

Au bout d'un quart d'heure, paille et papier sont devenus très friables alors que la laine garde toute sa souplesse.

CHLORURES DÉCOLORANTS

78. Composés oxygénés du chlore. — Le chlore ne se combine pas directement avec l'oxygène; on lui connaît cependant plusieurs composés oxygénés ne présentant pas d'intérêt au point de vue pratique sauf un seul, l'*acide hypochloreux* employé à l'état d'*hypochlorite* formant la base des *chlorures décolorants*.

79. Chlorures décolorants. — Les chlorures décolorants sont des composés à base de chlore, très employés pour le blanchiment et comme désinfectants. Ils remplacent le chlore d'un maniement plus difficile; on les appelle les *véhicules du chlore*.

Propriété commune aux chlorures décolorants. — Ces chlorures sont des composés très instables qui dégagent leur chlore sous l'influence des acides, mêmes les plus faibles, comme l'acide carbonique. Il suffit de les laisser à l'air pour sentir l'odeur du chlore.

On distingue trois chlorures décolorants :

1° *Le chlorure de chaux*¹ que l'on obtient en faisant passer un courant de chlore sur de la chaux éteinte pulvérisée. Le chlorure est en réalité un mélange d'hypochlorite de calcium et de chlorure de calcium. C'est l'hypochlorite qui agit.

2° *L'eau de Javel*¹; on obtient en faisant passer un courant de chlore dans une solution de potasse caustique; c'est un mélange d'hypochlorite de potassium et de chlorure de potassium.

3° *La liqueur de Labarraque*, obtenue de la même manière que l'eau de Javel; on remplace simplement la potasse caustique par de la soude caustique.

Usages des chlorures décolorants. — Le blanchiment des toiles se faisait autrefois sur *pré*: une série d'expositions sur le *pré* alternant avec des lessivages déterminait le blanchiment.

Ce procédé était très long (plusieurs mois) et n'était praticable que pendant la belle saison. Berthollet en 1785 le remplaça par le *blanchiment au chlore*.

On l'opère aujourd'hui :

1° Par l'*eau de Javel pour les tissus légers*;

2° Par la *solution de chlorure de chaux* pour toutes les matières végétales.

1. Voir sa préparation (Chlore, page 58).

Tissus légers. — On trempe le tissu dans l'eau de Javel, on l'expose quelques minutes à l'air et on le lave.

Matières végétales. — On imprègne les substances ou les tissus en les faisant passer dans une solution de chlorure de chaux. Puis on les trempe dans un bain d'acide faible; le chlore se dégage et produit son action décolorante. On lave ensuite à grande eau¹.

L'eau de Javel est couramment employée dans le lavage du linge; son emploi exagéré amène rapidement la destruction de ce dernier. Dans le commerce on vend de l'*extrait de Javel* (c'est l'eau de Javel elle-même); pour le lavage on dilue cet extrait, ou eau de Javel concentrée, dans 3 fois son volume d'eau afin de ne pas brûler le linge; on rince ensuite à l'eau ordinaire. Pour enlever une tache d'encre sur le papier on procède avec l'eau de Javel comme nous l'avons indiqué p. 59, expérience II.

BROME

Le Brome (Br) est retiré des bromures existant dans les eaux-mères provenant du traitement des cendres de varechs.

C'est un liquide rouge foncé d'une odeur irritante rappelant celle du chlore.

Les propriétés chimiques du brome sont semblables à celles du chlore. Avec l'hydrogène le brome forme l'acide bromhydrique (HB²) analogue à l'acide chlorhydrique.

Le brome sert à préparer les bromures, principalement le bromure de potassium très employé en médecine et en photographie.

IODE

L'iode (I) se trouve dans la nature à l'état d'iodures (iodures de potassium, de sodium, de magnésium), dans les eaux de la mer et dans beaucoup d'eaux minérales.

On retire l'iode des eaux-mères des cendres de varechs qui donnent aussi le brome.

80. Propriétés. — L'iode, qui doit son nom à la couleur violette de sa vapeur, se présente en lamelles brillantes d'un violet noir et assez lourdes.

1. On pratique depuis quelque temps le blanchiment par l'électricité (procédé Hermite), dans lequel le chlore combiné à l'oxygène joue encore le rôle de décolorant.

L'iode est soluble dans l'alcool : sa dissolution dans l'alcool prend le nom, en pharmacie, de *teinture d'iode*.

Les propriétés chimiques de l'iode sont analogues à celles du brome et du chlore. *Sa propriété la plus caractéristique, c'est de colorer en bleu l'empois d'amidon refroidi* (cette coloration disparaît par la chaleur) : on dit que *l'iode est le réactif de l'amidon*.

Usages. — L'iode est employé en dissolution alcoolique, sous le nom de *teinture d'iode*, comme vésicant ; il attaque la peau et la colore en jaune.

Les iodures sont très employés en médecine comme dépuratifs, surtout l'iodure de potassium. L'huile de foie de morue doit ses propriétés dépuratives aux iodures qu'elle contient.

FLUOR ET ACIDE FLUORHYDRIQUE

Le fluor (F), qui se rapproche par ses propriétés chimiques du chlore, du brome et de l'iode, n'est intéressant, au point de vue pratique, que parce qu'il forme avec l'hydrogène un acide appelé acide fluorhydrique.

81. Acide fluorhydrique. — L'acide fluorhydrique (HF) est un liquide incolore, fumant à l'air, très volatil.

On le conserve dans des flacons en gutta-percha parce qu'il attaque le verre.

Il a une odeur vive et piquante, les vapeurs qu'il répand sont très irritantes pour les yeux et les poumons. Une goutte d'acide fluorhydrique un peu concentré répandue sur la main y produit une ampoule, accompagnée d'une ulcération très douloureuse.

Usages. — L'acide fluorhydrique est employé dans la gravure sur verre.

On l'emploie également dans les *distilleries de grains* pour acidifier le moût, afin que la levure ne soit pas contaminée (procédé du D^r Laffont).

CHAPITRE XI

SOUFRE

82. État naturel. — Le soufre (S), corps très employé en viticulture, a été connu dès la plus haute antiquité. On le rencontre en effet dans la nature à l'état libre, mélangé à

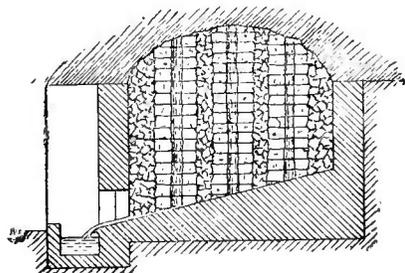


FIG. 69.

PRÉPARATION DU SOUFRE BRUT.

Procédé des calcaroni par combustion d'une partie du soufre.

des matières terreuses au voisinage des volcans éteints ou en activité, formant des amas appelés solfatares dont les plus connus sont les solfatares de Sicile. Il existe aussi dans un grand nombre de sulfures métalliques (pyrites de fer et de cuivre).

83. Extraction. — Nous ne citerons que les deux procédés les plus employés pour l'extraction.

1° Le procédé sicilien ou procédé des calcaroni. — Le combustible étant rare au voisinage des solfatares, on est obligé de brûler une partie du

soufre pour extraire l'autre partie. On entasse le minerai dans des fosses dont la surface est en pente (fig. 69). On recouvre la meule (calcarone), ainsi formée de menus débris et de terre. On introduit, par des cheminées aménagées à l'avance dans le bas, des fagots de bois auxquels on met le feu : le soufre étant combustible brûle en partie et la chaleur dégagée par cette combustion liquéfie le reste

de la masse (on sacrifie $\frac{1}{3}$ de soufre pour fondre les autres $\frac{2}{3}$). Le soufre fondu est recueilli dans un récipient.

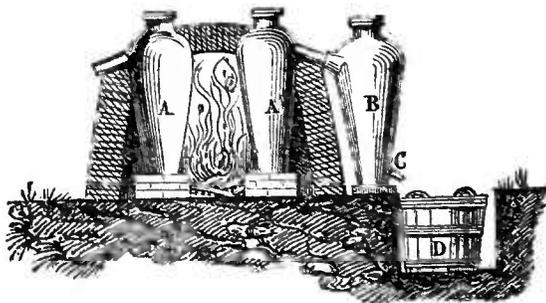


FIG. 70. — PRÉPARATION DU SOUFRE BRUT.

Procédé par distillation : Le minerai de soufre est chauffé dans les pots A, A, les vapeurs de soufre vont se condenser dans les pots B.

2° **Le procédé de Pouzzoles ou procédé par distillation** (fig. 70). — Lorsque le minerai est pauvre (comme à Pouzzoles, près de Naples), c'est-à-dire lorsque le soufre est mélangé à beaucoup de matières terreuses, on le chauffe dans des pots en grès placés dans des fours et communiquant avec des pots placés à l'extérieur des fours. Le soufre des pots chauffés se volatilise et les vapeurs vont se condenser dans les pots situés à l'extérieur.

3° **Procédé Frasch.** — On a découvert en Louisiane, en cherchant du pétrole, des gisements de soufre d'une grande pureté qui restèrent longtemps inexploités, parce qu'ils sont situés sous des bancs de sable mouvant, peu propices à des constructions stables. Ces dernières années, un ingénieur, M. Frasch, imagina un excellent procédé d'extraction.

Ce procédé consiste, en principe, à forer un puits avec des tuyaux métalliques : 4 tubes concentriques, un trou de sonde extérieur, un tube intérieur d'eau chaude, un tube élévatoire de soufre, et, enfin, au centre, un tube d'injection de l'air. L'eau à haute pression et à température élevée (168°), très supérieure à celle du soufre en fusion, peut aller assez loin du trou de sonde; le soufre fondu vient se rassembler au fond de ce puits et la pression commence à le refouler dans le tube élévatoire. L'air injecté par le petit tube central complète cet effet en se mêlant à lui et l'allégeant.

Ce soufre venant du puits à l'état liquide est conduit dans des bassins à parois de planches de 75 à 100 mètres de long sur 12 à 15 mètres de large où il se solidifie; bien que d'une grande pureté, il a encore besoin d'être raffiné avant son emploi; cette opération se fait dans des usines en Amérique et aussi en France.

Raffinage du soufre. — Le soufre obtenu par les deux procédés que nous venons de citer est du soufre brut renfermant 3 à 4 pour 100 d'impuretés dont on le débarrasse en le raffinant.

Le raffinage qui s'effectue en France, surtout à Marseille, s'opère de la manière suivante (fig. 71) : le soufre brut est introduit dans une chaudière chauffée par un foyer; il fond et coule dans la chaudière inférieure plus rapprochée du foyer où il se vaporise; les vapeurs abandonnent les impuretés et vont se condenser dans une grande chambre en maçonnerie à l'état de poussière plus ou moins fine qui constitue le *soufre sublime*, appelé aussi, mais improprement, *flour de soufre*.

Anciennement, les chambres de condensation se construisaient voûtées et avec des murs épais, comme l'indique la figure 71. Lorsque les parois de ces chambres se sont échauffées, le soufre, au lieu de passer de l'état de vapeur à l'état solide, passe à l'état liquide. Ce soufre liquide coule sur le sol incliné de la chambre, on le recueille dans des moules coniques en bois plongés

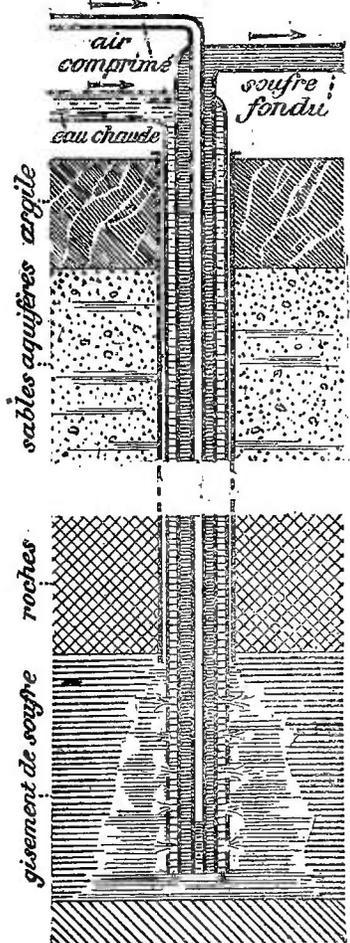


FIG. 70 bis.
PROCÉDÉ FRASCH.

dans l'eau où il se solidifie; il est alors livré au commerce sous la forme de bâtons coniques; on l'appelle *soufre en canons*. Les anciennes chambres dites *chambres à canons* fonctionnent encore dans quelques usines.

Actuellement, les *chambres de condensation* sont de grande capacité (12 mètres de long, 8 mètres de large, 8 mètres de haut) et construites en matériaux légers afin d'obtenir du *soufre sublime d'une plus grande finesse*.

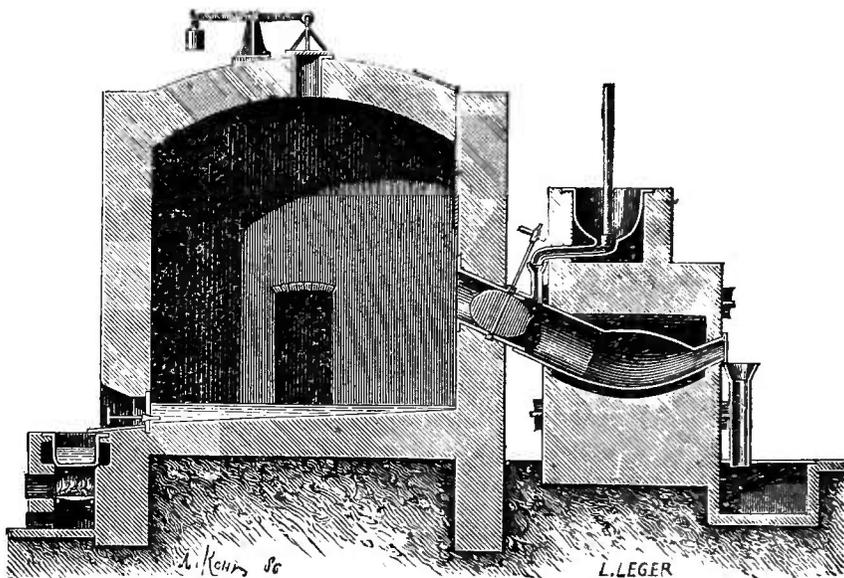


FIG. 71. — RAFFINAGE DU SOUFRE.

Le soufre chauffé se transforme en vapeurs qui vont se condenser dans une chambre froide.

Le *soufre sublimé* obtenu dans les nouvelles chambres de condensation se présente sous plusieurs formes :

1° *La fleur de soufre proprement dite* ou *soufre sublimé utriculaire*; il est obtenu dans les parties les plus froides de la chambre de condensation, par conséquent dans celles les plus éloignées de la chaudière de vaporisation du soufre. Cette fleur de soufre est formée d'*ovoides* ou *utricules*, lesquels sont constitués par une enveloppe de *soufre amorphe* (c'est-à-dire non cristallin), insoluble dans le sulfure de carbone, renfermant à l'intérieur un noyau de soufre cristallisé.

2° *Le soufre sublimé cristallisé*, soluble dans le sulfure de carbone. Il est obtenu dans les parties un peu moins froides de la chambre de condensation.

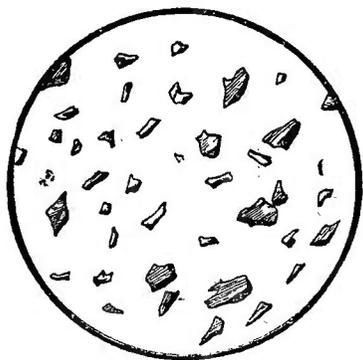
La proportion de *soufre sublimé utriculaire (fleur)*, diminue et celle du *soufre cristallisé* augmente, devient moins fin, à mesure qu'on se rapproche des parties les plus chaudes de la chambre au voisinage de la chaudière de vaporisation.

Au point où débouche le manchon de la chaudière de vaporisation, le soufre sublimé s'est fondu et l'on trouve de gros cristaux compacts et même des blocs qui constituent le produit appelé *soufre candi*. Le soufre candi sert à fabriquer le *soufre trituré*.

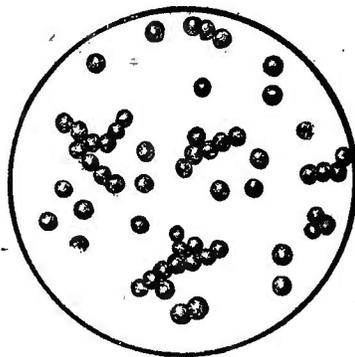
Tamissage des sulfures sublimés. — Le soufre sublimé à la sortie des chambres de condensation est *tamisé*. Le tamissage se fait dans des *sasseurs* spéciaux, sortes de tamis animés d'un mouvement de va et vient et dont la maille très fine varie jusqu'au n° 120, suivant la qualité à obtenir.

Le soufre employé en viticulture. — La viticulture emploie de grandes quantités de soufre pour le traitement d'une maladie de la vigne appelée *oidium*. Le commerce livre aux viticulteurs trois espèces de soufre :

1° *Le soufre trituré* : c'est du *soufre candi* ou bien du *soufre brut* écrasé sous des meules, puis tamisé à l'aide d'un



Soufre sublimé.



Soufre trituré.

FIG. 71 bis. — SOUFRE VU AU MICROSCOPE.

blutoir de soie très fin. Il contient de 2 à 5 pour 100 d'impuretés seulement. Vu au microscope, on remarque qu'il est formé de fragments irréguliers et anguleux (fig. 71 bis). On accorde généralement au soufre trituré une valeur agricole moins grande qu'au soufre sublimé.

2° *Le soufre sublimé* (voir raffinage) : le soufre vendu sous ce nom doit contenir exclusivement de la fleur de soufre proprement dite ou soufre utriculaire (arrêt de la cour d'Aix).

On fraude le soufre sublimé en lui incorporant des *corps inertes* étrangers ou en lui mélangeant du *soufre candi trituré* ou même du *soufre brut trituré* de belle qualité. Le soufre sublimé est d'autant meilleur qu'il est plus fin. La finesse est d'autant plus grande que le soufre passe sans rejet à travers un tamis déterminé. Les bons sublimés doivent passer entièrement à travers la maille n° 40 (ayant 220 trous au centimètre carré).

3° *Le soufre précipité* : c'est un soufre obtenu chimiquement par précipitation.

L'épuration du gaz d'éclairage fournit une assez grande quantité de soufre précipité. Le gaz d'éclairage brut (non épuré) contient du soufre sous forme d'acide sulfhydrique, qu'il abandonne sous forme de *soufre précipité* à la matière dont on se sert pour l'épurer. La matière épurante du gaz d'éclairage, lorsqu'elle est hors de service, est débarrassée des matières nuisibles à la végétation, de la plupart des matières inertes, puis mise en poudre. Elle contient de 25 à 30 pour 100 de soufre précipité, 6 à 7 pour 100 de soufre combiné, de la chaux, de l'oxyde de fer, etc.; elle prend le nom de *soufre précipité* et se présente sous la forme d'une poudre brune verdâtre.

A côté du soufre précipité provenant de l'épuration du gaz d'éclairage on peut citer le *soufre précipité des soieries*, sous-produit provenant de la fabrication de la soie : il contient 84 pour 100 de soufre, près de 4 pour 100 de chaux, 3 pour 100 de sulfate de chaux. etc. ; il se présente sous la forme d'une poudre très fine d'une teinte presque blanche.

Le commerce vend encore, sous le nom de *soufre mouillable*, un mélange de soufre, de carbonate de soude et de résine en poudre qu'il suffit de jeter dans l'eau pour obtenir un mouillage complet du soufre. Ce mélange est employé dans la préparation des *bouillies soufrées* pour le traitement des vignes attaquées par l'oïdium et le mildiou.

84. Propriétés physiques. — Le soufre est un corps solide, d'un jaune citron, sans odeur, sans saveur, pesant deux fois plus que l'eau. Il est mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité :

Expérience I. — On peut tenir à la main l'extrémité d'un canon de soufre l'autre extrémité étant enflammée

Expérience II. — Un canon de soufre frotté avec un morceau de drap s'électrise et attire les corps légers.

Le soufre est insoluble dans l'eau, soluble dans la benzine, dans le pétrole et surtout le sulfure de carbone.

La *chaleur* exerce sur le soufre des effets curieux : le soufre fond à 110 degrés en un liquide jaunâtre très fluide. A mesure que la température augmente il devient moins fluide et se colore en rouge brun. A 220 degrés il se transforme en une masse très visqueuse qui, chauffée au delà de 230 degrés, redevient liquide tout en gardant sa couleur brune. Il bout à 440 degrés, répandant des vapeurs brunâtres très lourdes. Refroidi, il repasse par les mêmes états de couleur et de fluidité.

Le soufre liquide chauffé au delà de 200 degrés et coulé dans de l'eau froide devient mou, élastique : de là son nom de *soufre mou*. Abandonné à lui-même, il reprend l'état de soufre ordinaire.

85. Propriétés chimiques. — Le soufre brûle dans l'air avec une flamme bleue en se transformant en anhydride sulfureux (SO_2), appelé vulgairement *acide sulfureux*. Il se combine avec la plupart des métalloïdes et des métaux (sauf l'or), l'aluminium et le platine, en jouant le rôle d'un corps comburant analogue à l'oxygène.

Expérience I. — Projeter de la tournure de cuivre dans un ballon contenant du soufre en ébullition : le cuivre devient incandescent et se transforme en sulfure de cuivre noir.

Expérience II. — Faire un mélange de 1 partie de fleur de soufre et 2 parties de zinc en limaille : le tout s'enflamme au contact d'une allumette et brûle avec une flamme bleue accompagnée de fumées épaisses.

86. Usages. — Le soufre est très employé en viticulture pour combattre l'oïdium, sorte de champignon qui attaque la vigne : on le répand en poudre sur tout le cep au moyen de soufflets, de soufreuses, à la dose de

15 à 20 kilogrammes	au 1 ^{er} mai (1 ^{er} soufrage)	} par hectare.
40 à 50 —	à la floraison (2 ^e —)	
50 à 60 —	avant la veraison (3 ^e —)	

On ne sait pas s'il agit par simple contact ou par ses vapeurs ou par le gaz sulfureux qu'il dégage. Il est probable que c'est à la fois par ses vapeurs directes et par l'acide sulfureux formé que le soufre agit sur l'oidium.

Il est employé également pour combattre par des soufrages différents *oidiums* ou *blancs* de certaines plantes cultivées : blancs du houblon, du pêcher, du haricot, du melon, etc.

Il entre dans la préparation de poudres employées contre la pourriture grise des raisins et dans la préparation de certaines formules insecticides contre l'altise, la cochylys, la pyrale.

On a reconnu que le soufre stimule la végétation de la vigne, assure un bon aoûtement des sarments, avance et favorise la maturation des fruits. Le soufre entre dans la préparation des bouillies au soufre (voir Bouillies, p. 174).

Le soufre en fleur sert à préparer les mèches soufrées que l'on brûle dans les tonneaux pour produire du gaz sulfureux, destiné à la conservation du vin :

Préparation des mèches soufrées. — On coupe une bande de toile de 20 à 25 centimètres de long sur 3 centim. de large; on la trempe à plusieurs reprises dans du soufre fondu après l'avoir fait sécher chaque fois, de façon à obtenir une couche plus épaisse de soufre. Les mèches dont la couche de soufre est épaisse sont les meilleures; dans celles où la couche est mince, la combustion plus prompte de la toile peut communiquer un goût désagréable au vin. Dans le commerce, on trouve des mèches soufrées dont la toile ordinaire a été remplacée par une *toile métallique* sur laquelle est fixé le soufre et qui ne risque pas de communiquer un goût de chiffon brûlé.

Il sert à éteindre les feux de cheminée (voir Gaz sulfureux, p. 73), à préparer les allumettes (voir p. 54), à fabriquer la poudre (p. 122), à sceller le fer dans la pierre :

Scellement du fer ou de la fonte dans la pierre. — On fait dans la pierre un trou circulaire d'abord cylindrique, puis s'évasant en cône. La pièce métallique doit présenter des barbelures et un aplatissement ou un renflement dans la partie à sceller. On fait fondre le soufre doucement et on le laisse un peu refroidir tout en le laissant liquide; on y incorpore environ un dixième de *sable* très fin. On remue toute la masse pour que le mélange se fasse bien et l'on chauffe à nouveau. A ce moment on chauffe la pièce de fer et aussi la pierre avec quelques morceaux de charbon de bois; on verse ensuite le mélange de soufre et de sable dans l'excavation en même temps qu'on place la pièce métallique. A la place du soufre, on emploie souvent le plomb.

En médecine et en médecine vétérinaire, le soufre sert à préparer des pommades contre certaines maladies de la peau et contre la gale. On l'utilise en pastilles contre les maladies de la gorge. Le soufre fondu sert aussi au moulage des médailles ou pour prendre des empreintes. Le soufre à l'état *brut* est employé pour la fabrication de l'acide sulfurique, du gaz sulfureux et du sulfure de carbone.

CHAPITRE XII

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DU SOUFRE

Les principaux composés oxygénés du soufre sont :

L'anhydride sulfureux SO^2 auquel correspond, par combinaison avec l'eau, *l'acide sulfureux* $\text{SO}^3 \text{H}^2$

L'anhydride sulfurique SO^3 auquel correspond, par combinaison, avec l'eau, *l'acide sulfurique* $\text{SO}^4 \text{H}^2$.

ANHYDRIDE SULFUREUX SO^2

(ACIDE SULFUREUX)

87. État naturel. — L'anhydride sulfureux, *appelé vulgairement acide sulfureux*, est le produit de la combustion du soufre

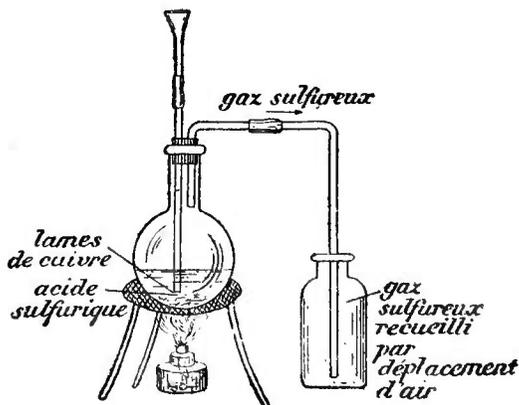


FIG. 72. — PRÉPARATION DE L'ANHYDRIDE SULFUREUX.

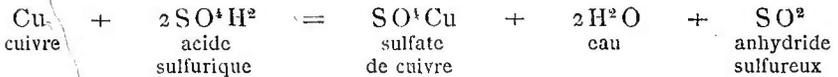
En enlevant de l'oxygène à l'acide sulfurique avec l'aide de certains métaux.

rique par certains métaux (cuivre, mercure) ou certains métalloïdes (charbon, soufre).

à l'air. On le rencontre fréquemment dans l'air des centres industriels ; il est alors le produit de la combustion de houilles pyriteuses.

88. Préparation. — *Le moyen le plus simple d'obtenir l'anhydride sulfureux, est de brûler du soufre à l'air* (fig. 72).

Dans les laboratoires, il est plus commode de le préparer en désoxydant partiellement l'acide sulfu-



On introduit dans un ballon de l'acide sulfurique concentré et du cuivre en lames et on chauffe doucement (fig. 72).

Le gaz sulfureux étant deux fois plus lourd que l'air, on peut le recueillir par simple déplacement d'air, en le faisant arriver dans un flacon ouvert à l'air.

89. Propriétés physiques. — L'anhydride sulfureux est un gaz incolore, d'une odeur vive et pénétrante; il provoque la toux.

Il est plus lourd que l'air (1 litre de ce gaz pèse 2 gr. 88).

Il est très soluble dans l'eau: 1 litre d'eau en dissout 50 litres à 15 degrés.

Préparation d'une dissolution de gaz sulfureux (fig. 73). — On fait arriver le gaz dans un flacon laveur pour retenir l'acide sulfurique entraîné, puis dans un flacon d'eau distillée pour la dissolution. L'excès de gaz est arrêté par un lait de chaux contenu dans un verre disposé à la suite du deuxième flacon.

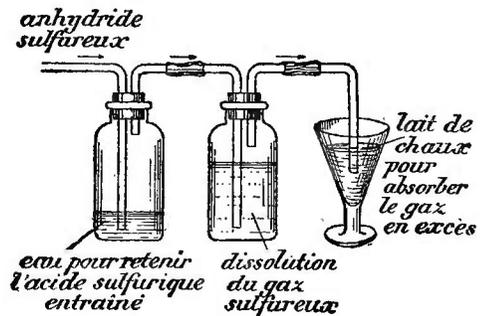


FIG. 73. — PRÉPARATION DE LA DISSOLUTION D'ANHYDRIDE SULFUREUX.

L'anhydride sulfureux peut être liquéfié. En se vaporisant, l'anhydride sulfureux liquide absorbe une grande quantité de chaleur. On tire parti de cette propriété pour obtenir de basses températures servant à fabriquer de la glace (glace employée en brasserie, dans la conservation des fruits, etc.).



FIG. 74. — UNE BOUGIE ALLUMÉE S'ÉTEINT DANS LE GAZ SULFUREUX.

90. Propriétés chimiques. — L'anhydride sulfureux n'est pas combustible; il éteint les corps en combustion.

Expérience I. — Plonger une bougie allumée dans un flacon plein de gaz. La bougie s'éteint (fig. 74).

Application. — On utilise la propriété du gaz sulfureux à éteindre les corps en combustion pour éteindre les feux de cheminée: on jette du soufre dans la cheminée, on l'enflamme et on bouche la cheminée avec des draps mouillés.

Il se produit du gaz sulfureux aux dépens de l'air contenu dans la cheminée et ce gaz éteint la suite enflammée.

Action de l'oxygène. — L'oxygène et l'anhydride sulfureux se combinent rapidement en présence de l'eau pour former de

l'acide sulfurique : aussi doit-on préparer la dissolution d'anhydride sulfureux avec de l'eau bouillie (privée d'air) et la conserver dans des flacons pleins et bien bouchés.

Action sur les matières colorantes. — La tendance du gaz sulfureux à s'emparer de l'oxygène en présence de l'eau en fait un *réducteur énergique*.

C'est grâce à ses propriétés réductrices que le gaz sulfureux altère beaucoup de matières colorantes en s'emparant de leur oxygène ou en se combinant avec elles.

Expérience II. — Introduire des violettes mouillées dans une éprouvette de gaz sulfureux ; elles blanchissent en quelques instants.

Remplir d'eau trois verres et mettre dans le 1^{er} quelques gouttes d'ammoniacque, dans le 2^e de l'acide sulfurique, dans le 3^e de l'acide chlorhydrique.

Les violettes blanchies par le gaz sulfureux deviennent vertes dans l'ammoniacque, rouges dans les acides.

Ces changements de couleur semblent prouver que la matière colorante n'a pas été détruite par le contact du gaz sulfureux.

Blanchiment des matières animales. — On utilise le gaz sulfureux pour blanchir les matières animales qui sont généralement détruites par le chlore (soie, laine, plume, paille, éponge, etc).

Pour blanchir la laine ou la soie on étend le tissu humecté d'eau sur des traverses horizontales en bois dans une chambre où l'on brûle du soufre. Le gaz sulfureux produit se dissout dans l'eau qui humecte le tissu et fait disparaître la matière colorante jaunâtre qui teinte la laine. On expose à l'air et on lave ensuite à grande eau.

On procède de la même manière pour blanchir la paille des chapeaux de paille.

Comment on enlève des taches de fruits, de vin, de substances végétales colorées sur les vêtements de soie ou de laine :

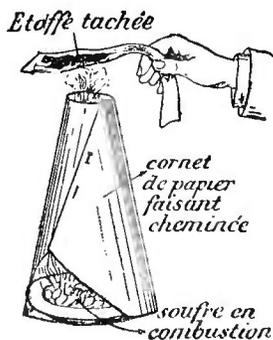


FIG. 75. — COMMENT ON ENLÈVE UNE TACHE DE FRUIT SUR UNE ÉTOFFE.

Expérience III (fig. 75). — On brûle un morceau de soufre dans une soucoupe ou sur une plaque de tôle, et l'on dirige le gaz produit avec un cornet de papier faisant cheminée d'appel. Une échancrure à la base du cornet permet le tirage.

On imprègne l'étoffe tachée avec de l'eau et l'on dispose la tache près de l'orifice du cornet. L'anhydride sulfureux se dissout dans l'eau et détruit la matière colorante.

Il faut ensuite laver très soigneusement l'étoffe, car l'oxygène de l'air et le gaz sulfureux restant en dissolution dans l'eau se combineraient pour former de l'acide sulfurique, lequel produirait une brûlure, détruirait le tissu.

Action de l'anhydride sulfureux sur la matière colorante des moûts et des vins. — On emploie l'anhydride sulfureux pour

décolorer les moûts non complètement blancs provenant de raisins noirs et qui servent à la fabrication des vins blancs. Cette décoloration n'est que passagère, de sorte qu'il faut introduire à nouveau du gaz sulfureux à mesure qu'il se dégage pour que cette décoloration se maintienne.

L'anhydride sulfureux décolore aussi les vins rouges. Mais cette décoloration n'est également que passagère. La couleur n'a pas disparu; elle est simplement masquée par sa combinaison avec le gaz sulfureux. Ce dernier en absorbant l'oxygène de l'air abandonne la couleur qui réapparaît avec sa nuance primitive.

Expérience IV. — 1° Faire passer un courant de gaz sulfureux dans du vin, constater la décoloration (fig. 76).

2° Mettre du bisulfite de potasse dans une bouteille de vin et boucher. Sous l'action des acides du vin, le bisulfite de potasse laissera dégager du gaz sulfureux, lequel produira une décoloration.

3° Lorsque la décoloration est produite, soutirer à l'air plusieurs fois, bien aérer; le gaz sulfureux se dégage et la coloration reparait.

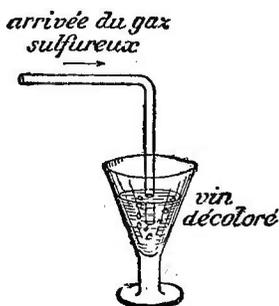


FIG. 76.

LE VIN EST DÉCOLORÉ PAR L'ACIDE SULFUREUX.

A la dose de 0^{sr},01 la décoloration du vin par l'anhydride sulfureux est insignifiante; aux doses supérieures de 0^{sr},02 et de 0^{sr},03 elle devient sensible.

91. Action sur l'organisme et sur les ferments. — Le gaz sulfureux est irrespirable; il irrite vivement les yeux, provoque le larmolement, l'éternuement et la toux, détermine une oppression pénible.

A la dose de 21 litres par mètre cube (provenant de la combustion de 30 grammes de soufre) il détruit la plupart des microbes, bactéries causes de certaines maladies : de là son emploi comme *désinfectant*. On l'utilise contre la gale et les maladies de peau.

On l'emploie pour *assainir les caves*, détruire les moisissures et les mouchérons qui transmettent si facilement dans les caves le ferment acétique; pour le *méchage des tonneaux* (production de gaz sulfureux à l'aide de mèches soufrées que l'on brûle dans les tonneaux), afin d'assurer la conservation des fûts et des vins.

L'anhydride sulfureux à dose peu élevée arrête, paralyse les levures¹ sans les détruire; de là l'emploi de l'anhydride sulfureux

1. Êtres vivants extrêmement petits transformant le glucose (sucre de fruits) principalement en alcool et en gaz carbonique.

pour retarder la fermentation des jus sucrés et effectuer le débouillage des moûts.

Quand on met dans la vendange au début, avant toute fermentation, une quantité suffisante d'anhydride sulfureux (10 à 20 grammes par hectolitre), les levures ne sont pas tuées, tandis que les ferments de maladie plus petits périssent; on produit ainsi une véritable sélection favorable aux levures et principalement aux meilleures levures qui sont les plus résistantes (la dose d'anhydride sulfureux mortelle pour les levures est d'environ 0 gr. 300 par litre). C'est sur ce principe qu'est basé le *procédé de vinification par sulfilage*¹.

Le gaz sulfureux employé pour le traitement de la casse des vins (surtout sous forme de bisulfite de potasse, 8 à 10 grammes par hectolitre) paralyse la diastase oxydante cause de la maladie, mais ne la détruit pas. Lorsque le gaz sulfureux disparaît, la diastase agit de nouveau.

92. Usages. — Les usages de l'anhydride sulfureux en médecine, en œnologie, en industrie (blanchiment), ont été indiqués au fur et à mesure de l'étude des propriétés. Il ne nous reste qu'à indiquer, son emploi très important dans la fabrication de l'acide sulfurique.

ACIDE SULFURIQUE

L'acide sulfurique se présente sous deux formes : *l'acide sulfurique fumant* $S^2O^7H^2$, *l'acide sulfurique ordinaire* SO^4H^2 .

93. Acide sulfurique fumant. — Cet acide, que l'on appelle encore acide sulfurique de Nordhausen, nom d'une localité où on le prépare beaucoup (Saxe), s'obtient par la calcination du sulfate de fer ou vitriol vert. De là le nom d'*huile de vitriol* donné quelquefois à l'acide sulfurique.

C'est un liquide brunâtre, fumant à l'air, comme l'indique son nom, et ayant la consistance de l'huile.

Il sert dans la fabrication de différentes matières colorantes et à dissoudre l'indigo; on le préfère à l'acide sulfurique ordinaire, parce qu'il ne contient pas de composés oxygénés de l'azote qui détruisent une partie de la matière colorante.

94. Acide sulfurique ordinaire. — *Principe de la préparation.*

— Le principe de la préparation de l'acide sulfurique consiste à oxyder l'anhydride sulfureux en présence de l'eau : $SO^2 + O + H^2O = SO^4H^2$. Nous avons vu que le gaz sulfureux en dissolution se transformait peu à peu sous l'influence de l'oxygène de l'air en acide sulfurique. Mais cette oxydation est trop lente pour qu'on puisse l'employer en pratique. Il a donc fallu chercher un corps qui cède facilement son oxygène et qui le reprenne à l'air pour se reformer sans cesse, de manière qu'en réalité ce soit l'air.

1. Voir *Le vin*, p. 28 (Encyclopédie des connaissances agricoles), par Chancrin.

qui oxyde le gaz sulfureux : ce corps intermédiaire est l'acide azotique et, en général, tous les composés oxygénés de l'azote, tels que le bioxyde d'azote, etc.

On réalise en petit cette fabrication en envoyant dans un ballon de l'anhydride sulfureux, un composé oxygéné de l'azote et de l'eau légèrement chauffée.

Dans l'industrie, la fabrication de l'acide sulfurique nécessite de grands appareils dont la description, au point de vue agricole, est inutile.

95. Propriétés physiques. — L'acide sulfurique ordinaire, appelé encore *huile de vitriol* ou *vitriol*, est un liquide incolore, inodore, ayant la consistance de l'huile. L'acide le plus concentré que l'on rencontre dans le commerce marque 66° à l'aréomètre Baumé. Il est très lourd : 1 litre pèse $1^{\text{kg}}84$. Il bout à 325 degrés.

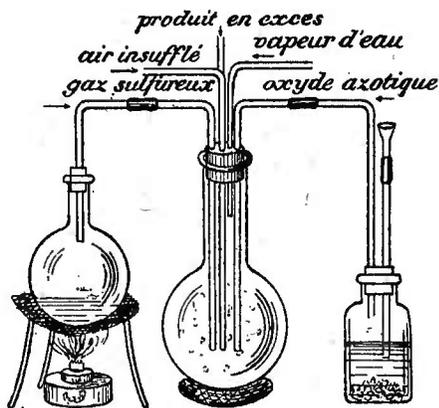


FIG. 77. — PRINCIPE DE LA PRÉPARATION DE L'ACIDE SULFURIQUE.

Le ballon amène par le tube du gaz sulfureux. Le flacon donne un composé azoté, le bioxyde d'azote ou oxyde azotique. Le grand ballon contient un peu d'eau bouillante.

96. Propriétés chimiques. — L'acide sulfurique est un acide excessivement énergique : étendu de 1000 fois son poids d'eau il rougit encore la teinture de tournesol.

Action des métalloïdes. — Les métalloïdes avides d'oxygène, tels que le carbone, le soufre, lui enlèvent une partie de son oxygène (le réduisent) et le transforment en anhydride sulfureux (voir *préparation de l'anhydride sulfureux*, p. 72).

Action des métaux. — Tous les métaux attaquent l'acide sulfurique, sauf l'or et le platine.

Le plomb attaque très faiblement l'acide sulfurique : on peut donc se servir de récipients en plomb quand on manipule l'acide sulfurique (préparation des superphosphates employés en agriculture, p. 146, etc.).

Le zinc et le fer décomposent facilement l'acide sulfurique étendu d'eau : il y a formation d'un sulfate et dégagement d'hydrogène (voir *préparation de l'hydrogène*, p. 11 et 39).

Le cuivre le désoxyde partiellement, le réduit et le transforme en anhydride sulfureux (voir *préparation de l'anhydride sulfureux*, p. 72).

Action sur l'eau. — L'acide sulfurique est très avide d'eau.

1° Mélangé à l'eau, il forme des hydrates en produisant une forte élévation de température :

Expérience I. — Mélanger de l'eau et de l'acide sulfurique dans un verre pour constater l'élévation de la température.

Précautions à prendre. — Quand on mélange de l'eau et de l'acide sulfurique, il faut toujours verser lentement l'acide dans l'eau et non faire l'inverse : si l'on versait l'eau dans l'acide, chaque goutte d'eau se vaporiserait aussitôt et provoquerait des projections d'acide.

2° Exposé à l'air, l'acide sulfurique en absorbe rapidement l'humidité et augmente de volume : on utilise cette propriété dans les laboratoires et en industrie pour dessécher les gaz.

3° La plupart des *matières organiques*, au contact de l'acide sulfurique concentré, perdent leur eau que l'acide absorbe et sont carbonisées (charbonnées).

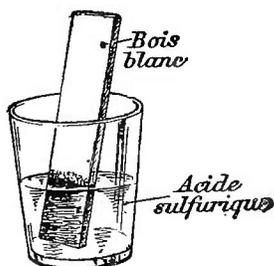


FIG. 78. — UN MORCEAU DE BOIS BLANC TREMPÉ DANS L'ACIDE SULFURIQUE NOIR-CIT IMMÉDIATEMENT.

Expérience II. — Mettre un morceau de sucre dans de l'acide sulfurique. au bout de quelques minutes il devient noir comme du charbon.

Expérience III. — Tremper un morceau de bois blanc dans de l'acide sulfurique; celui-ci lui prend son eau et le charbonne (fig. 78).

Applications. — On peut utiliser cette propriété :

a) Pour préparer des pieux destinés à être enfoncés dans le sol; la pointe de ces pieux est trempée dans de l'acide sulfurique de façon qu'une mince couche de charbon les protège contre la pourriture.

b) Pour tracer des caractères noirs indélébiles sur du bois (étiquettes pour jardins, collections, etc.).

97. Action sur l'organisme. — L'acide sulfurique est un caustique extrêmement violent qui brûle très rapidement la peau. On ne saurait prendre de trop grandes précautions dans son emploi. A l'intérieur, c'est un poison violent, détruisant les muqueuses et amenant rapidement la mort.

98. Usages. — L'acide sulfurique est l'acide le plus employé en agriculture et dans l'industrie.

Il sert à préparer les superphosphates de chaux, le sulfate d'ammoniaque, engrais très employés en agriculture.

Il est utilisé en distillerie pour la saccharification des amidons, féculés; en huilerie pour l'épuration des huiles.

CHAPITRE XIII

COMPOSÉ DU SOUFRE ET DE L'HYDROGÈNE

ACIDE SULFHYDRIQUE

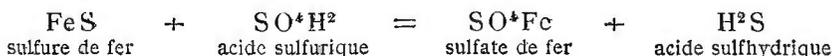
99. État naturel — Le gaz acide sulfhydrique H^2S , appelé encore *air puant* à cause de son odeur infecte d'œufs pourris (sa combinaison, le sulfure d'ammonium ou sulfhydrate d'ammoniaque, présente la même odeur), se produit pendant la putréfaction des matières organiques sulfurées. Il s'en dégage des fosses à vidange, des charniers, des égouts, cloaques, fumiers, des tas d'ordures.

Les œufs pourris, la vase des marais, des canaux et rivières, les eaux résiduaires provenant des tanneries, sucreries et fabriques de savon lui doivent leur odeur infecte.

La boue noire des grandes villes doit son odeur désagréable à l'acide sulfhydrique.

L'acide sulfhydrique se rencontre également dans le gaz d'éclairage mal épuré. Il s'en forme de petites quantités dans les intestins par suite de la digestion.

100. Préparation. — On prépare l'acide sulfhydrique en décomposant le sulfure de fer par de l'acide sulfurique étendu ou de l'acide chlorhydrique.



La préparation se fait dans un appareil analogue à celui qui sert à préparer l'hydrogène (fig. 79).

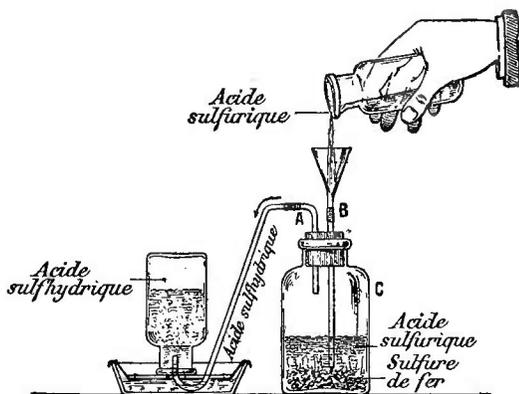


FIG. 79.

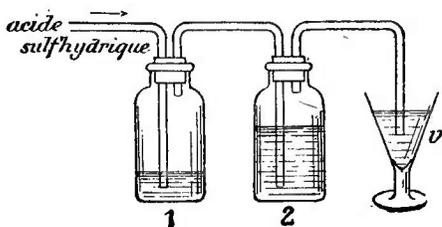
PRÉPARATION DE L'ACIDE SULFHYDRIQUE.

En faisant agir de l'acide sulfurique étendu ou de l'acide chlorhydrique sur le sulfure de fer.

On introduit dans le flacon du sulfure de fer concassé, de l'eau, puis on verse de l'acide sulfurique par le tube à entonnoir servant de tube de sûreté.

Comme l'acide sulfhydrique est soluble dans l'eau, on le recueille sur de l'eau salée dans laquelle il est peu soluble.

101. Propriétés physiques. — L'acide sulfhydrique est un



gaz incolore, d'une odeur fétide rappelant celle des œufs pourris. Il est à peu près aussi lourd que l'air (1 litre pèse 1^{gr},54).

Il est soluble dans l'eau (1 litre d'eau à 15 degrés dissout environ 3 litres de gaz).

FIG. 80. — PRÉPARATION DE LA DISSOLUTION D'ACIDE SULFHYDRIQUE.

1, Flacon laveur pour retenir l'acide sulfurique entraîné; 2, flacon contenant de l'eau distillée bouillie pour la dissolution; v, verre contenant du chlorure de chaux pour retenir l'acide sulfhydrique en excès.

Préparation de la dissolution du gaz sulfhydrique (fig. 80). — Le courant de gaz est d'abord amené dans un flacon laveur *f*¹ destiné à retenir l'acide sulfurique entraîné, puis dans un flacon *f*² contenant de l'eau distillée. L'excès de gaz de chaux contenu dans un verre.

est absorbé par un lait clair de chlorure

102. Propriétés chimiques. — L'acide sulfhydrique est un acide faible; il fait passer la teinture de tournesol au rouge vineux.

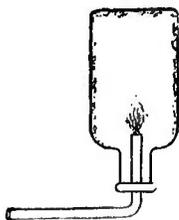
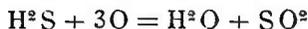


FIG. 81. — DÉPÔT DE SOUFRE PAR LA COMBUSTION IN-COMPLÈTE DU GAZ SULFHYDRIQUE.

Il est *combustible* et brûle avec une flamme pâle, peu éclairante, en formant de l'eau et du gaz sulfureux.



Expérience I. — Combustion de l'acide sulfhydrique. Mettre sur le flacon un tube effilé à la place du tube à dégagement.

Si la combustion a lieu dans un flacon étroit, la combustion est incomplète, car l'air n'arrive pas en quantité suffisante; il se dépose alors du soufre sur les parois (fig. 81).

Action sur les métalloïdes. — L'oxygène de l'air en présence de l'humidité décompose lentement l'acide sulfhydrique, il se forme de l'eau et un dépôt de soufre $\text{H}^2\text{S} + \text{O} = \text{H}^2\text{O} + \text{S}$.

C'est pour cette raison qu'on doit toujours faire la dissolution d'acide sulfhydrique avec de l'eau bouillie et la conserver dans des flacons pleins, à l'abri du contact de l'air.

Le chlore, ainsi que nous l'avons vu (p. 59), décompose

très rapidement l'acide sulfhydrique : $\text{H}^2\text{S} + 2\text{Cl} = 2\text{HCl} + \text{S}$.

De là l'emploi du chlore comme *désinfectant*.

Action sur les métaux. — La plupart des métaux en présence de l'humidité décomposent l'acide sulfhydrique ; ils s'emparent du soufre pour former un sulfure et mettent l'hydrogène en liberté.

Expérience II. — 1° Prendre une pièce d'argent humide et la mettre dans une éprouvette pleine de gaz ou l'exposer au courant qui se dégage dans la préparation : elle noircit rapidement, il y a formation de sulfure d'argent qui est noir.

2° Faire la même expérience avec du cuivre : formation d'une couche de sulfure de cuivre d'un noir bleuâtre.

Action sur certains sels. — L'acide sulfhydrique décompose un certain nombre de sels métalliques, il y a formation de sulfures.

Expérience III. — Prendre un morceau de papier non collé (du papier filtre, par exemple), le tremper dans une solution d'acétate de plomb, puis l'exposer au dégagement du gaz sulfhydrique. Le papier noircit, il y a formation de sulfure de plomb noir.

On se sert précisément du papier à acétate de plomb pour reconnaître l'acide sulfhydrique.

Mettre un papier à acétate de plomb au voisinage d'une fosse d'aisances, il ne tarde pas à noircir par suite de la présence du gaz sulfhydrique.

103. Action sur l'organisme. — Le gaz acide sulfhydrique est un poison violent. Une très petite quantité de ce gaz suffit pour provoquer des accidents ; mélangé à l'air dans la proportion de 1/1500, il détermine presque instantanément la mort d'un oiseau ; dans la proportion de 1/800, il asphyxie un chien ; dans la proportion de 1/200, il cause la mort d'un cheval.

Respiré à faible dose, il produit une sensation de malaise, suivie de vertige. Quand il se produit subitement en grande abondance, comme, par exemple, au moment de l'ouverture d'une fosse à vidange, où il existe surtout en combinaison avec l'ammoniac à l'état de sulfure d'ammonium (ou sulfhydrate d'ammoniaque) aussi dangereux que lui, son action est instantanée : les ouvriers tombent sans connaissance, souvent la mort est foudroyante.

Les vidangeurs appellent l'acide sulfhydrique : le *plomb*, à cause du poids énorme qui semble brusquement comprimer leur poitrine quand ils respirent ce gaz.

Les agriculteurs ne sauraient prendre trop de précautions dans le nettoyage de leurs fosses à vidange.

Ne pas approcher une bougie allumée de l'ouverture des fosses à cause de l'inflammation du gaz et des explosions qui peuvent se produire.

Premiers secours en cas d'asphyxie. — Exposer *immédiatement* le malade au grand air en le couchant sur le dos, la tête élevée. Lui faire respirer de très petites quantités de chlore qu'on produit en mettant un peu de chlorure de chaux dans un linge imbibé d'eau très légèrement acidulée par du vinaigre. On peut remplacer le chlorure de chaux par de l'eau de Javel employée communément dans les ménages.

On pourra encore approcher de la bouche et des narines du malade un linge ou une éponge mouillée avec de l'*ammoniaque faible* (ou de l'*eau sédative*). Les médecins emploient de l'oxygène pur que l'on fait respirer au malade.

Pour détruire le sulfure d'ammonium ou sulfhydrate d'ammoniaque des fosses d'aisances, on répand une solution de sulfate de fer.

104. Usages. — L'acide sulfhydrique étant très délétère, Thénard l'a proposé pour la destruction des insectes et des animaux nuisibles qui se terrent : les rats, mulots, taupes, blaireaux, etc. Il suffit pour cela d'engager l'extrémité d'un tube en caoutchouc communiquant avec un appareil à gaz sulfhydrique dans les trous des terriers. Ce même procédé est applicable à la destruction des guêpes et des frelons.

Comme à la campagne on ne peut préparer l'acide sulfhydrique avec le procédé des laboratoires, on peut simplement chauffer une pincée de soufre avec un morceau de suif ou avec de l'huile, de l'acide sulfhydrique se dégage.

Pour détruire les campagnols, au lieu d'employer l'acide sulfhydrique, on emploie actuellement le virus Panysz de l'Institut Pasteur.

L'acide sulfhydrique est très employé comme réactif dans les laboratoires, car il donne, avec des solutions métalliques, des précipités colorés caractéristiques permettant de les reconnaître; on l'utilise aussi en médecine contre les maladies de peau (gale).

Le sulfocarbonate de potassium employé pour la destruction du phylloxera doit ses propriétés insecticides au sulfure de carbone et à l'*acide sulfhydrique*, qu'il produit en se décomposant sous l'action du gaz carbonique et de l'humidité du sol.

CHAPITRE XIV

CARBONE

105. Charbons et carbone. — On appelle *charbons* des corps très différents d'aspect, de constitution très complexe, qui contiennent tous une proportion considérable d'un même corps simple que l'on appelle, à l'état de pureté, *carbone*.

On divise les charbons en charbons naturels et en charbons artificiels.

Charbons naturels.	{ Diamant. Graphite. Anthracite. Houille. Lignites. Tourbe.	Charbons artificiels.	{ Coke. Charbon des cornues. Charbon de bois. Noir de fumée. Noir animal.
--------------------	--	-----------------------	---

106. Propriétés physiques générales. — Les propriétés physiques du carbone varient beaucoup suivant les variétés. Elles sont assez différentes pour qu'on ne puisse les étudier qu'en examinant chacune de ces variétés.

On peut cependant dire que le carbone, sous toutes ses formes, est solide, infusible et très fixe. Il est insoluble dans tous les liquides, sauf dans la fonte de fer en fusion.

107. Propriétés chimiques générales. — Le carbone se combine très facilement avec l'oxygène pour former :

De l'oxyde de carbone CO ;

Du gaz carbonique CO^2 (anhydride carbonique appelé vulgairement acide carbonique).

1° Si la quantité d'oxygène est insuffisante, si la combustion n'est pas complète, il y a production d'oxyde de carbone CO .

2° Si la quantité d'oxygène est suffisante, si la combustion est complète, il y a formation de gaz carbonique $\text{C} + 2\text{O} = \text{CO}^2$.

Le *soufre* se combine aussi au carbone pour former du sulfure de carbone.

L'*hydrogène* se combine avec le carbone pour former un nombre presque illimité de composés appelés *carbures d'hydrogène* (voir p. 183).

Action sur l'eau. — Le carbone, précisément à cause de sa facilité de combinaison avec l'oxygène, décompose l'eau au

rouge pour lui prendre ce gaz et former de l'oxyde de carbone, du gaz carbonique, de l'hydrogène.

Expérience I. — Introduisons à l'aide d'une pince un morceau de charbon de bois incandescent sous une cloche pleine d'eau. On constate un dégagement de gaz que l'on peut brûler (l'oxyde de carbone et l'hydrogène étant combustibles).

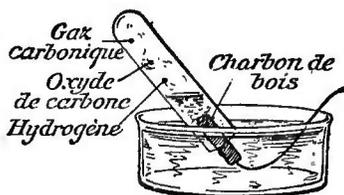


FIG. 82.

DÉCOMPOSITION DE L'EAU

Par le charbon au rouge, formation de gaz carbonique, d'oxyde de carbone et d'hydrogène.

exemple) dans une chambre fermée où l'air ne se renouvelle que difficilement.

Le carbone réduit beaucoup d'oxydes métalliques : il leur prend l'oxygène pour former de l'oxyde de carbone ou du gaz carbonique et laisse le métal en liberté. Cette propriété est utilisée en métallurgie dans le traitement des minerais pour obtenir certains métaux usuels : fer, zinc, etc.



I. — CHARBONS NATURELS

108. Diamant. — Le diamant est du carbone pur et cristallisé. Il est quelquefois incolore; le plus souvent il est coloré en jaune, rose ou noir.

Brut, il ressemble à un caillou; il n'acquiert son éclat que lorsqu'il est poli. Il présente un éclat particulier.

C'est le plus dur de tous les corps connus; il raye tous et il faut faire usage de sa propre poussière pour le tailler.

Usages. — Il est très recherché en bijouterie. Il sert à faire des pointes d'outils pour percer ou graver les pierres dures, et pour couper le verre :

Le diamant brut est monté avec de l'étain à l'extrémité d'un outil; il présente en avant une arête courbe qui, pressée sur le verre, pénètre comme un coin dans le trait produit par le frottement; il suffit d'appuyer sur la lame de verre pour détacher les deux parties.

109. Graphite¹. — Le graphite est un corps solide, grisâtre, doux au toucher, laissant sur le papier une trace couleur gris de plomb : de là le nom de *mine de plomb* ou de *plombagine* qu'on lui donne quelquefois.

1. On le trouve dans les terrains primitifs, en France, en Angleterre, surtout en Sibérie, près d'Irkoutsk.

Le graphite est bon conducteur de la chaleur et de l'électricité.

Usages. — Le graphite sert à la fabrication des crayons. Réduit en poussière fine et délayé avec un peu d'huile, il noircit les objets en fer ou en fonte, tels que les tuyaux de poêle, fourneaux, etc.

Mélangé et pétri avec des matières grasses, il donne une pâte utilisée pour diminuer le frottement des essieux de voiture, des engrenages, etc.

On l'utilise également en galvanoplastie pour rendre les moules conducteurs de l'électricité.

110. Anthracite. — L'anthracite est un charbon compact, d'un noir brillant. Il brûle difficilement au début; mais, lorsque la combustion est assez rapide, il dégage une grande quantité de chaleur; c'est un combustible très apprécié quand le tirage est suffisant.

111. Houille. — La houille est un charbon noir moins compact que l'anthracite, présentant une structure feuilletée. Chauffée en vase clos, elle dégage des produits volatils (gaz d'éclairage, goudrons) et laisse comme résidu un charbon léger appelé *coke* (voir Fabrication du gaz d'éclairage, p. 196).

On peut classer les houilles en deux groupes :

- | | | |
|--|---|--|
| 1° Les houilles bitumineuses, grasses, à longue flamme, comprenant : | } | Les houilles grasses maréchales : elles se boursoufflent au feu, se ramollissent, donnent beaucoup de gaz. On s'en sert dans les forges et les usines à gaz. |
| | } | Les houilles sèches et dures; ne se ramollissent pas, donnent peu de gaz. On les emploie pour le chauffage des foyers à grilles. |

2° Les houilles maigres ou anthracileuses, qui se réduisent en petits fragments et ne donnent pas une température très élevée.

112. Lignite. — Ce sont des charbons moins riches en carbone que la houille et constituant un mauvais combustible qui brûle avec une flamme fuligineuse et en répandant une odeur désagréable.

Le *jais* ou *jayet* employé en bijouterie pour bijoux de deuil est une variété de lignite noire, compacte et brillante.

113. Tourbe. — La tourbe est une substance brunâtre formée par des mousses, des prêles, des joncs, des laïches, des ombellifères aquatiques et autres végétaux vivant en terrain très humide, à moitié putréfiés, imprégnés de vase et de terre. La tourbe s'extrait des *tourbières*. Elle est combustible quand

elle est sèche et elle répand en brûlant une odeur désagréable.

La tourbe est employée comme combustible. On peut l'employer comme engrais dans les sols calcaires. On l'utilise comme litière pour les animaux; elle contribue à former ainsi un excellent fumier (voir Chimie agricole).

La tourbe est un excellent *absorbant* des liquides (urine) et des gaz en même temps qu'un *désinfectant*. *De là son emploi qui est à recommander à la campagne pour les fosses d'aisances :*

Pour un an on prépare autant de fois 50 kilogrammes de tourbe qu'il y a de personnes adultes dans la ferme. Les $\frac{2}{3}$ de ce poids de tourbe sont jetés au fond de la fosse et le $\frac{1}{3}$ restant est jeté de temps à autre, tous les mois par exemple, pour mieux isoler les différentes couches de matières. On peut ajouter à la tourbe en réserve $\frac{1}{10}$ de sulfate de fer en poudre. A la fin de l'année, on obtient une masse terreuse qu'on peut transporter, sans odeur, sans inconvénient, et qui constitue un *excellent engrais*.

II. — CHARBONS ARTIFICIELS

114. Coke. — Le coke est le résidu fixe de la distillation de la houille en vase clos : on le retrouve dans les cornues des usines à gaz après le chauffage. Les gaz, en se dégagant sous l'action de la chaleur, laissent une masse spongieuse plus légère évidemment que la houille par suite de leur départ.

On s'en sert comme combustible : il brûle presque sans flamme, plus difficilement que la houille, en produisant beaucoup de chaleur : il demande à être brûlé dans une cheminée ou un poêle à fort tirage.

115. Charbon des cornues. — C'est un charbon qui se forme pendant la distillation de la houille, dans les cornues à gaz d'éclairage dont il incruste les parois. On l'utilise dans les *piles électriques*.

116. Charbon de bois. — Le charbon de bois est le résidu de la carbonisation du bois par combustion incomplète ou par distillation.

Le bois, lorsqu'il est complètement brûlé, ne laisse qu'un peu de *cendres*. En arrêtant la combustion, lorsqu'il n'y a plus ni flamme, ni fumée, on obtient la *braise*, résidu pouvant se rallumer facilement; c'est le résidu qu'obtiennent les boulangers en *étouffant* les charbons incandescents dans de grandes boîtes de tôle appelées *étouffoirs*.

Si on ne laisse arriver qu'une petite quantité d'air pour brûler

simplement les gaz qui se dégagent, le résidu obtenu est du charbon de bois :

Expérience (fig. 83). — Allumons le bout d'un morceau de bois et recouvrons-le peu à peu avec un tube à essai ; la partie extérieure du bois brûle avec flamme et la partie recouverte par le tube donne un résidu de charbon (*charbon de bois*). La combustion du bois a été limitée par le manque d'oxygène ; le charbon formé a été « étouffé » dans le tube.

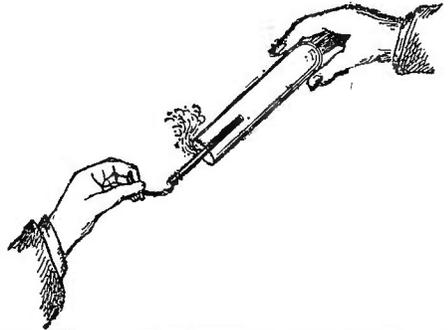


FIG. 83. — EXPÉRIENCE MONTRANT LE PRINCIPE DE LA FABRICATION DU CHARBON DE BOIS.

La fabrication du charbon de bois est basée sur le même principe que celui que nous avons appliqué dans l'expérience précédente.

Deux procédés sont employés pour fabriquer le charbon de bois : le *procédé des meules* et le *procédé par distillation*.

1^{er} Procédé des meules. — Ce procédé est employé sur place dans la forêt où le bois a été coupé (fig. 84) :

Sur une aire plane bien battue, autour de quatre longues perches verticales enfoncées dans le sol et formant une sorte de cheminée, on dispose par couches superposées des billes de bois de 60 à 70 centimètres environ de hauteur. On forme ainsi une espèce de meule dans laquelle on a ménagé plusieurs canaux horizontaux qui aboutissent à la cheminée verticale. Le tout est recouvert de feuilles, de mousse, de gazon et enfin de terre qui ne laisse pas libres que la cheminée et les ouvertures des canaux horizontaux.

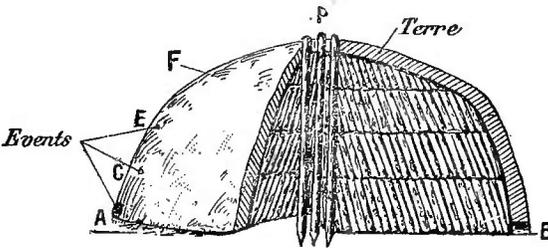


FIG. 84. — FABRICATION DU CHARBON DE BOIS (*procédé des meules*).

On met alors un fagot enflammé dans la cheminée centrale et le feu se communique peu à peu dans toute la masse. La fumée est d'abord noire ; on règle la combustion en pratiquant des ouvertures latérales ou *événis* en partant du sommet, puis quand la fumée est devenue claire, ce qui indique que la combustion est terminée à leur voisinage, on bouche ces événements et on en ouvre d'autres à un niveau inférieur, et cela jusqu'au pied de la meule. La carbonisation étant complète, on bouche toutes les ouvertures avec de la terre et on attend vingt-quatre heures. On démolit la meule et l'on sépare le charbon bien cuit, noir, et à cassure luisante, des fragments mal carbonisés (*fumerons*) qui sont de couleur terne et résistent à la cassure.

Les bois que l'on emploie de préférence sont le chêne, le châtaignier, le charme, le coudrier. Le procédé des meules donne un faible rendement (20 pour 100) et tous les produits volatils que donne le chauffage du bois sont perdus, mais il est certainement le plus expéditif et le moins coûteux.

2° Procédé par distillation. — Dans ce procédé le bois est chauffé en vase clos, il se dégage :

1° *Des gaz combustibles*¹ (hydrogène, oxyde de carbone, carbures d'hydrogène) que l'on utilise pour chauffer le bois ;

2° *Des liquides* d'où l'on retire de l'alcool à brûler (alcool méthylique), de l'acide acétique ;

3° Il reste dans le vase clos du *charbon de bois* formant environ 45 pour 100 du bois employé (voir Fabrication de l'acide acétique par la distillation du bois, p. 207).

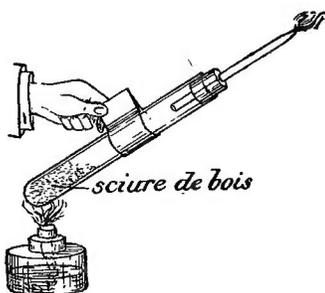


FIG. 85. — PRINCIPE DE LA DISTILLATION DU BOIS EN VASE CLOS.

Chauffage du bois (sciure de bois sèche) en vase clos : Production de gaz (gaz d'éclairage que l'on enflamme, de charbon de bois et de quelques gouttelettes de goudron que l'on voit sur le tube).

Expérience (fig. 85). — Remplissons un tube à essai aux $\frac{3}{4}$ avec de la sciure de bois sèche ; fermons le tube avec un bouchon muni d'un tube effilé et chauffons. Il se dégage au début un peu de vapeur d'eau, la sciure de bois noircit ; des gaz (dont l'ensemble constitue le gaz d'éclairage) se dégagent ; enflammons-les, ils brûlent avec une flamme éclairante. Après l'opération, il reste dans le tube du *charbon de bois* et sur les parois quelques gouttelettes de goudron.

Propriétés du charbon de bois. —

Préparé à *basse température* (400°), le charbon de bois conduit mal la chaleur et l'électricité, mais s'enflamme très facilement ; aussi l'emploie-t-on dans la fabrication de la poudre.

Préparé à *haute température* (1200 à 1500°) il conduit bien la chaleur et l'électricité, mais s'enflamme difficilement : de là l'emploi de la braise de boulanger pour mettre le conducteur des paratonnerres en communication avec le sol.

Le charbon de bois a la propriété d'absorber les gaz sans les altérer : du charbon de bois jeté dans les fosses d'aisances peut absorber jusqu'à 55 fois son volume d'acide sulfhydrique. On utilise les propriétés absorbantes du charbon pour désinfecter les fosses d'aisances, pour purifier les eaux vaseuses (voir Filtration des eaux, page 25).

Le charbon de bois en poudre² (charbon de Belloc) est

1. Dont l'ensemble constitue le gaz d'éclairage.

2. Provenant du peuplier.

administré aux malades pour absorber l'excès de gaz qui se forme dans l'estomac par suite de fermentations.

117. Noir animal. — Nous avons vu (phosphore, composition des os) que les os sont composés de $\frac{1}{3}$ de *matières animales* (*os-séine*) et $\frac{2}{3}$ de *matières minérales* (80 pour 100 de phosphate de calcium et 20 pour 100 de carbonate de calcium). Lorsqu'on calcine des os en vase clos, la matière organique est décomposée et une certaine partie du carbone imprègne les matières minérales, on obtient une poudre noire appelée *noir animal*.

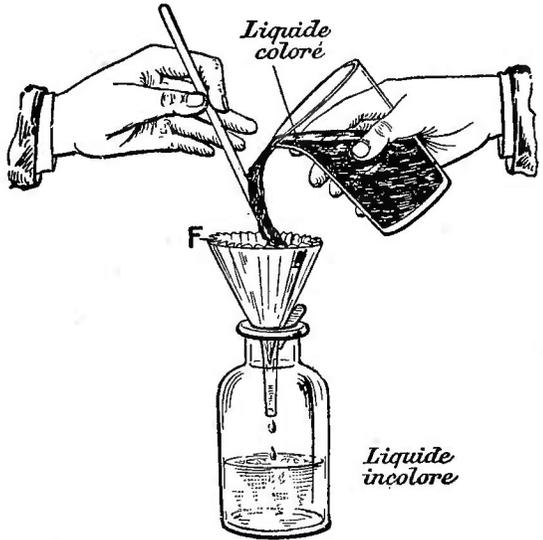


FIG. 86. — DÉCOLORATION DU VIN ROUGE FILTRÉ A TRAVERS DU NOIR ANIMAL.

Le noir animal que livre l'industrie renferme de 10 à 12 pour 100 de carbone.

Propriétés. — Le noir animal se vend en poudre ou en grains noirs. *Il absorbe certaines substances dissoutes dans l'eau, et principalement les matières colorantes, sans les détruire :*

Expérience (fig. 86). — Filtrons du vin à travers un filtre en papier contenant du noir animal. Au bout de deux filtrations, le vin obtenu est complètement incolore.

En goûtant le vin décoloré on s'aperçoit qu'il a perdu sa saveur et son bouquet par suite de l'absorption d'une partie des matières minérales ou des éthers odorants. De plus, l'acidité du vin est diminuée par suite de l'action du carbonate de calcium que contient le noir.

Pour faire disparaître les inconvénients que signale l'expérience ci-dessus, on prépare dans l'industrie du *noir animal lavé* : on fait agir sur le noir ordinaire de l'acide chlorhydrique qui dissout la matière minérale, le noir obtenu est lavé à grande eau jusqu'à disparition complète de toute acidité.

Par l'usage, le noir perd ses propriétés absorbantes et décolorantes; on les lui rend en le soumettant aux opérations suivantes : lavage à l'acide chlorhydrique étendu pour dissoudre les sels de calcium absorbés, lavage à grande eau et *calcination en vase clos*.

Usages. — Le noir animal est employé comme décolorant et comme désinfectant. On l'utilise pour décolorer les moûts,

les huiles, les sirops de sucre (raffinerie); et il entre dans la fabrication des filtres (Filtration des eaux, p. 26).

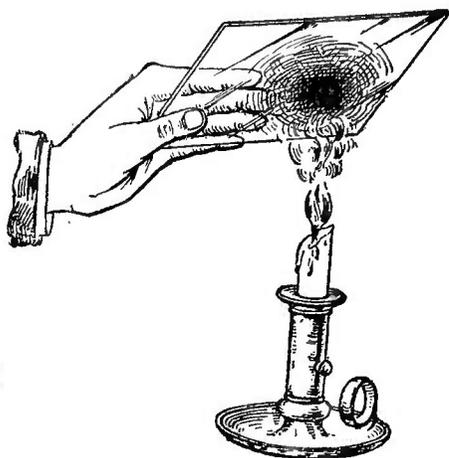


FIG. 87. — DÉPÔT DE NOIR DE FUMÉE SUR UNE PLAQUE DE VERRE.

bougie avec une plaque de verre ou soucoupe, le carbone se dépose en large tache noire, c'est du noir de fuméc;

2° Brûler de l'essence de térébenthine et placer une assiette au-dessus pour le dépôt.

Fabrication. — Les appareils dont on se sert pour obtenir le noir de fumée sont de formes très diverses, dont l'une est représentée par la figure 88; on brûle dans un foyer latéral des résines, le noir de fumée se répand dans la chambre en maçonnerie située à côté et se dépose; on descend ensuite un cône métallique qui, raclant les parois, détache le noir et le fait tomber sur le sol. Le noir obtenu est calciné dans un creuset pour le purifier.

Usages. — Le noir de fumée est employé dans la fabrication des encres d'imprimerie, de Chine, dans la peinture en bâtiments, dans la fabrication des crayons noirs des dessinateurs.

Les noirs de sucrerie et de raffinerie qui ne peuvent plus servir à l'industrie sont utilisés en agriculture comme engrais phosphatés ou comme superphosphates, après les avoir traités par l'acide sulfurique.

118. Noir de fumée. —

Le noir de fumée est le dépôt noir pulvérulent que l'on obtient par la combustion incomplète des substances riches en carbone, comme les corps gras, les résines, etc.:

Expérience (fig. 87). — 1° Écraser légèrement la flamme d'une

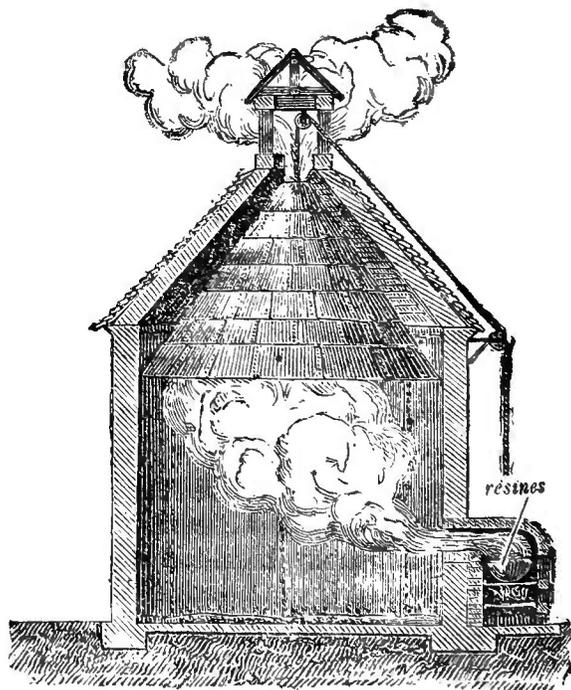


FIG. 88. — PRÉPARATION DU NOIR DE FUMÉE EN BRULANT DES RÉSINES.

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DU CARBONE

119. Composés oxygénés du carbone. — Il existe deux composés oxygénés du carbone : l'*oxyde de carbone* CO et l'*anhydride carbonique* CO² appelé vulgairement *acide carbonique* ou *gaz carbonique*.

ANHYDRIDE CARBONIQUE

(ACIDE CARBONIQUE)

L'anhydride carbonique CO² est appelé très souvent *acide carbonique*. En réalité c'est un anhydride, le véritable acide carbonique CO² H² n'a jamais été isolé, il n'est connu qu'à l'état de sels.

120. État naturel. — Le gaz carbonique est un des corps les plus répandus dans la nature. Il s'en dégage constamment d'énormes quantités des volcans en activité ou des volcans éteints, de certaines grottes naturelles et de beaucoup d'eaux minérales.

La respiration des hommes, des animaux et des végétaux, la fermentation du jus de raisin, du moût de bière, la germination des grains, la décomposition des fumiers et des boues, les combustions de charbon et des bois employés pour le chauffage, la décomposition des feuilles mortes et des débris végétaux, les combustions lentes qui s'opèrent dans le sol sont autant de sources abondantes de gaz carbonique.

Malgré cette énorme production, le gaz carbonique ne s'accumule jamais dans l'air au point de le rendre irrespirable; sa proportion dans l'atmosphère reste sensiblement constante et ne dépasse guère 3/10 000. La quantité de gaz carbonique ne peut augmenter à cause de la solubilité du gaz dans l'eau, de sa

facile décomposition par les parties vertes des plantes sous l'influence de la lumière solaire et enfin de son absorption par les bases du sol pour former des carbonates (voir Acide carbonique dans l'air, p. 34).



FIG. 89. — DÉGAGEMENT DE GAZ CARBONIQUE quand on fait agir un acide sur un carbonate (craie).

121. Préparation. — On prépare le gaz carbonique en décomposant un carbonate par un acide.

Quand on jette quelques gouttes d'acide (acides sulfurique, azotique, etc., même du vinaigre) sur un carbonate (craie, marbre, etc., (fig. 89), on voit des bulles gazeuses soulever le liquide et se dégager. Ce dégagement sert d'ailleurs à reconnaître les carbonates.

Dans les laboratoires, on fait agir de l'acide chlorhydrique sur de la craie ou du marbre (fig. 90).

Pour la préparation on se sert du même appareil qui a servi à préparer l'hydrogène. On introduit dans le flacon de l'eau, 50 grammes de craie et, par le tube à entonnoir, de l'acide chlorhydrique : le gaz carbo-

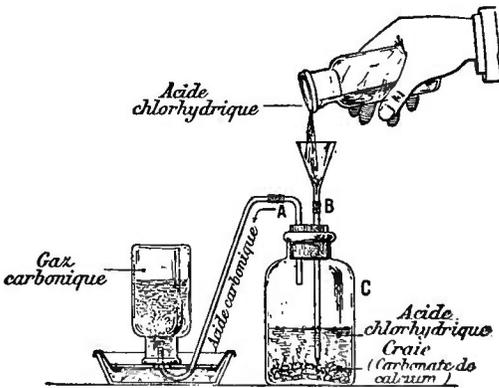


FIG. 90. — PRÉPARATION DE L'ANHYDRIDE CARBONIQUE en faisant agir de l'acide chlorhydrique sur la craie ou le marbre.

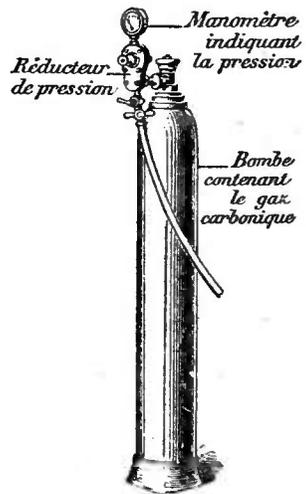
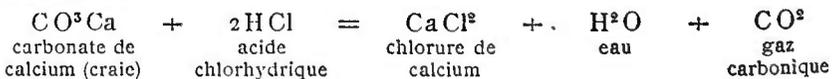


FIG. 91. — BOMBE DE GAZ CARBONIQUE avec réducteur de pression.

nique se dégage et le chlorure de calcium formé reste en dissolution dans l'eau du flacon :



Dans l'industrie, pour la fabrication des eaux gazeuses par exemple, on ne peut se servir de l'acide chlorhydrique qui répand des vapeurs; on emploie l'acide sulfurique. Mais comme cet acide avec la craie forme un sulfate de cal-

cium qui empâte la craie, on est obligé d'employer des agitateurs qui remuent tout le mélange.

Depuis quelques années, on est parvenu à liquéfier industriellement le gaz carbonique pour une foule d'usages que nous citerons plus loin.

Cela permet de l'emmagasiner en grande quantité sous un petit volume. Un kilogramme de gaz carbonique liquide produit 550 litres de gaz à la température ordinaire de 15 degrés.

Le gaz liquéfié est renfermé dans des récipients (tubes, cylindres, bouteilles) en acier embouti, sans soudures (fig. 91). Les récipients sont éprouvés par le service des Mines à une pression de 250 atmosphères. Ils contiennent généralement 8, 10 ou 20 kilogrammes de liquide à une pression généralement de 67 atmosphères. Pour pouvoir utiliser le gaz il faut le ramener à une pression moindre (5 ou 6 atmosphères par exemple pour la champagnisation rapide des vins); on se sert pour cela d'un appareil appelé réducteur de pression.

122. Propriétés physiques. — L'anhydride carbonique est un gaz incolore, d'une odeur piquante, d'une saveur légèrement aigrelette.

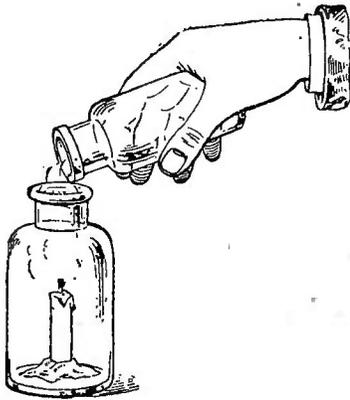


FIG. 92. — LE GAZ CARBONIQUE EST PLUS LOURD QUE L'AIR ET N'ENTRETIEN PAS LA COMBUSTION.

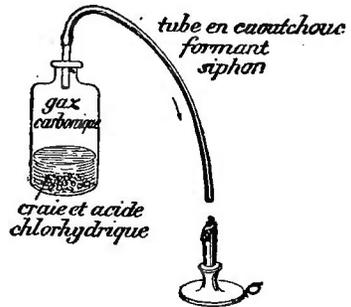


FIG. 93. — AVEC UN TUBE EN CAOUTCHOUC FORMANT SIPHON ON PEUT FAIRE COULER DU GAZ CARBONIQUE POUR ÉTEINDRE UNE BOUGIE.

Il est plus lourd que l'air (1 litre de gaz pèse 1^{gr},97) :

Expérience I. — Vider du gaz carbonique comme de l'eau dans un flacon plein d'air, l'air est déplacé. On peut le prouver en versant le gaz sur une bougie allumée, elle s'éteint, le gaz carbonique n'entretenant pas la combustion (fig. 92).

Expérience II. — Siphoner avec un tube en caoutchouc du gaz carbonique comme on le ferait avec de l'eau (fig. 93).

Faire tomber le jet de gaz sur une bougie qu'il éteint.

Il est soluble dans l'eau (1 litre d'eau dissout 1 litre de gaz à la température ordinaire).

Cette dissolution est proportionnelle à la pression. L'eau de Seltz est une dissolution de gaz carbonique sous une pression de 4 à 6 atmosphères.

123. Propriétés chimiques. — Le gaz carbonique n'entretient pas la combustion et n'est pas combustible.

Expérience III. — Plonger une bougie allumée dans du gaz carbonique elle s'éteint (fig. 92)

Une dissolution de gaz carbonique colore la teinture de tournesol en rouge vineux; elle trouble également l'eau de chaux ou l'eau de baryte :

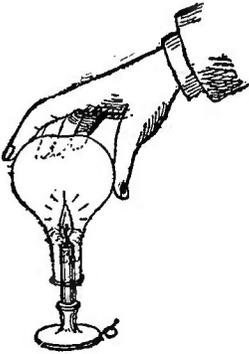


FIG. 94. — LES PRODUITS DE LA COMBUSTION DES BOUGIES DES LAMPES SONT DE LA VAPEUR D'EAU ET DU GAZ CARBONIQUE.

Expérience IV. — 1° Faire agir un courant de gaz carbonique dans la teinture bleue de tournesol; constater la couleur rouge vineux.

2° Faire passer un courant de gaz dans de l'eau de chaux : elle se trouble en formant du carbonate de calcium insoluble dans l'eau;

3° Expirer les gaz contenus dans les poumons, dans un verre contenant de l'eau de chaux (fig. 95). Le gaz carbonique que nous rejetons trouble cette eau de chaux.

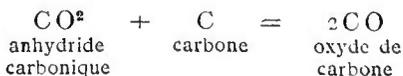
Les produits de la combustion des bougies, des lampes, sont de la *vapeur d'eau* et du *gaz carbonique* :

Expérience V. — Introduisons une bougie allumée dans une carafe bien sèche, on constate immédiatement sur la paroi froide une buée de vapeur d'eau.

Après quelques minutes, la carafe ayant été fermée, retirons la bougie et mettons de l'eau de chaux, cette dernière se trouble par la présence du gaz carbonique. Si, laissant la bougie dans la carafe, on prolonge l'expérience, l'oxygène de l'air finit par disparaître, la flamme devient *fuligineuse* (fumeuse) parce qu'il n'y a plus assez d'oxygène pour brûler le carbone, ce carbone se dépose un peu sur le fond de la carafe sous forme de noir de fumée (fig. 94).

Action sur les corps combustibles. — L'anhydride carbonique est décomposé par la plupart des corps combustibles.

EXEMPLE. — Par le charbon.



Cette réaction se produit toutes les fois que, dans un fourneau, se trouve une couche épaisse de charbon; dans la partie voisine de la grille, partie la plus exposée à l'air, il se forme du gaz carbonique qui se décompose en passant sur du charbon chauffé au rouge pour donner de l'*oxyde de carbone*, *gaz très délétère*. Cet oxyde de carbone se dégage à la partie supérieure du foyer et brûle au contact de l'air avec une flamme bleue si la masse de charbon est incandescente; il se dégage dans l'atmosphère de la chambre et *peut*



FIG. 95. — LE GAZ CARBONIQUE QUE REJETTENT LES POUMONS TROUBLE L'EAU DE CHAUX.

causer de graves accidents si les charbons à la partie supérieure du foyer ne sont pas incandescents pour le brûler.

Action des plantes. — Les feuilles, grâce à leur matière verte, décomposent le gaz carbonique de l'air, *absorbent le carbone et rejettent l'oxygène*. Cette décomposition ne se produit que sous l'action de la lumière du soleil, elle ne se produit pas pendant la nuit.

Expérience VI (fig. 96). — Placer une plante verte dans une éprouvette remplie d'eau ordinaire à laquelle on a ajouté une petite quantité d'eau de Seltz pour lui donner du gaz carbonique, puis exposer le tout au soleil. On voit de petites bulles de gaz se dégager des feuilles et se rassembler au sommet de l'éprouvette. Lorsque la quantité de gaz dégagé est assez grande on le recueille et on constate qu'il rallume une allumette presque éteinte : c'est de l'oxygène.

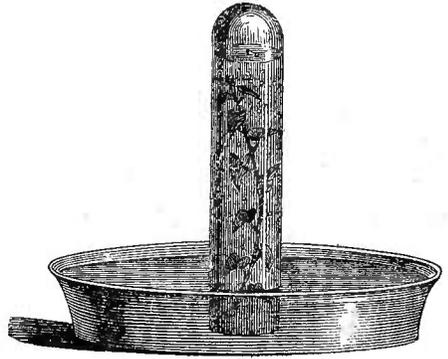


FIG. 96. — DÉCOMPOSITION DU GAZ CARBONIQUE PAR LES PARTIES VERTES DES PLANTES, LESQUELLES S'EMPARANT DU CARBONE ET REJETTENT L'OXYGÈNE.

Si on a attendu quelques heures on constate en même temps que l'eau de l'éprouvette ne contient plus de gaz carbonique en dissolution, car l'eau de chaux n'est pas troublée.

Si on fait la même expérience à l'obscurité on constate qu'il n'y a pas de dégagement de gaz.

124. Action sur l'organisme. — L'anhydride carbonique n'entretient pas la respiration parce qu'il empêche l'arrivée de l'oxygène dans les poumons, mais il n'est pas vénéneux : il y a asphyxie et non pas empoisonnement. En cas d'asphyxie, il faut exposer le malade au grand air, la tête élevée, insuffler de l'air dans les voies respiratoires et pratiquer la respiration artificielle.

Il ne faut jamais entrer dans une cuve de moût en fermentation pendant la fabrication du vin (ou dans une cave où l'on soupçonne de l'acide carbonique), sans introduire auparavant une bougie allumée : si la bougie s'éteint, c'est qu'il y a du gaz carbonique et, par conséquent, danger

On purifie une atmosphère viciée par du gaz carbonique en introduisant de la chaux éteinte.

125. Usages. — Le gaz carbonique (surtout fourni par l'anhydride carbonique liquéfié) est employé :

1° Pour l'extinction des incendies, pour l'asphyxie des animaux dans les fourrières,

2° Pour la production de la glace et de l'air froid en brasserie, dans la conservation des fruits.

3° Pour certains travaux de caves : soutirages, filtrages sous pression, etc.

4° Pour la fabrication des eaux et limonades gazeuses, pour

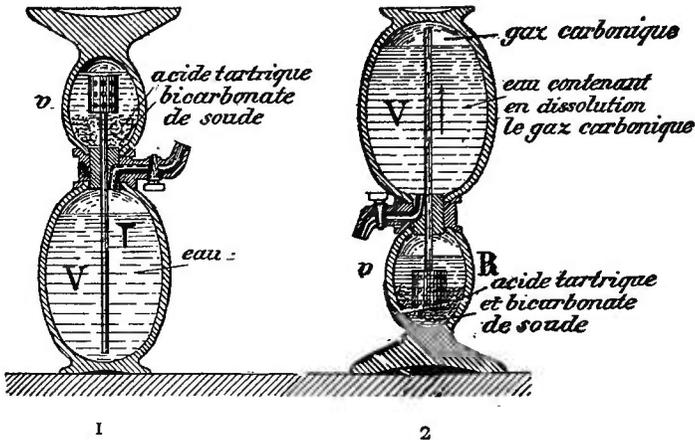


FIG. 97. — GAZOGÈNE BRIET POUR LA PRÉPARATION DE L'EAU DE SELTZ DANS LES MÉNAGES :

1. Appareil que l'on vient de monter ; 2, le même appareil retourné pour la production du gaz.

la fabrication des mousseux artificiels, pour la carbonisation des vins.

Expérience VII. — Fabrication de l'eau de Seltz dans les ménages (fig. 98). —

bicarbonate de soude
acide tartrique



Remplir une bouteille avec de l'eau, y introduire une cuillerée à bouche de bicarbonate de sodium, une cuillerée à café d'acide tartrique ; boucher, ficeler et coucher la bouteille. Il se produit un dégagement de gaz carbonique qui se dissout dans l'eau, sous pression, puisque la bouteille est bouchée.

Au bout de dix minutes on a une bouteille d'eau de Seltz.

FIG. 98. — PRÉPARATION D'UNE BOUTEILLE D'EAU DE SELTZ.

Dans l'expérience précédente, l'eau de Seltz fabriquée contient soit un excédent de bicarbonate de soude, soit un excédent d'acide tartrique. Pour obtenir de l'eau de Seltz ne contenant que du gaz carbonique en dissolution on peut employer le gazogène Briet, petit appareil de ménage (fig. 97) dont le fonctionnement est le suivant :

L'appareil comprend un double vase dont les deux parties se vissent l'une sur l'autre. Le grand vase V est rempli d'eau ; dans le petit vase v on met de l'acide tartrique et du bicarbonate de sodium (fig. 97¹). On revisse l'appareil et on le retourne comme l'indique la fig. 97².

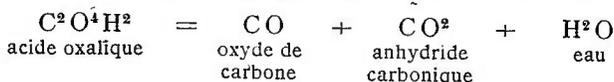
Une partie de l'eau du grand vase V coule par le tube T jusque dans le petit vase v : l'acide tartrique décompose le bicarbonate de sodium ; le gaz carbonique formé passe dans le réservoir R percé de trous, monte par le

tube T dans le vase V et fait pression sur l'eau dans laquelle il se dissout. On tire l'eau chargée de gaz carbonique par un robinet.

OXYDE DE CARBONE

124. Préparation. — On prépare l'oxyde de carbone en décomposant l'acide oxalique par l'acide sulfurique concentré (fig. 99).

L'acide sulfurique, tendant à s'emparer de l'eau, facilite la décomposition de l'acide oxalique en gaz carbonique et en oxyde de carbone :



On chauffe dans un ballon 30 grammes d'acide oxalique mélangé à 100 centimètres cubes d'acide sulfurique. Les gaz qui se dégagent passent dans un flacon laveur contenant une solution de potasse laquelle arrête le gaz carbonique. On recueille l'oxyde de carbone sous une éprouvette.

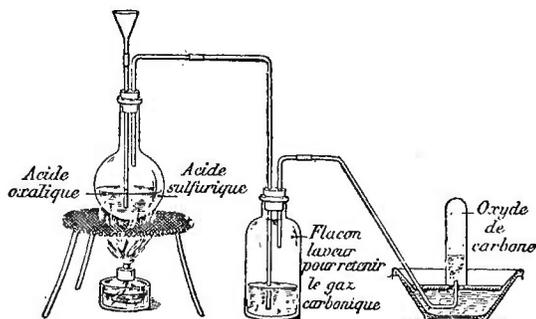


FIG. 99. — PRÉPARATION DE L'OXYDE DE CARBONE en décomposant l'acide oxalique en présence de l'acide sulfurique concentré.

125. Propriétés physiques. — L'oxyde de carbone est un gaz incolore, inodore et sans saveur. Il est un peu moins lourd que l'air (1 litre pèse 1^{sr},25), il est très peu soluble dans l'eau.

126. Propriétés chimiques. — L'oxyde de carbone n'a aucune action sur la teinture de tournesol. Il ne trouble pas l'eau de chaux.

Il est *combustible* : il brûle avec une flamme bleue très chaude en produisant du gaz carbonique.

Expérience I. — Faire arriver l'oxyde de carbone qui se dégage pendant la préparation dans un tube effilé et allumer ce gaz ; il brûle avec une flamme bleuâtre.

Il enlève l'oxygène à un grand nombre de composés oxygénés pour former du gaz carbonique. Cette propriété est très utilisée en métallurgie pour extraire certains métaux usuels de leurs oxydes.

127. Action sur l'organisme. — L'oxyde de carbone est un gaz très vénéneux, d'autant plus à craindre qu'il ne trahit sa présence par aucune odeur. Il occasionne de violents maux de tête, des nausées, du vertige et enfin la mort. L'air contenant 2 à 4 pour 100 d'oxyde de carbone est mortel. L'oxyde de carbone se fixe sur les globules du sang, prenant la place de l'oxygène que les globules sont chargés de transporter dans toutes les parties du corps.

Formation de l'oxyde de carbone et précautions à prendre. — L'oxyde de carbone se forme quand on éteint des charbons incandescents avec de l'eau (voir Propriétés générales du carbone), le charbon décomposant l'eau et lui prenant son oxygène.

L'oxyde de carbone se produit dans toutes les combustions incomplètes :

Ainsi, lorsque du charbon brûle dans un fourneau où l'air arrive en quantité insuffisante, il se forme d'abord du gaz carbonique qui se transforme ensuite au contact du charbon rouge en oxyde de carbone. Cet oxyde de carbone vient brûler à l'air au-dessus du combustible avec une belle flamme *bleue* si la température est assez élevée.

Si la température n'est pas suffisamment élevée, ce qui arrive très fréquemment, et si le tirage laisse à désirer, surtout quand on ferme un peu la clef du poêle, l'oxyde de carbone n'est pas complètement brûlé et il se répand dans les appartements rendant l'air mortel.

Dans la campagne, par raison d'économie, on fait des « pâtes de charbon » (charbon en poussière et charbon non brûlé complètement mélangés avec de l'eau) que l'on met sur les charbons incandescents : il se forme une espèce de croûte au-dessus de laquelle on voit brûler l'oxyde de carbone. Cet oxyde de carbone provient de la combustion incomplète et aussi de la décomposition de l'eau par le charbon ; il présente des dangers si le tirage n'est pas suffisant.

La fonte rougie laisse passer l'oxyde de carbone ; il ne faut donc pas laisser rougir les poêles et pour cela employer autant que possible des poêles ayant un revêtement intérieur en briques réfractaires afin d'empêcher la température du métal de s'élever.

128. Usages. — L'oxyde de carbone est employé seulement en métallurgie pour réduire les oxydes métalliques (traitement par exemple des oxydes de fer pour obtenir la fonte ou le fer).

COMPOSÉ DU CARBONE ET DU SOUFRE

SULFURE DE CARBONE

Le sulfure de carbone (CS_2), liquide employé en viticulture, résulte de la combinaison du carbone et du soufre.

129. Préparation. — On prépare le sulfure de carbone en combinant directement par la chaleur du soufre et du carbone (charbon de bois) (fig. 100).



On chauffe du charbon de bois dans une cornue en grès munie d'une

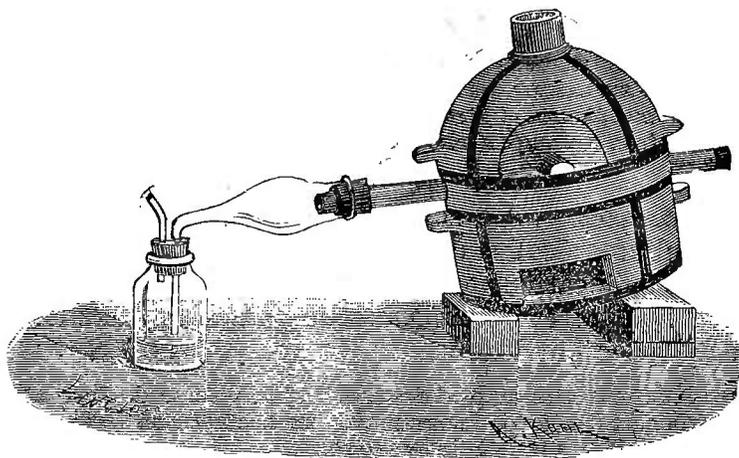


FIG. 100. — PRÉPARATION DU SULFURE DE CARBONE en chauffant du charbon de bois et du soufre.

tubulure. Quand le charbon est rouge, on introduit de temps en temps quelques morceaux de soufre par la tubulure.

Les vapeurs de sulfure de carbone formées traversent une allonge et vont se condenser dans un flacon contenant une petite couche d'eau. Dans l'industrie on emploie le même procédé.

130. Propriétés physiques. — Le sulfure de carbone est un liquide incolore, très mobile. Il a une odeur étherée quand il est pur; il répand généralement une odeur infecte de choux pourris due aux impuretés qu'il renferme.

Il est très peu soluble dans l'eau. C'est un bon dissolvant du soufre, du phosphore, du caoutchouc, des corps gras.

131. Propriétés chimiques. — Le sulfure de carbone est *combustible* : il brûle avec une flamme bleue en produisant du gaz sulfureux et du gaz carbonique.

La vapeur du sulfure de carbone est très inflammable, même à distance à cause de sa volatilité. Cette vapeur avec l'oxygène ou l'air produit des mélanges qui, à l'approche d'une flamme détonent avec violence : *aussi ne faut-il manier ce liquide qu'avec certaines précautions et loin de toute flamme.*

Expérience. — (Fig. 101) Disposer une règle plate ou une planche en pente et mettre à la partie supérieure une petite soucoupe pleine de sulfure de carbone,



FIG. 101. — LES VAPEURS LOURDES DE SULFURE DE CARBONE S'ENFLAMMENT A DISTANCE : *Vapeurs coulant sur une planche et prenant feu à 25 ou 30 centimètres de la soucoupe d'où elles proviennent.*

de manière que les vapeurs plus lourdes que l'air glissent sur la planche.

Mettre une allumette enflammée sur la planche à 25 ou 30 centimètres de la soucoupe; les vapeurs prennent feu. Un flacon de sulfure de carbone peut donc prendre feu à distance, d'où les précautions à prendre quand on se sert de ce liquide.

Sulfocarbonates. — Le sulfure de carbone peut se combiner avec les sulfures alcalins (sulfure de potassium, par exemple) et former des sulfocarbonates.

On emploie le *sulfocarbonate de potassium* en dissolution pour détruire le phylloxera.

On creuse des cuvettes au pied des souches, on y verse de l'eau et ensuite du sulfocarbonate (500 à 600 kilogrammes par hectare); on ferme la cuvette quand tout le liquide a filtré à travers le sol.

Sous l'influence de l'acide carbonique et de l'humidité du sol, le sulfocarbonate de potassium se décompose et forme du carbonate de potassium, du *sulfure de carbone* et de l'*acide sulfhydrique*; ces deux derniers corps agissent comme insecticides sur le phylloxera.

132. Usages. — Le sulfure de carbone est très employé en viticulture pour la destruction du phylloxera (à la dose de 300 à 350 kilogrammes par hectare, injecté dans le sol avec des appareils appelés pals injecteurs).

On peut également tuer les rats et les animaux qui se terrent, les taupes, etc., plus facilement encore qu'avec l'acide sulfhydrique.

On bouche les trous avec de la terre; dans l'un d'eux on introduit un morceau de tuyau de plomb de 1 mètre environ et à l'aide d'un entonnoir on verse 40 à 50 centimètres cubes de sulfure de carbone.

On utilise encore le sulfure de carbone pour vulcaniser le caoutchouc, c'est-à-dire pour y incorporer du soufre qui lui donne une élasticité permanente; pour dissoudre les corps gras, etc.

Les *sulfocarbonates*, fournissant facilement du gaz sulfureux, sont employés pour l'extinction des feux de cheminée.

CHAPITRE XVI

BORE ET ACIDE BORIQUE

Le bore (B) est un métalloïde qui n'a aucune importance au point de vue agricole. Sa combinaison avec l'oxygène connue sous le nom d'*acide borique* BO^3H^5 présente seule quelque intérêt.

133. — *L'acide borique* s'obtient soit par l'évaporation des eaux de certains lacs de Toscane qui en contiennent en dissolution, soit des borates naturels. Il se présente cristallisé en paillettes nacrées et douces au toucher, c'est un acide faible. Il est peu soluble dans l'eau froide, très soluble dans l'eau bouillante. Sa dissolution est très employée comme antiseptique sous le nom d'*eau boriquée*, en médecine et en médecine vétérinaire (par exemple dans le lavage des aphtes que prennent les animaux atteints de fièvre aphteuse, etc.).

Le *borax* est un borate de sodium très employé comme antiseptique.

Le borax, ainsi que l'acide borique, empêche les ferments d'exercer leur action, c'est ce qui explique leur emploi dans les cas nombreux où l'on veut arrêter toute fermentation :

1° L'acide borique est utilisé à petite dose¹ pour empêcher la coagulation du lait, laquelle provient de la formation d'acide lactique² sous l'action d'un ferment appelé ferment lactique. Le borax agit d'une manière analogue;

2° L'acide borique ajouté au vin supprime toute fermentation et favorise sa conservation;

3° Le borax arrête le développement des ferments qui modifient les matières animales et déterminent leur putréfaction (conservation des viandes).

On doit condamner l'emploi de tous ces antiseptiques, pour la conservation du lait, du vin, etc.; cet emploi est défendu par la loi.

1. A haute dose, il produirait au contraire la coagulation; le lait ou plutôt la caséine du lait ayant la propriété de se coaguler sous l'action des acides (voir p. 250).

2. Voir p. 240.

LA SILICE

Le *silicium* (Si) est un métalloïde sans importance dont nous n'étudierons que la combinaison avec l'oxygène, connue sous le nom de *silice* (SiO^2).¹

134. — La *silice* est un des corps les plus répandus dans la nature :

1° A l'état cristallisé; il prend le nom de *quartz hyalin* ou *cristal de roche*, quand il est incolore.

L'*améthyste* est du quartz violet, la *fausse topaze* est du quartz jaune, le *rubis de Bohême* est du quartz rose;

2° A l'état non cristallisé². — On peut citer : l'*agate*, le *jaspé*, l'*onyx*, etc., très employés en ornementation.

Le *silex* est de la silice associée à des matières étrangères, il est utilisé pour faire des pierres à briquet.

Les *pierres meulières* dont on se sert pour faire des meules destinées à la mouture du blé sont formées par du silex blanc jaunâtre criblé de cavités irrégulières.

Les *grès* utilisés pour le pavage des rues, pour aiguiser les outils, sont formés de grains quartzeux agglutinés par des ciments de composition variable.

Les *tripolis* employés pour le polissage des métaux sont formés par des grains siliceux extrêmement petits provenant des dépouilles d'infusoires.

Les *sables*. — Les sables blancs sont de la silice presque pure; le sable coloré est de la silice mélangée de matières étrangères qui lui donnent leur coloration. Comme les sables proviennent de la désagrégation de toutes les roches aussi bien calcaires que siliceuses, on comprend que les sables soient rarement

formés de silice seule.

Expérience. — Lorsque les sables sont formés de calcaire et de silice (sables calcaires et sables siliceux), on peut faire agir de l'acide chlorhydrique qui attaque et dissout le calcaire; on lave à grande eau et il ne reste



FIG. 102. — FORMATION DE SILICE GÉLATINEUSE en faisant agir de l'acide chlorhydrique sur du silicate de sodium.

1. La silice (SiO^2) est plus exactement l'anhydride silicique. On connaît l'acide silicique SiO^3H^2 auquel correspondent plusieurs silicates naturels, comme le silicate de magnésium SiO^3Mg , le silicate de calcium SiO^3Ca . La plupart des silicates naturels que l'on trouve dans le sol se rapportent à des acides siliciques de constitution plus complète tels que l'acide disilicique $\text{Si}^2\text{O}^5\text{H}^2$ et l'acide trisilicique $3\text{SiO}^3\text{H}^2$. 2H²O.

2. Amorphe, comme disent les chimistes.

que la silice. C'est une manière de préparer de la silice avec un sable quelconque.

On peut aussi obtenir de la silice pure en faisant agir de l'acide chlorhydrique sur du silicate de sodium (liqueur des cailloux du commerce) mis dans un verre à pied (fig. 102); il se forme une gelée blanche de silice hydratée que l'on lave et que l'on dessèche, le résidu est une poudre blanche, espèce de sable pu

La silice, maintenue en dissolution par l'acide carbonique, existe dans les eaux on conçoit dès lors qu'elle puisse exister; dans les plantes : les *graminées*, les *prèles*, lui doivent leur rigidité. Le chaume du blé contient environ 70 pour 100 de silice, et grâce à lui sa solidité est suffisante pour soutenir l'épi relativement très lourd qui le surmonte.

135. Propriétés et usages. — La silice est inodore et sans saveur. Elle est très dure et raye le verre.

Expérience. — Couper une lame de verre avec l'arête vive d'un morceau de quartz comme on le ferait avec un diamant des vitriers. A la campagne, on peut ainsi assez facilement couper le verre.

La dureté de la silice explique l'emploi à la campagne des *prèles* (appelées encore queues de cheval, queues de renard), qui en contiennent beaucoup, pour nettoyer les casseroles en cuivre, polir le bois comme le feraient le papier verre ou le papier émeri. Les chaumes qui restent sur place après la moisson faite coupent le cuir des souliers et les guêtres des chasseurs grâce à leur silice. Les roseaux coupent facilement les mains de ceux qui essaient de les arracher, à cause des grains fins de silice qu'ils contiennent.

La silice ne peut être fondue qu'à une haute température, on en obtient un verre transparent : c'est ce qui explique pourquoi le sable entre dans la composition des verres.

La silice est inattaquable par tous les acides, sauf par l'acide fluorhydrique; c'est sur cette propriété qu'est basée la gravure sur verre.

Les sables sont employés dans la confection des *mortiers* (mélanges de chaux et de sable, voir p. 136). Le sable empêche le mortier de prendre, par la dessiccation, un retrait considérable qui fendillerait la masse en la rendant friable.

Les sables employés dans la confection du mortier doivent être aussi purs que possible, c'est-à-dire dépourvus de matières végétales et de terre, On reconnaît leur pureté en les remuant dans l'eau : si celle-ci reste limpide le sable est bon; si elle devient bourbeuse, le sable est terreux. Les grains de sable doivent être anguleux, c'est-à-dire rudes au toucher : le sable doit *crier* dans la main lorsqu'on le serre.

DEUXIÈME PARTIE : LES MÉTAUX

CHAPITRE I

GENÉRALITÉS SUR LES MÉTAUX

136. Caractères des métaux. — Les métaux se distinguent de la plupart des métalloïdes par des caractères physiques et des caractères chimiques.

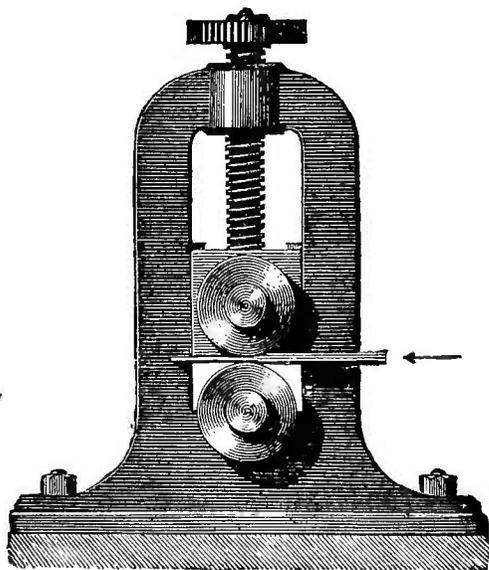


FIG. 103. — LAMINOIR POUR RÉDUIRE LES MÉTAUX EN LAMES.

Caractères physiques. —

Les métaux sont des corps simples, bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité, possédant lorsqu'ils sont polis un éclat particulier appelé *éclat métallique*.

Caractères chimiques. —

Les métaux forment en se combinant avec l'oxygène un ou deux oxydes dont l'un au moins, s'unissant à l'eau, forme un composé qui joue le rôle de base, c'est-à-dire qui est capable de réagir sur les acides pour former des sels.

La démarcation entre les métalloïdes et les métaux n'est pas absolument tranchée.

137. Propriétés physiques des métaux. — 1° *Couleur.* — La couleur est variable suivant les métaux ; généralement d'un blanc diversement nuancé, sauf l'or qui est d'un rouge jaune, le cuivre qui est rouge.

2° **Fusion.** — Tous les métaux fondent à des températures plus ou moins élevées.

EXEMPLES :	Étain.	228°	Argent..	954°
	Plomb	335°	Cuivre	1100°
	Zinc. . . .	410°	Fer.	1500°

3° **Conductibilité pour la chaleur.** — En représentant par 1000 le pouvoir conducteur de l'argent, celui des autres métaux est le suivant :

Argent.	1000	Étain	145
Cuivre	736	Fer.	119
Zinc . . .	190	Plomb.	85

4° **Malléabilité.** — La malléabilité est la propriété qu'ont les métaux de se laisser réduire plus ou moins facilement en

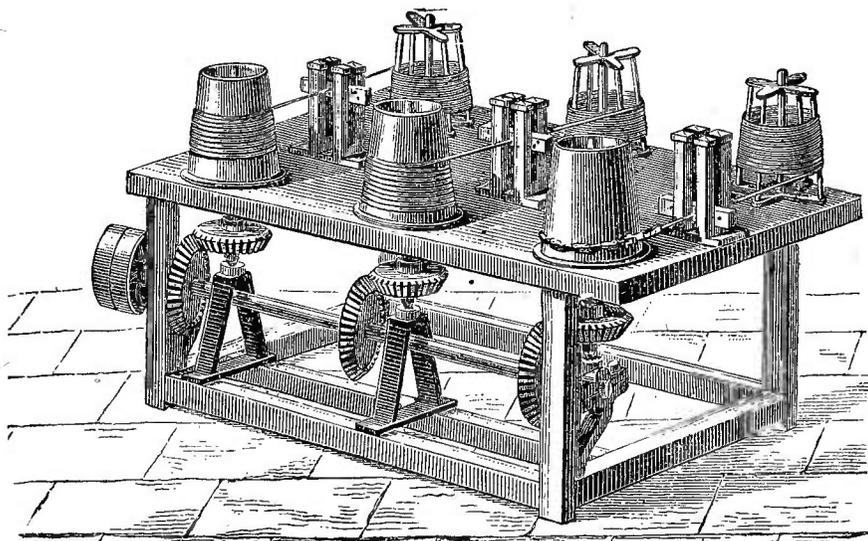


FIG. 104. — FILIÈRE POUR ÉTIRER LES MÉTAUX EN FIL.

feuilles minces, sans se déchirer sous l'action du marteau ou du *laminoir*. Le laminoir est un appareil formé essentiellement de deux cylindres horizontaux en acier tournant en sens inverse et dont on peut faire varier l'écartement à volonté (fig. 103).

L'ordre de malléabilité des métaux en commençant par l'or, le plus malléable, est le suivant :

- | | | | | |
|------------|---------------|-------------|-----------|-------------|
| 1. Or. | 3. Aluminium. | 5. Étain. | 7. Plomb. | 9. Fer. |
| 2. Argent. | 4. Cuivre. | 6. Platine. | 8. Zinc. | 10. Nickel. |

5° **Ductilité.** — La ductilité est la propriété qu'ont les métaux de se laisser étirer plus ou moins en fils par le passage à travers une plaque d'acier percée de trous, appelée *filière* (fig. 104).

L'ordre de ductilité en partant de l'or le plus ductile, est le suivant :

- | | | |
|-------------|---------------|-----------|
| 1. Or. | 4. Aluminium. | 7. Zinc. |
| 2. Argent. | 5. Fer. | 8. Étain. |
| 3. Platine. | 6. Cuivre. | 9. Plomb. |

6° **Ténacité.** — La ténacité est la propriété qu'ont les métaux de résister à la rupture lorsqu'on les soumet à une traction. On mesure leur ténacité relative en suspendant à l'extrémité de fils de même diamètre (2 millimètres) et de même longueur (1 mètre, par exemple) des poids que l'on augmente jusqu'à ce que le fil se rompe.

Ordre de ténacité pour les métaux usuels, le fer étant le plus tenace :

Fer.	250 ^{kg} (Poids employé).	Argent.	85 ^{kg}	Étain	16 ^{kg}
Cuivre	137	Or.	68	Plomb.	10
Platine	125	Zinc	50		

138. Propriétés chimiques. — Les métaux peuvent se combiner avec un certain nombre de métalloïdes :

Avec l'oxygène ils forment des oxydes.

Avec le soufre ils forment des sulfures.

Avec le chlore ils forment des chlorures.

L'action de l'oxygène, surtout de l'air, sur les métaux est la propriété chimique la plus importante à considérer.

Action de l'oxygène ou de l'air humides. — La plupart des métaux usuels s'oxydent au contact de l'air.

A l'action de l'oxygène s'ajoute l'action de la vapeur d'eau et celle du gaz carbonique contenus dans l'atmosphère.

EXEMPLES. — 1° Le *fer* à l'air se transforme peu à peu en rouille qui est un oxyde de fer hydraté; l'oxydation se propage dans tout le morceau de fer;

2° Le zinc, le plomb, le cuivre, s'oxydent à l'air, et, grâce à la présence du gaz carbonique accompagné de la vapeur d'eau, se transforment rapidement en carbonates hydratés.

La présence du gaz carbonique, comme celle de tous les acides, facilite beaucoup l'oxydation.

C'est ainsi que la lame d'acier d'un couteau qui a servi à couper un fruit s'altère à cause du liquide acide du fruit.

Contrairement à ce qui se passe pour le fer, dont l'oxydation se fait complètement, l'altération n'est que superficielle pour le plomb, le cuivre, le zinc : la couche de carbonate hydraté qui se produit forme un enduit imperméable qui préserve le reste du métal.

Moyen de prévenir l'oxydation des métaux. — Pour prévenir

l'oxydation du fer, on recouvre le métal de plusieurs couches de peinture.

Les vases en fer battu ou en fonte sont recouverts d'un vernis ou d'un émail qui résiste, comme la porcelaine, aux acides et à l'air humide.

Ces procédés ne sont pas applicables aux lames ou aux fils de fer qui doivent rester flexibles pour servir à différents usages. On recouvre alors le fer d'un métal moins oxydable comme l'étain, le zinc ou le cuivre, dont l'oxydation n'atteint que la surface : le fer recouvert d'étain est appelé *fer blanc* ou *fer étamé*, le fer recouvert de zinc s'appelle *fer galvanisé*.

Remarque. — Les combinaisons du soufre, du chlore, etc., avec les métaux, ainsi que l'action des acides, est reportée à l'étude de chaque métal et de ses sels principaux.

139. Alliages. — On donne le nom d'*alliages* à des composés d'apparence homogène résultant de l'union de deux ou plusieurs métaux qui ont été amenés ensemble à l'état de fusion. — Quand l'un des métaux est le mercure, l'alliage porte le nom d'*amalgame*.

On forme des alliages parce que les métaux seuls ne possèdent pas toutes les qualités requises pour un usage déterminé : c'est ainsi que l'or et l'argent, trop mous pour être employés à la fabrication des monnaies, prennent une dureté suffisante lorsqu'on les allie avec un peu de cuivre.

Préparation. — Pour préparer les alliages, on fond dans un creuset les métaux à allier, on les recouvre d'une couche de poussier de charbon pour les préserver de l'oxydation et on coule rapidement le mélange dans des moules.

Propriétés générales des alliages. — Les alliages sont presque toujours *plus durs, moins tenaces, moins ductiles et plus fusibles* que les métaux qui les composent.

Un alliage est généralement moins oxydable que le métal composant qui s'oxyde le plus facilement.

Le mercure, l'étain, le bismuth donnent de la fusibilité à l'alliage ; le plomb et l'étain donnent de la dureté, l'antimoine rend l'alliage cassant.

Principaux alliages usuels. — Parmi les nombreux alliages que l'on utilise on peut citer :

Alliage des monnaies d'or.	{ Or.	90	(parties en poids).
	{ Cuivre.	10	—
Bronze des monnaies de billon.	{ Cuivre.	95	—
	{ Étain	4	—
	{ Zinc .	1	—
Alliage des pièces de 5 francs.	{ Argent.	90	—
	{ Cuivre.	10	—

		1 ^{er} titre	2 ^e titre	3 ^e titre
Bijoux en or.	{ Or .	920	850	750
	{ Cuivre .	80	150	250
Maillechort.	{ Cuivre.	50	(parties en poids).	
	{ Zinc .	25	—	
	{ Nickel .	25	—	
Métal anglais	{ Étain .	100	—	
	{ Antimoine	8	—	
	{ Cuivre.	4	—	
	{ Bismuth	1	—	
Bronze d'aluminium.	{ Cuivre.	90	—	
	{ Aluminium.	10	—	
Le laiton ou cuivre jaune.	{ Cuivre.	67	—	
	{ Zinc	33	—	
Caractères d'imprimerie .	{ Plomb.	80	—	
	{ Antimoine.	20	—	
Soudure des plombiers.	{ Plomb.	33	—	
	{ Étain	66	—	

140. Classification des métaux. — L'expérience montre que les métaux peuvent se substituer à l'hydrogène dans la formation des oxydes, des chlorures, des sulfures et des sels.

Les oxydes métalliques, étant données leurs différentes propriétés, ont été groupés en cinq classes différentes :

1° Les *oxydes basiques ou protoxydes* qui s'unissent à l'eau pour former des *hydrates* jouant le rôle de *bases* (voir ce que c'est qu'une base, p. 45). EXEMPLES. — 1° L'oxyde de potassium K^2O qui en s'unissant à l'eau forme une base, la potasse caustique : $K^2O + H^2O = 2 KOH$ (potasse caustique);

2° L'oxyde de sodium NaO (analogue au précédent) et qui donne, en s'unissant à l'eau, la soude caustique $NaOH$.

2° Les *oxydes acides* qui en s'unissant à l'eau donnent, par hydratation, des composés qui jouent le rôle d'acides;

3° Les *oxydes indifférents* qui jouent tantôt le rôle de bases, tantôt celui d'acides. EXEMPLE. — Le sesquioxyde de fer Fe^2O^3 ou rouille;

4° Les *oxydes singuliers*, ne se combinant ni avec les acides, ni avec les bases;

5° Les *oxydes salins* pouvant être considérés comme résultant de l'union d'un oxyde acide et d'un oxyde basique du même métal.

Les *sulfures* et les *chlorures* ont été classés d'une manière analogue.

1. Pendant longtemps on a adopté la classification de Thénard (classification artificielle) fondée sur les modifications qu'éprouvent les métaux au contact de l'air, de l'eau et des acides.

CHAPITRE II

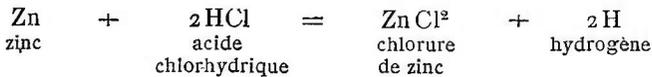
LES SELS

NOTIONS GÉNÉRALES

141. Définition. — Les sels sont des composés dérivés des acides dont l'hydrogène a été remplacé en tout ou en partie par un métal (voir p. 45).

Ce remplacement peut avoir lieu de deux manières principales :

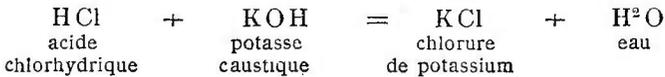
1° *Par l'action d'un acide sur un métal.* — EXEMPLE. — Si l'on met de l'acide chlorhydrique sur du zinc, il y a formation d'un sel, le chlorure de zinc, et dégagement d'hydrogène (voir Préparation de l'hydrogène) :



En remplaçant l'acide chlorhydrique par de l'acide sulfurique, on obtient du sulfate de zinc SO_4Zn .

2° *Par l'union directe d'un acide et d'une base.* — Il y a formation d'un sel avec élimination d'eau.

EXEMPLE. — Si l'on verse de l'acide chlorhydrique sur une base, telle que la potasse caustique KOH dont nous avons déjà parlé, il se forme un sel, le chlorure de potassium, et de l'eau :



142. Sels neutres et sels acides. — Nous avons vu qu'un acide est un composé renfermant de l'hydrogène pouvant être remplacé en tout ou en partie par un métal pour former un sel.

L'acide chlorhydrique (HCl) ne renferme qu'un atome d'hydrogène remplaçable par un métal, il ne peut donc former qu'une série de sels. EXEMPLE. — Le chlorure de sodium (sel marin) NaCl.

L'acide azotique (AzO^3H) ne renferme également qu'un atome d'hydrogène, il ne peut donc donner qu'une série de sels. EXEMPLE. — Azotate de potassium (salpêtre) AzO^3K .

L'acide chlorhydrique et l'acide azotique sont des acides monobasiques.

L'acide sulfurique (SO^4H^2), au contraire, renferme deux atomes d'hydrogène remplaçables par un métal; il peut donc former deux séries de sels suivant qu'un atome ou deux d'hydrogène sont remplacés. **EXEMPLE.** — (Voir Préparation de l'acide azotique et du sulfate de sodium). Le sodium (1 atome) peut remplacer 1 atome d'hydrogène et on obtient le sulfate acide de sodium SO^4NaH ; 2 atomes de sodium peuvent remplacer les 2 atomes d'hydrogène et on a le sulfate neutre de sodium SO^4Na^2 .

L'acide sulfurique est donc un acide bibasique pouvant former deux séries de sels : les *sels acides* (quand il reste de l'hydrogène) et les *sels neutres*.

L'acide phosphorique (PO^4H^3), ainsi que nous l'avons vu, a 3 atomes d'hydrogène remplaçables par un métal; il est tribasique, il peut former 3 séries de sels.

Un sel est donc neutre lorsqu'il résulte de la substitution d'un métal à tout l'hydrogène remplaçable d'un acide. **EXEMPLE.** — Phosphate neutre de calcium employé en agriculture.

Un sel est acide quand il résulte de la substitution d'un métal à une partie seulement de l'hydrogène remplaçable d'un acide. — **EXEMPLE.** — Le phosphate acide de calcium $(\text{PO}^4)^2\text{H}^4\text{Ca}$ que l'on rencontre dans les superphosphates.

Nous avons vu que certains métaux sont tels que leur atome se substitue à un seul atome d'hydrogène, ils sont appelés monoatomiques ou monovalents. **EXEMPLE.** — Potassium, sodium, etc.

Il est d'autres métaux dont l'atome ne peut se substituer qu'à deux atomes d'hydrogène, ils sont appelés biatomiques ou bivalents; tels sont le zinc, le fer, le calcium. Quand ils sont en présence d'un acide monobasique comme l'acide chlorhydrique, ils se substituent à deux atomes d'hydrogène de deux molécules d'acide et fixent ainsi deux atomes de chlore :



Avec les acides bibasiques, comme l'acide sulfurique, un atome de ces métaux remplace deux atomes d'hydrogène.



143. Propriétés physiques des sels. — Les sels sont des corps solides, cristallisables, souvent incolores ou doués d'une couleur caractéristique du métal générateur. **EXEMPLES.** — Les sels de cuivre sont bleus, les sels de protoxyde de fer sont verts.

La *saveur* des sels est très variable.

Les sels sont généralement solubles dans l'eau, et quelquefois cette solubilité augmente avec la température de l'eau. Quelques sels sont insolubles.

Eau d'interposition. — **Eau de cristallisation.** — Une dissolution saline abandonnée à l'évaporation laisse se déposer en cristaux les sels qu'elle contient.

Quelquefois ces cristaux emprisonnent entre eux une petite quantité d'eau qui fait *crépiter* les sels quand on les chauffe : EXEMPLE. — Le sel marin. Cette eau se nomme *eau d'interposition*.

Certains sels, en cristallisant, s'associent une quantité déterminée d'eau qui paraît nécessaire à leur forme cristalline ; c'est l'*eau de cristallisation*, le sel est dit *hydraté*.

Elle peut être éliminée par la chaleur sans que les propriétés chimiques du sel soient altérées, le sel devient alors *anhydre*.

Expérience. — Faire chauffer un cristal bleu de sulfate de cuivre ; il perd son eau de cristallisation et devient blanc. Si on plonge le sulfate de cuivre blanc qui est anhydre dans de l'eau, il reprend son eau de cristallisation et sa couleur bleue.

On peut faire la même expérience avec le sulfate de fer.

On appelle *sels déliquescents* des sels qui absorbent peu à peu la vapeur d'eau de l'atmosphère et se dissolvent dans l'eau qu'ils ont absorbée. EXEMPLE. — Le carbonate de sodium.

On appelle *sels efflorescents* des sels qui, exposés à l'air, se transforment en une masse farineuse en perdant leur eau de cristallisation. EXEMPLE. — Le carbonate de potassium.

144. Propriétés chimiques des sels. — **Action de la chaleur.** — La plupart des *sels anhydres* sont décomposés par la chaleur à une température plus ou moins élevée.

Les *sels hydratés* suffisamment chauffés perdent d'abord leur eau de cristallisation ; le sel subit la *fusion aqueuse*, puis, si la température s'accroît, l'eau s'évapore, le sel devient anhydre et fond ensuite : c'est la *fusion ignée*.

Expérience. — Constater ces deux fusions avec le carbonate de sodium cristallisé.

Action de l'électricité. — Tous les sels sont décomposés par un courant électrique ; le métal se porte au pôle négatif et le reste du sel au pôle positif¹.

Action des métaux. — Les métaux peuvent se substituer les

1. Nous n'insistons pas sur cette action, parce qu'elle n'a pas d'intérêt au point de vue agricole.

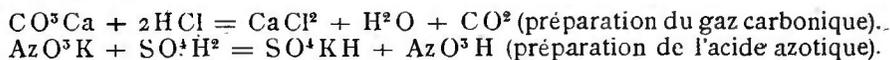
uns aux autres dans leurs combinaisons salines : on peut dire qu'un métal remplace dans un sel un autre métal quand il s'oxyde plus facilement que le métal à déplacer.

145. Action des acides, des bases et des sels sur les sels. — Lois de Berthollet. — L'action des acides, des bases et des sels sur les sels se produit d'après les lois suivantes, dites lois de Berthollet :

Action des acides sur les sels. — Un sel peut être décomposé par un acide :

1° Quand l'acide du sel est plus volatil que l'acide réagissant.

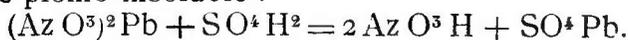
EXEMPLES :



L'acide azotique est plus volatil que l'acide sulfurique, le gaz carbonique est plus volatil que l'acide chlorhydrique :

2° Quand l'acide du sel est insoluble ou moins soluble que l'acide réagissant. EXEMPLE : l'acide sulfurique précipite l'acide silicique du silicate de potassium à l'état de silice gélatineux ;

3° Quand l'acide réagissant peut former avec le métal du sel un sel insoluble. EXEMPLE : l'acide sulfurique chasse l'acide azotique de l'azotate de plomb parce qu'il peut se former du sulfate de plomb insoluble :



Action des bases sur les sels. — Les lois régissant cette action sont identiques à celles régissant l'action des acides sur les sels. On peut donc les énoncer de la manière suivante :

Un sel peut être décomposé par une base :

1° Quand la base du sel est plus volatile que la base réagissante. Exemple : la potasse, la soude, la chaux chassent l'ammoniaque des sels ammoniacaux ;

2° Quand la base du sel est insoluble ou moins soluble que la base réagissante ;

3° Quand la base réagissante peut former avec l'acide du sel, un sel insoluble. Exemple : la chaux $\text{Ca}(\text{OH})^2$ décompose le carbonate de potasse CO^3K^2 parce qu'il se forme un sel insoluble le carbonate de calcium



Action des sels sur les sels. — 1° Deux sels en dissolutions salines se décomposent lorsque de l'échange de leurs acides et de leurs bases peut résulter un troisième sel insoluble.

2° Deux sels solides se décomposent sous l'action de la chaleur, quand par l'échange de leurs métaux, ils peuvent former un troisième sel plus volatil.

Remarque. — Les lois de Berthollet présentent de nombreuses exceptions et certaines réactions sont même en opposition formelle avec ces lois.

M. Berthelot a démontré que toutes les réactions indiquées par Berthollet ne sont dues ni à l'insolubilité ni à la volatilité des corps formés. Il a mesuré la chaleur de formation des principaux corps, oxydes, sulfures, chlorures, etc., ainsi que la chaleur de dissolution, la chaleur dégagée par toutes les combinaisons et il a reconnu le *principe du travail maximum* : la réaction qui s'accomplit entre deux ou plusieurs corps simples ou complexes est celle qui peut dégager la plus grande quantité de chaleur.

146. Principaux genres de sels. — 1° **Azotates.** — Les azotates sont des sels dérivés de l'acide azotique. Quelques-uns sont naturels (azotate de potassium ou salpêtre, azotate de sodium ou salpêtre du Chili). On les obtient artificiellement en faisant réagir l'acide azotique sur un métal, sur son oxyde ou sur son carbonate.

Ils sont solubles dans l'eau, excepté le sous-azotate de bismuth (ou bismuth employé en pharmacie).

La chaleur les décompose en éliminant l'oxygène : c'est pour cette raison qu'ils jouent le rôle d'oxydants énergiques. Jetons un peu de salpêtre sur des charbons rouges, on entend un crépitement et l'oxygène dégagé facilite la combustion ; c'est un moyen de reconnaître les nitrates.

2° **Sulfates.** — Nous avons indiqué déjà que l'acide sulfurique pouvait donner deux genres de sels : les sulfates acides et les sulfates neutres. On les obtient en faisant agir de l'acide sulfurique sur un métal, sur son oxyde ou sur son carbonate.

Presque tous les sulfates sont solubles dans l'eau ; le sulfate de calcium (plâtre) est peu soluble, les sulfates de baryum et de plomb sont insolubles.

3° **Carbonates.** — Les carbonates dérivent de l'acide carbonique CO^2H^2 , acide bibasique dont on ne connaît que l'anhydride carbonique CO^2 (gaz carbonique). Les carbonates sont insolubles dans l'eau, sauf les carbonates alcalins (carbonates de potassium, de sodium, d'ammonium).

La chaleur décompose facilement les carbonates, sauf les carbonates alcalins, il y a dégagement de gaz carbonique (voir préparation de la chaux).

Les carbonates font effervescence avec les acides ; versons un acide quelconque sur un calcaire (fig. 105), il se forme des bulles de gaz carbonique. Cette effervescence permet de reconnaître les carbonates.

4° **Phosphates.** — Nous avons vu p. 56 que l'acide phosphorique ordinaire est tribasique. Il peut donner trois genres de sels : les phosphates monobasiques, les phosphates bibasiques et les phosphates tribasiques ou neutres. Les phosphates tribasiques ou neutres sont insolubles sauf les phosphates neutres à base alcaline qui sont solubles.



FIG. 105. — COMMENT ON RECONNAIT UN CARBONATE.

Dégagement du gaz carbonique quand on fait agir un acide sur un carbonate.

CHAPITRE III

LE POTASSIUM, LE SODIUM ET LEURS COMPOSÉS

POTASSIUM ET SODIUM

147. Les deux métaux : le potassium et le sodium, ainsi que leurs composés, présentent assez d'analogie pour qu'on puisse les étudier parallèlement.

POTASSIUM (K).

Métal solide, mou comme de la cire, blanc, brillant quand il est fraîchement coupé. Fond à 62 degrés.

S'oxyde très facilement. Décompose l'eau pour lui prendre son oxygène.

Expérience. — Mettre un fragment de potassium dans de l'eau, il y a formation de potasse et l'hydrogène qui se dégage prend feu.

Sans usages importants. Ne présente de l'importance que par ses composés.

SODIUM (Na).

Même aspect que le potassium. Fond à 95 degrés.

Les propriétés chimiques du sodium sont presque identiques à celles du potassium, sauf l'intensité qui est un peu moindre.

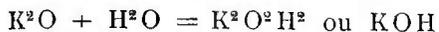
Sans usages importants. Ne présente de l'importance que par ses composés.

Les *principaux* composés du potassium et du sodium sont :

Composés du potassium.	{ Potasse caustique. Chlorure de potassium. Carbonate de potassium ou potasse du commerce. Azotate de potassium ou Salpêtre. Bisulfite de potassium. Sulfate de potassium.
Composés du sodium.	{ Soude caustique. Chlorure de sodium ou Sel marin. Carbonate de sodium ou Soude du commerce. Azotate de sodium ou Nitrate de soude ou salpêtre du Chili. Bisulfite de sodium. Sulfate de sodium.

POTASSE CAUSTIQUE (KOH)

L'oxyde de potassium K^2O n'a pas d'usages. En s'hydratant il devient la potasse caustique.



Préparation. — Se prépare en décomposant le carbonate de potassium par la *chaux éteinte*, aussi l'appelle-t-on *potasse à la chaux*.

Propriétés. — Se présente en plaques blanches dures, cassantes. Soluble dans l'eau. Exposée à l'air, elle absorbe de la vapeur d'eau et tombe en déliquescence. Absorbant ensuite le gaz carbonique de l'air, elle se transforme en carbonate également déliquescence.

Base très énergique. Poison corrosif violent. Brûle la peau. Purifié avec de l'alcool, on l'appelle *potasse à l'alcool*.

Usages. — Employée dans la fabrication des savons mous. En médecine, employée comme caustique (pierre à cautéré).

SOUDE CAUSTIQUE (NaOH)

L'oxyde de sodium Na^2O n'a pas d'usages. En s'hydratant, il se transforme en soude caustique $NaOH$.

Préparation. — Analogue à celle de la potasse caustique, on remplace le carbonate de potassium par du carbonate de sodium (*soude à la chaux*). Purifiée avec de l'alcool (soude à l'alcool.)

Propriétés. — Les propriétés de la soude caustique présentent la plus grande analogie avec celles de la potasse caustique.

Exposée à l'air, elle tombe en déliquescence, puis, sous l'action du gaz carbonique, se transforme en carbonate efflorescent. Base énergique. Poison.

Usages. — Utilisée dans la fabrication des savons durs; dans l'épuration du pétrole, etc.

CHLORURE DE POTASSIUM

148. État naturel et extraction. — Le chlorure de potassium (KCl), *très employé en agriculture comme engrais potassique*, s'extrait principalement d'un sel appelé *sylvinite* que l'on trouve dans les gisements de potasse d'Alsace.

La *sylvinite* est un mélange de chlorure de potassium et de chlorure de sodium. Pour en extraire le chlorure de potassium, on opère de la manière suivante :

Le minerai concassé, au sortir de la mine, à l'aide de *broyeurs mécaniques* (fig. 107), est lavé avec une dissolution saturée chaude de sel marin (chlorure de sodium); le chlorure de potassium du minerai se dissout seul et comme il est plus soluble à chaud qu'à froid que le chlorure de sodium, il se dépose seul par refroidissement dans de grands bacs cristalliseurs (fig. 108).

On obtient ainsi un chlorure de potassium commercial renfermant 80 à 95 pour 100 de chlorure de potassium pur et dosant 50 à 60 pour 100 de potasse, plus riche que le chlorure de potassium des usines allemandes de Stassfurt.

On retire encore du chlorure de potassium du raffinage des sels de betterave, des cendres de varechs ou des eaux mères des marais salants; mais ces sources de chlorures de potassium sont peu importantes à côté de celles que présentent les mines de potasse d'Alsace.

149. Propriétés. — Le chlorure de potassium pur se présente en cristaux incolores inaltérables à l'air et d'une saveur

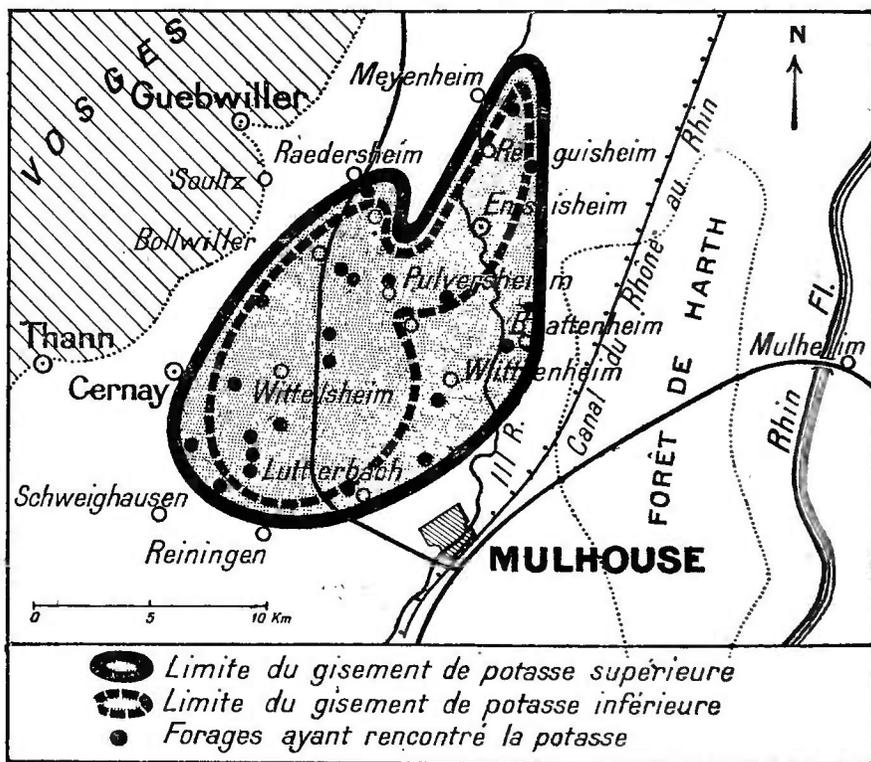


FIG. 106. — LES GISEMENTS DE POTASSE EN ALSACE.

salée. Celui du commerce est très légèrement jaunâtre. Il est très soluble dans l'eau, plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Jeté sur des charbons ardents, il crépite par suite de la vaporisation de l'eau interposée entre les cristaux.

150. Usages. — Le chlorure de potassium est très employé en agriculture : il est facilement assimilable par les plantes et

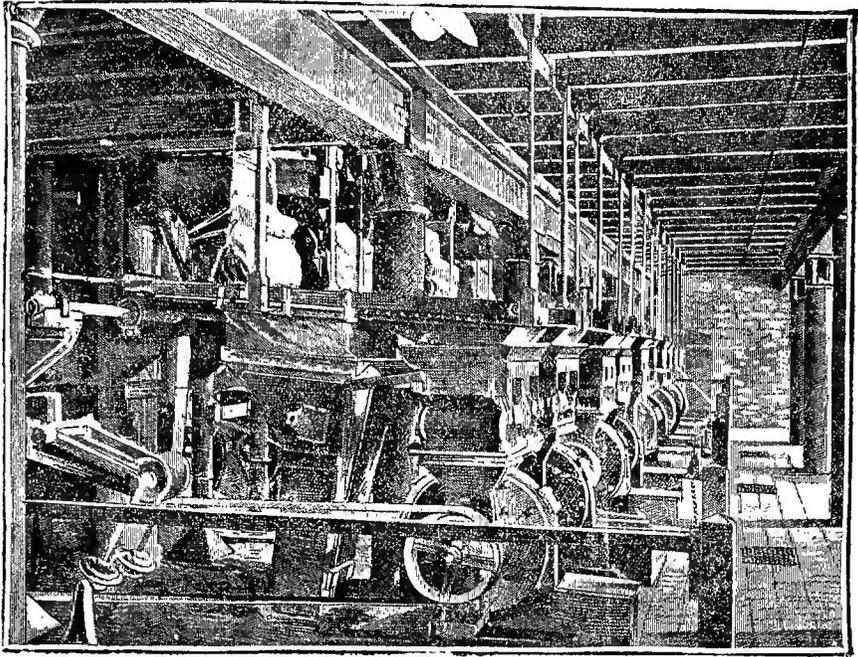


FIG. 107. — BROYAGE DES SELS BRUTS DE POTASSE.

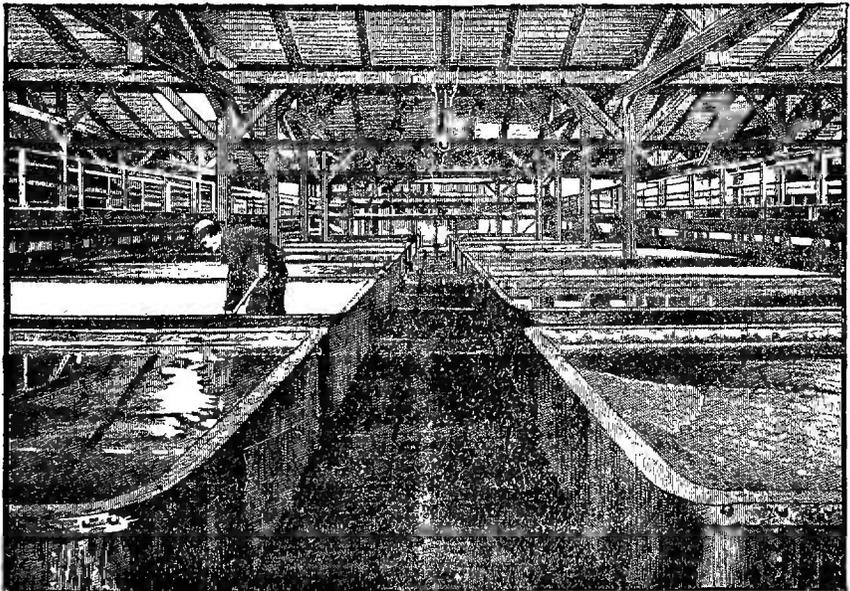


FIG. 108. — DÉPÔT DU CHLORURE DE POTASSIUM DANS LES BACS.

jouit de l'excellente propriété de ne pas être entraîné dans les couches profondes du terrain à cause du pouvoir absorbant du sol pour les sels de potasse (voir Rôle du chlorure de potassium dans les différents sols, achat, etc., chimie agricole.)

Le chlorure de potassium sert aussi à transformer l'azotate de sodium (ou nitrate de soude) en azotate de potassium (ou salpêtre).

CHLORURE DE SODIUM OU SEL MARIN

151. État naturel. — Le chlorure de sodium (NaCl) existe dans l'eau de mer à l'état de dissolution (*sel marin*) : 1 litre d'eau de mer renferme environ 25 grammes de sel marin. Il existe également dans quelques lacs et sources salés.

A l'état solide (*sel gemme*), il forme des gisements considérables dans certains terrains, notamment en Pologne où se trouvent les mines les plus célèbres.

152. Extraction. — 1° *Extraction du sel gemme.* — On le retire des mines à l'état solide lorsqu'il est *pur* (Wieliczka en Pologne) et on le livre directement au commerce. Lorsqu'il est *impur*, on l'extrait par dissolution dans l'eau et l'on évapore cette dissolution : on pratique des trous de sonde dans lesquels on envoie l'eau et à l'aide d'une pompe on retire l'eau devenue salée.

Dans l'Est de la France, à Dieuze, à Salins où le sel est mélangé à des matières terreuses, on fait arriver l'eau dans une série de galeries et on la retire ensuite à l'aide de pompes aspirantes pour la soumettre à l'évaporation.

2° *Extraction du sel marin* (fig. 109). — *Principe.* — On amène les eaux de mer soit à l'aide de machines élévatoires (Méditerranée), soit naturellement à l'aide des marées (Océan), dans de vastes bassins (*vasières*) où elles se clarifient. On fait ensuite écouler ces eaux dans de petits bassins où elles se concentrent par évaporation, puis dans d'autres bassins plus petits et peu profonds (*tables salantes*) où le sel se dépose.

On recueille le sel en petits tas ; les sels déliquescents (chlorure et sulfate de magnésium) sont peu à peu éliminés par l'eau qui s'écoule. On obtient ainsi le *sel gris*. Ce sel gris est ordinairement raffiné par dissolution et évaporation avant d'être livré à la consommation.

153. Propriétés. — Le chlorure de sodium ou sel marin est un corps solide, blanc, cristallisé en cubes agglomérés en trémies.

Il est soluble dans l'eau (1 litre d'eau dissout 360 grammes de sel) ; la solubilité n'augmente pas avec la température.

Il crépite quand on le jette sur des charbons ardents : l'eau d'interposition entre les cristaux se vaporise et fait éclater les cristaux.

Quand il est impur (*sel gris de cuisine*, contenant des sels

de magnésium déliquescents), il absorbe la vapeur d'eau contenue dans l'air et devient humide, il est déliquescent.

154. Usages. — Le sel marin est très employé dans l'alimentation de l'homme et des animaux.

On l'utilise comme antiseptique dans la conservation des

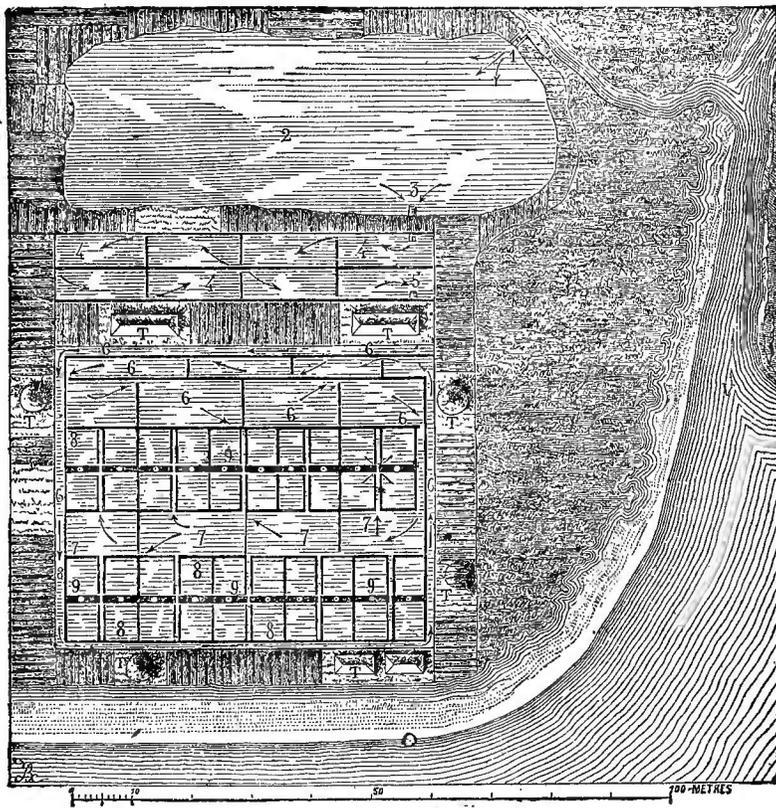


FIG. 107. — MARAIS SALANTS.

Les chiffres inscrits sur la figure indiquent la marche suivie par l'eau de mer : 1, 2, 3 (vasières), 4, 5, 6, 7 bassins d'évaporation, 8, 9 (tables salantes), T, tas de sel.

matières alimentaires viande de porc salée, légumes (haricots) conservés au sel, etc.

Le sel marin est quelquefois employé *comme engrais* à la dose de 100 à 200 kilogrammes par hectare; ce sont des sels de rebut que l'on emploie, saumures, etc.

D'après Déhérein, le chlorure de sodium agit parce qu'il se transforme dans les terrains non dépourvus de potasse en chlorure de potassium (voir Chimie agricole, p. 11).

Le sel marin à dose un peu forte dans les sols est une

matière vénéneuse; d'après MM. Berthault et Paturel la vigne meurt dans les sols ayant 1^{er},72 de sel par kilogramme de terre à la surface, et 2^{er},66 dans le sous-sol.

CARBONATE DE POTASSIUM CO³ K².

Ce que l'on appelle *potasse* dans le commerce est du carbonate de potassium plus ou moins mélangé à des sels étrangers.

Extraction. — On extrait la potasse du commerce des cendres des végétaux terrestres ¹, des vinasses de betteraves ², du suint des moutons ³ (ce sont les *potasses naturelles*).

Les *potasses artificielles* se préparent à l'aide du *procédé Leblanc* : le chlorure de potassium des gisements saïns de Stassfurt est d'abord transformé en sulfate de potassium; puis ce sulfate de potassium est calciné dans un four avec un mélange de carbonate de calcium et de charbon.

Propriétés. — Le carbonate de potassium sec est blanc. Il absorbe facilement l'humidité de l'air, c'est un sel déliquescent. Soluble dans l'eau; sa dissolution est fortement alcaline, elle bleuit le papier rouge de tournesol.

Usages. — Le carbonate de potassium pourrait être employé en agriculture comme engrais potassique; son prix trop élevé en empêche l'emploi. Les cendres de bois sont utilisées en agriculture comme engrais parce qu'elles contiennent du carbonate de potassium. On l'emploie encore pour préparer l'eau de Javel, pour fabriquer les savons mous, le cristal et les verres de Bohême et enfin en viticulture dans la préparation des bouillies au sulfate de cuivre pour neutraliser l'acidité de ce sulfate (voir sulfate de cuivre, page 174).

CARBONATE DE SODIUM CO³ Na².

Ce que l'on appelle improprement *soude* dans le commerce est du carbonate de sodium plus ou moins mélangé à des matières étrangères.

Extraction. — On extrait la soude du commerce des cendres de plantes marines (soude naturelle). La soude artificielle se prépare en partant du sulfate de sodium (*procédé Leblanc* analogue à celui employé pour la préparation du carbonate de potassium) ou du chlorure de sodium (*procédé Solvay* ou *procédé à l'ammoniaque*, fournissant une soude plus pure).

Propriétés. — Le carbonate de sodium sec est une poudre blanche. Sa dissolution cristallise en gros cristaux (de là le nom vulgaire de *cristaux de soude* ou simplement *cristaux*, qu'on lui donne dans le commerce), les cristaux exposés à l'air perdent leur eau et deviennent opaques. Ils sont très solubles dans l'eau.

Usages. — Le carbonate de sodium est employé en viticulture, dans la préparation des bouillies au sulfate de cuivre pour neutraliser l'acidité de ce sel. Il est très employé par les ménagères pour le nettoyage des ustensiles de cuisine, du linge (à petite dose, parce qu'il brûlerait le linge).

On l'utilise dans la fabrication du verre, des savons durs et d'une foule de produits chimiques.

1. Si les ménagères emploient les cendres de bois pour lessiver le linge, c'est à cause de la potasse que contiennent ces cendres.

2. Quand on a retiré le sucre de la betterave, il reste des résidus sirupeux que l'on nomme *mélasses*. On les fait fermenter, puis on les distille; on en retire de l'alcool et il reste un liquide, les *vinasses*, qui contient tous les sels minéraux formés par la betterave.

3. La laine du mouton est imprégnée d'une matière appelée *suint*, formée de sucr et de potasse.

Le bicarbonate de sodium, appelé encore *bicarbonate de soude*, ou *sel de Vichy*, existe dans les eaux minérales alcalines de Vichy, de Vals, etc. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz carbonique sur des cristaux de carbonate de sodium. Il est soluble dans l'eau. On l'emploie dans la fabrication des eaux de Seltz et des eaux gazeuses artificielles (voir fabrication de l'eau de Seltz dans les ménages, gaz carbonique, p. 96).

AZOTATE DE POTASSIUM

OU NITRATE DE POTASSE, OU SALPÊTRE

155. État naturel et extraction. — Nous avons vu (Acide azotique, état naturel, p. 43) que, sous l'action d'un ferment appelé *ferment nitrique*, il se forme dans le sol de l'acide azotique ou acide nitrique qui ne reste pas à l'état libre et se combine avec certains corps (bases) pour former des *nitrates très utilisés par les plantes* (voir Nitrification et formation des nitrates dans le sol, Chimie agricole, p. 11).

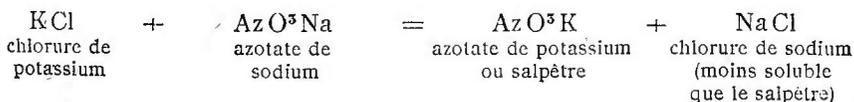
C'est ainsi qu'il se forme du nitrate de calcium, du nitrate de magnésium, du nitrate de potassium (AzO^3K) ou salpêtre qu'on rencontre en efflorescences (ressemblant à de légers flocons de neige) sur les murs des lieux humides, caves, écuries.

Ces nitrates, étant solubles dans l'eau, sont entraînés par les eaux pluviales et ne peuvent, malgré l'intensité du phénomène qui leur donne naissance, s'accumuler dans le sol. L'agriculteur ne peut donc songer à les extraire, les plantes en tirent parti dans une certaine mesure.

L'agriculteur cependant peut faciliter la formation des nitrates et empêcher le départ des nitrates formés par l'établissement de nitrières artificielles (voir Chimie agricole, nitrières artificielles, *composts*, p. 74).

On retirait autrefois le salpêtre du lessivage des terres de l'Inde, de l'Égypte, des plâtres des vieux murs, des matériaux accumulés pour constituer les nitrières artificielles.

Actuellement presque tout le salpêtre que l'on emploie *provient de la transformation de l'azotate de sodium* (ou nitrate de soude) *du Chili à l'aide du chlorure de potassium*; le mélange des dissolutions de ces deux sels détermine la formation de deux sels inégalement solubles et par suite séparables l'un de l'autre :



156. Propriétés. — L'azotate de potassium, ou nitre, ou salpêtre, est un sel blanc, cristallisé, d'une saveur fraîche et piquante. Très soluble dans l'eau (plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide).

Chauffé au rouge, il se décompose en dégageant de l'oxygène :

Expérience I. — Jeter un peu de salpêtre sur des charbons incandescents ou dans un foyer quelconque, il fuse vivement, cède de l'oxygène et active la combustion. Le salpêtre est un oxydant très énergique.

Expérience II. — Faire un mélange de charbon de bois en poudre, de soufre et de salpêtre; ce mélange brûle avec une grande vivacité grâce à l'oxygène fourni par le salpêtre.

Ce sont les propriétés oxydantes du salpêtre que l'on utilise dans la fabrication de la poudre.

La *poudre*¹ est constituée par un mélange de salpêtre, de soufre et de charbon (expérience II) dont les proportions varient suivant les usages auxquels on la destine.

La poudre de chasse, par exemple, contient :

Salpêtre.	.	78 parties.
Soufre	.	10 —
Charbon	.	12. —

La combustion de ce mélange donne naissance surtout à de l'azote, à du gaz carbonique. Ces gaz, étant comprimés dans un espace réduit et portés à une haute température, acquièrent une très grande force élastique qui chasse la balle.

La meilleure poudre pour une arme donnée est celle qui brûle complètement pendant le temps que met le projectile à sortir de l'arme, et non pas instantanément, afin que toute la force de projection que donnent les gaz agisse progressivement.

Les anciennes poudres de guerre et de mine ne sont plus guère employées, elles ont été remplacées par la poudre sans fumée et la dynamite.

L'agriculteur qui désire faire disparaître les blocs de rochers gênant la culture (masses rocheuses émergeant du sol des prairies, vignes, etc.), doit employer de préférence la dynamite dont la force de projection est plus grande (voir Dynamite, p. 214).

157. Usages. — Le nitrate de potasse serait tout indiqué aux agriculteurs pour fournir de l'azote et de la potasse aux plantes si son prix n'était pas trop élevé; on lui préfère le *nitrate de soude*. L'agriculteur n'emploie qu'indirectement le nitrate de potasse produit dans les composts, sortes de nitrières artificielles très utilisées en agriculture (voir Chimie agricole, p. 11).

1. La poudre de chasse surtout.

AZOTATE DE SODIUM, OU NITRATE DE SOUDE

158. — L'*azotate de sodium* ou *nitrate de sodium* (AzO^3Na) est un composé des plus employés en agriculture comme engrais azoté pour fournir de l'azote aux plantes¹

On ne le prépare pas industriellement. Il existe tout formé dans certains terrains du Chili, du Pérou, de la Bolivie, où il se présente en couches très étendues de 0^m,25 à 5 mètres d'épaisseur. Il est alors mélangé avec du sable, de l'argile, de pé-



FIG. 110. — TERRAINS NITRATÈRES EN EXPLOITATION

tites quantités de sel marin, de sulfate de potasse, de soude; de chaux, de sels de magnésie, un peu de nitrate de potasse, etc. Ce nitrate de soude brut prend le nom de *caliche*.

Les bancs de *caliche* sont situés à une profondeur variable de 0^m,50 à 3 mètres, au-dessous de la surface du sol.

Pour l'extraction, on opère d'abord un sondage jusqu'à la couche de *caliche*, puis on élargit le trou de sonde afin d'y mettre une poudre brisante de mine à explosion lente, qui soulève le terrain et le rend accessible à l'exploitation (fig. 110).

1. La France, en 1870, ne consommait que 23 000 tonnes de nitrate de soude; en 1890, elle en consommait 216 000 tonnes; en 1900, 250 000 tonnes.

L'exportation du nitrate de soude du Chili, en 1900, a été de 1 349 890 tonnes.

Les blocs de caliche sont transportés aux usines pour être débarrassés des impuretés qu'ils contiennent. Comme ils sont très durs, ils sont tout d'abord réduits en morceaux à l'aide de *concasseurs mécaniques*.

Les fragments obtenus sont introduits dans de grandes chaudières contenant de l'eau chauffée à l'aide de serpentins dans lesquels circulent de la vapeur : le nitrate de soude étant très soluble, abandonne les matières étrangères insolubles. La dissolution chaude de nitrate de soude accompagné de sel marin est envoyée ensuite dans de grands bacs (*bacs de cristallisation*, (fig. 111) où elle se refroidit; le nitrate de soude se dépose par le refroidissement sous forme de cristaux, tandis que le sel

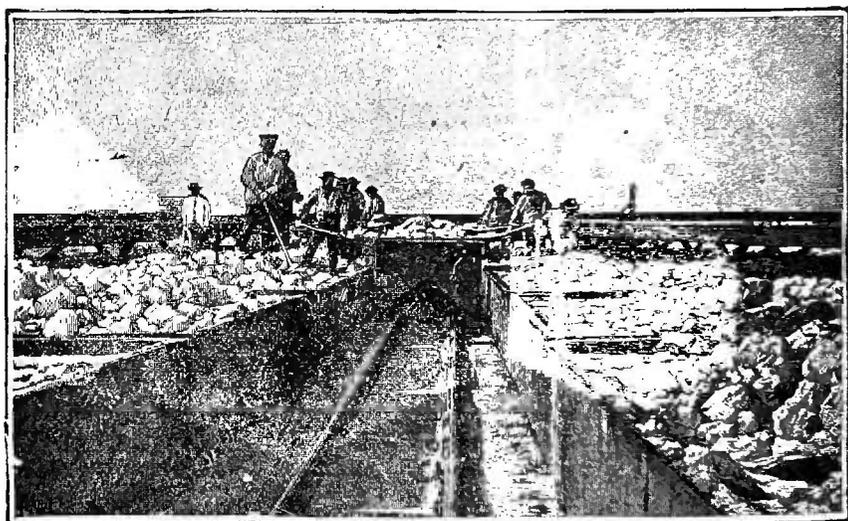


FIG. 111. — BACS DE CRISTALLISATION DE NITRATE DE SOUDE.

marin aussi soluble à froid qu'à chaud, reste tout entier dans le liquide.

On obtient ainsi un nitrate de soude contenant 94 à 96 pour 100 de nitrate de soude pur.

159. Propriétés. — Le nitrate de soude pur est blanc. Les nitrates du commerce mélangés de 3 à 5 pour 100 d'impuretés se présentent ordinairement avec une coloration grisâtre; ils contiennent comme moyenne 95,5 pour 100 de nitrate de soude pur correspondant à 15,7 pour 100 d'azote, alors que le nitrate de soude pur correspond à 16,47 pour 100 d'azote.

Pour reconnaître approximativement la pureté du nitrate de soude on met sur une pelle des charbons ardents et on y jette une poignée de nitrate. S'il est pur, il crépite vivement et une

lumière rappelant celle des feux de Bengale se produit. La combustion terminée, on examine s'il y a sur la pelle un résidu de sable ou de débris de verre, substances qui servent assez souvent à la falsification du nitrate.

On peut aussi, pour reconnaître la présence du verre et du sable dans le nitrate, faire dissoudre une petite quantité de ce sel dans l'eau; après dissolution le sable et le verre se déposent¹.

Le nitrate de soude a une saveur fraîche et légèrement salée. Il est très soluble dans l'eau.

Le nitrate de soude, par lui-même et par les impuretés qui l'accompagnent, absorbe facilement l'humidité de l'air; il se mouille de plus en plus à la longue. Aussi faut-il le conserver dans des lieux secs sous peine de le perdre en partie et même complètement sous forme de dissolution s'échappant facilement du sac le contenant.

Les sacs contenant le nitrate de soude s'imprègnent de sa dissolution, et en absorbent jusqu'à 1 kilogramme; ces sacs vides et mis en tas peuvent alors s'enflammer.

160. Usages: — Le nitrate de soude est très employé en agriculture comme engrais azoté (voir Emploi du nitrate de soude, achat, etc., Chimie agricole, p. 147). Ce composé est employé encore dans la préparation de l'azotate de potassium ou salpêtre.

BISULFITES DE PÔTASSIUM ET DE SODIUM

161. Les bisulfites de potassium et de sodium sont employés en viticulture dans le traitement des moûts et des vins; on emploie surtout le bisulfite de potassium, sel blanc cristallisé, soluble dans l'eau, pouvant céder la moitié de son poids d'acide sulfureux. Ces bisulfites ont la propriété de céder du gaz sulfureux sous l'action des acides du vin. C'est donc par le gaz sulfureux qu'ils exercent leur action².

SULFATE DE PÔTASSIUM

162. État naturel et extraction. — Le sulfate de potassium (SO^4K^2) ou sulfate de potasse, très employé en agri-

1. Le commerce vend ordinairement le nitrate de soude avec garantie de 15 à 16 pour 100 d'azote.

2. Voir *Le vin* (Encyclopédie des connaissances agricoles), par E. Chancrin

culture comme engrais fournissant de la potasse aux plantes (presque aussi employé que le chlorure de potassium), était fourni avant la guerre par les usines allemandes de Stassfurt qui le tiraient de la *kainite* (sel brut contenant 21 pour 100 de sulfate de potassium, 2 pour 100 de chlorure de potassium avec une certaine quantité de sels de magnésie et de chlorure de sodium). On le fabrique actuellement en traitant le chlorure de potassium préparé par les usines des mines de potasse d'Alsace (voir chlorure de potassium, page 115) par de l'acide sulfurique. On retire également le sulfate de potasse des salins de betteraves.

163 Propriétés. — Le sulfate de potassium, quand il est pur, est blanc, à saveur amère. Le sulfate du commerce n'est jamais complètement pur; il renferme 90 à 96 pour 100 de sulfate pur. C'est un sel soluble dans l'eau.

164. Usages. — Le sulfate de potassium, employé comme engrais potassique, doit être plus particulièrement utilisé dans les terres argileuses pauvres en calcaire et à sous-sol imperméable; on l'emploie dans tous les sols et sur toutes les cultures, spécialement sur la culture du tabac (dose ordinaire, par hectare, 200 à 250 kilos) (voir *Chimie agricole*, page 180).

SULFATE DE SODIUM

Le sulfate de sodium (SO_4Na_2), ou sulfate de soude, que l'on prépare dans l'industrie en faisant agir de l'acide sulfurique sur du chlorure de sodium, n'est pas employé en agriculture comme le sulfate de potassium. C'est un sel blanc, d'une saveur fraîche et amère, soluble dans l'eau. Il est très employé en médecine vétérinaire comme purgatif.

CHAPITRE IV

SELS AMMONIACAUX

165. — Les *sels ammoniacaux* résultent de la combinaison (par simple addition) des principaux acides (acides chlorhydrique, azotique, sulfurique) avec le gaz ammoniac (voir Ammoniac, page 48).

EXEMPLES. — Le chlorhydrate d'ammoniac $\text{Az H}^3, \text{H Cl}$.
L'azotate d'ammoniac $\text{Az O}^5 \text{H}, \text{Az H}^3$.
Le sulfate d'ammoniac $\text{SO}^4 \text{H}^2, 2 \text{Az H}^3$.

Mais, comme ces combinaisons se comportent comme de véritables sels¹ on considère les sels ammoniacaux comme étant formés par un acide dont l'hydrogène aurait été remplacé par un métal, l'ammonium² (Az H^4).

Le chlorhydrate d'ammoniac prend alors le nom de chlorure d'ammonium et se représente par $\text{Az H}^4 \text{Cl}$.

L'azotate d'ammoniac prend alors le nom d'azotate d'ammonium $\text{Az O}^5 \text{Az H}^4$.

Le sulfate d'ammoniac prend alors le nom de sulfate d'ammonium $\text{So}^4 (\text{Az H}^4)^2$.

Les *principaux sels ammoniacaux* sont : le *chlorure d'ammonium* ou *sel ammoniac*; le *sulfate d'ammonium* ou *sulfate d'ammoniac*; le *carbonate d'ammonium* ou *carbonate d'ammoniac*.

LE CHLORURE D'AMMONIUM

OU CHLORHYDRATE D'AMMONIAC, OU SEL AMMONIAC

166. — Le *chlorure d'ammonium* ($\text{Az H}^4 \text{Cl}$), appelé encore *chlorhydrate d'ammoniac* ou *sel ammoniac* se prépare en faisant agir directement de l'acide chlorhydrique sur de l'ammoniaque provenant soit de la distillation des *eaux vannes*³, soit de la distillation des *eaux ammoniacales* provenant de la fabrication du gaz d'éclairage³.

Expérience. — Si on débouche un flacon d'acide chlorhydrique près d'un

1. Voir Définition des sels, p. 45 et 109.

2. Ce métal, l'ammonium, n'a jamais été isolé; on n'en connaît qu'un amalgame.

3. Voir Ammoniac, p. 48.

flacon d'ammoniaque également débouché, les deux gaz qui sortent des flacons se combinent pour donner du chlorure d'ammonium, se présentant sous forme de fumées blanches épaisses (page 50, Expérience 1).

167. Propriétés. — Le chlorure d'ammonium se présente en masses blanches ou grises, translucides, à cassure fibreuse, difficiles à réduire en poudre. Il a une saveur piquante et salée; pas d'odeur. Il est soluble dans l'eau.

Les oxydes métalliques le décomposent à chaud en donnant naissance à un chlorure métallique volatil que la chaleur fait disparaître. On utilise cette propriété dans la *soudure* et l'*étamage* : le sel ammoniac, sur lequel on frotte la pièce à étamer, dissout les oxydes qui encrassent la pièce et les transforme en chlorures métalliques que la chaleur enlève.

168. — Usages. Le sel ammoniac sert à décaper (nettoyer) la surface oxydée de certains métaux, ce qui permet, soit de souder ces métaux entre eux, soit de recouvrir le fer de zinc ou d'étain. On peut l'employer aussi comme engrais fournissant de l'azote aux plantes, mais son prix plus élevé que celui du sulfate d'ammoniac, l'exclut de la pratique agricole, excepté dans des cas très restreints. On utilise encore le sel ammoniac dans les piles électriques Leclanché pour les sonneries électriques.

LE SULFATE D'AMMONIUM OU SULFATE D'AMMONIAC

169. — Le *sulfate d'ammoniac* $\text{SO}_4(\text{AzH}_4)^2$, assez employé en agriculture comme engrais azoté fournissant de l'azote aux plantes, se prépare en faisant agir directement de l'acide sulfurique sur de l'ammoniaque provenant, soit de la distillation des *eaux vannes*, soit de la distillation des *eaux ammoniacales* que donne la fabrication du gaz d'éclairage⁵

170. Propriétés. — Le sulfate d'ammoniac se présente sous la forme de cristaux blancs ayant une saveur piquante et amère, solubles dans l'eau. Ces cristaux crépitent sous l'action de la chaleur.

A l'état pur il contient 21,21 pour 100 d'azote. Mais le sulfate d'ammoniac du commerce n'est pas absolument pur, de sorte que sa couleur et sa richesse en azote sont variables.

1. Voir Ammoniac, p. 48.

Quelquefois le sulfate d'ammoniac se présente avec une couleur brun rougeâtre et contient du *sulfocyanure d'ammonium*¹ (appelé quelquefois communément rhodanammium) très nuisible aux plantes.

Expérience. — Comment on reconnaît la présence du sulfocyanure d'ammonium dans le sulfate d'ammoniac. On dissout une pincée de sulfate d'ammoniac dans un peu d'eau, on ajoute à la dissolution une ou deux gouttes de solution de perchlorure de fer. S'il y a des sulfocyanures, on voit apparaître immédiatement une coloration rouge assez nette.

171. Usages. — Le sulfate de potassium du commerce est très employé en agriculture (voir *Chimie agricole*, action du sulfate d'ammoniac sur les plantes, achat, etc.²).

LE CARBONATE D'AMMONIUM OU CARBONATE D'AMMONIAC

172. — *Le carbonate d'ammonium ou carbonate d'ammoniac* que l'on appelle encore *sel volatil d'Angleterre*³ prend naissance dans la fermentation de l'urine sous l'action d'un ferment⁴ : ce ferment agit sur l'urée, matière azotée et la transforme en carbonate d'ammoniac.

173. Propriétés. — Le carbonate d'ammoniac répand une forte odeur d'ammoniac que l'on constate très bien dans les écuries mal tenues où le fumier séjourne trop longtemps, dans les lieux d'aisances également mal tenus, dans les tas de fumier.

Ainsi que l'a démontré Déhéraïn, le *carbonate d'ammoniac exposé à l'air se décompose en acide carbonique et en ammoniac* : une dissolution de carbonate d'ammoniac exposée à l'air perd d'abord son acide carbonique, puis son ammoniac. C'est le *départ de l'acide carbonique qui permet celui de l'ammoniac*. Si, en effet, comme l'a démontré Déhéraïn, on met une dissolution

1. D'après MM. Müntz et Girard, ce sont surtout les sulfates d'ammoniac provenant de la distillation des eaux du gaz d'éclairage. Le fait actuellement est assez rare cependant, car les usines à gaz savent très bien se débarrasser de ce sulfocyanure.

2. L'azotate d'ammonium ou azotate d'ammoniac $AzO^3 AzH^4$ pourrait servir comme engrais azoté, si son prix n'était pas trop élevé.

3. C'est en réalité un sesquicarbonat d'ammoniac $(CO^3)^2 H^2 (AzH^4)^4 + 2H^2 O$.

4. Le micrococcus ureæ.

de carbonate d'ammoniac sous une cloche remplie d'acide carbonique, celui-ci empêche l'acide carbonique du carbonate d'ammoniac de se dégager et le dégagement de l'ammoniac ne se produit pas.

La démonstration de Déhérain, très importante au point de vue agricole, montre comment on peut éviter les pertes importantes et coûteuses d'azote dans les tas de fumier, pertes résultant du départ de l'ammoniac : il suffit (ainsi que nous le verrons dans la chimie agricole, fumier de ferme) de faire produire dans le tas de fumier beaucoup d'acide carbonique empêchant, comme dans l'expérience de Déhérain, le dégagement de l'acide carbonique du carbonate d'ammoniac formé. Ce dégagement n'ayant pas lieu, celui de l'ammoniac ne peut pas non plus se produire ; la perte est évitée.

AUTRES SELS ET PRODUITS AMMONIACAUX

173 bis. L'azotate ou nitrate d'ammoniaque. — Ce sel renferme, lorsqu'il est pur et sec, 40 pour 100 d'azote utilisable par les plantes ; c'est l'engrais le plus riche en azote, la qualité courante correspond à 30 pour 100 d'azote. Il doit être considéré comme un engrais azoté très actif ayant sa place marquée à côté du nitrate de soude et du sulfate d'ammoniaque¹.

174. Le phosphate d'ammoniaque. — Ce sel est obtenu en recevant l'ammoniaque extraite par distillation des eaux du gaz d'éclairage ou des eaux vannes dans de l'acide phosphorique préparé en traitant les phosphates naturels pauvres par de l'acide sulfurique¹.

Ce sel renferme 28 pour 100 d'azote et près de 50 pour 100 d'acide phosphorique. Son action sur la végétation est très favorable : il offre à la fois aux plantes de l'azote et de l'acide phosphorique sous une forme très assimilable. Ce sel concentré est assez employé comme engrais à l'étranger ; son emploi tend à se généraliser en France¹.

Les eaux ammoniacales et les eaux vannes. — Les eaux ammoniacales provenant de la fabrication du gaz d'éclairage contiennent 12 kilos d'ammoniaque par mètre cube ; les eaux vannes en renferment 2 à 3 kilos. Elles peuvent être employées comme engrais azotés par les cultivateurs, mais comme elles contiennent surtout l'ammoniaque sous forme de carbonate d'ammoniaque, sel caustique pouvant brûler les racines des plantes, on est obligé de les diluer avec de l'eau : les eaux ammoniacales du gaz d'éclairage sont étendues de 10 à 15 fois leur volume d'eau, les eaux vannes de 3 à 5 fois leur volume.

Le crud ammoniac est un produit noirâtre provenant des usines à gaz et constitué surtout par un mélange de sels ammoniacaux et de sulfocyanures. On l'emploie comme engrais azoté en prenant certaines précautions.

1. Voir *Chimie agricole*, p. 147.

CHAPITRE V

LA CHAUX ET LES SELS DE CHAUX

LA CHAUX

175. — Le *calcium* (Ca) est un métal jaune, très altérable à l'air, qui n'a aucun usage, et dont l'oxyde est la *chaux* (CaO) très employée en agriculture.

Les principaux *sels de calcium* (on dit vulgairement *sels de chaux*) sont : le *carbonate de calcium* (ou *carbonate de chaux* ou *calcaire*), le *sulfate de calcium* (ou *sulfate de chaux*), les *phosphates de calcium* (ou *phosphates de chaux*).

176. Préparation de la chaux. — *Principe.* — La chaux se prépare en décomposant du carbonate de calcium (calcaire) par

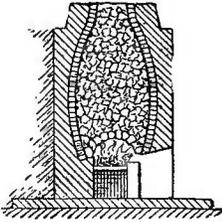


FIG. 112. — FOUR A CHAUX, CUISSON CONTINUE (*four coulant*).

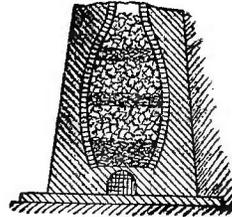
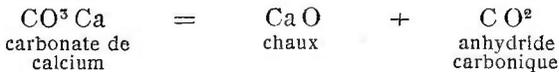


FIG. 113. — FOUR A CHAUX, CUISSON INTERMITTENTE (*four intermittent*).

la chaleur : la chaleur chasse le gaz carbonique et il reste la chaux :



Expérience I. — Prendre un morceau de calcaire (de la craie ou du marbre); le chauffer dans un poêle dont les charbons sont au rouge. Au bout de deux heures, retirer le produit obtenu qui est de la chaux et constater les propriétés de cette chaux.

177. Fabrication de la chaux. — Dans l'industrie, on chauffe le calcaire dans des *fours intermittents* ou des *fours coulants*.

¹° *Fours intermittents* (fig. 113). — Ce sont des fours ayant la forme d'un œuf, en briques réfractaires, dans lesquels on entasse des fragments de cal-

caire formant, à la partie inférieure, une voûte sous laquelle on fait du feu. Quand la cuisson est complète, on laisse éteindre le feu et on défourne, c'est-à-dire on enlève tous les morceaux de chaux obtenus.

2° *Fours coulants* (fig. 112). — Les fours coulants sont formés de deux cônes réunis par leur base, en briques réfractaires. La chaleur est fournie par un foyer latéral dont la flamme et les produits de la combustion arrivent dans le four par trois ouvertures. Après avoir formé une voûte avec de gros morceaux de calcaire, on achève de remplir le four avec des couches alternatives de calcaire et de charbon. La cuisson est continue. Toutes les douze heures, on retire la chaux qui se trouve au bas du four et on charge par le haut, la production est donc continue.

178. Fabrication agricole de la chaux. — L'agriculteur a souvent intérêt à fabriquer lui-même la chaux dont il a besoin, surtout quand le calcaire et le charbon sont à proximité. Dans ce

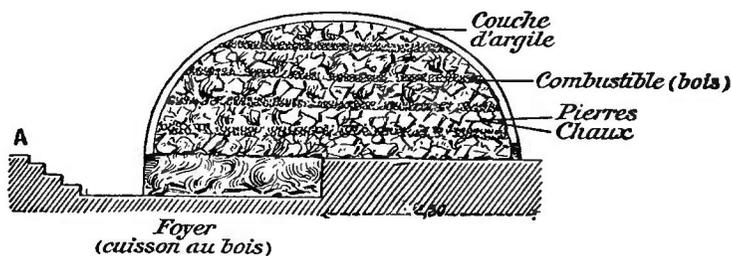


FIG. 114. — FABRICATION AGRICOLE DE LA CHAUX (cuisson en tas).

cas, il doit éviter des installations coûteuses et se contenter de procédés qui n'entraînent pas à de grandes dépenses.

Ces procédés seront les suivants¹ :

1° *Cuisson en tas*. — La disposition du calcaire en tas permet d'opérer la cuisson sans construction spéciale (fig. 114).

On opère de la façon suivante : on dispose une aire circulaire de 5 à 6 mètres de diamètre et on creuse, suivant un rayon, un fossé qui va du centre de l'aire jusqu'à sa circonférence. Ce fossé destiné à recevoir le combustible qui doit allumer le tas, est recouvert d'une voûte en pierres à chaux², laissant quelques vides entre elles, de manière à livrer passage à la flamme. Lorsque cette sorte de conduit ou carneau est construit, on procède à l'établissement du tas en plaçant alternativement des couches de calcaire et de combustible, jusqu'à une hauteur de 4 à 5 mètres. Le nombre des couches alternatives doit être de 15 à 20; les pierres sont placées debout et inclinées légèrement vers le centre du tas.

Comme la chaleur n'est pas égale dans toute la masse, on met les couches de pierre les plus épaisses à l'endroit où la température est le plus élevée, c'est-à-dire au centre; à la circonférence, où elle est le moins élevée, on réduit l'épaisseur des pierres. On obtient ainsi un tas d'une forme arrondie qui, par

1. Les deux procédés que nous indiquons sont de MM. Müntz et Girard, professeurs à l'Institut national agronomique; nous les citons textuellement.

2. On appelle pierres à chaux, les morceaux de calcaire qui, chauffés, donneront la chaux.

sa disposition même, offre une certaine solidité et ne s'écroule pas sous l'action de la cuisson, ni sous celle du retrait qui se produit ensuite.

La construction terminée, on recouvre le tout d'une couche d'argile humide sur une épaisseur de 7 à 8 centimètres et on l'entoure d'une enveloppe de pierres sèches qu'on pose à plat. Pour allumer le tas, on place dans le carneau du bois ou des fagots qu'on enflamme. Lorsque la combustion commence à se produire dans la masse, on ferme le carneau et, de temps en temps, on pratique vers la base du tas des ouvertures qui permettent l'introduction de l'air. Ces ouvertures ou évents sont déplacées graduellement, de manière à obtenir une certaine régularité dans la combustion et à laisser l'air pénétrer successivement dans les différents points de la masse.

La cuisson doit durer cinq à six jours, au bout desquels on peut retirer la chaux. Les trois quarts environ se présentent à l'état de morceaux et l'autre quart à l'état de poussières et de débris mélangés de cendres.

Le combustible qui convient le mieux pour cette cuisson et ce genre de disposition est la houille qu'on peut superposer facilement et qui, formant un combustible peu volumineux, ne disloque pas le tas par sa disparition. Le bois, les fagots, etc., ne sauraient convenir à la cuisson du calcaire opérée par ce procédé.

2° Fours de campagne. — Les fours de campagne s'appliquent particulièrement aux petites fabrications et peuvent être alimentés par du bois, des fagots et en général par les combustibles que l'on a à sa disposition.

Ils sont analogues aux *fours intermittents* (fig. 113) employés dans l'industrie. Nous donnerons tous les détails de construction indiqués par MM. Müntz et Girard :

Les fours de campagne sont constitués par une espèce de cuvette verticale qu'on établit sur le flanc d'une colline, d'un talus, d'un chemin creux, etc. Les parois sont formées des pierres mêmes qu'on emploie à la cuisson, mais d'une assez grande dimension et qu'on pose à sec, en les appuyant contre le talus.

A la partie supérieure de ce four, on laisse une ouverture appelée gueulard, d'environ 1^m.50, et on élargit le four en descendant, de manière à lui donner une largeur d'environ 2^m.50. A la partie inférieure, on établit une voûte formée de grosses pierres calcaires sous laquelle se trouve le foyer communiquant avec le dehors par une sorte de conduit ou carneau également en pierre sèche.

Sur la voûte on commence à placer les morceaux les plus gros, et on finit de remplir en mettant les plus petits à la partie supérieure.

La disposition dans un talus a l'avantage, non seulement de donner de la solidité au four, mais encore d'en permettre l'accès à la partie inférieure, aussi bien qu'à la partie supérieure.

Le foyer est chargé de bois, de souches, de racines et en général de combustibles de qualité inférieure qu'on allume de manière à entretenir, pendant environ vingt-quatre heures, un petit feu destiné à sécher le calcaire et à l'échauffer graduellement. Le lendemain, on active le feu, on amène la température au rouge vif et on la maintient à ce point pendant vingt-quatre à trente-six heures. A partir de ce moment, on modère de nouveau le feu, pour le laisser tomber quelques heures après.

On estime qu'il faut environ 500 à 600 kilogrammes de bois pour chaque mètre cube de chaux obtenue. Les fours peuvent avoir des dimensions variables et donner depuis 10 jusqu'à 50 mètres cubes de chaux.

Par ce procédé, la plus grande partie du bâti se trouve amenée à l'état de chaux vive en même temps que la charge. La voûte et les parties intérieures des parois sont dans ce cas; les pierres extérieures seules échappent à la

cuisson; on les élimine facilement. Le four est démoli après chaque opération; il y a donc une certaine main-d'œuvre qui se renouvelle à chaque cuisson. Aussi ces fours sont-ils souvent construits de manière à pouvoir servir indéfiniment; les parois sont alors formées d'une maçonnerie en briques et le foyer est muni d'une grille et d'un cendrier. La charge et la cuisson se font comme dans le cas précédent. Après le refroidissement, on vide et on nettoie le four qui est prêt à recevoir une nouvelle charge.

Quel que soit le procédé employé, la pratique a reconnu que la présence de la vapeur d'eau et l'arrivée d'un volume d'air considérable favorisent la cuisson. Le calcaire humide, récemment extrait, se cuit plus facilement que le calcaire sec; la décomposition de ce dernier est rendue plus rapide et plus parfaite par un arrosage préalable. Il faut éviter soigneusement les refroidissements brusques et se garder de laisser tomber le feu pendant la marche.

Lorsque la cuisson est terminée, le calcaire a subi une diminution de volume qui est ordinairement de 10 à 20 pour 100.

179. Propriétés.— La chaux pure est blanche, non cristallisée; la chaux du commerce, et surtout celle que l'on obtient dans les fabrications agricoles, est généralement d'un blanc grisâtre.

La chaux telle qu'elle sort des fours porte le nom de *chaux vive*, elle ne contient pas d'eau par suite de la température qu'elle a supportée pendant la cuisson.

La chaux vive est très avide d'eau :

1° Exposée à l'air, qui est toujours plus ou moins humide, elle absorbe de la vapeur d'eau, augmente considérablement de volume (*foisonne*), puis se désagrège (*se délite*) et se réduit en une poudre extrêmement fine.

Cette propriété qu'a la chaux de se réduire en poudre très fine lorsqu'elle est exposée à l'air, est très importante au point de vue agricole; l'activité d'une matière fertilisante, en effet, dépend (ainsi que nous le verrons dans la deuxième partie) beaucoup de son état de division.

2° Lorsqu'on met de la chaux vive dans de l'eau, elle augmente beaucoup de volume, foisonne comme dans le cas précédent, en produisant un dégagement de chaleur considérable (400°) qui vaporise une partie de l'eau employée :

Expérience I. — Entourer incomplètement un morceau de chaux avec une feuille de papier d'étain (une feuille qui sert à ployer le chocolat) et humecter la chaux avec un peu d'eau. Constater la fusion partielle de l'étain.

Dans les deux cas (à l'air et dans l'eau), la chaux vive a absorbé de l'eau qui forme avec elle une véritable combinaison (CaO^2H^2); on dit qu'elle s'est *hydratée* et qu'elle s'est transformée en *chaux éteinte*.

En délayant la chaux éteinte dans une petite quantité d'eau on obtient une bouillie blanche qui a reçu le nom de *lait de chaux*. Le lait de chaux est très employé par les agriculteurs pour blanchir et désinfecter les murs des écuries, des caves, des salles de laiterie, des cuisines, etc.

La chaux (vive ou éteinte) peut servir à désinfecter; car, en effet, elle est caustique, elle brûle et détruit les matières organiques.

La chaux est légèrement soluble dans l'eau : 1 litre d'eau en dissout 1 gramme à 1^{er},5. Si on ajoute à un lait de chaux une certaine quantité d'eau et qu'après avoir agité le mélange, on le laisse reposer, on obtient au-dessus de la chaux déposée un liquide limpide contenant en dissolution un peu de chaux, c'est ce qu'on appelle l'*eau de chaux*.

La chaux (vive ou éteinte), le lait de chaux, l'eau de chaux absorbent facilement l'anhydride carbonique de l'air : la chaux délitée se transforme alors en carbonate de calcium qui se présente sous la forme d'une poussière très fine analogue à la craie; l'eau de chaux se recouvre d'une pellicule blanchâtre de carbonate de calcium cristallisé.

L'eau de chaux ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide.

180. Différentes variétés de chaux. — On obtient des chaux de qualités différentes, suivant la composition des pierres à chaux mises en cuisson :

Chaux grasse. — Elle provient de la cuisson des calcaires à peu près purs ne laissant presque aucun résidu lorsqu'on les dissout dans les acides. Mise dans l'eau, elle augmente beaucoup de volume (2 fois à 2 fois 1/2) et produit un grand dégagement de chaleur. Elle forme avec l'eau une pâte liante et grasse. C'est la chaux grasse qui, pour les usages agricoles et les usages industriels, a le plus de valeur.

Chaux maigre. — Elle provient de la cuisson de calcaires impurs contenant des quantités sensibles de matières sableuses. Elle est grise. Mise dans l'eau, elle augmente à peine de volume et dégage peu de chaleur. Mise dans de l'acide chlorhydrique, elle laisse toujours un résidu sableux, dur au toucher et dont le poids est très variable. Elle forme avec l'eau une pâte peu liante. Sa valeur est bien moins élevée que celle de la chaux grasse.

Chaux hydrauliques. — On appelle chaux hydrauliques des chaux qui font *prises* (se solidifient) sous l'eau. Elles proviennent de la calcination d'un calcaire contenant de 10 à 30 pour 100 d'argile : entre ces limites, la chaux est d'autant plus hydraulique, c'est-à-dire durcit d'autant plus vite, qu'elle contient plus d'argile.

Les chaux hydrauliques sont jaunes; mises dans l'eau, elles s'échauffent très peu et n'augmentent que peu de volume. Elles

forment avec l'eau une pâte qui durcit à peine à l'air, mais qui sous l'eau se solidifie au bout de quelques jours et acquiert peu à peu une très grande dureté.

Vicat a montré qu'on peut faire de la chaux hydraulique en calcinant un mélange de craie et d'argile.

Ciment. — On appelle ciment une variété de chaux qui, mélangée à l'eau, forme une pâte se solidifiant en quelques instants, soit à l'air, soit sous l'eau.

Les ciments proviennent de la cuisson de calcaires contenant de 20 à 40 pour 100 d'argile¹. Ceux que l'on obtient avec des calcaires renfermant 22 pour 100 d'argile sont dits à *prise lente* (ciments de Portland, de Boulogne). Ceux que l'on obtient avec des calcaires contenant de 23 à 40 pour 100 d'argile sont à *prise rapide*.

Les ciments sont appelés encore *plâtres-ciments* parce qu'on peut les gâcher à la truelle comme le plâtre. Ils ne fusent pas dans l'eau. On est obligé de les conserver dans des sacs bien à l'abri de l'humidité.

181. Mortiers. — Les mortiers sont des mélanges à base de chaux destinés à unir entre eux les matériaux de construction. On les divise en *mortiers ordinaires* et en *mortiers hydrauliques*.

Mortiers ordinaires. — Ce sont des mélanges de chaux éteinte et de sable qui durcissent lentement à l'air et acquièrent une grande dureté, mais qui résistent mal à l'action prolongée de l'eau.

La chaux ne peut être employée seule, car en se solidifiant elle subit un retrait qui laisse un vide entre ses différentes parties, le sable fait disparaître cet inconvénient.

Le mortier étant au contact de l'air, la chaux absorbe peu à peu l'acide carbonique de l'air et se transforme en carbonate de calcium dur², adhérant fortement aux matériaux. Les mortiers à chaux maigre résistent moins bien à l'humidité et acquièrent moins de solidité que les mortiers à chaux grasse.

Mortiers hydrauliques. — Ils sont obtenus en mélangeant des chaux hydrauliques avec un peu de sable pour diminuer le retrait. On peut les obtenir aussi en mélangeant des chaux grasses avec des matières argileuses *cuites*, telles que tuiles, poteries,

1. On peut, comme l'a démontré Vicat, obtenir des ciments artificiels en calcinant un mélange de calcaire et d'argile en proportions convenables (ciments Vicat).

2. Appelé encore carbonate de chaux.

briques pilées ou roches volcaniques comme les pouzzolanes (argile poreuse d'origine volcanique¹).

D'après Vicat, lorsque le mortier hydraulique est mis dans l'eau, l'argile ou silicate d'aluminium reprend l'eau qu'elle avait perdue par la cuisson et forme avec la chaux un silicate double d'aluminium hydraté très résistant et insoluble dans l'eau.

Béton. — Le béton est formé par un mélange de mortier hydraulique avec des cailloux. Le béton est fabriqué sur place et appliqué en couches superposées, principalement sur les sols dont on craint l'humidité. Après sa prise, le béton forme une masse compacte d'une grande résistance qui rend de nombreux services dans les constructions (fondations, sols d'écuries, plates-formes à fumier, etc.).

182. Usages. — *La chaux est très employée en agriculture* (voir *Chimie agricole, chaulage* et marnage). Le lait de chaux est également très utilisé par les agriculteurs pour le badigeonnage des murs.

On emploie encore la chaux dans la fabrication des mortiers, du chlorure de calcium, de la potasse, de la soude, du sucre, etc.

LE CHLORURE DE CALCIUM

183. Le chlorure de calcium (CaCl_2) s'obtient en dissolvant de la craie ou du marbre dans de l'acide chlorhydrique et en évaporant la dissolution.

Ce corps est un des sels les plus solubles dans l'eau. Il est très avide d'eau et absorbe très facilement l'humidité de l'air.

On l'emploie *pour dessécher les fruitiers* et y maintenir l'air dans l'état de sécheresse le plus favorable à la conservation des fruits.

CARBONATE DE CALCIUM OU CALCAIRE

184. État naturel. — Le carbonate de calcium (CO_3Ca) ou carbonate de chaux est un des corps les plus répandus dans la nature. On le rencontre dans la plupart des terrains et sous des aspects très divers :

1° A l'état cristallisé, il porte le nom de *spath d'Islande* ou d'*arragonite*, et n'a pas d'importance;

1. Les fameux mortiers, dont se servaient les Romains et qui ont résisté depuis des siècles, étaient faits avec ces pouzzolanes très abondantes près de Vésuve.

2° A l'état non cristallisé, il présente des formes très diverses auxquelles on donne le nom général de **calcaires**.

Parmi les calcaires on peut citer :

1° Les *marbres*, calcaires à peu près purs, blancs ou plus ou moins colorés par du charbon ou des oxydes métalliques.

2° Le *calcaire lithographique*, compact, blanc jaunâtre, sur lequel on peut écrire avec un crayon gras. On l'emploie en lithographie.

3° La *craie*, calcaire d'un blanc laiteux, très friable, tendre, constitué par les débris de coquilles d'animaux microscopiques.

4° Les *calcaires ordinaires* que l'on rencontre dans la plupart des terrains, à la surface du sol ou à une petite profondeur.

Les calcaires ordinaires sont employés comme pierre à bâtir; ils prennent le nom de pierres de taille lorsqu'ils sont en gros blocs. On les distingue en *calcaires durs* ou siliceux et en *calcaires tendres* à grains grossiers formés de débris de coquilles fossiles.

Le carbonate de calcium est très répandu chez les animaux : il entre dans la composition des os¹, il forme plus des 9/10 des coquilles d'œufs, etc.

185. Propriétés. — Le carbonate de calcium quand il est

pur est blanc, presque insoluble dans l'eau pure (1 litre en dissout 13 milligrammes²). Il est plus soluble dans l'eau contenant du gaz carbonique en dissolution, d'autant plus soluble que l'eau contient plus d'anhydride carbonique.

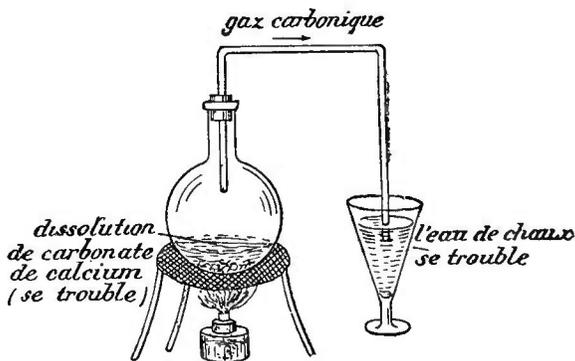


FIG. 115. — Une dissolution de carbonate de calcium dans de l'eau contenant de l'acide carbonique se trouble quand le gaz carbonique se dégage.

Expérience I. — Faire dissoudre un petit morceau de craie dans de l'eau de Seltz.

Expérience II. — Faire passer un courant d'anhydride carbonique dans de l'eau de chaux; celle-ci se trouble par suite de la formation de carbonate de calcium, puis peu à peu s'éclaircit par suite de la dissolution de ce carbonate dans l'eau au fur et à mesure de l'arrivée du gaz carbonique.

Expérience III. — Prenons la dissolution de carbonate de calcium ayant en excès de l'acide carbonique (dissolution que nous venons d'obtenir dans

1. Voir phosphore, p. 52.

2. D'après Schloësing.

l'expérience II), et chauffons-la dans un ballon (fig. 115). Sous l'action de la chaleur le gaz carbonique se dégage et la dissolution se trouble parce que le carbonate de calcium qui était dissous se précipite. On constate le dégagement de gaz carbonique en faisant arriver le tube à dégagement dans de l'eau de chaux, laquelle se trouble également.

Cette propriété explique pourquoi les eaux ordinaires de source ou de rivière contiennent du carbonate de calcium : les eaux pluviales prennent un peu d'anhydride carbonique à l'air, puis en circulant dans la terre elles s'enrichissent encore de gaz carbonique que contient l'atmosphère confinée des sols¹; elles empruntent aux couches du sol qu'elles traversent du carbonate de calcium qu'elles dissolvent. Les eaux naturelles, contenant presque toutes plus ou moins de calcaire, sont une source importante du calcaire des os des animaux.

Certaines eaux très chargées de gaz carbonique dissolvent une assez grande quantité de calcaire. Arrivées à l'air une partie du gaz carbonique se dégage et le calcaire, qui n'était soluble que grâce à ce gaz en dissolution, se précipite, recouvrant les objets plongés dans l'eau d'un enduit pierreux : Exemple *eaux incrustantes ou pétrifiantes* de Sainte-Allyre à Clermont-Ferrand.

Le même phénomène explique la formation de colonnes calcaires qu'on trouve dans les grottes et auxquelles on donne le nom de *stalactites* et de *stalagmites*.

Lorsqu'on chauffe les eaux plus ou moins calcaires, le gaz carbonique se dégage et le calcaire devenant insoluble se dépose, ainsi que nous l'avons vu dans l'expérience III : ce phénomène explique les dépôts calcaires que l'on trouve dans les bouillottes des poêles domestiques, dans les chaudières des machines à vapeur, etc.

Le carbonate de calcium chauffé au rouge se décompose en *chaux vive* et en *gaz carbonique* : c'est sur cette propriété qu'est basée la *préparation de la chaux*²

Comment on reconnaît un calcaire.

— Quand on fait agir un acide sur un calcaire, le gaz carbonique se dégage en bulles soulevant l'acide : on dit que le calcaire fait effervescence avec les acides.

Expérience IV (fig. 116). — Pour reconnaître un calcaire, on prend avec

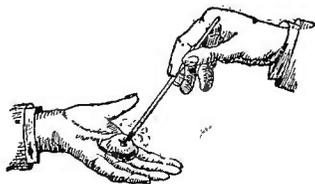


FIG. 116. — COMMENT ON RECONNAÎT UN CALCAIRE.

Gouttes d'acide mises sur un calcaire; effervescence due au dégagement du gaz carbonique.

1. Ce gaz carbonique provient de la combustion lente des matières organiques. D'après Boussingault et Lévy, l'atmosphère confinée des sols renferme 1 pour 100 de gaz carbonique. Les eaux qui circulent dans cette atmosphère contiennent environ 196 milligrammes de carbonate de calcium.

2. Page 131.

une baguette de verre une goutte d'acide que l'on pose sur le morceau de roche à essayer, il y a effervescence si la roche est calcaire.

Dosage d'un calcaire dans les terres (voir *Chimie agricole*, p. 88).

186. Usages. — Les calcaires ordinaires les plus purs servent à la préparation de la chaux¹; en métallurgie ils fournissent de la chaux; le calcaire grossier est utilisé comme pierre à bâtir; la craie est employée pour le polissage des métaux, pour la fabrication de la potasse, de la soude, etc.

Le calcaire joue un rôle considérable dans les sols (voir *Chimie agricole*, terres calcaires, chaulage et marnage).

AZOTATE DE CALCIUM OU NITRATE DE CHAUX

187. — Nous avons vu comment MM. Birkeland et Eyde savants norvégiens ont réussi à fabriquer industriellement l'acide azotique par la combinaison de l'azote de l'air à l'oxygène de cet air, dans un four électrique (p. 41).

Cet acide azotique est utilisé à la *fabrication du nitrate de chaux* : on le fait agir sur du calcaire ou carbonate de chaux, le gaz carbonique se dégage et il se forme du nitrate de chaux².

Le nitrate de chaux (AzO^3)²Ca est soluble dans l'eau. Nous verrons (*Chimie agricole*) le rôle très important qu'il joue dans l'alimentation des plantes par l'azote qu'il fournit. Nous verrons également que le *nitrate de chaux est un engrais* qui sera très employé lorsqu'il pourra être fabriqué à un prix peu élevé.

CHAUX-AZOTE OU AZOTE CALCIQUE OU CYANAMIDE

188. — *La chaux-azote* (CaCAz^3) ou *cyanamide* est un produit pouvant servir en agriculture comme engrais et que l'on obtient en faisant passer un *courant d'azote* (provenant de l'air) sur du *carbure de calcium*³ porté par l'effluve électrique à une température voisine du rouge blanc.

1. Voir fabrication agricole de la chaux, p. 132.

2. En réalité l'opération est plus compliquée.

3. *Le carbure de calcium* C^2Ca est une matière dure, grisâtre que l'on obtient en fondant dans un four électrique un mélange de charbon et de chaux $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{C}^2\text{Ca} + \text{CO}$. Nous verrons que ce carbure de calcium sert aussi à fabriquer un gaz l'*acétylène* très employé pour l'éclairage.

La chaux-azote se présente sous la forme d'une poudre brune contenant de 20 à 22 pour 100 d'azote et 60 pour 100 de chaux.

Au contact de l'eau elle se transforme en *ammoniaque* et en carbonate de chaux.

Nous verrons *Chimie agricole*, le rôle important que ce produit peut jouer en agriculture comme *engrais azoté*.

LE SULFATE DE CALCIUM ET LE PLÂTRE

189. État naturel. — *Le sulfate de calcium* (SO_4Ca) ou *sulfate de chaux* se présente dans la nature à l'état anhydre¹ et à l'état hydraté².

Le sulfate de calcium hydraté (contenant environ 21 pour 100 d'eau) présente seul de l'importance. On le rencontre sous deux formes :

1° En masses compactes, se laissant rayer à l'ongle, de couleur blanc jaunâtre, à texture saccharoïde³, formées par l'enchevêtrement de petits cristaux microscopiques; on lui donne le nom de *gypse* ou *Pierre à plâtre*;

2° En grands cristaux tendres (se laissant rayer à l'ongle), faciles à séparer en lames minces et transparentes; c'est le *gypse en fer de lance*.

190. Propriétés. — Le sulfate de calcium est blanc, sans saveur, très peu soluble dans l'eau (1 litre d'eau en dissout environ 2 grammes à la température ordinaire).

Les eaux contenant du sulfate de calcium en dissolution sont indigestes, impropres au savonnage et à la cuisson des légumes; on les appelle *eaux séléniteuses*.

Chauffé entre 110 et 135 degrés, le *gypse* ou *Pierre à plâtre* perd son eau et se transforme en une masse qui, pulvérisée, prend le nom de *plâtre*.

191. Le plâtre. — Le plâtre est donc du *gypse* ou *Pierre à plâtre* privé de son eau par la cuisson à la température de 120 degrés environ.

1. C'est-à-dire ne contenant pas d'eau.

2. Contenant de l'eau.

3. Ressemblant à du sucre, le sucre est appelé saccharose par les chimistes, d'où texture saccharoïde.

Le plâtre pulvérisé et mélangé (gâché) avec de l'eau, reprend son eau, dégage de la chaleur et *se prend* au bout de quelques instants en une masse solide, dure, formée de cristaux enchevêtrés les uns dans les autres. Cette propriété permet d'employer le plâtre comme mortier dans les constructions.

Si le gypse ou pierre à plâtre a été chauffé vers 160 degrés, le plâtre obtenu reprend très lentement son eau; s'il a été chauffé au rouge, le plâtre obtenu ne peut s'hydrater : c'est ce qui

explique que pour obtenir du bon plâtre il faut chauffer le gypse vers 120 degrés et ne pas dépasser cette température.

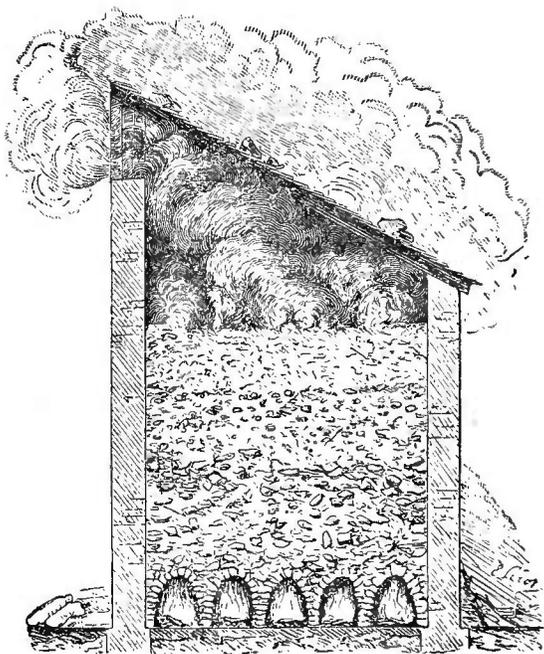


FIG. 117. — CUISSON DE LA PIERRE A PLÂTRE.

Préparation (fig. 117).

— Sous un hangar, on forme de petites voûtes avec de grosses pierres à plâtre et on recouvre celles-ci de fragments plus petits. On allume sous chaque voûte des feux de fagots dont la flamme circule à travers toute la masse; après 8 ou 10 heures de chauffe modérée on laisse refroidir. Le plâtre cuit est broyé sous des meules, tamisé et conservé dans un lieu sec. Dans un lieu humide il absorberait de l'eau, il s'éventerait.

La cuisson des plâtres destinés à l'agriculture se fait souvent dans des fours à feu continu (ressemblent aux fours à chaux) dans lesquels on met des couches successives de pierre à plâtre et de charbon. On obtient ainsi un produit moins blanc et renfermant du sulfure de calcium qui provient de la réduction du sulfate de calcium par le charbon.

Usages du plâtre. — Le plâtre est employé en agriculture comme engrais (voir *Chimie agricole*, plâtrage des terres, p. 200). Le commerce livre à l'agriculture deux espèces de plâtres :

Le plâtre cru ;
Le plâtre cuit.

Le *plâtre cuit* est le plâtre dont nous venons d'indiquer la préparation.

Le *plâtre cru* est tout simplement de la pierre à plâtre n'ayant pas subi de cuisson et pulvérisée. Il est donc *moins cher* que le plâtre cuit puisqu'il n'a subi aucun frais de cuisson¹.

Il est facile de distinguer ces deux espèces de plâtre; il suffit, en effet, d'en mélanger (gâcher) une petite quantité avec de l'eau; le plâtre cru reste en bouillie, tandis que le plâtre cuit se prend en masse compacte.

Les agriculteurs ont intérêt à employer le plâtre cru. — Les expériences d'Isidore Pierre ont en effet démontré, qu'à égalité de sulfate de calcium et à égalité de finesse, le plâtre cru et le plâtre cuit au point de vue agricole s'équivalent.

Le plâtre était employé autrefois pour plâtrer les vins².

Le plâtre, outre les usages agricoles dont nous venons de parler, est très employé pour la construction, pour le moulage des objets: le plâtre que l'on vient de mouiller augmente en effet beaucoup de volume et pénètre ainsi dans tous les replis du moule. Avec le plâtre on fabrique le *stuc*.

Le *stuc* s'obtient en délayant du plâtre dans une dissolution chaude et faible de colle forte (gélatine); après son refroidissement le stuc est susceptible d'être poli, il imite un peu le marbre.

Le *plâtre aluné* s'obtient en trempant du plâtre dans une dissolution de 12 pour 100 d'alun, puis en remettant le tout à la cuisson au rouge sombre; on obtient une matière jouissant des mêmes propriétés que le stuc et résistant mieux aux intempéries de l'air.

PHOSPHATES DE CALCIUM

OU PHOSPHATES DE CHAUX

Nous avons vu³ que l'*acide phosphorique ordinaire* forme avec le calcium trois composés:

Le phosphate monocalcique ou monobasique $(\text{PO}_4)^2\text{H}^4\text{Ca}$;

Le phosphate bicalcique ou bibasique $(\text{PO}_4)^2\text{H}^2\text{Ca}^2$;

Le phosphate tricalcique ou tribasique $(\text{PO}_4)^2\text{Ca}^3$.

1. La pulvérisation est cependant un peu plus coûteuse, car il est plus dur que le plâtre cuit.

2. On ne l'emploie presque plus aujourd'hui (Voir plâtrage des vins, *Fabrication du vin*, Encyclopédie agricole pratique, par E. Chancriu).

3. Composés oxygénés du phosphore, page 56.

Tous ces composés ont une certaine importance au point de vue agricole (voir *Chimie agricole*).

192. Phosphate tricalcique ou phosphate de calcium naturel. — Le phosphate de calcium naturel, très connu encore sous le nom de *phosphate de chaux*, est assez répandu dans la nature. Il existe dans tous les sols en plus ou moins grande quantité; en certains points on le trouve accumulé, formant de véritables gisements. C'est de ces gisements que l'on tire *des engrais phosphatés pour les terres cultivées qui ne sont pas suffisamment riches en acide phosphorique, élément indispensable à la nourriture des plantes.*

Parmi les phosphates de chaux naturels employés en agriculture, nous citerons :

L'apatite : c'est du phosphate de chaux cristallisé mélangé avec certaines matières étrangères; il contient de 60 à 79 pour 100 de phosphate de chaux pur. Il est peu répandu en France.

Les phosphorites : se trouvent surtout dans le Quercy en masses concrétionnées assez dures, de coloration plus ou moins foncée et contenant de 30 à 77 pour 100 de phosphate de chaux.

Les phosphates en nodules ou coprolithes : ce sont des phosphates de chaux paraissant provenir des excréments fossiles de grands reptiles disparus. Ils sont durs, d'un vert grisâtre. On en trouve surtout dans les Ardennes et dans la Meuse, dans la Côte-d'Or, l'Indre, le Cher, etc. Dans les Ardennes, on appelle vulgairement les nodules, *coquins* ou *crottes du diable*. Ils sont généralement accompagnés de beaucoup de coquilles fossiles. Ceux de la Meuse contiennent¹ de 35 à 50 pour 100 de phosphate de chaux pur, ceux des Ardennes¹ 45 à 48 pour 100 accompagnés de carbonate de chaux, d'oxyde de fer et alumine, sables, etc.

Les phosphates arénacés ou sables phosphatés que l'on trouve surtout dans la Somme et le Pas-de-Calais, contenus dans des poches de craie en quantités pouvant varier de 25 à 500 mètres cubes. Ils sont d'un blanc jaunâtre et contiennent en moyenne 70 pour 100 de phosphate de chaux pur.

Les craies phosphatées que l'on trouve dans l'Oise et la Belgique; ce sont des craies contenant de 12 à 35 pour 100 de phosphate de chaux.

Les phosphates noirs, signalés dans ces dernières années le long de la chaîne des Pyrénées françaises et qui sont actuellement l'objet d'une exploitation régulière. Ce sont des nodules noirs contenant de 60 à 75 pour 100 de phosphate de chaux.

Tous ces phosphates, avant d'être livrés aux agriculteurs, subissent un **traitement mécanique** : après les avoir lavés et séchés on les réduit en poudre aussi fine que possible en les faisant passer d'abord dans des concasseurs (formés de disques en fonte à dents puissantes) qui les amènent à la grosseur d'une noisette puis dans des meules. Une double mouture est quelquefois pratiquée.

1. D'après MM. Müntz et Girard.

Dans certaines usines on ne concasse pas le phosphate, mais on le place directement dans les meules (très souvent pour les sables phosphatés); dans ce cas, la mouture est souvent grossière et on est obligé d'avoir recours au blutage¹.

Le degré de finesse des phosphates a une importance très grande au point de vue agricole : l'expérience a en effet montré qu'un engrais phosphaté est d'autant plus efficace qu'il est en poudre plus fine.

Le phosphate tricalcique contenu dans les os. — Nous avons vu (phosphore, composition des os, p. 52) que les os contiennent environ les $\frac{2}{3}$ de matières minérales sur lesquelles 80 pour 100 de phosphate de calcium et 20 pour 100 de carbonate de calcium.

C'est à leur richesse en phosphate de calcium que les os doivent d'être employés en agriculture comme engrais phosphatés.

Les os bruts ou os verts ne sont pas employés directement à cause de la forte proportion de graisse (6 à 12 pour 100) qui rendrait leur effet moins efficace en les protégeant contre les actions dissolvantes du sol. *On les dégraisse* soit par l'eau bouillante, soit à l'aide d'un dissolvant tel que le sulfure de carbone ou la benzine.

Les os *dégraissés* sont ensuite broyés et tamisés. La poudre d'os obtenue contient à la fois des matières minérales (phosphate et carbonate de calcium) et de la matière organique azotée (osséine).

Les os *dégélatinés* sont des os dégraissés dont on a enlevé la matière organique (osséine) pour en faire de la gélatine. Pour dégélatiner les os dégraissés on les chauffe dans des autoclaves à une pression de 2 à 3 atmosphères. Les os sortis de l'autoclave sont blancs; ils ont acquis une grande friabilité qui permet de les réduire en poussières très fines. Les os dégelatinés contiennent de 60 à 70 pour 100 de phosphate de calcium.

193. Action de l'acide sulfurique sur les phosphates naturels (phosphate tricalcique). — **Fabrication des superphosphates.** — Les phosphates naturels minéraux ou animaux ne contiennent l'acide phosphorique qu'à l'état de phosphate tricalcique *insoluble dans l'eau, très faiblement soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique de même que dans les acides faibles comme l'acide acétique ou l'acide citrique à 1 ou 2 pour 100.*

Pour augmenter leur efficacité dans les sols, pour les rendre plus assimilables aux plantes, on a songé à les transformer, par

1. Ont été passés le mélange résultant de la mouture dans une bluterie tamis très fin).

des traitements chimiques, en phosphates solubles dans l'eau.

En réalité, les réactions sont un peu plus complexes. Ainsi que le fait remarquer M. Garola, le superphosphate renferme non seulement du plâtre et du phosphate monocalcique soluble dans l'eau, mais aussi un peu de phosphate tricalcique et du carbonate de calcium inattaqué, du phosphate bicalcique, des phosphates de fer et d'alumine, de l'acide phosphorique libre, etc.

Cette transformation se fait à l'aide de l'*acide sulfurique* : quand on ajoute à du phosphate tricalcique (phosphate naturel) une quantité convenable d'acide sulfurique, cet acide se combine aux $\frac{2}{3}$ de la chaux du phosphate pour former du *sulfate de calcium ou plâtre*; il reste un phosphate appelé *phosphate monocalcique, soluble dans l'eau*.

Le mélange du phosphate monocalcique obtenu, du plâtre formé et de toutes les impuretés du phosphate primitif constitue le superphosphate.

Dans ce mélange complexe, il se produit, *après la fabrication*, des réactions successives qui ont pour effet de modifier l'état de combinaison de l'acide phosphorique, surtout quand le superphosphate a été préparé avec un phosphate renfermant du fer et de l'alumine : le phosphate monocalcique soluble dans l'eau (qui s'est formé dans la fabrication du superphosphate) attaque peu à peu le phosphate tricalcique ainsi que le calcaire non décomposés par l'acide sulfurique, et donne du *phosphate bicalcique insoluble dans l'eau, mais soluble dans le citrate d'ammoniaque*; il agit également sur l'oxyde de fer et d'alumine pour former des phosphates de fer et d'alumine également insolubles dans l'eau, mais solubles dans le citrate d'ammoniaque.

Ce phénomène est celui de la *rétrogradation*¹ qui, au début de la fabrication du superphosphate en France, a jeté un certain trouble dans la vente des engrais phosphatés.

On a reconnu plus tard que cette rétrogradation a peu d'importance pratique au point de vue agricole : de nombreuses expériences ont, en effet, démontré d'une manière indiscutable que le phosphate bicalcique ainsi que les phosphates de fer et d'alumine ont une valeur nutritive pour les plantes à peu près égale à celle du phosphate monocalcique. *L'agriculteur doit donc, pour reconnaître la valeur d'un superphosphate, savoir non seulement quelle est la quantité d'acide phosphorique soluble dans l'eau que contient ce superphosphate, mais aussi l'acide phosphorique soluble au citrate d'ammoniaque.*

1. Dans la pratique, on recherche, pour fabriquer les superphosphates, des phosphates renfermant le moins possible de carbonate de chaux et d'oxydes de fer et d'aluminium, pour avoir à employer une quantité moindre d'acide sulfurique.

En résumé, dans l'achat des superphosphates, l'agriculteur doit se préoccuper :

1° De l'acide phosphorique soluble dans l'eau, qui a le plus de valeur ;

2° De l'acide phosphorique soluble dans le citrate d'ammoniaque qui a une valeur commerciale légèrement moindre que le précédent ;

3° Quant à l'acide phosphorique insoluble à l'eau et au citrate (provenant du phosphate naturel non attaqué par l'acide sul-

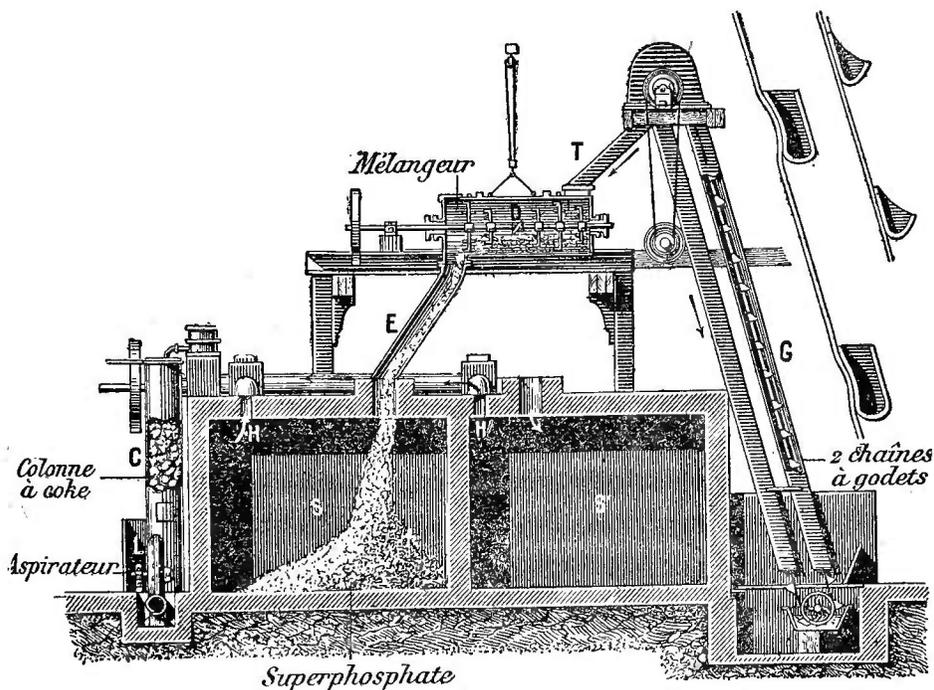


FIG. 118. — FABRICATION DES SUPERPHOSPHATES.

Traitement des phosphates de chaux en poudre par l'acide sulfurique.

furique), il n'a pas plus de valeur que celui des phosphates naturels, dont il provient d'ailleurs. Il n'entre généralement pas en ligne de compte dans l'estimation du superphosphate.

L'acide phosphorique *total* d'un superphosphate est, comme son nom l'indique, tout l'acide phosphorique (soluble et insoluble) que contient ce superphosphate.

Nous verrons (*Chimie agricole*) comment, connaissant ces données, l'agriculteur peut déterminer la valeur en espèces de l'engrais phosphaté à acheter.

Pratique de la fabrication. — Le phosphate sur lequel on veut faire

agir de l'acide sulfurique est réduit en poudre fine à l'aide de concasseurs et de broyeurs, le tout est passé dans des blutoirs en toile métallique (sortes de tamis). La poudre très fine obtenue est envoyée dans des malaxeurs ou mélangeurs (fig. 118), sortes de pétrins mécaniques où est introduit lentement l'acide sulfurique en quantité proportionnelle à la poudre reçue. Lorsque la masse est suffisamment pétriée, le pétrin est vidé et le phosphate mis en tas. Au bout de quelque temps le plâtre formé fait prise, la masse durcit, on la brise à la pioche et, à l'aide de broyeurs, on la réduit en morceaux qui se désagrègent facilement. Des séchoirs enlevant l'excès d'eau donnent au produit un état consistant, ferme, facile à pulvériser et à épandre.

Depuis quelque temps, on emploie de nouveaux appareils (appareils de *malaxage* et de *défournement* Milch, Overmann, Beskow, accompagnés de *machines à râper*) qui permettent d'abaisser le *prix de fabrication*.

Fabrication à la ferme. — Les agriculteurs peuvent, d'après MM. Müntz et Girard, préparer leurs superphosphates d'une manière plus simple.

Sur une étendue de sol bitumé ou cimenté, muni de rebords cimentés formant cuvette, on met le phosphate en couche uniforme, puis on ajoute peu à peu la quantité d'acide sulfurique nécessaire. Toute la masse est remuée vivement avec des râteaux en bois ou en fer et ensuite mise en tas; quand le tas a durci, on l'écrase.

Les usines spéciales livrant les superphosphates à un prix relativement bas, l'agriculteur n'a pas intérêt à fabriquer son superphosphate. De plus, la manipulation de l'acide sulfurique par des ouvriers de la campagne peut présenter des dangers.

Comme le font remarquer MM. Müntz et Girard, la possibilité de fabriquer à la ferme le superphosphate ne peut actuellement que servir de garantie contre une élévation exagérée des prix commerciaux.

Les différents superphosphates. — Les superphosphates varient les phosphates que l'on a employés suivant pour leur fabrication, ce sont : Les *superphosphates provenant d'apatites*, les *superphosphates provenant des phosphorites et des nodules*, les *superphosphates provenant des sables et craies phosphatés*, les *superphosphates provenant des os*, les *superphosphates de noir animal*. (Voir leur composition *Chimie agricole*, p. 172.)

Superphosphates enrichis. — Dans la préparation des superphosphates, on peut remplacer l'acide sulfurique par de l'acide phosphorique issu d'une préparation spéciale, on évite ainsi la formation de sulfate de calcium ou plâtre. Les superphosphates obtenus contiennent jusqu'à 30 à 35 pour 100 d'acide phosphorique soluble.

L'acide phosphorique employé est obtenu en traitant les phosphates par une quantité d'acide sulfurique assez grande pour saturer toutes les bases. On reprend la masse par l'eau, et l'on extrait le liquide acide au filtre-pressé. Ce liquide est ensuite concentré.

Phosphates précipités. — Lorsqu'on traite les phosphates d'os ou les os par une quantité suffisante d'acide chlorhydrique (au lieu d'acide sulfurique), la matière organique n'est pas

attaquée et toute la matière minérale est dissoute. La solution contient, avec du chlorure de calcium, tout l'acide phosphorique. On ajoute à cette solution un lait de chaux juste suffisant pour former avec l'acide phosphorique un précipité de *phosphate bicalcique*, insoluble dans l'eau mais soluble dans le citrate d'ammoniaque (trop de lait de chaux donnerait un phosphate tricalcique).

Les phosphates précipités du commerce contiennent de 36 à 42 pour 100 d'acide phosphorique, dont la plus grande partie est soluble dans le citrate d'ammoniaque, le reste est à l'état de phosphate tricalcique très divisé.

194. Phosphates métallurgiques ou scories de déphosphoration. — Les *scories de déphosphoration*, sont, comme nous le verrons, *un sous-produit de la fabrication de l'acier* (p. 162).

On distingue : les *scories Thomas* et les *scories Martin*, ces dernières ont une valeur moindre et sont obtenues par un procédé différent (voir p. 163).

Les scories Thomas contiennent de 12 à 22 pour 100 d'acide phosphorique. Le phosphate des scories est un phosphate de nature particulière différent du phosphate tricalcique des os et des phosphates minéraux. C'est un phosphate tétraalcalique rapidement soluble dans les acides faibles, dans le réactif de Wagner (solution à 1,5 pour 100 d'acide citrique), (voir les Scories au point de vue agricole, *Chimie agricole*, p. 169).

MAGNÉSIUM ET SES SELS

Le *magnésium* (Mg) est un métal blanc d'argent très malléable, peu tenace, très léger (densité 1,75). Il brûle à l'air avec une flamme éblouissante : il se forme de la *magnésie* matière blanche, farineuse, douce au toucher ; on se sert de cette lumière pour éclairer les lieux obscurs quand on veut prendre des vues photographiques.

La *magnésie* (Mg O) obtenue en brûlant du magnésium est un oxyde de magnésium que l'on prépare généralement en calcinant la *magnésie blanche* des pharmaciens (carbonate de magnésium), de là le nom de *magnésie calcinée* qu'on lui donne quelquefois. Elle est presque insoluble dans l'eau ; elle n'est pas caustique. On l'emploie comme contre-poison de l'acide arsénieux et des autres acides. La médecine l'emploie quelquefois pour combattre les aigreurs d'estomac qu'elle fait disparaître en se combinant aux acides qui les produisent.

Le *sulfate de magnésium* ($\text{SO}^4\text{Mg} + 7\text{H}^2\text{O}$) ou sulfate de magnésie appelé encore *sel de Sedlitz* est très soluble dans l'eau ; il est employé comme purgatif. On le rencontre dans les eaux de Sedlitz, d'Epsom, de Pullna.

CHAPITRE VI

ALUMINIUM

195. État naturel. — L'aluminium (Al) est un métal qui n'existe pas à l'état libre dans la nature; on ne le trouve que sous forme de composés dont les plus importants sont : l'*alumine* ou *oxyde d'aluminium* et les *argiles* (silicates d'aluminium hydratés).

196. Préparation et propriétés. — On prépare l'aluminium en décomposant un minerai d'aluminium la cryolithe, (fluorure d'aluminium et de sodium) par un courant électrique.

L'aluminium est un métal d'un blanc bleuâtre, susceptible d'un beau poli. C'est le plus léger des métaux usuels (densité 2.56). Il est très malléable, il est tenace.

L'aluminium ne s'altère pas à l'air. Les acides azotique et sulfurique l'attaquent lentement à chaud; l'acide chlorhydrique l'attaque très facilement : il y a dégagement d'hydrogène et formation de chlorure d'ammonium.

197. Usages. — Les usages de l'aluminium tendent à se développer de jour en jour, au fur et à mesure que son prix de revient s'abaisse¹. Sa grande légèreté et son inaltérabilité le font employer dans la fabrication des instruments de chirurgie, des timbales, des tuyaux de lunettes, etc. Allié au cuivre pour former le *bronze d'aluminium*, on l'emploie dans la confection de couverts, de chaînes, de boîtiers de montre, etc.

L'ALUMINE

198. — *L'alumine ou oxyde d'aluminium (Al³ O³)* se rencontre dans la nature soit pure, constituant le *corindon*, pierre la plus dure après le diamant, soit le plus souvent mélangée à des oxydes métalliques qui la colorent diversement, constituant des pierres précieuses : le *rubis oriental* coloré en rouge, le *saphir* qui est bleu, la *topaze* qui est jaune, etc.

1. Actuellement, il coûte 3 francs le kilogramme.

L'émeri, très employé à cause de sa dureté pour polir le verre et les cristaux, est de l'alumine colorée en noir par de l'oxyde de fer.

L'alumine pure est un corps solide, blanc, happant à la langue; elle est insoluble dans l'eau.

ALUNS

199. — *Les aluns* sont des sulfates doubles (d'aluminium et de potassium, de fer et de potassium, de chrome et de potassium) dont le plus employé est l'*alun ordinaire* ou sulfate double d'aluminium et de potassium.

L'*alun ordinaire* est un sel blanc cristallisé s'effleurissant à la surface; il a une saveur amère; il est très soluble dans l'eau.

L'alun ordinaire est employé comme antiseptique pour conserver la colle forte et les peaux avec leurs poils. On l'utilise pour clarifier les suifs. On l'emploie quelquefois à petite dose pour clarifier les eaux bourbeuses: il se forme un précipité qui entraîne avec lui les matières en suspension. En médecine vétérinaire on l'emploie comme astringent.

LES SILICATES ET LES ARGILES

200. Silicates. — Les silicates sont des sels formés par l'*acide silicique* (SiO^2H^2)¹. Parmi les silicates nous pouvons citer: le *silicate de potassium* (SiO^2K^2), le *silicate de sodium* (SiO^2Na^2) qui sont solubles dans l'eau. Le silicate de sodium est utilisé pour badigeonner l'intérieur des cuves à vin en maçonnerie, afin que le vin ne prenne pas un goût de pierre, de chaux. On peut encore citer les silicates de calcium, d'aluminium, de fer et de plomb insolubles dans l'eau, mais qui, chauffés à une haute température, fondent en une matière vitreuse, transparente. Nous verrons que le *verre*, le *cristal* l'*émail* sont des *silicales*.

Les silicates sont très abondants dans la nature; nous pouvons citer: les *feldspaths*, le *mica*, l'*argile*, etc.

Les *feldspaths* sont des silicates doubles d'aluminium et de potassium ou de sodium pouvant renfermer aussi du calcium et du magnésium: le *feldspath orthose* (K^2O , Al^2O^3 , 6SiO^2) renferme principalement du potassium, le *feldspath albite* renferme surtout du sodium. Les feldspaths forment la plus grande partie de toutes les roches cristallisées, telles que les *granites*² et les *porphyres*.

Sous l'influence prolongée de l'eau et aussi du gaz carbonique contenu dans l'air, les feldspaths éprouvent une altération lente qui les désagrège et change leur nature; les deux silicates dont ils sont formés se séparent: le silicate alcalin (silicate de potassium ou de sodium) est entraîné peu à peu par l'eau, laissant le silicate d'aluminium qui est complètement insoluble et qui se présente sous la forme d'une terre douce au toucher, happant la langue, formant une pâte liante avec l'eau; cette terre est de l'*argile*.

1. Voir Acid silicique ou silice, p. 102, note 1.

2. Appelés encore silicate de potasse et silicate de soude.

3. Les granites sont formés de quartz, de feldspath et de mica.

201. Les argiles. — Les *argiles* sont donc formées essentiellement par des *silicates d'aluminium hydratés* provenant de la désagrégation des feldspaths et mélangés à de la silice (sable quartzeux), à de l'oxyde de fer, à du carbonate de calcium, etc.

Les argiles sont douces au toucher, elles happent la langue quand elles sont sèches.

Lorsqu'on les pétrit avec de l'eau, elles forment une pâte plus ou moins liante qui, en se desséchant, se contracte et se fendille. Cette pâte d'argile ne perd toute son eau que vers 300 degrés; elle ne peut alors plus reprendre de l'eau par un nouveau pétrissage; on utilise cette propriété dans la fabrication des briques, des poteries, etc.

Les argiles ont, en général, une teinte plus ou moins jaunâtre, due surtout à des oxydes de fer. On leur donne des noms qui varient avec leur plus ou moins de pureté et avec les propriétés qu'elles doivent aux matières étrangères.

Nous verrons (2^e partie, Chimie agricole, p. 53), que l'argile est formée de deux parties : de *sable* et d'*argile colloïdale*, sorte de colle qui agrège ce sable. Les argiles sont d'autant plus plastiques qu'elles contiennent plus d'argile colloïdale. La dose d'argile colloïdale dans les argiles varie de 0,5 à 1,5 pour 100.

Le *kaolin* ou *terre à porcelaine* est de l'argile pure (silicate d'aluminium hydraté); on en trouve en grande abondance à Saint-Yrieix près Limoges, en Saxe, etc. Elle sert à la fabrication de la porcelaine.

L'*argile plastique* ou *terre à potier* est de l'argile colorée en rouge, quelquefois blanche. Elle forme avec l'eau une pâte très liante qui durcit à l'air et qui, sous l'influence de la chaleur, acquiert une grande densité sans fondre. On l'utilise pour la fabrication des poteries de bonne qualité, des briques.

L'*argile smectique* ou *terre à foulon*; elle a une coloration brune, elle est onctueuse, savonneuse, happe très faiblement à la langue, se délaye difficilement dans l'eau et fait très rarement pâte avec elle. On l'emploie pour le dégraissage et le foulonnage des draps.

L'*argile figuline* ou *terre glaise* : on la rencontre plus particulièrement à Vanves, à Vaugirard; elle a une coloration grise, jaunâtre ou cendrée, jaune d'ocre ou brune jaunâtre; elle est onctueuse, happe à la langue; elle forme avec l'eau une pâte peu liante; elle doit sa grande fusibilité à la chaux et à l'oxyde de fer qu'elle contient. C'est la terre glaise des sculpteurs. Elle sert à garnir le fond des bassins où l'on veut retenir les eaux, et à la fabrication des poteries grossières ou des terres cuites.

La marne est formée par un mélange, en proportions très variables, d'*argile*, de *carbonate de calcium* et de *sable* auxquels s'ajoutent des matières étrangères, telles que l'oxyde de fer, le carbonate de magnésium, etc. Nous verrons (*Chimie agricole*, p. 198) que l'on distingue plusieurs sortes de marnes suivant que l'un des trois éléments principaux (argile, carbonate de calcium et sable) domine : les *marnes calcaires*, les *marnes argileuses*, les *marnes sableuses ou siliceuses*. Les marnes sont surtout employées en agriculture pour l'amendement des terres. On les utilise quelquefois pour fabriquer des poteries très communes.

LES POTERIES

Les *poteries* ont pour base l'argile qui forme avec l'eau une pâte liante prenant de la dureté par la cuisson. L'argile en se desséchant subit un retrait qui provoquerait des fendillements; aussi est-on obligé de la mélanger avec une substance *antiplastique* ou *dégraissante*, faisant disparaître ce défaut.

On distingue : les *poteries à pâte tendre* et les *poteries à pâte dure, compacte*.

202. Poteries à pâte tendre. — Ce sont les poteries qui restent poreuses après leur cuisson. On les appelle encore quelquefois terres cuites :

Les *briques ordinaires*, les *tuyaux de drainage*, les *tuiles*, les *carreaux*, les *pots à fleurs*, etc., sont faits avec des argiles marneuses, des glaises mélangées avec du sable pour diminuer le retrait.

La matière réduite en pâte est façonnée soit à la main, soit mécaniquement avec des moules. Les pièces sont ensuite séchées à l'air sous des hangars, puis cuites en tas dans des fours.

Les *poteries communes*, étant destinées aux usages domestiques, sont recouvertes d'un vernis jaune à base de plomb par une deuxième cuisson, afin de les rendre imperméables.

203. Poteries à pâte dure compacte. — Ce sont les poteries dont la pâte s'est ramollie par la cuisson, pour devenir ensuite compacte. Elles comprennent les *faïences fines*, les *porcelaines* et les *grès cérames*.

Dans les *faïences fines*, la pâte est un mélange d'argile plastique et de silice pulvérisés, elle est blanche et opaque. Cette pâte est recouverte d'un enduit fusible, espèce de vernis, à base de minium.

Les *porcelaines* se distinguent des faïences en ce qu'elles ont une pâte translucide au lieu d'être opaque. On distingue deux espèces de porcelaines :

La *porcelaine dure ou chinoise* formée d'une pâte fine, dure au point de n'être pas rayée par l'acier, elle est faite avec du kaolin et du feldspath, puis enduite par un *verniss* ou *couverte* produit à l'aide d'un feldspath siliceux.

La *porcelaine tendre* à pâte composée de kaolin et de phosphate de calcium naturel; cette pâte a une *couverte* à base de plomb moins dure que celle de la porcelaine chinoise.

Les *grès cérames* diffèrent de la porcelaine en ce qu'ils ne sont pas translucides; leur pâte est composée d'argile plastique mélangée à du sable, elle devient dure et imperméable après la cuisson, même sans avoir été vernissée. Pour les vernir, on jette dans le four une certaine quantité de sel marin, humide.

LES VERRES

204. Composition et préparation des verres. — Les verres sont des substances transparentes, dures, présentant une cassure appelée *cassure vitreuse*, et étant presque inaltérables à l'eau et aux agents chimiques, sauf à l'acide fluorhydrique.

Les verres sont constitués par des silicates doubles, résultant de l'union d'un silicate alcalin (de potassium ou de sodium) avec un silicate de calcium pour les *verres ordinaires*, ou silicate de plomb pour le *cristal*.

Les matières premières employées pour la fabrication des verres subissent d'abord une première calcination ou *frilte*, puis sont versées dans des creusets en brique réfractaire que l'on place dans un four circulaire (fig. 120), pour les chauffer à la température de 1000 à 1200 degrés. On enlève, à l'aide d'une cuillère en fer, les matières étrangères qui surnagent, et, si le verre est coloré, on le décolore par addition de



FIG. 119.
CANNE
A SOUFFLER
LE VERRE.

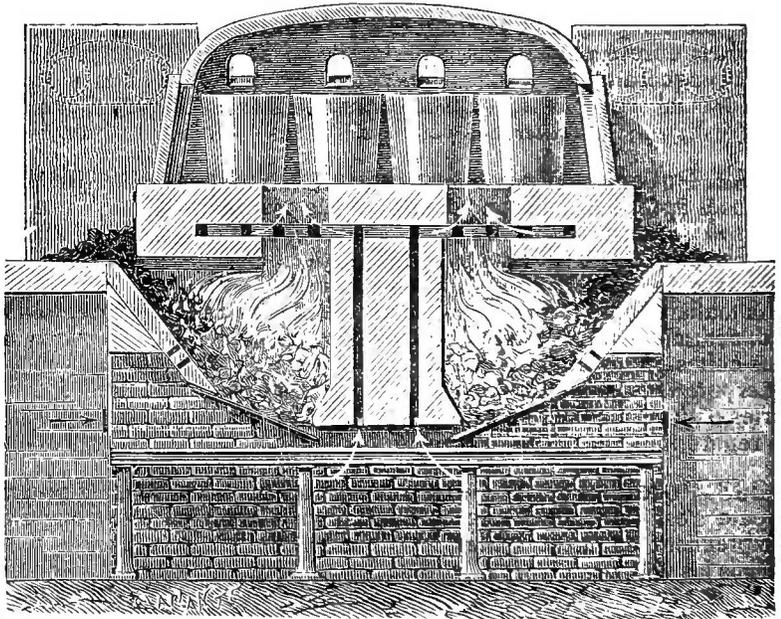


FIG. 120. — FOUR DE VERRIER.

bioxyde de manganèse ou savon des verriers. On modère ensuite la chaleur du four et, après avoir puisé dans le creuset, à l'aide d'une canne creuse (fig. 119) la matière vitreuse, on la façonne par le *soufflage*¹

Tous les objets, quels qu'ils soient, sont recuits avec soin dans des fours qui les réchauffent très lentement et d'où on les retire peu à peu pour les soumettre à un refroidissement lent et progressif.

1. Actuellement on ne façonne par le soufflage que les petits objets. Les glaces au lieu d'être faites comme jadis d'un cylindre soufflé, sont coulées à la fusion sur une table horizontale.

On distingue plusieurs variétés de verres : les *verres à base de soude et de chaux*, les verres à base de potasse et de chaux et les verres à base de potasse et de plomb.

205. Les verres à base de soude et de chaux. — 1^o *Verre à vitres* : c'est un silicate double de sodium et de calcium que l'on obtient en fondant ensemble du sable fin, du carbonate de calcium (craie blanche), du

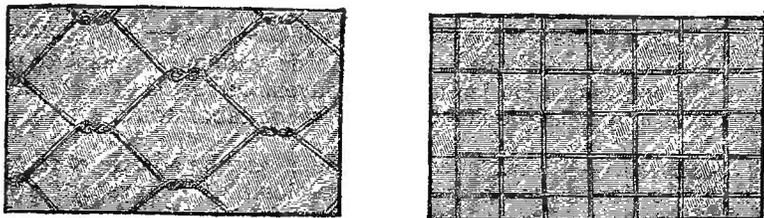


FIG. 121 et 122. — VERRE ARMÉ.

carbonate de sodium et des déchets de verre. Il a une couleur verdâtre quand on le regarde dans sa tranche. On l'emploie comme *verre à vitre* et comme *verre à glace*. Il est utilisé aussi pour la *gobeletterie commune*.

Le *crowm-glass* employé pour les verres des instruments d'optique, se fabrique avec les mêmes matériaux, mais plus purs.

Certaines manufactures de verreries (la manufacture de glaces de Saint-Gobain notamment) fabriquent des verres spéciaux qui rendent de grands services aux agriculteurs et aux viticulteurs :

Carreaux en verre pour revêtement de cuves à vin (cuves en maçonnerie) : ils sont inattaquables par les acides contenus dans le vin ; ils ont une épaisseur de 4 à 6 millimètres et se fabriquent aux dimensions de 24 × 24 centimètres pour les parties droites et de 24 × 12 centimètres pour les voûtes et les cuves cylindriques. Une de leurs faces présente des stries ou des reliefs en losanges qui en facilitent l'adhérence au ciment de la cuve en maçonnerie.

Verres armés. — Ce sont des verres dans lesquels on a introduit, lorsqu'ils étaient encore fluides et malléables, un treillis de fil de fer. Ce treillis empêche les verres de s'effondrer, ils peuvent ainsi résister à des pressions très fortes de 600 à 700 kilogrammes : ils peuvent se rompre, mais l'effondrement et la rupture des treillis de fil de fer ne se produit pas. Ces verres peuvent donc opposer une résistance effective en cas de grêle, de surcharges accidentelles, etc.

Les verres armés résistent même au feu alors que les verres ordinaires voleraient en éclats ; ils sont donc précieux dans les cas d'incendie.

Verres bruts coulés. — Ils sont employés pour les toitures, pour les vitrages en verres de forceries, de vérandas.

Dalles unies et modelées. — Elles sont utilisées pour les terrasses, etc.

2^o Le *verre à bouteille* : il se fait avec des matériaux ayant une valeur moindre : calcaire, carbonate de sodium brut, débris de bouteilles, sable argileux. Ce sable argileux contenant de l'oxyde de fer forme avec l'acide silicique un silicate ferreux qui donne au verre une nuance verte.

Les *bouteilles destinées à la conservation des vins* doivent être faites avec un verre ne contenant pas un excès de soude ou de chaux attaqué par les acides de ces vins. Pour reconnaître si le verre contient un excès de soude ou de chaux, on procède de la manière suivante : on met dans plusieurs bouteilles de l'acide tartrique légèrement étendu d'eau, on chauffe au bain-marie et on laisse reposer ; si la solution se trouble au bout de quelques jours, le lot de bouteilles est à rejeter.

Les *bouteilles employées dans la fabrication des vins mousseux* doivent résister à une certaine pression : d'après M. Salleron, il est admis dans le commerce des vins mousseux que le maximum de résistance des bouteilles, pour une pression prolongée, ne doit pas dépasser 8 atmosphères. Pour les vins mousseux, il faut employer des bouteilles en verre parfaitement homogène, suffisamment recuit et rejeter celles qui sont irrégulières, qui ont des bulles, qui ont trop de verre au fond, qui ont une contre-bague à l'intérieur du col, qui présentent des angles vifs à certaines de leurs parties.

206. Verres à base de potasse et de chaux. — Ces verres diffèrent des précédents en ce que le carbonate de sodium est remplacé par du carbonate de potassium. On les appelle souvent *verres de Bohême*; ils sont employés dans la gobeletterie fine et la verrerie de laboratoire.

207. Cristal. — Le cristal est un verre à base de potasse et de plomb; c'est un silicate double de potassium et de plomb. Il est préparé avec du sable très fin, du carbonate de potassium et du minium. Il a beaucoup d'éclat et de transparence.

Le *flint-glass* est un cristal plus riche en plomb que le cristal ordinaire; il est employé pour les verres des instruments d'optique.

Le *strass* est un cristal encore plus riche en plomb que le cristal ordinaire et le flint-glass; on l'utilise pour imiter les pierres précieuses.

208. Propriétés du verre. — Le verre, lorsqu'il est soumis à l'action de la chaleur, passe par tous les degrés de plasticité, jusqu'à ce qu'il soit complètement fluide : on utilise cette propriété pour l'étirer en fils ou en tubes et pour le souder à lui-même.

Le verre chauffé fortement et refroidi d'une manière brusque, *se trempe* et devient très dur; mais il se brise plus facilement. Aussi est-on obligé de faire *recuire* tous les objets en verre avant de les livrer au commerce : on les réchauffe dans un four au rouge sombre pour les laisser ensuite refroidir très lentement. Le verre qui a été mal recuit se brise souvent spontanément.

Le verre maintenu longtemps à une température voisine de celle nécessaire à sa fusion, devient opaque, blanc et dur, il ressemble à de la porcelaine; de là le nom de *porcelaine de Rézumur* qu'on lui a donné.

Le verre laisse passer la chaleur lumineuse et ne laisse pas passer la chaleur obscure : de là son emploi dans les serres, l'utilisation de cloches pour hâter le développement des plantes.

Les verres colorés arrêtent tous les rayons colorés qui entrent dans la composition de la lumière blanche du soleil, sauf les rayons de même couleur : les verres rouges, par exemple, ne laissent passer que les rayons rouges. Cette propriété des verres colorés a permis à M. Flammarion de reconnaître que par la culture des plantes sous des rayons différents, on peut modifier la faune, la dimension et la couleur des feuilles et des fleurs, ainsi que le parfum lui-même.

L'air humide agit à la longue sur le verre ainsi que le prouve l'altération des vitres dans les vieux bâtiments.

L'eau altère le verre à la longue, elle lui enlève de l'alcali; l'action est beaucoup plus rapide avec l'eau bouillante : si on fait bouillir de l'eau contenant du verre à vitres finement pulvérisé, cette eau, au bout d'un certain temps est légèrement alcaline.

Les acides l'attaquent très lentement, à l'exception de l'*acide fluorhydrique* : on utilise cette propriété de l'acide fluorhydrique dans la gravure sur verre.

Les alcalis dissolvent lentement le verre des flacons qui les contiennent.

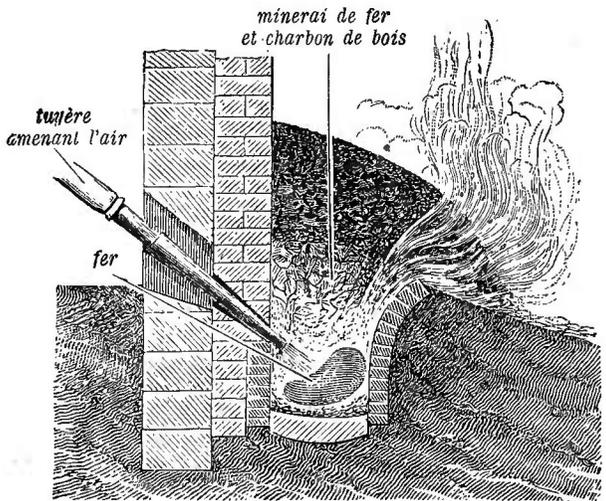
CHAPITRE VII

LE FER, LA FONTE ET L'ACIER

LES SCORIES DE DÉPHOSPHORATION

209. État naturel. — Le fer (Fe) est le métal le plus répandu. Il entre dans la composition de la plupart des roches; il n'existe aucun terrain qui en soit totalement dépourvu; la coloration rouge des terres argileuses est due à de l'oxyde de fer.

On comprend dès lors pourquoi on trouve des proportions appréciables de fer dans les végétaux; on constate sa présence dans les cendres de ces derniers. Il joue dans la végétation un rôle qui n'est pas encore très bien déterminé; il contribue beaucoup à l'élaboration de la matière verte des plantes ou *chlorophylle*.



Les composés naturels du fer exploités comme minerais sont :

1° Le sesquioxyde de fer Fe^2O^3 ou oxyde ferrique qui existe, soit à l'état cristallisé (fer oligiste), soit non cristallisé (ocre rouge, hématite rouge), soit à l'état non cristallisé et hydraté (hématite brune).

2° L'oxyde magnétique.

3° Le carbonate de fer.

210. Métallurgie du fer. — Principe. — La métallurgie du fer repose sur la réduction des oxydes de fer par le charbon ou plutôt par l'oxyde de carbone.

On emploie deux méthodes différentes.

1° **Méthode catalane** (fig. 123). — Elle n'est appliquée que dans les contrées où le bois est abondant et le minerai riche, car une partie du fer est perdue dans l'opération (Pyrénées, etc.). Le minerai est placé dans un fourneau catalan, sorte de creuset carré construit en maçonnerie; on commence par remplir le creuset de bois bien allumé, puis au-dessus on place une couche de minerai et ensuite une couche de charbon de bois.

A l'aide d'une soufflerie, par une tuyère, on envoie un fort courant d'air.

Le charbon en brûlant dans le voisinage de la tuyère donne du gaz carbonique qui, au contact de l'excès de charbon incandescent, se transforme en oxyde de carbone. Cet oxyde de carbone traverse le minerai, lui enlève son oxygène, le réduit à l'état de fer métallique, en repassant lui-même à l'état de gaz carbonique.

On obtient ainsi du fer pur. Mais une partie de l'oxyde de fer traité se combine sous l'action de la chaleur, avec la silice de la gangue¹ pour former une scorie fusible (silicate d'alumine et de fer), occasionnant ainsi une perte de fer.

2° **Méthode des hauts fourneaux** (fig. 124). — Dans cette méthode, on mélange le minerai avec du charbon et du calcaire (carbonate de calcium). De cette manière, la silice, au lieu de se combiner à l'oxyde de fer, se combine à la

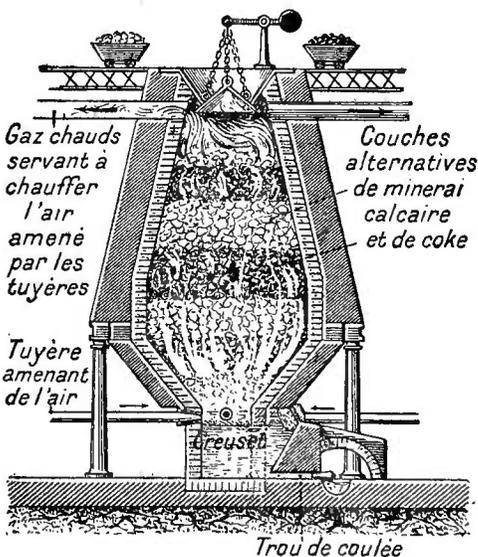


FIG. 124. — HAUT FOURNEAU PERMETTANT D'OBTENIR DE LA FONTE.

chaux du calcaire pour former le laitier. Mais, comme le silicate d'alumine et de calcium formé est bien moins fusible que le silicate d'alumine et de fer formé dans la méthode catalane, il est nécessaire d'élever beaucoup la température. Dans ce cas le fer, au lieu de rester libre comme dans la méthode catalane, se combine avec du charbon pour former de la fonte. Dès lors, une dernière opération est nécessaire pour transformer cette fonte en fer.

Le haut fourneau employé pour obtenir la fonte se compose de deux troncs de cône réunis par leur base. On introduit dans le haut fourneau une grande quantité de combustible sur laquelle on dispose des couches alternatives de *minerai*, de *calcaire* et de *coke*. On met le feu; on active la combustion par un fort courant d'air amené par des tuyères et fourni par une machine soufflante.

La fonte et le laitier, formés dans la partie moyenne du haut fourneau, entrent en fusion dans le voisinage des tuyères où la température est la plus élevée. Ils tombent dans le creuset, partie la plus basse du haut fourneau, le laitier plus léger surnageant au-dessus de la fonte. Quand le creuset est plein, on enlève le tampon d'argile qui le ferme et la fonte coule dans de petits canaux demi-cylindriques creusés sur le sol de l'usine. La fonte se solidifie et se présente sous forme de demi-cylindres appelés *gueuses* ou *guesets*.

1. La gangue est composée de matières terreuses empâtant le minerai.

211. Fontes. — La fonte est du fer contenant de 2 à 5 pour 100 de carbone et quelques autres matières en quantités très minimes, telles que silicium, soufre, phosphore, manganèse.

On distingue deux variétés de fonte : la *fonte grise*, la *fonte blanche*.

Fonte grise. — Elle a une couleur qui varie du gris noir au gris clair ; sa densité est 7 environ ; elle fond à 1200 degrés et devient très fluide, aussi est-elle employée *au moulage* : en se solidifiant, elle augmente de volume et pénètre dans tous les détails du moule.

Elle est douce, grenue, se laisse limer, tourner et forer avec facilité.

Fonte blanche. — Elle possède une couleur argentine ; sa cassure est brillante.

Sa densité est d'environ 7,6. Elle fond entre 1050 et 1100 degrés en restant pâteuse ; aussi ne peut-on pas l'utiliser pour le moulage.

La fonte blanche est dure, cassante, se brise facilement sous le choc et se laisse difficilement attaquer par la lime. On l'emploie spécialement pour la fabrication du fer et de l'acier.

Production de la fonte grise et de la fonte blanche. — La production de ces deux variétés de fonte dépend de la température : la fonte grise prend naissance à une température très élevée, tandis que la fonte blanche se produit à basse température.

En fondant de la fonte blanche et en la laissant refroidir on obtient une fonte ayant les caractères de la fonte grise.

En refroidissant brusquement de la fonte grise fondue, on obtient une fonte ayant les caractères de la fonte blanche.

Usages des fontes. — La fonte grise est presque uniquement employée au moulage des ustensiles et des objets en fonte.

Beaucoup de pièces des machines utilisées en agriculture (moissonneuses, faucheuses, râtaux à cheval, etc.) sont en fonte. Pour obtenir ces pièces, on refond la fonte dans un fourneau à cuve appelée *cubilot* et on la coule dans des moules en sable maintenus par des châssis en fer.

D'après M. Troost : Pour obtenir avec de la fonte grise des objets ayant à leur surface la dureté de la fonte blanche sans en avoir la fragilité, on coule la fonte dans des moules épais, de fer ou de fonte, bons conducteurs de la chaleur. Les parties qui touchent les parois du moule sont brusquement refroidies ; elles se solidifient à l'état de fonte blanche très dure, tandis que les parties intérieures, ne se refroidissant que très lentement donnent une fonte douce et non cassante.

212. Transformation de la fonte en fer. — **Affinage.** — L'affinage est une opération métallurgique qui a pour but la transformation de la fonte en fer,

Elle consiste à déterminer l'oxydation au contact de l'air, à une température élevée, de la plus grande partie du carbone et des autres matières étrangères que contient la fonte.

Pour affiner la fonte, on emploie presque exclusivement la *méthode anglaise* ou *puddlage*:

On chauffe dans un *four à réverbères* à voûte surbaissée (fig. 125) de la fonte blanche avec des scories ferrugineuses riches et des battitures produites par

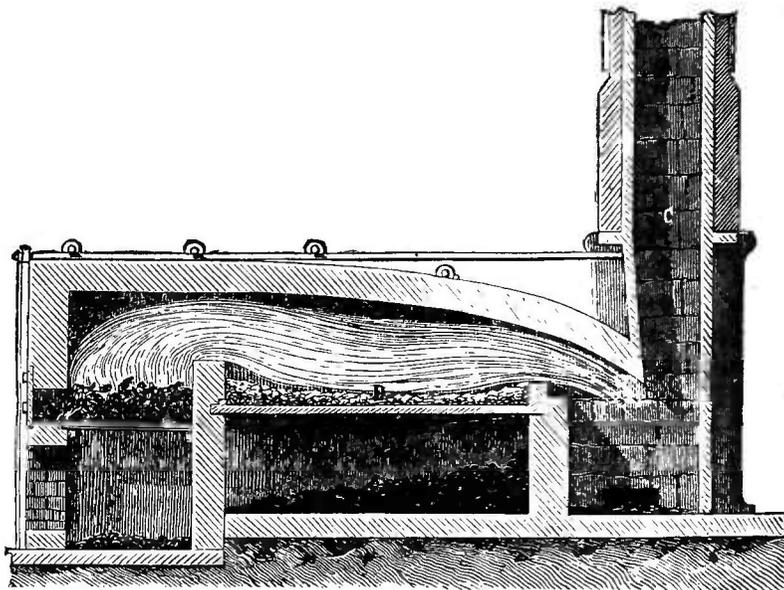


FIG. 125. — FOUR A PUDDLER
Pour la transformation de la fonte en fer.

le martelage du fer rouge. L'oxygène des scories et des battitures se combine avec le carbone de la fonte pour donner de l'oxyde de carbone brûlant avec une flamme bleue.

L'ouvrier remue la masse, en fait une boule ou *loupe* de 25 à 30 kilogrammes que l'on soumet au *marteau-pilon*, afin d'en exprimer les scories.

Le fer, encore rouge, est réduit en barres ou en tôles au moyen du laminoir.

213. Propriétés du fer. — Le fer pur est gris bleuâtre. Il est ductible et malléable : la *tôle* est du fer qui a été réduit en feuilles par le laminoir.

Il est très tenace : un fil de 2 millimètres de diamètre supporte un poids de 250 kilogrammes sans se rompre. Sa densité est de 7,8.

Le fer fond vers 1500 degrés. Avant de fondre, il devient pâteux et possède alors la propriété de se souder à lui-même par le martelage, sans l'intermédiaire d'aucun autre métal.

La structure du fer est fibreuse et sa cassure grenue, mais à la longue cette texture se modifie, devient cristalline, le fer devient moins tenace et plus cassant, surtout sous l'action de chocs répétés. De là ces ruptures d'essieux dont l'aspect extérieur n'indique aucune altération.

Le fer s'aimante facilement sous l'action d'un aimant ou d'un courant électrique, mais cette aimantation n'est que temporaire.

Action de l'air. — Le fer s'altère rapidement à l'air humide : il s'oxyde et se recouvre d'une couche pulvérulente de *rouille* (hydrate ferrique, $\text{Fe}^2(\text{OH})_6$).

On prévient cette oxydation en recouvrant le métal d'une *couche de peinture* ou d'un autre métal moins oxydable que le fer : 1° soit avec une couche de zinc (*fer galvanisé*) ; 2° soit avec une couche d'étain (*fer étamé*).

Action des acides. — Le fer attaque facilement les acides : avec l'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique, par exemple, il se forme un sulfate ou un chlorure de fer et de l'hydrogène se dégage (voir préparation de l'hydrogène, p. 11).

Usages. — Le fer a des usages excessivement nombreux : on l'emploie dans la fabrication des ustensiles de ménage, machines, constructions métalliques, etc.

Le fer tend de plus en plus à être remplacé dans ses applications par les fontes et les aciers.

Les fils de fer *étamés* ou *galvanisés* sont très employés à la ferme par les agriculteurs pour les clôtures, les cultures en cordons, etc.

214. Aciers. — L'acier est, comme la fonte, du fer contenant du carbone mais en proportion moindre, de 7 à 15 pour 1000 au lieu de 5 à 7 pour 100.

Les autres matières que contient l'acier, tels que silicium, phosphore, manganèse, sont aussi en proportion moindre.

Pour obtenir l'acier on peut employer trois procédés :

- 1° En enlevant partiellement le carbone de la fonte (en décarburant la fonte) ;
- 2° En carburant le fer ;
- 3° En utilisant les procédés mixtes *Bessemer* et *Martin*.

Décarburation partielle de la fonte. — **Acier puddlé.** — On obtient cet acier de la même manière que le fer dans l'affinage de la fonte. Mais on arrête l'opération avant d'avoir enlevé tout le carbone, car alors on obtiendrait du fer.

Ces aciers sont les plus grossiers ; ils contiennent des parties trop décarburrées et d'autres pas assez.

Carburant du fer. — **Acier de cémentation.** — On le prépare en faisant agir directement du carbone sur le fer à l'abri de l'air et à une température élevée.

On chauffe pendant une huitaine de jours le fer en barres plates, dans des caisses réfractaires contenant un mélange (cément) composé de charbon de

bois, de cendres, de suie et de sel marin. L'acier ainsi obtenu ayant peu d'homogénéité est martelé ou fondu dans des lingotières (*acier fondu*).

Procédés mixtes. — 1° **Procédé Bessemer.** — Il consiste à décarburer totalement la fonte par l'insufflation d'un violent courant d'air, puis à recarburer partiellement le fer obtenu par l'addition de fontes¹ de composition connue.

On introduit de la fonte en fusion dans une grande cornue en tôle revêtue intérieurement de briques siliceuses et mobile sur son axe (fig. 126). L'air injecté par le bas de la cornue à l'aide d'une machine soufflante sort par un certain nombre d'orifices et fait bouillonner toute la masse en fusion. Le carbone de la fonte s'oxyde et dégage assez de chaleur pour maintenir la masse en fusion.

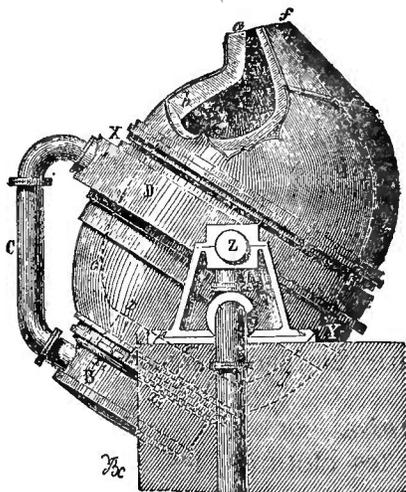


FIG. 126.

CONVERTISSEUR BESSEMER.

Z, axe de rotation; D, C, B, chemin que suit l'air qu'on injecte dans l'appareil rempli de fonte; xx, x'x', orifices par lesquels l'air entre dans le creuset en terre o.

Quand l'opération est terminée, on introduit la fonte manganésifère pour recarburer le fer partiellement. On fait passer un peu d'air pour bien mélanger toute la masse, et le contenu de la cornue est coulé dans des lingotières.

215. Modification du procédé Bessemer par Thomas et Gilchrist. — **Préparation des scories de déphosphoration.**

— Le procédé Bessemer présente l'inconvénient de ne pou-

voir être appliqué qu'à des fontes spéciales provenant de minerais purs ne contenant que très peu de phosphore.

MM. Thomas et Gilchrist ont modifié ce procédé de manière à le rendre applicable à toutes les fontes :

Le revêtement intérieur de la cornue ou convertisseur est fait avec de la *dolomie* (carbonate de calcium et de magnésium) constituant un revêtement basique, au lieu d'être fait avec des briques siliceuses (revêtement acide).

Au bain de fonte en fusion, on ajoute de la chaux (15 à 20 pour 100).

1. Fontes manganésifères.

En insufflant de l'air, le carbone, le silicium, le phosphore, le soufre, s'oxydent et forment des acides qui s'unissent à la chaux pour former de véritables *scories* contenant du carbonate, du silicate, du phosphate et du sulfate de calcium.

Ces scories se présentent en fragments noirs avec des boursofflures. Leur densité est élevée et dépasse 2,8. Elles contiennent de 12 à 22 pour 100 d'acide phosphorique, élément indispensable aux plantes pour se développer.

Avant leur emploi agricole, ces scories étaient regardées comme de nulle valeur; actuellement l'agriculture les utilise en quantités énormes comme engrais phosphaté très connu sous le nom de *scories Thomas*.

Pour l'usage agricole, on soumet les scories au broyage dans des moulins à boulets. Ces moulins sont de grands cylindres tournant sur eux-mêmes, contenant des boulets en acier et dont la surface latérale, formée de barreaux en acier plus ou moins rapprochés, fait fonction de tamis (fig. 127).

En tournant, ces cylindres mettent en mouvement les boulets qui roulent sur eux-mêmes ainsi que sur les scories. Ces dernières, réduites en poudre fine ou *farine*, passent à travers les barreaux du cylindre.

La farine de scories est ensuite *blutée*, c'est-à-dire passée dans un bluteur (sorte de tamis) de manière à former un produit très homogène, d'une grande finesse, passant dans la proportion de 75 à 91 pour 100 à travers les mailles du tamis n° 100 distantes de 0^{mm},17 (voir *Chimie agricole*, rôle des engrais phosphatés dans le sol, achat des engrais, etc., p. 169).

2° **Procédé Martin**¹ — Dans ce procédé, on décarbure partiellement la fonte en ajoutant du fer en proportion convenable de manière à obtenir des aciers ayant une teneur en carbone déterminée.

L'opération s'effectue dans de grands fours à réverbère

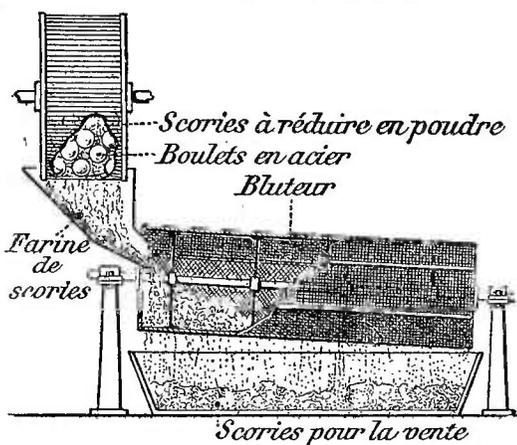


FIG. 127. — FIGURE THÉORIQUE MONTRANT LA PRÉPARATION DES SCORIES DE DÉPHOSPHORATION.

1. Procédé Siemens modifié et perfectionné.

chauffés par la combustion des gaz provenant d'un gazogène. Elle est plus longue que dans le procédé Bessemer, mais les aciers obtenus sont *plus homogènes* et *correspondent exactement aux usages auxquels on les destine*.

Le procédé Martin donne également des scories connues sous le nom de *scories Martin*, employées en agriculture comme engrais phosphaté, mais, ainsi que nous le verrons, ces scories n'ont pas la valeur agricole des scories Thomas.

Propriétés des aciers. — L'acier chauffé au rouge puis refroidi *lentement* est mou et se laisse travailler comme le fer; sa ductilité est moins grande, mais il est plus malléable. L'acier est dit *recuit*.

L'acier chauffé au rouge et *brusquement refroidi* en le trempant dans l'eau froide devient *très dur* et *cassant*. L'acier est dit *trempe*.

Les aciéries livrent l'acier à l'état recuit. Sous cet état, les ouvriers peuvent alors le travailler et le transformer en outils ou instruments. L'objet étant façonné, on le *trempe* en le mettant brusquement dans l'eau froide. On porte ensuite cet acier trempé à une température plus ou moins élevée suivant les usages auxquels il est destiné, puis on le laisse se refroidir lentement : l'objet *trempe* est en effet toujours trop dur et trop cassant; en le réchauffant on le rend d'autant moins dur et d'autant moins cassant qu'on l'a réchauffé à une température plus élevée.

Ainsi, pour une scie à main il faut chauffer à 315 ou 320 degrés et laisser refroidir lentement à l'air.

On est guidé pour la température à atteindre par les différentes teintes que prend l'acier pendant le réchauffement. Ces différentes teintes sont les suivantes :

A 220 degrés, jaune paille (rasoirs).

A 240 degrés, jaune d'or (ciseaux).

A 254 degrés, brun (bêches, hoes, etc.).

A 265 degrés, brun taché de pourpre (haches, cisailles, lames de rabot, etc.).

A 316 degrés, bleu foncé (scies à main, etc.).

Le *carbone* que contient l'acier lui donne la *résistance* et la *propriété de prendre la trempe*, tandis qu'il en diminue la ductilité.

Avec les méthodes actuelles de fabrication de l'acier, on arrive à donner à l'acier la quantité de *carbone* nécessaire à sa dureté. On obtient ainsi des aciers dont la gradation de dureté ou, pour employer une autre expression, dont la gamme de dureté est très étendue (*aciers doux*, *aciers demi-durs*, *aciers durs*, *aciers extra-durs*, etc.)

Les propriétés chimiques de l'acier sont les mêmes que celles du fer. Les acides cependant laissent sur l'acier une tache noire plus intense que sur le fer. Cette tache, qui est due au charbon que contient l'acier, n'est homogène que dans le cas où le carbone est uniformément réparti dans la masse; elle forme un dessin irrégulier dans le cas contraire.

216. Usages de l'acier dans la construction des machines agricoles.

— Depuis que les nouvelles méthodes de fabrication permettent d'obtenir des aciers déterminés à des prix de revient peu élevés, on a peu à peu substitué l'acier au fer dans la construction des machines agricoles. L'emploi de l'acier a été combattu sous prétexte qu'il résistait moins bien que le fer aux intempéries. La question a été très discutée; ce n'est que dans un certain nombre d'années que la pratique seule pourra nous renseigner sur la résistance comparative de ces deux métaux à l'action de l'air humide et de l'eau. En attendant, l'acier reste prépondérant dans la fabrication des machines agricoles.

Les *bâtis* sont faits en *acier doux* dont le prix de revient est égal à celui du bon fer; cet acier doux offre l'avantage d'être plus souple, plus tenace, plus facile à travailler. Alors que le fer ne peut être façonné qu'à une haute température et qu'il est souvent susceptible de devenir pailleux, l'acier doux est étiré et travaillé dans tous les sens, fendu, ouvert, coudé, etc., à une température moins élevée.

Dans la grande fabrication, où l'emploi de l'acier se fait d'une façon tout à fait rationnelle, il est indispensable de posséder la gamme complète des aciers, et cette gamme est extrêmement étendue si on considère que, suivant les prix, les résistances varient du simple au triple pour une même section de métal :

- Aciers doux pour pièces travaillant à l'extension;
- Aciers demi-durs pour pièces subissant des torsions;
- Aciers durs et extra-durs pour pièces à usure;
- Aciers spéciaux pour ressorts, etc. (ces derniers sont, pour être bons, toujours d'un prix élevé).

Certaines machines telles que les charrues, les extirpateurs, etc., comportent jusqu'à cinq ou six sortes d'aciers. Aussi faut-il une fabrication étendue et opérant par grandes séries permettant des marchés importants pour utiliser économiquement toutes les résistances d'acier nécessaires à un seul outil.

Par exemple, les ailes des charrues, les bâtis de toutes les machines agricoles, scarificateurs, herses, rouleaux, semoirs, lieuses, moulins, etc., sont en aciers *doux* et *demi-durs*.

Pour les parties travaillantes qui sont susceptibles d'une grande usure, tels que les socs et versoirs des charrues, les meules de moulins, les lames de faucheuses, etc., on emploie de l'acier *dur* et *extra-dur*.

On prend même de l'acier spécial pour certaines pièces, telles que les dents flexibles de piocheur-vibrateur, parce que ces pièces travaillent à la façon des ressorts.

On augmente encore la dureté de l'acier par la *trempe*, on a alors des outils tranchants : serpes, haches, bêches, faux, etc., ou extrêmement durs, meules de moulins, concasseurs, etc.

Les pièces de fonte elles-mêmes, qui avaient à subir un travail assez fort et devaient être par conséquent d'un certain poids, ont été allégées et remplacées par des pièces en acier ou fer coulé. Malheureusement ces pièces reviennent fort cher; de plus, elles ne sont pas exemptes de soufflures. Souvent, afin de donner de la raideur à ces pièces, on les comprime au moyen de marteaux-pilons et de presses hydrauliques, mais cette opération accroît encore leur prix de revient déjà trop élevé. On préfère, quand la difficulté d'exécution n'est pas trop grande, les remplacer par des pièces forgées, qui

sont meilleur marché, offrent plus de résistance et ont en outre un bien meilleur aspect. Cependant, on trouve des supports-coussinets de charrues, des pignons et pièces de semoirs, de faucheuses, de batteuses, etc., en *acier coulé*.

C'est encore l'acier qui, étiré à froid, dit *comprimé*, fournit les arbres de machines agricoles et les transmissions des installations. Ils sont plus résistants que les arbres en fer employés autrefois. Dans certains cas, quand l'arbre doit être de petite section tout en fournissant un travail considérable comme dans les écrémeuses, les moulins et autres, l'emploi de l'acier *extra-dur* est tout indiqué.

Pour diminuer le frottement et alléger le roulement de la machine, les coussinets de bronze ou autres ont été remplacés par des coussinets à billes ou à rouleaux en *acier trempé*.

La tôle d'acier joue un grand rôle suivant son degré de dureté et son épaisseur, pour la construction des chaudières, des bacs, augets, tonneaux, etc. Elle sert aussi à la couverture des hangars économiques sous forme d'ardoises métalliques ou de tôles ondulées galvanisées.

Les ronces artificielles, les treillages, les cribles pour tarares, batteuses, etc., sont en fil d'acier parfois galvanisé.

Depuis ces dernières années, un nouvel acier, introduit en France dans l'industrie agricole par la maison Bajac, a donné des résultats qui méritent d'être mentionnés : c'est l'*acier multiple*.

Ce nouvel acier qui acquiert toutes ses qualités par une chauffe légère et une forte trempe, est formé dans son épaisseur de couches d'acier dur soudées à des couches d'acier doux. Les parties dures et douces en quantités voulues sont juxtaposées à la demande suivant l'application à faire du métal.

Cette application se faisait déjà pour des barres ou carrelets mobiles de charrues employées dans le Midi; mais pour les tôles de grandes surfaces les prix de fabrication étaient très élevés et inaccessibles à la construction du matériel agricole. Il s'agissait d'adapter ce procédé à la fabrication d'outils dont le prix commercial était établi et il fallait que ces outils pussent supporter une plus-value acceptable par l'acheteur habituel.

Après un grand nombre d'essais entrepris à Liancourt par M. Bajac et un ingénieur délégué des Acéries de Denain et Anzin, on est arrivé à fabriquer de l'acier multiple à un prix qui permet son emploi.

Les expériences comparatives faites ont donné d'excellents résultats, le nouvel acier français obtenu est plutôt supérieur au métal américain. Cet acier peut être chauffé, étiré, embouti, estampé, etc. Complètement façonné et le métal dur se trouvant sur la face voulue, on chauffe cet acier et on le trempe sans aucune crainte de casse. Toute déformation se produisant après la trempe peut être rectifiée au marteau dans une très large mesure.

Actuellement le nouvel acier se fait en duplex (une épaisseur de métal doux et une épaisseur de métal dur) et en triplex (couche de métal doux entre deux épaisseurs extérieures dures).

Les lames de hache-paille, de coupe-racines, etc., en métal double peuvent recevoir une trempe énergique et avoir le métal dur à casse évitée par le soutien formé de métal doux.

L'application peut encore en être faite dans beaucoup de machines agricoles, lames de moissonneuses, de batteuses, etc. Grâce aux progrès métallurgiques que nous venons de résumer et aussi à l'application judicieuse des aciers, les machines françaises deviennent supérieures aux machines américaines comme solidité et durée; elles peuvent maintenant concurrencer énergiquement les machines étrangères au point de vue du prix.

COMPOSÉS DU FER

217. Oxydes de fer. — Les principaux oxydes de fer sont :

- 1° Le *protoxyde de fer* ou *oxyde ferreux* Fe O , sans intérêt pratique;
- 2° Le *sesquioxycde de fer* ou *oxyde ferrique* $\text{Fe}^2 \text{O}^3$, qui existe dans la nature sous forme de *fer oligiste*, d'*hématite rouge*, d'*ocre rouge* mélangé à l'argile.

On le prépare en décomposant par la chaleur du sulfate de sesquioxycde de fer : on obtient une poudre rouge appelée *colcothar* ou *rouge d'Angleterre*, servant à polir les métaux, les glaces, et utilisée dans la peinture.

La *rouille* dont se recouvre le fer exposé à l'air humide est de l'oxyde ferrique hydraté;

- 3° L'*oxyde magnétique de fer*, sans intérêt pratique.

218. Sulfures de fer. — Parmi les sulfures de fer, on peut citer : le bisulfure de fer Fe S^2 que l'on rencontre à l'état naturel cristallisé en beaux cubes d'un beau jaune d'or (*pyrite jaune*).

219. Chlorures de fer. — Parmi les chlorures de fer on peut citer le perchlorure de fer dont la dissolution aqueuse est très employée pour arrêter les hémorragies à cause de sa propriété de coaguler le sang.

220. Sulfate de fer. — Il existe en réalité deux sulfates de fer : le sulfate *ferreux* $\text{SO}^4 \text{Fe} + 7 \text{H}^2 \text{O}$ et le sulfate ferrique $(\text{SO}^4)^3 \text{Fe}^2$.

Le sulfate ferreux, appelé vulgairement *sulfate de fer* ou *vitriol vert* ou encore *couperose verte*, est seul important.

On obtient le sulfate de fer :

- 1° En traitant des déchets de fer par de l'acide sulfurique étendu ou impur
 - 2° En exposant à l'air les pyrites ou schistes pyriteux préalablement grillés.
- Dans les deux cas on lessive la masse ; la dissolution est concentrée dans des bassins en plomb et on la laisse refroidir dans des cuves en bois ou cristallisoirs où se déposent les cristaux de sulfate de fer.

Propriétés. — Le sulfate de fer se présente sous la forme de cristaux verts ayant une saveur astringente ; quand on chauffe ces cristaux ils perdent leur eau de cristallisation et deviennent blancs. Ils redeviennent verts quand on les met dans de l'eau.

Le sulfate de fer est soluble dans l'eau, surtout à chaud.

Exposés à l'air, les cristaux de sulfate de fer se recouvrent d'une couche ocreuse de sulfate ferrique.

Usages. — Le sulfate de fer est employé comme désinfectant dans les cabinets d'aisances à cause de son action sur l'acide sulfhydrique et sur le sulfure d'ammonium (voir tourbe, p. 86).

On l'utilise beaucoup en *agriculture* pour détruire certaines plantes ou certains champignons :

- 1° En solution dans l'eau pour détruire la moutarde sauvage et la ravenelle qui envahissent les champs de blé (à la dose de 25 pour 100);

2° Pour lutter contre un champignon qui attaque la vigne et produit une maladie connue sous le nom d'*anthracnose*. On badigeonne les souches à la fin de l'hiver avec la solution chaude suivante :

Sulfate de fer.	50 kilogrammes.
Acide sulfurique	1 kilogramme.
Eau bouillante.	100 litres.

3° Pour détruire les mousses des vieilles prairies;

4° Pour traiter une maladie de la vigne appelée *chlorose*¹ : en automne, on badigeonne les plaies de taille avec une solution à 30 pour 100, ou bien on répand au pied de chaque souche de 100 à 150 grammes de sulfate de fer. En été, lorsque la vigne est très chlorosée, on répand sur les feuilles, avec un pulvérisateur ordinaire, une solution de 1/2 pour 100 de sulfate de fer, il ne faut pas dépasser 1 pour 100, car les feuilles pourraient être brûlées.

Cendres de Picardie. — Les cendres de Picardie proviennent de lignites riches en sulfure de fer qui existent dans les départements de l'Aisne, de la Somme et de l'Oise. (Au XVIII^e siècle, ces lignites furent utilisées sous le nom de houilles d'engrais, elles donnèrent dans quelques cas des effets avantageux, et plus souvent occasionnèrent de graves mécomptes; aujourd'hui on n'emploie guère que les résidus de la fabrication des sulfates; on les désigne sous le nom de cendres de Picardie²; elles sont *rouges* quand l'oxydation du fer est complète; elles sont noires quand elles n'ont subi qu'une combustion partielle. Leur composition est la suivante :

	Cendres rouges pour 100	Cendres noires pour 100
Azote	0,5 à 0,6	0,47
Matières organiques.	16 à 24	20
Sulfates de protoxyde et de sesquioxyde de fer	5 à 16	21
Sulfate d'alumine		12,0

Les cendres de Picardie ne réussissent pas dans tous les terrains, on les répand à la dose de 10 ou 12 hectolitres par hectare.

MANGANÈSE ET PERMANGANATE DE POTASSIUM

Le manganèse est un métal voisin du fer par la nature de ses composés. Pur, il n'offre aucun intérêt au point de vue pratique.

Sous forme de sulfate de manganèse il a été employé tout dernièrement dans des expériences comme engrais (Voir *Chimie agricole*, p. 190).

Le manganèse forme avec l'oxygène deux acides : l'acide manganique et l'acide permanganique. Ce dernier forme avec la potasse le *permanganate de potassium*.

Le permanganate de potassium se présente en cristaux presque noirs, solubles dans l'eau. La dissolution est d'une belle couleur pourpre; elle abandonne facilement de l'oxygène à un très grand nombre de corps en se décolorant; elle brûle des matières organiques en les oxydant.

On s'en sert pour purifier les eaux saumâtres. *En viticulture*, on s'en sert comme remède curatif contre l'*Oidium* à la dose de 120 gr. par hectolitre.

1. Les feuilles des vignes atteintes de chlorose jaunissent.

2. D'après Déhérain.

CHAPITRE VIII

LE ZINC

221. — *Le zinc* (Zn) ne se rencontre dans la nature qu'à l'état de combinaison. Ses deux principaux minerais sont :

La *blende* ou sulfure de zinc, ayant le plus souvent une couleur brun foncé, et la *calamine*, ou carbonate de zinc.

Pour obtenir le zinc on grille ces deux minerais que l'on transforme ainsi en oxyde de zinc. L'oxyde de zinc est ensuite réduit par le charbon.

222. Propriétés. — Le zinc est un métal blanc bleuâtre. Il est cassant à la température ordinaire, mais suffisamment mou pour encrasser la lime.

Le zinc du commerce n'est ductile et malléable qu'entre 100 et 130 degrés. Au-dessus de cette température, il redevient cassant; à 200 degrés on peut le pulvériser dans un mortier.

Le zinc pur fond vers 410 degrés et se volatilise à 930 degrés.

Exposé à l'air humide, le zinc s'oxyde et se combine avec le gaz carbonique de l'air pour former un hydro-carbonate de zinc servant d'enduit protecteur au restant du métal. De là son emploi pour recouvrir le fer dont l'oxydation est complète (*fer galvanisé*).

Chauffé au rouge, le zinc s'enflamme et brûle avec une flamme blanche très éclatante en donnant de l'oxyde de zinc qui se répand dans l'air en flocons légers.

Les *acides* tels que l'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique sont attaqués par le zinc : il se forme un sulfate ou un chlorure de zinc et de l'hydrogène se dégage (voir préparation de l'hydrogène (p. 11)).

223. Usages. — On emploie beaucoup le zinc parce qu'il est peu altérable à l'air.

Réduit en feuilles, on s'en sert pour la couverture des toits (en plaques de 0^{mm},87 d'épaisseur, elles ne produisent qu'une charge de 6 kilogrammes par mètre carré).

On emploie le zinc pour faire des gouttières, des bassins, des baignoires, etc.

On n'emploie pas le zinc pour les ustensiles de cuisine parce qu'il forme avec les acides des sels vénéneux.

Le zinc entre dans la composition de quelques alliages : le laiton (cuivre et zinc), le maillechort (zinc, cuivre, nickel).

224. Oxyde de zinc. — L'oxyde de zinc ou blanc de zinc est le produit de la combustion du zinc au contact de l'air.

On l'emploie en peinture concurremment avec la céruse ; il a l'avantage de n'être pas vénéneux et de ne pas noircir par l'acide sulfhydrique.

225. Sulfate de zinc. — Appelé couperose blanche, vitriol blanc. Est employé en médecine et en médecine vétérinaire.

L'ÉTAIN

226. — *L'étain* (Sn) est peu répandu à l'état natif. Son seul minerai est le bioxyde d'étain ou *cassitérite*.

Pour obtenir l'étain on réduit ce minerai par le charbon.

227. Propriétés. — L'étain est un métal d'un blanc d'argent. Il répand par le frottement une odeur désagréable. C'est le plus fusible de tous les métaux usuels : il fond à 228 degrés.

Il est assez mou ; on le plie assez facilement, il fait alors entendre un *cri* particulier appelé *cri de l'étain*.

L'étain est très malléable ; on peut le réduire en feuilles minces restant molles et flexibles.

L'étain est à peu près inaltérable à l'air à la température ordinaire : il s'oxyde très faiblement et sa surface se ternit à peine.

L'étain n'attaque pas les acides sauf l'acide chlorhydrique et l'acide azotique.

228. Usages. — L'étain en feuilles sert à préserver un grand nombre de substances alimentaires de l'action de l'air et de l'humidité (papier d'étain pour le chocolat, le saucisson, etc.).

Son inaltérabilité à l'air le fait employer pour recouvrir et protéger le fer qui prend alors le nom de *fer-blanc* ou *fer étamé* : le fer-blanc se conserve très bien quand la couche d'étain existe partout ; mais si le fer est à nu en un point, l'oxydation y est rapide et la rouille se propage comme sur le fer ordinaire et même mieux, car le fer et l'étain forment un couple électrique où le fer reçoit l'oxygène de l'eau décomposée. Cela explique pourquoi le fer-blanc coupé se détériore rapidement.

Étamage. — L'étamage a pour but de recouvrir un métal,

oxydable comme le fer ou toxique comme le cuivre, d'une légère couche d'étain inoxydable et inoffensif.

Étamage du fer : on nettoie les ustensiles en fer avec du sable et on les trempe ensuite dans un bain d'étain fondu, en ayant soin de les frotter ensuite avec un tampon d'étope imbibé de sel ammoniac.

Étamage du cuivre : on chauffe le vase en cuivre et on le frotte avec du chlorure d'ammonium ou mieux du chlorure d'ammonium et de zinc pour le décaper : l'oxyde de cuivre qui se trouve à la surface du métal et qui empêcherait l'adhérence de l'étain se change en chlorure que le frottement enlève facilement. On introduit ensuite de l'étain fondu que l'on promène sur toute la surface avec un tampon d'étope. Il se forme un alliage ne présentant qu'une mince épaisseur.

Soudure des plombiers. — On l'obtient en fondant 2 parties de plomb et 1 partie d'étain, souvent parties égales des deux métaux.

L'étain entre dans la constitution d'un grand nombre d'alliages : bronzes, soudure des plombiers, alliage pour vaisselle et robinets. Avec le mercure, il forme un amalgame qui sert à étamer les glaces.

LE CUIVRE

229. — *Le cuivre* (Cu) est assez répandu à l'état natif. On le retire surtout des *pyrites de cuivre* ou *pyrites cuivreuses* que l'on appelle encore *chalkopyrites* (sulfure de cuivre et de fer associé à du sulfure de zinc) qui renferment de 5 à 10 pour 100 de cuivre.

230. Propriétés. — Le cuivre est de couleur rouge. Frotté entre les doigts, il exhale une odeur désagréable. Densité 8,8.

Il est très ductile et très malléable; il est un peu moins tenace que le fer. C'est un des métaux qui conduisent le mieux la chaleur et l'électricité : constater que dans une casserole en cuivre l'eau bout plus vite que dans une casserole en fer; même fait pour les bouillottes des fourneaux.

Le cuivre fond vers 1150 degrés. A une température plus élevée il émet des vapeurs qui brûlent avec une flamme verte.

Le cuivre est inaltérable dans l'oxygène et dans l'air secs. Dans l'air humide il se recouvre d'une couche de *vert-de-gris* (hydro-carbonate de cuivre) qui protège le reste du métal. Cette couche qui se forme également sur les alliages de cuivre et d'étain (bronze) protège le métal contre toute altération ultérieure; c'est la *patine* recouvrant les anciennes statues.

Les acides, même les acides organiques les plus faibles (vinaigres, acides des corps gras, etc.), forment avec le cuivre des sels vénéneux : de là le danger de conserver des aliments dans des vases en cuivre mal étamés. Il est donc de toute nécessité que les vases en cuivre soient conservés dans un état de propreté irréprochable et soient parfaitement étamés.

On peut employer comme contrepoison de l'albumine (blanc d'œuf délayé dans de l'eau) qui forme avec l'oxyde de cuivre un composé insoluble, ou de l'eau fortement sucrée.

Nettoyage des appareils, des alambics en cuivre¹. — Pour bien nettoyer intérieurement les chaudières en cuivre, on utilise les cendres de bois ou des sables très fins avec lesquels on frotte vivement le cuivre à l'aide d'une poignée d'herbe. Lorsque tout est bien clair, on lave à grande eau.

Pour aller plus vite, on emploie l'acide sulfurique étendu d'eau (1 litre d'acide pour 10 litres d'eau); on trempe dans ce mélange un tampon de chiffon que l'on passe sur le cuivre, on frotte ensuite avec du grès ou du sable très fin. Quand tout est propre, on lave, puis on passe partout de la suie de bois (bouillie avec de l'eau) pour empêcher de ternir, et on lave de nouveau. Lorsque les bouillottes ou les chaudières en cuivre sont imprégnées de calcaire (par suite des eaux calcaires employées) on imprègne un tampon de linge ou de filasse fixé à l'extrémité d'un bâton avec de l'acide chlorhydrique et on frotte vivement (l'acide chlorhydrique décompose le calcaire, il se forme un chlorure de calcium soluble) jusqu'à ce que le calcaire soit désagrégé, puis on rince à grande eau pour empêcher l'acide chlorhydrique d'attaquer le cuivre.

Soudure du cuivre. — Pour souder on emploie :

Le fer à souder; il a d'un côté une partie en biseau que l'on maintient étamée; pour cela on lime un peu le biseau, on le trempe dans l'acide chlorhydrique, on le chauffe et on y passe la baguette de soudure;

La soudure d'étain; c'est celle dont nous avons parlé p. 171;

L'acide chlorhydrique (esprit de sel); il sert pour souder et étamer; il doit préalablement être décomposé à l'aide de quelques rognures de zinc, que l'on y aura fait dissoudre (il y a formation d'un chlorure de zinc). A défaut d'acide chlorhydrique, on peut se servir de bougie ou de résine.

Les parties à souder sont nettoyées à la lime; on les trempe dans l'acide chlorhydrique préparé comme il est dit plus haut, et l'on fait couler dessus la soudure d'étain avec le fer à souder chaud que l'on promène sur l'endroit à souder, afin de bien étamer la place; après, on fait fondre à nouveau de la soudure et, en y appliquant le fer, on l'étale de façon à marier les deux parties.

Remarque. — Le fer à souder doit être chauffé presque au

1 Procédés indiqués par M. Deroy, constructeur d'appareils en cuivre.

rouge noir en plaçant le biseau étamé hors du feu et le gros bout dedans.

231. Usages. — Le cuivre est utilisé pour la construction d'une foule d'ustensiles et d'appareils industriels : ustensiles de cuisine, alambics, chaudières, etc. C'est surtout sous forme d'alliages qu'il a le plus d'emplois.

Le laiton ou cuivre jaune (alliage de cuivre et de zinc) est plus dur que le cuivre et se laisse laminier, marteler et travailler quand on lui a ajouté un peu de plomb et d'étain afin qu'il ne graisse pas les outils.

Le maillechort (alliage de cuivre, zinc, nickel) est blanc, dur, peu altérable, on s'en sert pour la sellerie, dans la fabrication des couverts que l'on argente. Les bronzes (alliage de cuivre et d'étain) sont de composition variable suivant leur destination.

PRINCIPAUX COMPOSÉS DE CUIVRE

232. — *L'oxyde cuivrique* (CuO) que l'on appelle encore *bioxyde de cuivre* est l'oxyde que l'on obtient quand on chauffe à l'air de la tournure de cuivre, il se présente sous la forme de pellicule noire que l'on peut enlever

233. Sulfate de cuivre. — Le *sulfate de cuivre* ($\text{SO}_4\text{Cu} + 5\text{H}_2\text{O}$), appelé encore *vitriol bleu, couperose bleue*, est le plus important des sels de cuivre, surtout au point de vue agricole.

Préparation. — On obtient le sulfate de cuivre de plusieurs manières :

1° En faisant agir à chaud de l'acide sulfurique concentré sur des rognures ou planures de cuivre des ateliers travaillant le cuivre; le liquide contient le sulfate de cuivre que l'on fait cristalliser par évaporation;

2° En saupoudrant de soufre les lames de cuivre qui ont servi au doublage des navires et en exposant le tout à l'action de la chaleur et de l'air dans un four. Le cuivre se transforme partiellement en sulfate. Les lames plongées dans l'eau abandonnent leur sulfate de cuivre que l'on obtient ensuite par cristallisation;

3° Par le grillage des pyrites cuivreuses disposées par couches alternatives avec du combustible; par le lessivage du produit, on obtient un liquide qui dépose du sulfate de cuivre. *Le sel obtenu est impur, il contient notamment du sulfate de fer dont on se débarrasse par un traitement ultérieur*¹.

234. Propriétés. — Le sulfate de cuivre se présente en cristaux bleus, solubles dans l'eau, ayant une saveur métallique très désagréable.

Quand on chauffe ces cristaux, ils perdent leur eau de cristallisation et deviennent blancs; ils reprennent leur couleur bleue quand on les met dans l'eau.

1. On ajoute un peu d'acide azotique et on évapore pour peroxyder le fer et le rendre insoluble.

Le sulfate de cuivre a une réaction acide : un papier de tournesol bleu trempé dans une solution de sulfate de cuivre devient rouge.

235. Action du sulfate de cuivre sur les champignons. — Les champignons sont très sensibles à l'action du sulfate de cuivre. Benedict Prévost a montré qu'une quantité de sulfate de cuivre évaluée à un quatre-cent-millième du poids de l'eau suffit pour enlever à la carie du blé (champignon qui attaque le blé) la propriété de germer à une température peu élevée. MM. Millardet et Guyon ont montré qu'une quantité plus faible encore suffit pour tuer un champignon¹ qui attaque la vigne (*le mildiou*).

Cette action explique l'emploi que l'on fait du sulfate de cuivre pour détruire les champignons qui attaquent les plantes.

Sulfatage des grains de blé pour préserver le blé de la carie. — On fait dissoudre 400 à 500 grammes de sulfate de cuivre dans 100 litres d'eau; 10 litres de cette solution suffisent pour 1 hectolitre de grains. On met les grains dans cette solution, on brasse et on laisse sécher pendant 24 ou 48 heures.

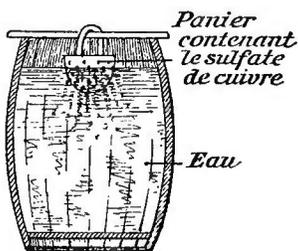


FIG. 123. — DISPOSITIF POUR LA DISSOLUTION RAPIDE DU SULFATE DE CUIVRE OU DU CARBONATE DE SODIUM.

Bouillie au sulfate de cuivre pour le traitement des vignes contre le mildiou et le black-rot. — Le sulfate de cuivre, ayant une réaction acide, brûlerait les feuilles. Pour neutraliser ou diminuer cette acidité on emploie une base (chaux, carbonate de soude, etc.). De là trois sortes de bouillies :

1° les bouillies *basiques* (contenant un léger excès de base); 2° les bouillies *neutres*; 3° les bouillies *acides* ayant encore une légère acidité.

Les bouillies au sulfate de cuivre prennent des noms différents suivant la base employée.

Bouillie bordelaise (la base employée est la *chaux*). — On la prépare de la manière suivante: pour 1 hectolitre de bouillie, on fait dissoudre le sulfate de cuivre dans 80 litres d'eau et l'on y verse un lait de chaux formé seulement de 10 à 12 litres d'eau renfermant la quantité de chaux nécessaire.

a) *Bouillie bordelaise basique* :

	Pour le mildiou et pour les régions sèches.	Pour le black-rot et pour les régions humides.
Sulfate de cuivre.	1 ^{kg} ,500	2 kilogrammes.
Chaux grasse en pierre.	0 ^{kg} ,750	1 kilogramme.
Eau.	100 litres.	100 litres.

b) *Bouillie bordelaise neutre*. -- On emploie les mêmes produits. Pour ob-

1. Le *Peronospora viticola*.

tenir la neutralité de l'acide, on ajoute peu à peu à la dissolution de sulfate de cuivre (sulfate de cuivre dans 50 litres d'eau) le lait de chaux étendu d'eau en agitant constamment jusqu'à ce que le papier de tournesol⁴, mis dans le mélange, passe du rouge au bleu.

c) *Bouillie bordelaise acide*². — On prépare d'abord une bouillie neutre et on ajoute par hectolitre 200 à 250 grammes de sulfate de cuivre pour la rendre légèrement acide.

Bouillie bourguignonne (on emploie le carbonate de soude pour neutraliser l'acidité du sulfate de cuivre). — On procède comme pour la bouillie bordelaise :

a) *Bouillie bourguignonne basique*. — Ne doit pas être employée, elle est trop lourde et se répartit mal ;

b) *Bouillie bourguignonne neutre* :

	Pour le mildiou et pour les régions sèches.	Pour le black-rot et pour les régions humides.
Sulfate de cuivre.	1 ^{kg} ,500	2 kilogrammes.
Carbonate de soude à 90° (Solvay).	0 ^{kg} ,675	0 ^{kg} ,900
Eau.	100 litres.	100 litres.

c) *Bouillie bourguignonne acide*. — Faire d'abord une bouillie neutre, puis ajouter 200 à 250 grammes de sulfate de cuivre.

Bouillies au sulfate de cuivre et savon. — On ajoute au sulfate de cuivre (doses indiquées ci-dessus 1^{kg},500 et 2 kilogrammes) du savon (1^{kg},500 à 2 kilogrammes)⁵. On verse le savon en poudre dans la solution de sulfate de cuivre et on agite.

Bouillies au sulfate de cuivre et permanganate de potasse. — On ajoute aux bouillies ci-dessus (sauf la bouillie au savon), 25 à 50 grammes de permanganate de potasse par hectolitre dissous dans 1 litre d'eau.

Bouillie sucrée. — C'est une bouillie bordelaise dans laquelle on ajoute 200 à 250 grammes de mélasse délayée dans de l'eau.

Bouillies cupriques insecticides. — Elles sont employées surtout en vue de détruire l'altise. Parmi ces bouillies, nous citerons :

Les *bouillies arsenicales*. — On prépare à l'avance les trois solutions suivantes :

a) Faire dissoudre dans 10 litres d'eau bouillante : 1 kilogramme d'acide arsénieux (arsenic blanc du commerce), 1 kilogramme de carbonate de soude (soude Solvay). Faire bouillir pendant une demi-heure.

b) Faire dissoudre dans 60 litres d'eau 10 kilogrammes de sulfate de cuivre.

c) Faire un lait de chaux de 20 kilogrammes de chaux grasse et compléter le volume à 1 hectolitre.

On verse dans un vase quelconque et dans l'ordre suivant, en agitant après chaque addition, comme pour la bouillie bordelaise : 1° 90 litres d'eau ; 2° 12 litres de la liqueur cuivrique *b* ; 3° 1 litre de liqueur arsenicale *a* ; 4° 5 litres de lait de chaux *c*. On obtient ainsi 1 hectolitre de bouillie.

1. On peut employer à la place du papier de tournesol du papier trempé dans la phénol-phtaléine qui rougit en présence des bases, la réaction est plus visible.

2. La plupart des praticiens accordent la préférence aux bouillies légèrement acides dont l'action est certainement plus immédiate.

3. Ces chiffres ne sont qu'approximatifs, car le sulfate de cuivre et surtout le carbonate de soude ne sont souvent pas purs. Dans certains carbonates de soude on a trouvé jusqu'à 20 à 22 pour 100 de sulfate de soude.

Les *bouillies avec poudre de pyrèthre*. — 1^{kg},500 de poudre de pyrèthre par hectolitre de bouillie.

Les *bouillies avec jus de tabac*. — 1 litre et demi par hectolitre de bouillie.

Les *bouillies avec aloès*. — 100 grammes d'aloès dissous dans l'eau bouillante pour 1 hectolitre de bouillie.

Bouillies mixtes au soufre. — On réunit le soufre au sulfate de cuivre pour traiter la vigne à la fois contre l'oïdium et le mildiou (2 kilogrammes de soufre par hectolitre de bouillie).

Le sulfate de cuivre dans la conservation du bois. — On emploie le sulfate de cuivre en solution pour la conservation des bois, soit par injection, soit par trempage (voir page 231).

236. Action du sulfate de cuivre sur l'organisme. — Le sulfate de cuivre est considéré comme *véneux*. On a cependant beaucoup exagéré cette action véneuse : à dose relativement élevée, il agit comme vomitif violent et produit une inflammation de l'intestin ; à dose faible, il n'a que peu d'action sur l'organisme¹.

Cette question est importante étant donné que les vins provenant des vignes ayant été traitées au sulfate de cuivre peuvent contenir une certaine quantité de ce sel. On a prétendu avec erreur que ces vins présentaient de sérieux dangers : en réalité, dans les vins provenant de vignes sulfatées on trouve en moyenne au plus par litre 1/10 de milligramme de cuivre², quantité qui ne présente absolument aucun danger.

237. Achat et falsifications du sulfate de cuivre. — Le sulfate de cuivre que l'on vend dans le commerce est généralement garanti³ à 98 à 99 pour 100 de sulfate de cuivre pur correspondant à 31,2 à 31,5 d'oxyde de cuivre.

On fraude le sulfate de cuivre en le mélangeant à divers autres sulfates ayant beaucoup moins de valeur, tels que sulfate de fer, de zinc, de potasse, de soude.

Comment on reconnaît un sulfate de cuivre pur :

Expérience. — On fait une dissolution du sulfate de cuivre à essayer et on y verse quelques gouttes d'ammoniaque. Si le produit est pur, le liquide est d'un beau bleu sans aucun trouble.

Falsification avec le sulfate de fer, le sulfate de zinc :

Expérience. — En versant dans la solution de sulfate de cuivre quelques gouttes d'ammoniaque on constate la formation d'un précipité *bleu rouille*, s'il y a du sulfate de fer, et *blanc sale*, s'il y a du sulfate de zinc.

1. Le docteur Galippe ainsi que le docteur Gerbière ont pu s'assurer sur eux-mêmes que les sels de cuivre à dose relativement élevée sont peu dangereux.

2. Dans un seul cas, M. Riche a relevé 4^{mm},5.

3. Se faire donner une garantie sur facture.

Falsification avec les sulfates de potasse et de soude :

Expérience. — On trempe un fil de platine recourbé en boucle, dans la solution de sulfate de cuivre à essayer et on chauffe à la lampe à alcool. Si la flamme prend une belle coloration vert bleuâtre, on peut être certain que le sulfate de cuivre est pur; si au contraire elle se colore en jaune bleuâtre, le sulfate de cuivre est mélangé avec du sulfate de soude ou de potasse.

Si les essais que nous venons d'indiquer montrent qu'il y a eu fraude, l'acheteur ne doit pas hésiter à faire vérifier le titre du sulfate de cuivre dans un laboratoire.

LE PLOMB

238. — *Le plomb* (Pb) est un métal que l'on rencontre rarement à l'état natif.

Les deux minerais les plus employés pour l'extraction du plomb sont : la *galène* ou *sulfure de plomb*, contenant généralement un peu d'argent, et le *carbonate de plomb*, beaucoup moins exploité.

239. Propriétés. — Le plomb est un métal gris bleuâtre, brillant quand il vient d'être fraîchement coupé, se ternissant rapidement à l'air.

C'est un des métaux les plus lourds : densité 11,4. C'est le plus mou des métaux usuels; on le plie facilement, on le raye avec l'ongle, on peut facilement le couper avec un couteau.

Il laisse une trace grise sur le papier.

Le plomb fond à 325 degrés. Il est assez malléable et assez ductile, mais très peu tenace; un fil de plomb, s'il a un petit diamètre, se brise facilement, aussi ne peut-on utiliser les fils de plomb que s'ils ont un diamètre assez fort.

Action de l'air. — Exposé à l'air, le plomb se ternit et se recouvre d'une mince couche grisâtre de sous-oxyde de plomb. Mais l'altération s'arrête à la surface, car l'oxyde formé sert de vernis protecteur au reste du métal.

Action de l'eau. — *Expérience.* — 1° Mettre dans un verre de la grenaille de plomb et de l'eau distillée; 2° mettre dans un deuxième verre de la grenaille de plomb et de l'eau ordinaire (fig. 120).

Au bout de quelque temps, on constate que l'eau distillée se trouble par la formation d'un nuage blanc, tandis que l'eau ordinaire reste limpide.

Dans les deux cas, l'oxygène et le gaz carbonique dissous dans l'eau attaquent la grenaille de plomb et donnent du car-

bonate de plomb, *sel vénéneux*. Seulement, dans l'eau distillée, ce sel s'y diffuse en blanc alors que dans l'eau ordinaire, d'après Schlœsing,

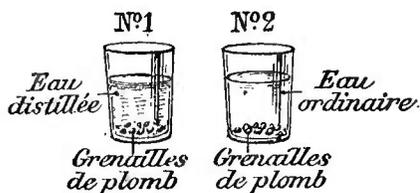


FIG. 129. — ACTION DE L'EAU SUR LE PLOMB. — L'eau distillée dans le verre 1 se trouble. L'eau ordinaire dans le verre 2 reste limpide.

il est coagulé et précipite sur le métal grâce aux sels calcaires que contiennent toutes les eaux ordinaires ; il se forme ainsi un dépôt qui arrête l'attaque après un certain temps. *On voit par là que les canalisations en plomb peuvent servir à distribuer des eaux potables plus ou moins calcaires, tandis qu'elles présentent des dangers dans le cas d'eau trop pures, comme les eaux de pluies par exemple.* Il ne faut pas amener les eaux de pluies par des canalisations en plomb.

D'après M. Schlœsing, les canalisations en plomb n'offrent qu'un danger, celui qu'entraînent les coups de bélier. « Quand on ferme brusquement un robinet adapté à une conduite, on arrête instantanément toute une colonne d'eau en mouvement ; il en résulte un choc qui peut détacher des croûtes de carbonate de plomb adhérentes aux parois intérieures des tuyaux, et ces croûtes sont ensuite entraînées avec l'eau. On évite cet inconvénient en employant des robinets particuliers à vis ou à pression qui n'interrompent le courant d'eau que progressivement.

Action des acides. — Parmi les acides, il n'y a guère que l'acide azotique qui soit attaqué par le plomb.

Action physiologique. — Le plomb est très vénéneux. Tous les ouvriers qui manient ce métal ou ses composés peuvent être sujets à un empoisonnement lent qui se manifeste par un amaigrissement, de la pâleur et des coliques dites *coliques des peintres* ou coliques saturnines.

Le colique sèche des pays chauds n'est autre qu'une colique saturnine, produite par l'emploi d'eau de mer distillée dans des appareils munis de serpents en plomb (Grimaux).

240. Usages. — Le plomb est très employé en feuilles pour garnir des cuves en bois, pour tapisser les murs craignant l'humidité.

On l'utilise pour la fabrication des tuyaux, du plomb de chasse. Dans ce dernier cas on lui ajoute 5 à 8 millièmes d'arsenic pour donner aux grains de plomb une forme sphérique.

La *soudure des plombiers* contient 66 pour 100 de plomb et 33 pour 100 d'étain.

241. Oxydes de plomb. — 1° **Le protoxyde de plomb** PbO se présente sous deux variétés : le massicot et la litharge.

Le *massicot*, de couleur jaunâtre, sert à préparer la litharge et le *minium*.

La *litharge*, de couleur rouge, sert à préparer la céruse. Elle rend l'huile de lin siccativ.

2° **Le minium** Pb^3O^4 que l'on obtient en chauffant du massicot à l'air se présente sous forme de poudre rouge vif insoluble dans l'eau. On se sert beaucoup de minium en peinture pour protéger le fer contre l'oxydation, pour peindre les charpentes et autres travaux métalliques. La cire rouge à cacheter est colorée par du minium.

242. Carbonate de plomb. — Le carbonate de plomb ($Co^3 Pb$) est appelé encore *céruse* ou *blanc de plomb*. On le vend dans le commerce sous forme de poudre blanche assez lourde, insoluble dans l'eau pure. Délayé avec l'huile de lin il donne une belle peinture blanche très employée pour couvrir le bois et le fer.

Broyé avec une petite quantité d'huile de lin, on obtient le mastic.

C'est un sel très vénéneux. Pour cette raison, on lui préfère quelquefois le blanc de zinc ou oxyde de zinc.

LE MERCURE

243. — Le mercure est retiré d'un minerai, le *cinabre* ou sulfure de mercure.

Propriétés. — Le mercure (Hg) est un métal *liquide*, blanc, brillant, très lourd (densité 13,6). Il bout à 350 degrés. Il s'altère lentement au contact de l'air, en se recouvrant d'une mince couche de sous-oxyde de mercure qui s'attache facilement au verre (exemple dans les manomètres).

Presque tous les acides ne l'attaquent qu'à chaud, excepté l'acide azotique qui l'attaque à chaud et à froid.

Le mercure est un poison violent. Comme contrepoison, on emploie l'iode de potassium à faibles doses et souvent répétées.

Usages. — Le mercure est employé dans la construction des baromètres des thermomètres, des manomètres, pour amalgamer le zinc des piles. L'amalgam d'étain constitue le tain destiné à l'étamage des glaces.

Principaux sels de mercure. — 1° **Le chlorure mercurieux** ou *proto chlorure de mercure* appelé encore **calomel** ou **sublimé doux** ($Hg^2 Cl^2$). Il se présente sous forme de masses cristallines ou sous forme de poudre blanche, suivant le procédé de préparation. Il est insoluble dans l'eau.

Sous l'influence des chlorures alcalins (par exemple, le chlorure de sodium ou sel marin), le chlorure mercurieux se transforme en chlorure mercurique, poison violent : de là, le danger que présente l'absorption des aliments salés peu de temps après avoir pris du calomel. Le calomel est très usité comme purgatif et comme vermifuge.

2° **Le chlorure mercurique** ou **bichlorure de mercure** ou **sublimé corrosif** ($Hg Cl^2$). — Il se présente en masses blanches, compactes, cristallines, solubles dans l'alcool mais peu solubles dans l'eau. Il est très vénéneux, *c'est un des poisons les plus violents*. Comme contrepoison, on peut employer l'albumine ou blanc d'œuf formant avec le sublimé corrosif un composé insoluble inoffensif.

Sa dissolution est très employée comme antiseptique. La *liqueur de Van Swieten* est une solution au millième de sublimé dans un mélange d'eau et d'alcool; elle doit faire partie de la petite pharmacie de tout agriculteur.

ARGENT, OR, PLATINE, NICKEL

244. — L'argent (Ag), que l'on extrait principalement du sulfure et du chlorure d'argent est un métal blanc inoxydable à l'air, facilement attaquant par la plupart des acides. Il entre dans la composition de l'alliage des monnaies (argent et cuivre).

Le chlorure et le bromure d'argent sont employés en photographie.

L'azotate d'argent (AzO^3Ag). — L'azotate d'argent cristallise en lamelles solubles dans l'eau. L'azotate d'argent fondu, coulé dans une lingotière, se fige en cylindres grisâtres; connus sous le nom de *Pierre infernale*, très employés pour la cautérisation; il doit faire partie de la pharmacie de campagne.

L'azotate d'argent noircit sous l'action de la lumière (le conserver à l'abri de la lumière), de là son emploi en photographie.

Les matières organiques décomposent rapidement l'azotate d'argent en donnant de l'argent métallique : de là les taches noires que produit ce sel au contact de la peau et des tissus. *C'est un poison énergique*. On se sert de la propriété de l'azotate d'argent de noircir les tissus, *pour marquer le linge* : on dissout dans 35 grammes d'eau :

Nitrate ou azotate d'argent.	10 grammes.
Sulfate de cuivre.	5 —
Carbonate de soude.	10 —
Gomme arabique.	12 —
Ammoniaque	30 —

Il suffit d'imprégner un cachet en bois avec cette liqueur, d'imprimer le linge et d'exposer à la lumière.

Plus simplement, on peut recouvrir le linge d'une couche de gomme mêlée de carbonate de sodium, et sur cette couche de gomme on écrit avec une solution d'azotate d'argent.

245. — L'or (Au) se rencontre dans la nature surtout à l'état natif sous forme de paillettes ou de grains disséminés dans des filons de quartz ou dans les terrains d'alluvions provenant de la désagrégation par l'eau, des terrains anciens. Beaucoup de rivières coulant dans ces terrains charient des paillettes d'or, en trop faible quantité d'ailleurs pour qu'elles soient extraites avantageusement.

L'or est un métal jaune légèrement rougeâtre, très ductile, très malléable, inaltérable à l'air à toutes les températures, n'attaquant aucun acide sauf l'eau régale. Mêmes usages que l'argent.

246. — Le platine (Pt) se rencontre à l'état natif dans les sables d'alluvions anciennes, mélangé à l'or et à d'autres métaux. C'est un métal d'un blanc grisâtre, très malléable, très tenace, inaltérable à l'air à toutes les températures, n'attaquant aucun acide, sauf l'eau régale. Il est employé dans les laboratoires pour fabriquer des creusets devant être portés à une haute température.

246 bis. — Le nickel (Ni) est un métal blanc grisâtre, très dur, très ductile et très malléable ($D = 8.27$). Il ne s'oxyde pas à l'air à la température ordinaire; aussi l'emploie-t-on pour recouvrir le fer et le préserver de l'oxydation.

Le nickel entre dans la composition de certains alliages (maillechort); la monnaie de nickel est un alliage de nickel et de cuivre. Le nickel sert à recouvrir les métaux d'une couche inaltérable et susceptible d'un beau poli (on emploie pour le nickelage le sulfate de nickel).

3^{me} PARTIE : CHIMIE ORGANIQUE

CHAPITRE I

NOTIONS PRÉLIMINAIRES

D'après M. Berthelot, la chimie organique a pour objet l'étude chimique des matières contenues dans les êtres vivants (animaux ou végétaux.)

Ces *matières organiques* contiennent du *carbone* associé à un petit nombre de corps simples : *hydrogène, oxygène ou azote*. A ces éléments se joignent quelquefois, mais en petite quantité, d'autres substances (soufre, phosphore et autres métalloïdes, même des métaux).

Toutes les matières organiques contenant du carbone, on définit souvent la chimie organique : l'*étude des composés du carbone*.

247. Substances organisées et substances organiques. —

Les *substances organisées* sont des mélanges complexes constitués par des organes ou des fragments d'organes qui ont été doués de vie, exemple : la peau, le sang, le lait, les os, la farine de blé, le jus de citron, etc. Ces substances ne prennent jamais la forme cristalline.

Les *substances organiques* sont des corps que l'on peut retirer des substances organisées. Ces corps ont fréquemment la structure cristalline, ils ont une composition constante, des propriétés physiques et chimiques bien définies. Exemple : l'acide citrique que l'on peut retirer du jus de citron, l'amidon que l'on extrait de la farine de blé, etc.

248. Composition des matières organiques. — La composition des matières organiques se détermine par deux opérations successives qui sont : 1° l'*analyse immédiate*; 2° l'*analyse élémentaire*.

Analyse immédiate. — Faire l'analyse immédiate d'une matière organique, c'est séparer les substances organiques qui la composent.

EXEMPLE. — 1° Si l'on malaxe de la farine sous un filet d'eau, une matière blanche pulvérulente est entraînée, c'est de l'*amidon*, et il reste dans la main une matière plastique, le *gluten*.

2° Si on procède de la même façon avec la bouillie obtenue en râpant une pomme de terre, on a de la *cellulose* et une matière, la *fécule*, analogue à de l'*amidon*.

3° Dans une orange, on distingue à première vue trois portions différentes : l'écorce, le jus sucré et les cellules qui le contiennent. De l'écorce on peut extraire une essence aromatique et un produit colorant ; du jus, on retire du sucre et un acide. Séparer tous ces corps, c'est faire l'analyse immédiate.

Les procédés employés dans l'analyse immédiate sont très variables ; tantôt on a recours à un triage mécanique, tantôt à la pression lorsqu'ils agissent par exemple d'extraire des jus sucrés ou des huiles, des cellules qui les contiennent. Dans certains cas on utilise l'action de la chaleur, quand il est nécessaire par exemple de séparer deux liquides dont l'un est plus volatil que l'autre, ou deux corps solides dont les points de fusion sont très différents. On emploie également pour séparer les différents corps des dissolvants appropriés : l'eau, l'alcool, l'éther, le sulfure de carbone, etc.

Analyse élémentaire. — Reprendre chacune des substances organiques obtenues par l'analyse immédiate (*amidon*, *cellulose*, etc.) et chercher les corps simples dont elles sont formées, c'est faire l'analyse élémentaire¹

Comme les corps organiques sont composés presque exclusivement de *carbone d'hydrogène*, *d'oxygène* et *d'azote*, il suffit de doser exactement ces quatre corps.

249. Classification de substances organiques. — Les substances ou corps organiques sont si nombreux qu'on a été obligé de les classer en plusieurs groupes pour pouvoir les étudier plus facilement.

Ces principaux groupes sont :

1° Les *carbures d'hydrogène* composés seulement de deux éléments : le carbone et l'hydrogène.

2° Les *alcools* dont le type est l'alcool ordinaire.

3° Les *aldéhydes* produits par une première oxydation des alcools.

4° Les *acides* produits par une oxydation plus avancée des alcools.

5° Les *éthers* résultant de l'union des alcools avec les acides ou avec les alcools eux-mêmes.

6° Les *alcalis organiques* qui contiennent les corps provenant de l'action de l'ammoniaque sur les alcools ainsi que les alcalis naturels qui s'y rattachent.

7° Les *amides* produits par l'action de l'ammoniaque sur les acides et dont on rapproche les *composés albuminoïdes*.

1. Nous ne parlons pas de cette analyse pour ne pas sortir du cadre élémentaire de l'ouvrage.

CHAPITRE II

CARBURES D'HYDROGÈNE

GÉNÉRALITES SUR LES CARBURES D'HYDROGÈNE

250. Propriétés générales des carbures. — Les carbures d'hydrogène ou hydrocarbures sont des corps neutres composés seulement de carbone et d'hydrogène.

Les carbures d'hydrogène sont les plus simples des corps organiques puisqu'ils ne renferment que deux éléments. L'hydrogène, avec la plupart des métalloïdes, tels que le soufre, le chlore, le phosphore, ne produit qu'un petit nombre de composés, mais avec le carbone il donne une infinité de corps différents.

Les propriétés des carbures sont très variées; il y a :

1° Des *carbures gazeux* à la température ordinaire, exemple : l'acétylène, le gaz des marais, etc.

2° Des *carbures liquides* très volatils, exemple : la benzine, l'essence de térébenthine.

3° Des *carbures solides*, exemple : la paraffine, la naphthaline, le caoutchouc, etc.

Propriétés communes à tous les carbures. — Les carbures d'hydrogène brûlent facilement et avec flamme.

La flamme est peu brillante quand l'hydrogène domine et que l'air brûle complètement le carbone.

La flamme est brillante quand le carbone entre en grande quantité dans le carbure.

La flamme est fuligineuse (elle fume) quand il y a trop de carbone dans le carbure.

251. Classification des carbures. — Les carbures d'hydrogène sont si nombreux qu'il a fallu, pour en faciliter l'étude, les grouper en familles ou en séries.

Chaque série renferme les carbures qui ont des propriétés communes.

Chaque série diffère de la précédente par deux atomes d'hydrogène (H^2) en moins pour le même nombre d'atomes de carbone.

Dans chaque série, les carbures successifs diffèrent entre eux par CH^2 ; on les appelle des corps homologues.

1 ^{re} SÉRIE. — Carbures forméniques. — Formule générale.	$C^n H^{2n+2}$
Le premier terme est le gaz des marais ou formène	$C^2 H^4$
Le deuxième terme,	$C^3 H^6$
Le troisième terme.	$C^4 H^8$
	etc.
2 ^{de} SÉRIE. — Carbures éthyléniques. — Formule générale.	$C^n H^{2n}$
Le premier terme est le bicarbure d'hydrogène ou éthylène.	$C^2 H^4$
Le deuxième terme, propylène.	$C^3 H^6$
Le troisième terme, butylène.	$C^4 H^8$
	etc.
3 ^{de} SÉRIE. — Carbures acétyléniques. — Formule générale	$C^n H^{2n-2}$
Le premier terme est l'acétylène.	$C^2 H^2$
Le deuxième terme.	$C^3 H^4$
	etc.
4 ^{de} SÉRIE. — Carbures camphéniques. — Formule générale.	$C^n H^{2n-4}$
Dans cette série on peut citer le camphène ou térébenthène	
entrant dans l'essence de térébenthine.	$C^{10} H^{16}$
5 ^{de} SÉRIE. — Carbures benzéniques. — Formule générale	$C^n H^{2n-6}$
Le premier terme est la benzine.	$C^6 H^6$
Le deuxième terme le toluène.	$C^7 H^8$
	etc.

On pourrait continuer cette classification; mais comme les séries supérieures ne présentent aucun intérêt pratique, nous nous bornerons à citer encore :

La naphthaline	$C^{10} H^8$	} Dans des séries supérieures.
L'anthracène.	$C^{14} H^{10}$	

Remarque. — Nous ne pouvons songer à étudier chacune de ces familles; nous étudierons simplement les types principaux.

PÉTROLES ET FORMÈNE OU GAZ DES MARAIS

Les carbures forméniques, appelés encore **hydrocarbures saturés**¹, constituent par leur mélange la partie principale des pétroles.

252. Pétroles. — Les *pétroles* ou *huiles minérales*, ou encore *huiles de naphte*, sont des mélanges d'hydrocarbures se présentant sous la forme de *liquide* jaunâtre, ou brun noirâtre, épais, d'une odeur désagréable, et très inflammables.

On les trouve en Pensylvanie (Amérique), au Caucase, etc. Le pétrole d'Amérique se trouve généralement dans des espèces de poches ayant une forme irrégulière et à la base desquelles est disposée de l'eau salée. au-dessus s'amassent les huiles de pétrole, et enfin à la partie supérieure se trouvent des gaz comprimés.

1. Parce qu'ils ne fixent directement aucun élément.

Suivant que les puits sont creusés dans l'une de ces trois couches, on obtient de l'eau salée, des huiles ou des gaz.

Le pétrole brut que l'on extrait des puits est trop inflammable pour être employé sans danger; on est obligé de lui enlever par distillation les corps les plus inflammables. On distille le pétrole dans de grandes cornues chauffées par un courant de vapeur pour éviter tout danger d'incendie. Les produits obtenus sont les suivants :

1° Les **éthers de pétrole** qui passent à la distillation entre 45 et 70 degrés, liquides légers, très inflammables, dangereux à manier. On les emploie pour dissoudre les résines.

2° L'**essence de pétrole ou essence minérale** recueillie à la distillation entre 80 et 120 degrés, très inflammable. On l'emploie pour l'éclairage; on ne doit l'utiliser que dans des lampes à éponge : l'éponge imbibée d'essence cède à la mèche le liquide par capillarité. C'est un dissolvant des corps gras, des vernis.

3° L'**huile de pétrole ou pétrole** qui passe à la distillation entre 150 et 280 degrés. Il n'émet pas de vapeurs à la température ordinaire comme l'essence. Pour qu'il puisse être employé sans danger on lui fait subir certains traitements (traitement à l'acide sulfurique, lavage à la soude caustique, etc.), on obtient alors le **pétrole rectifié** d'un usage courant dans l'éclairage.

Comment on distingue le pétrole d'avec l'essence :

Expérience. — Dans deux soucoupes ou même sur le sol, on met quelques gouttes de liquide et on approche une allumette enflammée, l'essence prend feu immédiatement, le pétrole ne prend pas feu.

Le pétrole est employé pour l'éclairage. On l'utilise aussi en horticulture et en viticulture comme insecticide :

Émulsion Hubbard-Killey :

Pétrole 10 litres	} Dissoudre d'abord le savon dans l'eau chaude, ajouter ensuite le pétrole et remuer pendant 5 minutes.
Savon dur 1/2 litre	
Eau bouillante 5 litres.	

Formule des stations américaines :

Pétrole 7 litres	} Faire dissoudre le savon dans l'eau bouillante, puis retirer du feu et agiter fortement pendant 5 minutes. Le mélange s'emploie dilué dans 30 parties d'eau contre les cochenilles et autres succurs.
Eau de pluie 3 litres.	
Savon mou 250 ^{gr}	

4° Les **huiles lourdes** qui passent entre 300 et 400 degrés. On les emploie au chauffage des machines à vapeur et au graissage.

En refroidissant ces huiles lourdes, il se dépose un corps qui, purifié, devient blanc, translucide : c'est la **paraffine**.

La **paraffine** est employée pour fabriquer des bougies translucides, pour rendre les bouchons imperméables, pour préparer des papiers paraffinés ne craignant pas l'humidité et ne laissant pas passer l'air (papiers utilisés pour boucher les pots de confitures, etc.).

Expérience. — Préparation d'un papier paraffiné : on fait fondre de la paraffine dans une assiette. On trempe une feuille de papier et on la retire aussitôt. La paraffine se solidifie sur la feuille.

5° Le résidu de ces distillations évaporé à l'air, puis décoloré par du noir animal forme la **vaseline**, matière ressemblant à de la graisse, très employée en pharmacie pour remplacer les corps gras, elle a l'avantage de ne pas rancir. On l'utilise également pour garantir les surface métalliques contre la rouille.

6° Le dernier produit qui reste dans la cornue est un coke assez dense, utilisé pour le chauffage.

253. Bitumes. — Les bitumes sont également des mélanges d'hydrocarbures.

L'**asphalte** est un bitume noir mélangé à du sable et à du calcaire. On l'utilise pour en revêtir nos chaussées.

On trouve dans la nature des **schistes bitumineux** qui, chauffés, donnent un gaz d'éclairage très éclairant et des carbures d'hydrogène connus sous le nom d'*huiles de schiste* employés pour l'éclairage. Parmi ces schistes on peut citer le boghead.

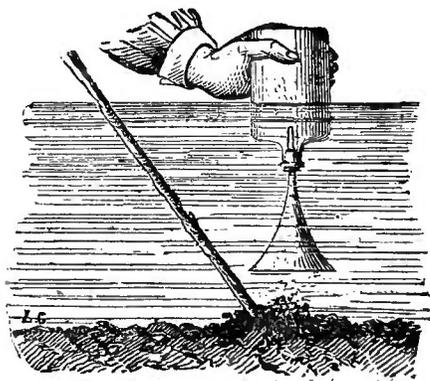


FIG. 130. — EXTRACTION DU GAZ DES MARAIS.

On remue la vase avec un bâton; on recueille dans le flacon du gaz des marais avec du gaz carbonique, de l'azote et de l'oxygène.

On remue la vase des marais avec un bâton. On recueille le gaz dans un flacon à l'aide d'un entonnoir. Le gaz recueilli n'est pas pur, il contient du gaz carbonique que l'on peut retenir avec de la potasse, de l'oxygène que l'on peut retenir avec du phosphore, et de l'azote qui n'influe pas sur ses propriétés.

254. Formène ou gaz des marais. CH_4 . — Le gaz des marais que l'on appelle aussi formène, méthane ou protocarbure d'hydrogène, se produit par la décomposition lente des végétaux enfouis sous l'eau, au fond de la vase des marais et de toutes les eaux stagnantes.

Extraction du gaz des marais (fig. 130). — On peut obtenir du gaz des marais en remuant la

Propriétés. — Le gaz des marais est incolore, inodore, sans saveur, plus léger que l'air.

Il brûle avec une flamme d'un blanc jaunâtre, *peu éclairante*, en produisant du gaz carbonique et de l'eau.

Mélangé avec de l'air, il détone à l'approche d'une flamme avec une très grande violence. *C'est ce mélange qui constitue le grisou* dans les mines de charbon. Lorsque les mineurs font usage d'une lampe ordinaire ils risquent de provoquer une explosion de grisou qui occasionne des accidents terribles. Pour se garantir contre les dangers d'explosion, les mineurs emploient la *lampe Davy* dont la flamme est entourée d'une toile métallique. La toile métallique a la propriété de ne pas laisser passer la flamme par suite du refroidissement qu'elle produit (fig. 131) : l'explosion se produit à l'intérieur de la toile métallique et ne peut se propager au dehors.

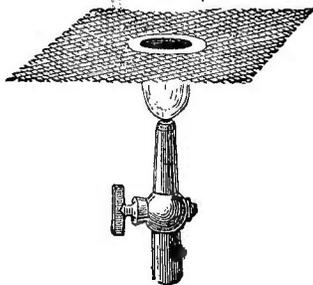


FIG. 131. — PROPRIÉTÉ DES TOILES MÉTALLIQUES.

La toile métallique ne laisse pas passer la flamme par suite du refroidissement qu'elle produit.

ÉTHYLÈNE

255. — *L'éthylène* (C^2H^4), type des carbures éthyléniques que l'on prépare en déshydratant l'alcool ordinaire par l'acide sulfurique concentré, existe dans le gaz d'éclairage en proportion d'autant plus forte que la calcination de la houille s'est faite à une température moins élevée.

C'est un gaz incolore, d'une légère odeur éthérée. Il est très peu soluble dans l'eau. Il brûle à l'air avec une flamme *très éclairante* en produisant du gaz carbonique et de l'eau.

ACÉTYLÈNE

Les *carbures acétyléniques* ont pour type l'*acétylène*.

256. Préparation. — L'*acétylène* (C^2H^2) est un gaz que l'on obtient en décomposant le carbure de calcium par l'eau.



On met du carbure de calcium¹ en C sur un trépied et sous une cloche dans une terrine contenant de l'eau. Dès que le niveau de l'eau dans la terrine arrive au carbure, l'acétylène se dégage, se lave dans un flacon laveur et

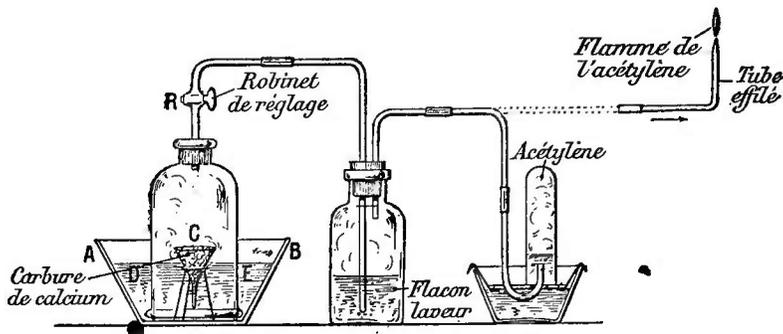


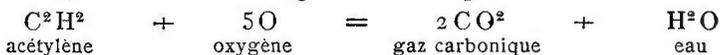
FIG. 132. — APPAREIL CONTINU POUR LA PRÉPARATION DE L'ACÉTYLÈNE.

peut être brûlé à l'extrémité d'un tube effilé ou recueilli dans un flacon.

Si l'on ferme le robinet de réglage R, le gaz formé fait pression sur l'eau jusqu'à ce que le niveau de l'eau vienne en DE au-dessous du carbure; celui-ci n'étant plus mouillé, le dégagement du gaz cesse. Si le robinet est ouvert à nouveau, le gaz se dégage et l'eau remonte pour mouiller le carbure.

257. Propriétés. — L'acétylène est un gaz incolore d'une odeur d'ail, un peu plus léger que l'air (1 litre pèse 1^{gr}17), soluble dans l'eau (1 litre d'eau dissout 1 litre de gaz).

L'acétylène, comme tous les carbures d'hydrogène, brûle dans l'air, il se forme du gaz carbonique et de l'eau :



La flamme est jaune, fuligineuse (fumeuse), peu éclairante lorsque le gaz brûle à la sortie d'une éprouvette, d'un tube peu effilé ou encore d'un bec papillon ordinaire servant à brûler le gaz d'éclairage.

La flamme est au contraire très brillante, très éclairante si le gaz brûle à la sortie d'un tube très effilé : l'acétylène, en effet, arrivant en petite quantité, l'oxygène de l'air qui baigne la flamme est en quantité assez grande pour produire une combustion plus complète, contrairement à ce qui se produit dans le premier cas.

Un mélange d'acétylène et d'air détone avec violence à l'approche d'une flamme; la préparation indiquée ci-dessus demande donc quelques précautions. Les appareils à acétylène doivent être toujours placés dans des locaux où l'air se renouvelle facilement.

1. Le carbure de calcium s'obtient en faisant agir du charbon sur de la chaux à la température du four électrique.

Action sur l'organisme. — L'acétylène est toxique mais moins que le gaz d'éclairage, d'après le docteur Gréhan.

258. Emploi de l'acétylène pour l'éclairage. *L'éclairage à la campagne et dans les ateliers d'industries agricoles.* — A la campagne, dans les ateliers d'industries agricoles, dans les villages où le gaz d'éclairage ne peut être produit et où l'électricité ne peut être fournie économiquement par suite du manque de chute d'eau, on peut se servir avantageusement de l'acétylène pour l'éclairage et même pour le *chauffage* (voir réchaud à acétylène, p. 203).

L'acétylène a, en effet, un pouvoir éclairant environ 15 fois plus élevé que celui du gaz ordinaire d'éclairage. Trois kilogrammes de carbure de calcium produisent approximativement 1 mètre cube d'acétylène qui équivaut à 15 mètres cubes de gaz d'éclairage produit par la houille.

Un bec de gaz ordinaire à flamme en éventail (bec papillon) que l'on voit ordinairement dans les rues d'une ville, brûle en moyenne 150 litres de gaz par heure; un bec à acétylène débitant 10 litres par heure donne un pouvoir éclairant équivalent.

Les becs brûleurs à acétylène ont été, au début, une source d'ennuis à cause de l'encrassement produit par le gaz acétylène qui, très riche en carbone et devant passer par des orifices très étroits, laissait se déposer son carbone en excès que la chaleur de la flamme transmise au bec lui faisait abandonner dans les orifices avant son inflammation. Cet obstacle, actuellement, n'existe plus.

Les appareils à acétylène se divisent en deux catégories :

1° *Les appareils à production intermittente ou appareils non automatiques* dans lesquels le gaz est préparé à l'avance et recueilli dans un gazomètre de grandeur appropriée à la consommation maximum d'une ou plusieurs soirées. Ils sont tous établis sur le principe de la chute ou de l'immersion d'une quantité déterminée de carbure dans une masse d'eau.

2° *Les appareils automatiques* qui sont de beaucoup les plus employés et dans lesquels l'acétylène est produit au fur et à mesure de la consommation. Nous citerons seulement ces appareils. Ils peuvent être divisés en trois grandes classes :

- a) *Les appareils à chute d'eau sur le carbure;*
- b) *Les appareils à déplacement d'eau par pression ou à contact.*
- c) *Les appareils à chute de carbure sur l'eau.*

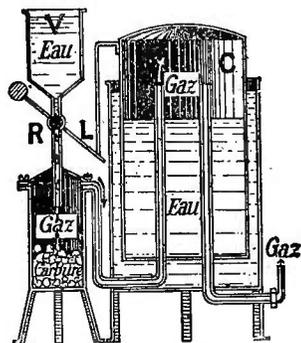


FIG. 133. — PRINCIPE D'UN APPAREIL A CHUTE D'EAU.

I. — *Appareils à chute d'eau sur le carbure.* — Dans ces appareils (fig. 133) l'eau venant du vase V tombe sur le carbure; du gaz se dégage et se rend sous la cloche C qu'il soulève. Cette cloche en se soulevant fait agir le levier L qui ferme le robinet du vase V. Au fur et à mesure que le gaz est consommé, la cloche s'abaisse, ouvre le robinet R et l'eau peut tomber sur le carbure pour produire une nouvelle quantité de gaz.

II. — *Appareils à déplacement d'eau par pression ou à contact.*

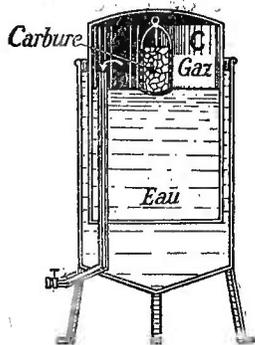


FIG. 133 bis. — PRIN-
CIPÉ D'UN APPAREIL
A CONTACT.

— Pour ces appareils (fig. 133 bis), le carbure est suspendu dans une position fixe de telle façon qu'à la pression atmosphérique il se trouve plongé dans l'eau : du gaz se dégage sous la cloche C et comme cette dernière est fixe, il s'y accumule, fait pression sur l'eau et peu à peu abaisse son niveau. L'eau n'étant plus au contact avec le carbure, le gaz cesse de se dégager. Au fur et à mesure que le gaz produit est consommé, le niveau de l'eau remonte, se trouve au contact du carbure et une nouvelle quantité de gaz se dégage (même principe que celui indiqué fig. 132).

Il est à remarquer que le carbure de calcium étant mouillé continue encore à produire du gaz en quantité plus ou moins grande. On fait disparaître cet inconvénient en mettant une mince couche de pétrole sur l'eau qui arrête la production du gaz lorsque le carbure a été mouillé.

III. — *Appareils à chute de carbure sur l'eau.* — Dans ces appareils

(fig. 134) le carbure tombe au fur et à mesure sur l'eau : du gaz se dégage, se rend sous la cloche qui se soulève et ferme ainsi l'ouverture du réservoir à carbure à l'aide de l'obturateur conique fixe lorsque la quantité de gaz obtenue est suffisante. Quand la consommation du gaz se fait, la cloche s'abaisse et ouvre le réservoir à carbure (puisque l'obturateur est fixe) pour que le carbure en tombant à nouveau sur l'eau fasse produire une nouvelle quantité de gaz.

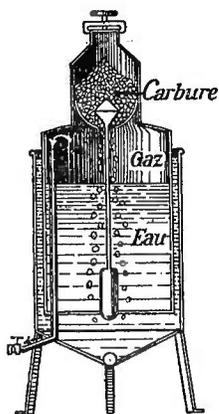


FIG. 134. — PRIN-
CIPÉ D'UN APPA-
REIL A CHUTE DE
CARBURE GRANULÉ.

Comparaisons. — D'après MM. Granjon et Rosenberg, directeurs de l'Office central de l'Acétylène, les appareils à chute d'eau, comparés aux appareils à chute de carbure, ont sur ceux-ci le désavantage de nécessiter un nettoyage plus long et moins commode, de fournir un gaz moins pur et de perdre du gaz notamment à l'arrêt brusque, si le gazomètre n'est pas d'une capacité suffisante. Par contre ces appareils consomment moins d'eau, sont d'une grande simplicité de fonctionnement, d'une sécurité absolue et fournissent un excellent rendement, du moins si la surproduction est toute emmagasinée.

« Les appareils à déplacement d'eau par pression ou à contact sont ceux qui s'échauffent le plus, donnent la surproduction la plus abondante et le gaz le plus impur. Leur simplicité est grande et cette raison rend leur emploi avantageux pour les appareils portatifs qui doivent fonctionner jusqu'à épuisement de la charge de carbure sans être arrêtés. »

Epuraton du gaz. — L'acétylène brut obtenu contient différentes impuretés :

de l'ammoniac, de l'hydrogène sulfuré et de l'hydrogène phosphoré, de la vapeur d'eau, de la chaux à l'état de poussières impalpables, etc.

On peut l'épurer en partie en faisant passer le gaz dans un récipient contenant de l'eau : le lavage élimine l'ammoniac, une partie de l'hydrogène sulfuré et des poussières de chaux.

Le mieux est de faire passer le gaz dans un épurateur contenant une matière épurante (*Phénol*, matière minérale imbibée d'une solution d'acide chromique, le *catalsol*, matière épurante à base d'oxychlorure ferrique rendu oxydant par un sel mercuriel) que l'on trouve dans le commerce.

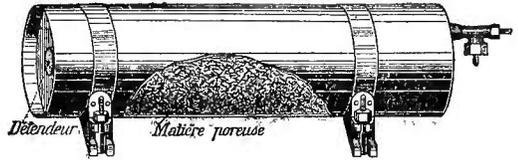


FIG. 134 bis. — BOUTEILLE D'ACÉTYLÈNE DISSOUS (Magondeaux).

Acétylène dissous.

— Si dans certains cas, l'acétylène, produit comme nous venons de le décrire, peut présenter quelque danger entre des mains maladroites et inexpérimentées, par contre le procédé d'utilisation de l'acétylène dissous présente une sécurité absolue :

Un récipient en acier (fig. 134 bis), sorte de bouteille pouvant supporter une pression de 60 kilogrammes est complètement rempli d'une matière poreuse (bourre de soie, kapok, perles de charbon, brique poreuse, etc.) que l'on imbibe d'une certaine quantité d'acétone, liquide provenant de la distillation du bois et qui a la propriété de dissoudre 24 fois son volume d'acétylène par atmosphère de pression. Cette bouteille reçoit, sous une pression de 12 à 15 kilogrammes, de l'acétylène convenablement desséché et épuré. MM. Berthelot et Vieille ont démontré que ce procédé présente une sécurité absolue lorsque la pression ne dépasse pas 20 kilogrammes. Un défendeur permet de faire arriver l'acétylène au bec sous la pression la plus favorable.

La bouteille Magondeaux dont se servent couramment les automobilistes pour l'éclairage de leurs voitures est analogue à celle que nous venons de décrire. Elle peut donner 1200 litres de gaz sous une pression de 12 kilogrammes et permet d'obtenir, avant d'être rechargée, quatre-vingts heures d'éclairage pour un débit horaire de 15 litres. Le gaz est envoyé à des lanternes ordinaires ou à des phares puissants munis de chalumeaux projecteurs (oxy-acétyléniques ou aéro-acétyléniques).

L'acétylène dissous convient parfaitement pour l'éclairage des appareils de projections et des appareils cinématographiques.

Comme type de projecteur de lumière nous pouvons citer le *Carburox* (fig. 134 ter) : il se compose : 1° d'un chalumeau à acétylène et air d'un débit de 20 litres environ à l'heure, portant à l'incandescence une pastille de terre rares ; 2° d'un miroir Mangin recevant les rayons obtenus et les renvoyant directement sur l'image ; 3° d'une lanterne renfermant hermétiquement le positif lumineux. Le projecteur de lumière est alimenté par une bouteille

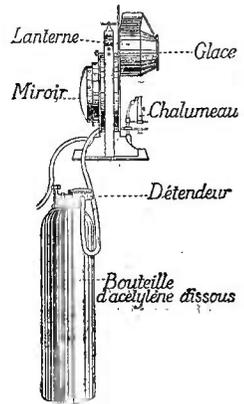


FIG. 134 ter. — PROJETEUR DE LUMIÈRE *Carburox* POUR APPAREILS CINÉMATOGRAPHIQUES ET DE PROJECTION (La lanterne est relevée pour permettre de voir le chalumeau.)

d'acétylène dissous (munie d'un détendeur) pesant 5 kilogrammes et permettant d'obtenir une belle projection de 2 mètres de côté à 8 mètres de distance tout en assurant vingt-cinq heures d'éclairage. Il existe des bouteilles pesant 25 kilogrammes et donnant quatre-vingts heures d'éclairage.

Une glace sépare le chalumeau d'avec le film. La chaleur dégagée est si minime que le film peut rester longtemps devant la lumière pour faire des projections fixes.

ESSENCE DE TÉRÉBENTHINE ET ESSENCES VÉGÉTALES

259. — Les *carbures camphéniques* ou *terpènes* ont pour type la *térébenthène* ou *essence de térébenthine* ($C^{10}H^{16}$).

Seuls ou mélangés à d'autres carbures, à des alcools, ils constituent la plupart des essences végétales : *essence de citron, de bergamote, de genièvre, de rose*, etc., qui se distinguent les unes des autres par des odeurs caractéristiques¹.

260. Essence de térébenthine. — L'essence de térébenthine s'extrait par distillation de la térébenthine brute qui s'écoule des incisions faites à certains arbres de la famille des conifères, comme les pins et les sapins.

La térébenthine brute, **liquide** résineux, est mélangée avec de l'eau, puis distillée : l'essence de térébenthine est entraînée par la vapeur d'eau dans un vase spécial appelé *vase florentin* (fig. 135) ; l'eau gagne le fond du vase, tandis que l'essence s'accumule à la surface et s'écoule par la tubulure.

Il reste dans l'alambic un résidu sec appelé *colophane* ou simplement *résine*.

Propriétés et usages. — L'essence de térébenthine est formée en grande partie par le carbure térébenthène $C^{10}H^{16}$ mélangé à des carbures plus volatils. Récemment préparée, elle est incolore, fluide, d'une odeur caractéristique, d'une saveur âcre et brûlante. Abandonnée à l'air, elle absorbe l'oxygène de l'air, jaunit et s'épaissit.

Elle brûle avec une flamme rougeâtre, très fuligineuse, on utilise cette propriété pour préparer du noir de fumée.

Elle est un bon dissolvant des corps gras et des matières résineuses : de là son emploi dans la fabrication des vernis. On l'utilise également pour délayer les mélanges d'huile et de matières colorantes employés en peinture.

1. Voir *Extraction des Essences*, par ROLET (Encyclopédie des connaissances agricoles).

En médecine, on l'utilise contre les névralgies (en frictions) et comme contrepoison du phosphore.

261. Essences végétales. — Un certain nombre d'essences retirées des fleurs ou des fruits se rapprochent beaucoup de l'essence de térébenthine au point de vue de leur composition chimique; elles n'en diffèrent que par leur odeur, leur saveur et leur point d'ébullition : essences de girofle, de camomille, de thym, de citron, d'orange, de genièvre, etc.

Ces essences sont appelées quelquefois, à tort, *huiles essentielles* : elles tachent en effet le papier comme les huiles ordinaires, mais la tache translucide obtenue ne tarde pas à disparaître par suite de l'évaporation de l'essence.

Les pépins de raisin contiennent une huile essentielle pouvant donner un mauvais goût au vin si on les écrase pendant le foulage.

Extraction. — On obtient les essences par la distillation avec l'eau des organes végétaux qui les contiennent (feuilles, fleurs, fruits, graines). La vapeur d'eau sert de véhicule, elle entraîne avec elle l'essence. La condensation du mélange se fait dans le réfrigérant. Le tout est recueilli dans un vase florentin (fig. 135) et l'essence se rassemble en une couche huileuse à la surface de l'eau.

Les essences ont une odeur vive et pénétrante, une saveur brûlante. Exposées à l'air, elles absorbent de l'oxygène comme l'essence de térébenthine, leur couleur se fonce et elles se transforment en *résines*. Elles sont peu solubles dans l'eau, très solubles dans l'éther et dans l'alcool.

On les emploie en parfumerie; dissoutes dans l'alcool, elles constituent des eaux de toilette.

262. Résines. — Les résines sont le plus souvent les résidus de la distillation des sucres végétaux; exemple, la colophane, citée plus haut, résidu de la distillation de la térébenthine brute.

Ce sont des corps solides plus ou moins transparents, colorés en jaune ou en brun, *très combustibles*, insolubles dans l'eau, mais solubles dans l'alcool et les essences.

On les divise en :

1° *Résines proprement dites.* — Ex. : la colophane, le sandaïque, le copal, la laque, l'ambre, le jalap, le mastic;

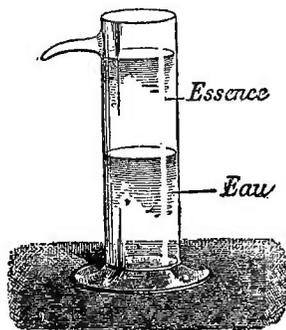


FIG. 135. — RÉCIPIENT FLORENTIN.

L'essence surnage au-dessus de l'eau.

2° *Baumes*. — Ex. : le baume du Pérou, le baume de tolu, le benjoin.

3° *Gommes et résines*. — Ex. : l'assa foetida, la scammonée (corps employés en médecine vétérinaire), l'encens, la myrrhe, etc.

Les résines sont employées dans la fabrication des vernis, soit en dissolution dans l'alcool (vernis pour meubles), dans l'essence de térébenthine (vernis pour métaux) ou encore dans l'huile de lin (vernis pour voitures)¹.

La résine ordinaire du pin est utilisée en horticulture comme insecticide. On peut employer la formule suivante :

Résine pulvérisée.	2 kg.	} Faire chauffer l'huile et la résine avec 5 litres d'eau, jusqu'à ce que la résine soit molle. On ajoute alors la lessive de cendres et les 15 litres d'eau qui restent; on laisse le mélange bouillir deux heures. Pour employer le liquide, on prend :	
Lessive de cendres concentrée.	0 ^{kg} ,500		
Huile animale (sauf l'excepté).	0,5		
Eau	20 litres.		
		Mélange résineux ci-dessus .	3 ^l ,500
		Lait de chaux.	9 litres.
		Vert de Paris.	100 gr.
		Eau	30 litres.

263. Caoutchouc. — Le caoutchouc est le suc laiteux qui s'écoule des incisions à certains arbres des pays chauds : le *ficus elastica* des Indes et de la Guyane, le *siphonia cautchu* du Brésil.

Le suc laiteux est recueilli sur des moules en argile sèche ayant la forme de poires; il s'épaissit et se colle à l'argile; on brise ensuite le moule que l'on fait sortir sur un point de l'enveloppe par petits morceaux; on obtient ainsi le caoutchouc brut en forme de poires creuses.

Le caoutchouc brut est translucide; il est souple et élastique à la température de 10 à 35 degrés, et il se durcit par le froid.

Pour faciliter son emploi on le combine le plus souvent avec du soufre, le produit obtenu est le *caoutchouc vulcanisé* : 1° *quand la proportion de soufre est faible*, la souplesse et l'élasticité du caoutchouc ne varient plus avec la température; on s'en sert alors pour confectionner des vêtements, des tubes

1. Vernis pour meubles :

Copal.	90 parties.
Sandaraque	180 —
Mastic	90 —
Térébenthine.	75 —
Alcool	1000 —

Vernis pour fer :

Colophane	120 parties.
Sandaraque.	180 —
Laque	60 —
Térébenthine	120 —
Alcool.	188* —

pour laboratoires, caves, etc., des souliers, des courroies, des bouchons; 2° *quand la proportion de soufre est forte* (25 à 30 pour 100) le caoutchouc devient sec et dur comme l'ivoire; on obtient un produit appelé *ébonite* employé en électricité comme isolateur.

264. Gutta-Percha. — La gutta-percha est le suc laiteux qui s'écoule des incisions faites à certains arbres du genre Isonandra. Elle est dure, non élastique à la température ordinaire; elle se ramollit en la chauffant vers 60 degrés. Elle est insoluble dans le sulfure de carbone.

Elle est mauvaise conductrice de l'électricité, aussi l'emploie-t-on pour isoler les fils électriques.

On l'utilise également pour faire des cuvettes, des flacons destinés à conserver l'acide fluorhydrique, etc.

PRODUITS DE LA HOUILLE

Les *carbures d'hydrogène benzéniques*, dont le type est la *benzine*, donnent naissance à des composés ayant tous une odeur agréable : de là le nom de *série aromatique* que l'on a donné à l'ensemble des dérivés de ces carbures d'hydrogène.

Un grand nombre de ces carbures se produisent dans la *distillation de la houille* soit directement, soit par réaction les uns sur les autres; beaucoup sont extraits du *goudron de houille*.

265. Distillation de la houille. — Lorsqu'on distille de la houille en vase clos à haute température, on obtient un grand nombre de produits que l'on peut classer de la manière suivante :

Gaz.	{ Hydrogène, azote. Protocarbure ou gaz des marais; éthylène, acétylène, carbures divers.	{ Formant par leur réunion le gaz d'éclairage.
Produits liquides à la température ordinaire.	{ Eau ammoniacale. Goudron.	
Résidus solides.	{ Charbon des cornues (fixé aux parois de la cornue). Coke.	

266. Gaz d'éclairage. — *Expérience.* — On peut montrer la produc-

tion du gaz d'éclairage, en distillant de la houille dans une cornue en grès communiquant avec un flacon muni d'un tube effilé. Les goudrons se condensent dans le flacon.

On peut même se contenter de mettre un peu de houille dans le fourneau

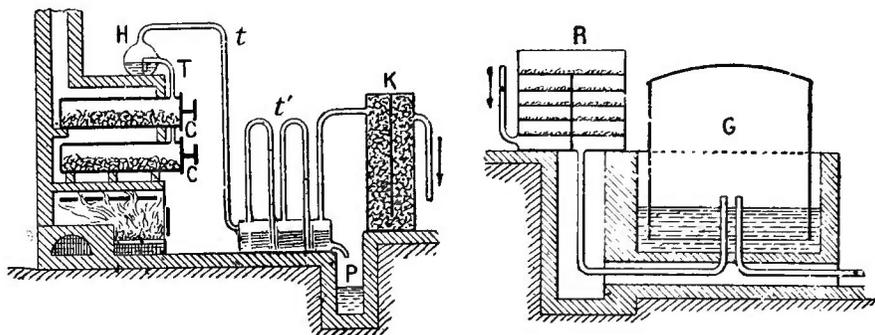


FIG. 136. — APPAREIL POUR LA PRÉPARATION INDUSTRIELLE DU GAZ DE HOUILLE OU GAZ D'ÉCLAIRAGE.

C, cornues pour le chauffage de la houille; T, tuyau de dégagement du gaz; H, barillet; t' tubes en U pour le lavage du gaz; K, colonne à coke; R, épurateur; G, cloche à gaz.

d'une pipe en terre et de boucher avec un peu de terre glaise pour remplacer la cornue en grès (fig. 137).

Industriellement, la distillation de la houille pour la production du gaz d'éclairage, se fait dans de grandes cornues C en terre réfractaire placées dans des fours portés à haute température (fig. 136).

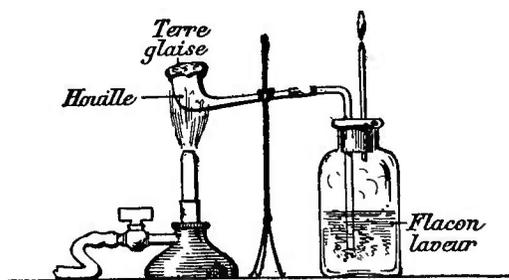


FIG. 137. — EXPÉRIENCE MONTRANT LE PRINCIPE DE LA PRÉPARATION DU GAZ D'ÉCLAIRAGE.

en forme d'U renversé et disposés au-dessus d'une caisse à compartiments contenant de l'eau. Dans cette eau se déposent des sels ammoniacaux, des matières goudroneuses, lesquelles vont se rassembler dans une citerne P¹.

Les produits gazeux, continuant leur route, vont circuler dans une colonne pleine de coke K, sur lequel un filet d'eau; les gaz déposent sur le coke les fines gouttelettes goudroneuses qu'ils tiennent en suspension et l'eau dissout l'ammoniac ainsi que la plus grande partie des sels ammoniacaux. Cette série d'opérations constitue l'épuration physique.

Épuration chimique. — Cette épuration s'opère par le passage du gaz dans

1. Les eaux ammoniacales obtenues servent à la préparation de l'ammoniaque. Elles servent également, par distillation, à la préparation du sulfate d'ammoniaque, engrais azoté très employé en agriculture.

de grandes caisses R, ou *épurateurs*, à travers des claies supportant la substance épuratrice. Cette substance est formée par un mélange de sulfate de calcium et de sesquioxyde de fer; elle retient le *gaz carbonique*, l'*acide sulfhydrique* et les *sels ammoniacaux* ayant échappé à l'épuration physique.

Le gaz ainsi épuré arrive au gazomètre G, grande cloche en tôle reposant sur l'eau, et se rend ensuite dans la canalisation de distribution.

Propriétés. — Le gaz d'éclairage est plus léger que l'air. Comme l'hydrogène, il traverse facilement les corps poreux.

Mélangé avec l'air, il forme des mélanges détonants dangereux.

Il est vénéneux; lorsque l'air en renferme une certaine proportion, il détermine rapidement l'asphyxie, cette propriété est due surtout à l'oxyde de carbone que le gaz d'éclairage contient.

On ne saurait donc prendre trop de précautions pour éviter les fuites de gaz dans des chambres non aérées, soit à cause des explosions, soit à cause des asphyxies possibles.

Usages. — On l'utilise pour l'éclairage des villes, pour le chauffage des fourneaux de cuisine, pour le gonflement des ballons, pour remplacer l'hydrogène dans la production de la lumière oxyhydrique.

267. — Le gaz pauvre; son emploi en agriculture. — Le gaz pauvre, appelé encore *gaz à l'eau*, s'obtient, en principe, en faisant passer de la vapeur d'eau sur du charbon chauffé au rouge: il se forme de l'oxyde de carbone, de l'hydrogène, du gaz carbonique et quelques carbures d'hydrogène. Ce mélange en brûlant, donnant une lumière peu éclairante, doit être carburé si on veut le faire servir à l'éclairage: pour cela on le fait passer dans des vapeurs de pétrole, de benzine, etc.

L'importance sans cesse croissante des machines dans les exploitations rurales a fait employer le gaz pauvre dans les moteurs à gaz, comme force motrice (le gaz et une certaine proportion d'air formant un mélange détonant).

Le principe des appareils les plus simples et les plus récents servant à la préparation du gaz pauvre est, d'après M. Main, le suivant (fig. 138):

/ L'appareil, ou *gazogène*, dans lequel on chauffe le charbon, est en tôle ou en fonte revêtue intérieurement d'une chemise en brique réfractaire. Le charbon est introduit par la trémie T. Autour de la base de cette trémie est disposé un espace clos C à moitié rempli d'eau et faisant fonction de chaudière pour fournir de la vapeur d'eau. La vapeur d'eau formée se rend par le tuyau D sous les barreaux de la grille I, pour remonter dans le charbon incandescent. (Elle est refoulée au début du chauffage par le petit ventilateur V, mais ensuite aspirée, pendant la marche normale, par la dépression qu'occasionne dans le gazogène la période d'aspiration du moteur).

Le mélange de gaz constituant le gaz pauvre, obtenu en faisant passer la vapeur d'eau sur le charbon incandescent, se rend par le tuyau T dans le barboteur à eau où il se débarrasse des poussières de charbon entraînées; il passe ensuite à travers la grille U dans la colonne à coke B ou laveur, il y circule de bas en haut, rencontrant un courant d'eau au contact duquel les hydrocarbures les moins volatils se condensent, le laissant libre de tout produit susceptible d'encrasser les soupapes du moteur. Le gaz sort de la colonne à coke par le tuyau H et se rend au moteur. Souvent on le fait passer dans un récipient F qui n'est pas indispensable et qui sert de régula-

teur de débit en mettant à la disposition du moteur un certain volume de gaz.

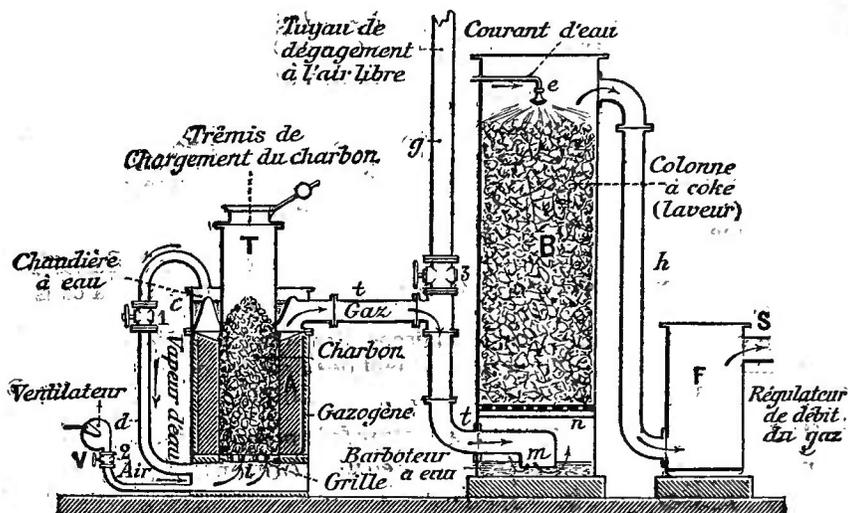


FIG. 138. — FABRICATION DU GAZ PAUVRE POUR MOTEURS EMPLOYÉS EN AGRICULTURE. (D'après M. Main).

La mise en marche est facile : après avoir allumé un feu de bois sur la grille du gazogène, on remplit celui-ci d'anthracite, et on active le feu au moyen du ventilateur, le robinet 1 étant fermé, les robinets 2 et 3 ouverts.

Pendant ce temps, les gaz de la combustion se dégagent à l'air libre, par le robinet 3 et le tuyau *g* ; au bout d'une dizaine de minutes, on ferme les robinets 2 et 3 et on ouvre le robinet 1 ; on s'assure de la qualité du gaz en l'enflammant à une prise placée sur le tuyau *H*, et on met le moteur en marche.

Comme charbon on peut employer de l'anthracite, des charbons maigres anthraciteux et du coke. Le gaz pauvre procure une économie considérable sur tous les autres modes de production de force motrice.

On fait des gazogènes pour moteur de 4 chevaux. Dans les fermes où il y a une installation mécanique un peu importante (hache-paille, concasseur, coupe-racines, brise-tourteaux, etc.) il faut un gazogène pour moteur de 6 chevaux. Pour une batteuse à double nettoyage il faut compter 8 à 10 chevaux.

268. Les goudrons de houille. — Les goudrons de houille, obtenus dans la distillation de la houille, sont des liquides noirs, visqueux, à odeur aromatique forte, insolubles dans l'eau.

On les emploie directement pour enduire le bois afin de le garantir contre la pourriture (pieux, partie enfoncée en terre), dans la préparation des cartons servant à rendre les terrasses imperméables, dans la préparation de l'asphalte, etc.

Le goudron est une matière des plus complexes dans laquelle on trouve, outre de l'eau et du sulfure de carbone, plus de vingt carbures d'hydrogène divers (*benzine, toluène, naphthaline*).

anthracène, etc.) et plus de quinze composés azotés dont le plus important est l'*aniline*.

Traitement des goudrons. — On procède d'abord à une distillation dans de grandes chaudières de 25 mètres cubes chauffées à feu nu. La marche de la distillation et les produits obtenus sont les suivants :

Huiles légères de 50° à 140°.	}	1 ^{er} Traitement : Lavage à l'acide sulfurique, à l'eau, à la soude. La soude dissout les phénols et les principes acides; le produit obtenu est utilisé pour l'extraction du phénol.
		2 ^e Traitement : Les huiles sont redistillées; tout ce qui passe de 80° à 140° constitue les <i>benzols</i> du commerce pour l'extraction de la benzine et pour la fabrication de l' <i>aniline</i> .
Huiles moyennes de 140° à 200°.	}	1 ^{er} Traitement : Analogue au précédent. On obtient beaucoup de phénols.
		2 ^e Traitement : On ne recueille que les produits passant au-dessous de 180° pour l'éclairage. Le restant est réuni aux huiles lourdes.
Huiles lourdes au delà de 200°.	}	de 200° à 240° : Huiles servant à la préparation de la <i>naphtaline</i> .
		de 300° à 350° : Huiles servant à la préparation de l' <i>anthracène</i> .
Résidus de la distillation.	}	<i>Brai liquide</i> : Pâteux à froid, mélangé à du poussier de charbon, il sert à fabriquer des <i>agglomérés</i> employés pour le chauffage des machines à vapeur, sous forme de briquettes.
		<i>Brai gras</i> : Solide à la température ordinaire; mélangé avec le sable il sert à fabriquer l'asphalte artificiel.
		<i>Brai sec</i> : Sert à la fabrication des agglomérés et de l'asphalte.

BENZINE

269. La benzine (C^6H^6), *type des carbures benzéniques*, est retirée des huiles légères de goudron de houille.

La benzine du commerce, que l'on appelle encore *benzol*, obtenue de ces huiles légères, est presque pure. Pour l'avoir pure, il faut redistiller ce benzol et soumettre le liquide obtenu au froid, la benzine seule se congèle et peut être ainsi séparée des hydrocarbures qui l'accompagnent et qui n'ont pas la même propriété.

Propriétés. — La benzine est un liquide limpide, incolore, d'une odeur agréable quand elle est pure. Elle bout à 81 degrés. Soumise à l'action du froid, elle se congèle.

Elle est *insoluble dans l'eau* et flotte sur ce liquide. Elle est soluble dans l'alcool et dans l'éther.

Elle est *très inflammable* et brûle avec une flamme brillante

(on s'en sert pour rendre éclairante la flamme de l'hydrogène et de l'alcool).

Sa vapeur donne avec l'air un mélange explosif, *aussi ne doit-on pas manier la benzine sans précaution, surtout près d'un foyer*

Elle dissout un grand nombre de substances parmi lesquelles le soufre, le caoutchouc, les *corps gras*. C'est surtout cette dernière propriété qui explique son usage dans l'économie domestique : elle sert à enlever les taches de graisse sans se résinifier, comme le fait l'essence de térébenthine.

On se sert de la benzine dans la fabrication des engrais pour enlever la graisse des os verts.

Nitrobenzine. — L'acide azotique transforme la benzine en nitrobenzine $C^6H^5(AzO^2)$. La nitrobenzine est un liquide jaune, plus lourd que l'eau. Elle a une odeur d'essence d'amandes amères qui la fait employer en parfumerie sous le nom d'*essence de Mirbane*.

Sous l'influence de l'hydrogène naissant, la nitrobenzine perd son oxygène et prend de l'hydrogène pour se transformer en *aniline* C^6H^7Az .

LA NAPHTALINE ET L'ANTHRACÈNE

270. Naphthaline. — La naphthaline ($C^{10}H^8$) s'extrait des huiles lourdes de goudron de houille distillant entre 200 et 240 degrés. Ces huiles lourdes, mises dans un endroit frais, laissent déposer une masse cristalline qui est la *naphthaline brute*. Cette dernière est distillée vers 210 degrés et les vapeurs vont se solidifier sur les parois d'une chambre de condensation.

Beaucoup de naphthaline se dépose parfois dans les conduites qui distribuent le gaz d'éclairage et les obstrue.

La naphthaline se présente sous forme de lamelles nacrées; on la vend souvent sous forme de petites boules blanches. Elle a une forte odeur aromatique; elle est insoluble dans l'eau et brûle avec une flamme fuligineuse.

Elle est employée comme antiseptique, pour conserver les herbiers, les insectes dans les collections, pour préserver les pelleteries de l'invasion des insectes parasites qui les détruisent, pour carburer les gaz pauvres destinés à l'éclairage domestique et pour la préparation de matières colorantes analogues à celles d'aniline, mais moins solides.

271. Anthracène. — L'anthracène ($C^{14}H^{10}$) s'extrait des huiles lourdes de goudron de houille distillant entre 300 et 350 degrés. Ce corps n'a de l'importance qu'au point de vue industriel, parce qu'il sert à préparer l'*alizarine* artificielle, couleur rouge qui a détroné la *garance*.

LA FLAMME

272. — Il y a des corps qui brûlent dans l'air avec flamme et d'autres sans flamme. *Exemple* : la houille brûle avec flamme et le coke sans flamme; nous avons vu, en étudiant les propriétés de l'oxygène, que le fer brûle dans ce gaz avec éclat, mais sans flamme également.

Cette différence vient de ce que *la flamme est toujours un gaz ou une vapeur en combustion*. De sorte que les corps, qui ne se réduisent pas en vapeur, peuvent bien brûler quand on les porte à une température suffisamment élevée, mais ils brûlent sans flamme. L'hydrogène, le soufre, le gaz d'éclairage, l'acétylène, qui sont volatils, brûlent avec flamme; il en est de même des corps décomposables par la chaleur en produits volatils : benzine, essence de térébenthine, etc.

De l'éclat de la flamme. — La flamme de l'hydrogène est pâle, peu éclairante. Mais si l'on introduit à l'intérieur de cette flamme un petit morceau de chaux vive, la grande quantité de chaleur dégagée par la combustion de l'hydrogène dans l'air portera cette chaux à l'incandescence et la flamme deviendra très éclairante.

Une flamme doit donc son éclat à la présence d'une matière solide incandescente. — Si la flamme d'une lampe à huile ou d'une bougie est éclairante cela tient à ce que les gaz qui brûlent tiennent en suspension un corps solide, du carbone en poussière extrêmement fine.

Expérience I. — Écrasons en effet la flamme d'une bougie avec une soucoupe en faïence ou en porcelaine; au contact de ce corps froid, il se dépose immédiatement du noir de fumée, c'est le carbone qui, porté à l'incandescence au centre de la flamme, s'est déposé avant qu'il ne soit brûlé (voir fig. 87, p. 90).

La preuve encore que ce sont les matières solides incandescentes qui rendent la flamme éclairante, c'est qu'il suffit de faire arriver dans la flamme de l'hydrogène un peu de carbone pour la rendre très éclairante.

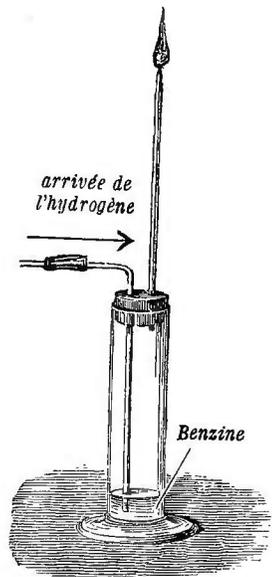


FIG. 139. — COMMENT ON REND LA FLAMME DE L'HYDROGÈNE ÉCLAIRANTE.

L'hydrogène avant de brûler barbote dans de la benzine.

Expérience II. — Faisons barboter de l'hydrogène dans une éprouvette contenant un peu de benzine (fig. 139), l'hydrogène entraîne des vapeurs de benzine et brûle avec une flamme très éclairante. Si l'on écrase cette flamme avec une soucoupe on voit se former une tache de noir de fumée, comme dans l'expérience précédente, montrant la présence du carbone.

Constitution de la flamme. — La flamme d'un corps simple tel que l'hydrogène, le soufre, est uniforme dans toute sa masse (on dit qu'elle est homogène), tandis que celle d'un corps composé comme un carbure d'hydrogène (benzine, carbures donnés par la combustion de la bougie) ne l'est pas (fig. 140).

Observons, par exemple, la *flamme d'une bougie* : On voit 1° A l'intérieur en C, tout autour de la mèche, un espace sombre; 2° autour de cet espace, une première enveloppe A très brillante qui constitue la partie éclairante de la bougie; 3° puis une enveloppe extérieure mince, peu lumineuse, mais très chaude, jaune vers le haut, bleue vers le bas en D. Cette constitution de la flamme de la bougie s'explique de la manière suivante : la pâte de la bougie, qui est fondue, monte dans la mèche et se trouve décomposée par la chaleur en donnant des gaz combustibles. Ces gaz combustibles se dégagent à l'intérieur de la flamme et, n'étant pas directement au contact de l'air, ne peuvent brûler faute d'oxygène; ils constituent la partie obscure C. C'est dans l'enveloppe A que la combustion

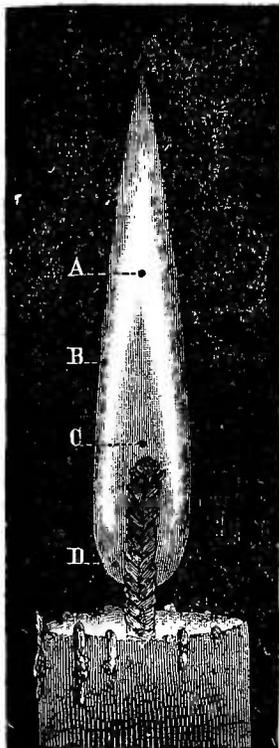


FIG. 140. — CONSTITUTION DE LA FLAMME.

commence, mais, comme il y a excès de gaz combustibles, l'hydrogène brûle d'abord et porte le carbone à l'incandescence, donnant à cette partie de la flamme un grand éclat. Entraîné par le courant ascendant de gaz et d'air, ce carbone incandescent brûle en arrivant dans l'enveloppe extérieure B, cette partie n'est plus éclairante mais très chaude. La couche bleuâtre formée à la base D doit sa couleur à l'oxyde de carbone qui brûle.

La flamme utilisée comme source de chaleur. — Nous venons de voir, en étudiant la constitution de la flamme de la bougie, que la partie brillante de la flamme était due à l'incandescence des particules de carbone et que la partie extérieure B est

peu éclairante, mais très chaude par suite de la combustion complète du carbone.

Si donc nous fournissons à toute la flamme un volume d'air suffisant pour qu'en tous les points la combustion soit complète, la flamme n'aura plus d'éclat mais sera très chaude. C'est ce que montre l'expérience suivante :

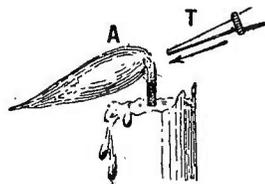


FIG. 141. — L'arrivée de l'air par le tube T rend la flamme de la bougie moins éclairante.

Expérience III (fig. 141). — Avec un tube de verre effilé, soufflons sur la flamme d'une bougie en A, juste au-dessus de la mèche et presque à l'intérieur de la flamme. Cette dernière n'est plus éclairante, mais beaucoup plus chaude.

Le brûleur Bunsen (fig. 142) dont on se sert pour produire de la chaleur dans les laboratoires (voir page 5) est basé sur ce même principe :

Lorsqu'on ferme les ouvertures en tournant convenablement la virôle, le gaz, non mélangé d'air, brûle avec une flamme éclairante. Si on ouvre les ouvertures, le gaz, en s'échappant du petit tube conique, produit un appel d'air ; il se mélange avec l'air et brûle avec une flamme peu éclairante, mais très chaude, par suite de la combustion rapide et complète de tout le carbone.

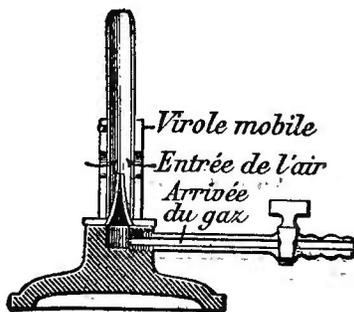


FIG. 142. — BRÛLEUR BUNSEN.

Le principe du brûleur Bunsen est appliqué dans les réchauds à gaz d'éclairage, à acétylène

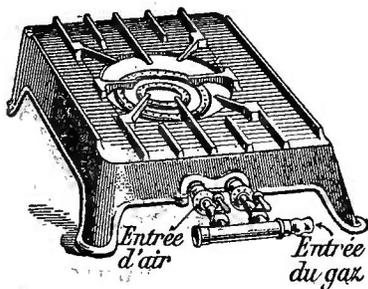


FIG. 143. — RÉCHAUD A ACÉTYLÈNE
(les réchauds à gaz ont une forme analogue).

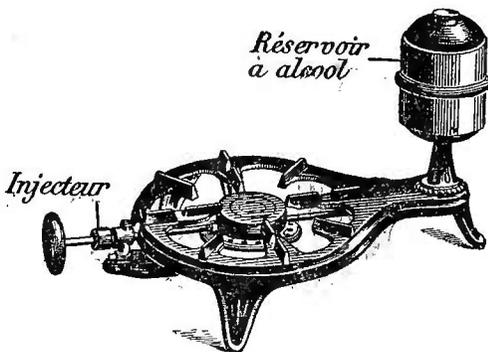


FIG. 144.
RÉCHAUD A ALCOOL.

(fig. 143) ou à alcool (fig. 144) dont se servent les cuisinières, dans les lampes à souder que les agriculteurs peuvent employer.

La lampe à souder, la lampe Vesta à essence de pétrole (fig. 145), par exemple, fonctionne de la manière suivante : On remplit aux $\frac{3}{4}$ le réservoir R avec de l'essence. Pour mettre

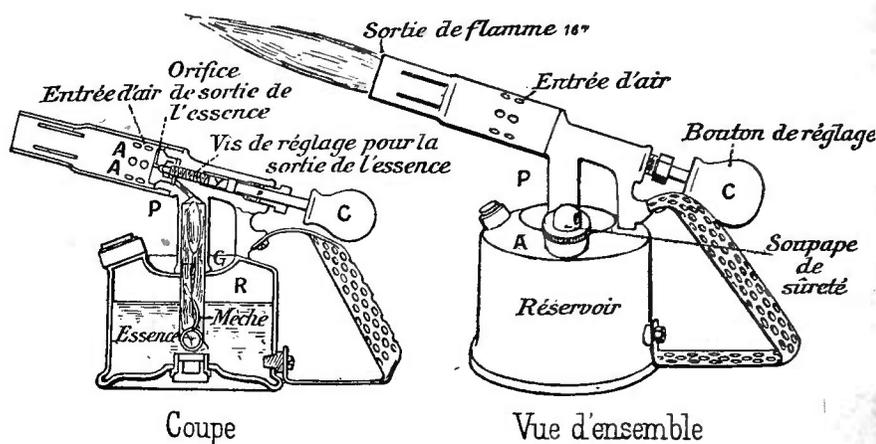


FIG. 145. — LAMPES A SOUDER

à essence de pétrole, petit modèle (contenance 50 centilitres),
durée de marche 1 heure, donnant une température de 1000 degrés.

cette dernière en vapeur et sous pression on verse un peu d'essence dans la gouttière supérieure G et on l'allume. Les vapeurs de l'essence minérale contenue dans le réservoir R et

montant dans la mèche M ne tardent pas à se former sous pression par suite de l'élévation de la température. Elles circulent à travers une ouverture pratiquée dans la pièce métallique P et sortent par un très

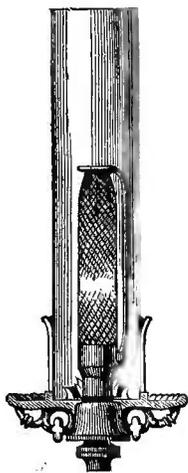


FIG. 147.
BEC AUER.



FIG. 146. — BEC PAPILLON.

petit orifice O. Ces vapeurs sortant sous pression font appel d'air sur les orifices AA comme dans le bec Bunsen; elles brûlent

alors avec une flamme bleuâtre peu éclairante mais très chaude. Le robinet à vis V permet de régler la sortie des vapeurs

d'essence. On a le soin lorsqu'on remplit le réservoir d'essence de fermer le robinet V en tournant à bloc le bouton C vers la droite; on ne l'ouvre en tournant le bouton de 2 à 3 tours vers la gauche que lorsque l'essence mise dans la gouttière G est presque entièrement consumée.

La vis du réglage V porte à sa pointe une aiguille pouvant passer à travers l'ouverture de sortie O; cette dernière n'est ainsi jamais bouchée par les impuretés qui peuvent s'y déposer et occasionner des explosions.

La flamme utilisée comme source de lumière. — Lorsque l'air arrivant au contact de la flamme n'est pas en quantité suffisante pour fournir l'oxygène nécessaire à la combustion complète, une portion du carbone seulement brûle et le reste se répand en flocons dans l'atmosphère: on dit que la flamme fume.

Expérience IV. — Prenons une lampe à huile ou à pétrole sans verre: 1° Abaissons suffisamment la mèche; peu d'huile ou de pétrole brûle, l'air environnant est en quantité, la flamme est brillante et ne fume pas;

2° Élevons au contraire la mèche, toujours sans mettre de verre, la flamme fume, une trop grande quantité de matière brûle et l'air environnant n'est pas en quantité suffisante;

3° Mais autour de cette flamme qui fume mettons le verre de lampe formant cheminée, l'arrivée de l'air est plus rapide, la combustion du carbone plus active et plus rapide; la flamme ne fume plus et elle est très éclairante.

Dans les becs utilisés pour l'éclairage on cherche à développer la zone éclairante tout en maintenant une combustion complète:

On y parvient en employant le bec papillon (fig. 146) lequel est formé par une petite sphère creuse munie d'une fente laissant échapper le gaz; la flamme s'étale et la partie obscure que nous avons constatée dans la flamme de la bougie prend peu de développement. Dans les becs cylindriques (becs Bengels), le gaz s'échappe par de petits trous disposés en couronne. Une cheminée de verre détermine un double tirage, tant à la partie extérieure qu'à la partie intérieure de la flamme.

La flamme utilisée pour produire l'incandescence. — Le bec Bunsen (décrit fig. 142), brûlant un mélange de gaz et d'air, donne une flamme très peu éclairante mais très chaude. Si, au-dessus de ce bec, on dispose un cône de tissu de coton imbibé d'une dissolution de corps infusibles pouvant être portés à l'incandescence, ce cône ou manchon devient incandescent et donne une lumière éblouissante. L'association du bec Bunsen et du manchon incandescent constitue le bec Auer (fig. 147), dont le principe a été appliqué dans les lampes à alcool.

Lampes à incandescence par l'alcool. — Au lieu d'employer

comme source de chaleur un mélange de gaz et d'air on peut



FIG. 148.
LAMPES A INCANDESCENCE PAR L'ALCOOL.

Vue d'ensemble.

et 149) vaporisent elles-mêmes l'alcool. Cette vaporisation a lieu dans une chaudière minuscule où l'alcool est conduit, soit par la capillarité de mèches de coton plongeant dans le réservoir de la lampe, soit par une poussée exercée sur la surface du liquide contenu dans ce réservoir; cette poussée peut être produite, soit par l'échauffement des parties métalliques de la lampe et par conséquent par la dilatation de l'air contenu dans le réservoir, soit par une pompe de compression placée sur le réservoir de la lampe ou sur un récipient communiquant avec elle.

Cette chaudière C doit être constamment chauffée, pour que la vaporisation s'y produise au fur et à mesure que l'alcool y est introduit. La chaleur nécessaire est fournie, soit par une veilleuse permanente qui constitue ainsi le foyer de la chaudière, soit par une flamme dérivée de la flamme générale, soit par la flamme elle-même, soit enfin par des récupérateurs.

Le gaz d'alcool doit, au sortir de la chaudière brûler à la façon dont le gaz brûle dans un bec Bunsen; il s'échappe de la chaudière par un orifice étroit, entre dans un tube plus large où il se mélange par appel à la quantité d'air qui doit en déterminer la combustion complète; il brûle à l'extrémité de ce tube avec une flamme bleue extrêmement chaude.

Si l'on vient à placer dans cette flamme un manchon Auer, cette flamme devient éclairante (Rapport du Jury du Concours général des appareils d'éclairage à l'alcool, 1901).

utiliser un mélange de vapeur d'alcool et d'air. On obtient alors le bec à incandescence par l'alcool qui est appelé à rendre d'immenses services aux agriculteurs, non seulement par la belle lumière qu'il donne mais aussi parce qu'il pousse à la consommation de l'alcool de betteraves, de grains, etc.

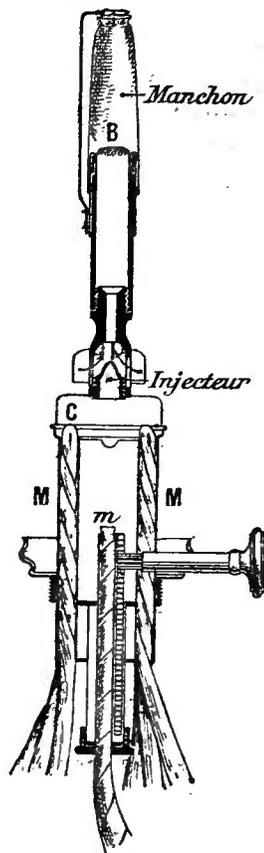


FIG. 149. — BEC BRULANT DE L'ALCOOL.

L'alcool est vaporisé par une veilleuse permanente. Les mèches MM, amenant l'alcool, débouchent dans la chaudière C. La petite mèche, en formant veilleuse, chauffe la chaudière C et vaporise l'alcool. L'alcool vaporisé sort violemment par l'injecteur I, entraîne l'air nécessaire à sa combustion et vient brûler à l'extrémité B du bec au contact d'un manchon Auer.

CHAPITRE III

LES ALCOOLS ET LEURS ÉTHERS

GÉNÉRALITÉS SUR LES ALCOOLS ET LES ÉTHERS

273. — Les alcools sont des composés neutres, formés de carbone, d'oxygène et d'hydrogène, et ayant la propriété caractéristique de s'unir aux acides minéraux ou organiques pour former des éthers avec élimination d'eau.

Les alcools sont donc de véritables bases qui, en s'unissant aux acides, forment des éthers, sortes de sels analogues aux sels de la chimie minérale.

Suivant qu'ils peuvent se combiner avec une, deux, trois molécules d'acide, les alcools sont dits monoatomiques, diatomiques, triatomiques, etc. Cette combinaison se fait avec élimination de une, deux, trois, etc. molécules d'eau.

Relation des alcools avec les carbures. — Les alcools sont très nombreux et chacun d'eux correspond à un carbure déterminé dans lequel on aurait remplacé un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un même nombre de groupes (OH)¹.

EXEMPLES :

Au gaz des marais CH ⁴ , appelé encore formène ou méthane.	} Correspond	{ L'alcool méthylique (ou alcool de bois, ou alcool à brûler). CH ³ OH.
Au carbure C ² H ⁶ de la même série, appelé é- thane.	} Correspond deux alcools	{ L'alcool éthylique (ou alcool de vin). C ² H ⁵ OH. Le glycol. C ² H ⁴ (OH).
Au carbure C ³ H ⁸ de la même série, appelé pro- pane.	} Correspond trois alcools	{ L'alcool propylique. C ³ H ⁷ (OH). Le propyl glycol. C ³ H ⁶ (OH) ² . La Glycérine. C ³ H ⁵ (OH) ³

Oxydation des alcools. — Certains alcools, en s'oxydant incomplètement, se transforment en *aldéhydes*. L'oxydation étant plus complète, plus avancée, ces alcools se transforment en *acides*.

EXEMPLES :

Alcools.	Première oxydation.	Oxydation complète.
L'alcool méthylique (ou alcool de bois).	Aldéhyde méthylique.	Acide formique.
L'alcool éthylique (ou alcool de vin).	Aldéhyde éthylique.	Acide acétique (vinaigre).

1. OH est appelé radical oxhydrile.

ALCOOL MÉTHYLIQUE

OU ESPRIT DE BOIS

L'alcool méthylique (CH_4O) est l'alcool correspondant au gaz des marais; il est appelé encore formène ou méthane.

274. Préparation. — On obtient l'alcool méthylique par la distillation du bois en vase clos (fig. 150).

Cette distillation s'effectue dans des cylindres verticaux C en tôle renfermant les bûchettes de bois. Les produits de la distillation passent dans un réfrigérant pour s'y condenser.

Les gaz dégagés, presque tous combustibles (hydrogène, oxyde de carbone, carbures d'hydrogène, etc.), sont ramenés par un tuyau l au-dessus de la grille brûlés. Le résidu de la carbonisation est du charbon de bois, formant environ les 45/100 du bois employé.

Les liquides condensés sont abandonnés au repos pour les séparer des goudrons.

La partie aqueuse est enlevée puis soumise

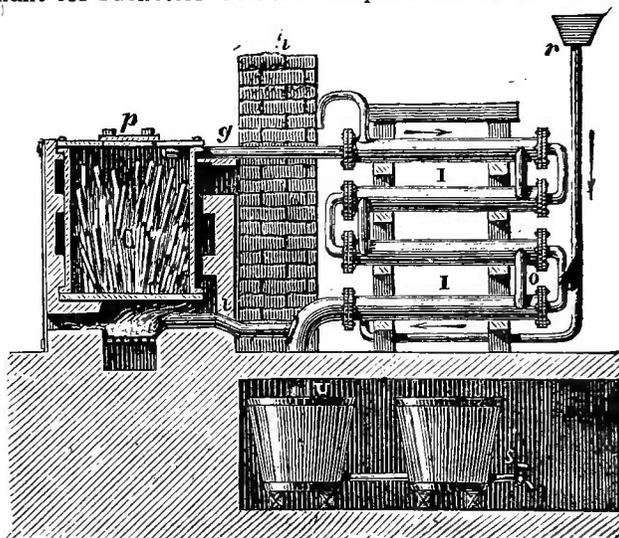


FIG. 150. — DISTILLATION DU BOIS EN VASE CLOS.

C, cylindre vertical où se chauffe le bois; g, tube à dégagement des gaz et des vapeurs; l, Tubes dans lesquels circule de l'eau venant de r. Au milieu de cette eau passe le tube à dégagement des vapeurs, lesquelles sont refroidies; l, tube par lequel passent les gaz pour aller dans le foyer.

à la distillation dans un alambic chauffé à la vapeur :

1° Le premier dixième de la distillation, recueilli à part, constitue l'*esprit de bois brut* formé par de l'alcool méthylique avec un peu d'acide acétique, etc. Ce mélange est additionné de chaux pour retenir l'acide acétique et on rectifie le tout dans un appareil à colonne analogue à ceux qui sont utilisés pour l'alcool ordinaire; le produit obtenu est l'*alcool méthylique* du commerce ou *alcool à brûler*.

2° Le liquide qui reste, après le départ du premier dixième de la distillation, est l'*acide pyroigneux brut*, duquel on retire l'*acide acétique*.

275. Propriétés. — L'alcool de bois est un liquide incolore, d'une odeur spiritueuse, d'une saveur brûlante. Il bout à 66 degrés.

C'est un bon dissolvant des corps gras, des huiles, résines, etc.

Il brûle avec une flamme bleuâtre, peu éclairante en produisant du gaz carbonique et de l'eau.

Soumis à une oxydation incomplète, il se transforme en *aldéhyde formique*; une oxydation plus complète, plus avancée, le transforme en *acide formique*.

276. Usages. — On emploie l'alcool méthylique à la place de l'alcool ordinaire pour la préparation des vernis et comme combustible. Le liquide que l'on emploie dans les *lampes à alcool* (voir flamme, p. 205), *réchauds à alcool*, automobiles à alcool, est de l'alcool de bois. On l'utilise également dans la *dénaturation* de l'alcool éthylique ou alcool de vin avec le concours d'un autre corps appelé acétone.

Principaux éthers de l'alcool méthylique. — Le chlorure de méthyle $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ou éther chlorhydrique est employé comme anesthésique (pommade au chlorure de méthyle). Cet éther peut servir à la préparation du **chloroforme**, anesthésique puissant, très employé dans les opérations chirurgicales. Le chloroforme est utilisé par les horticulteurs pour la *chloroformisation des plantes*, afin d'obtenir une avance de douze à quinze jours dans le développement des boutons floraux (voir éthérisation, p. 212).

Le **bromoforme**, l'**iodoforme** sont tirés des bromure ou iodure de méthyle, autres éthers de l'alcool de bois, ils sont très employés comme antiseptiques pour le pansement des plaies.

ALCOOL ÉTHYLIQUE

OU ALCOOL ORDINAIRE, OU ESPRIT DE VIN

L'*alcool ordinaire* ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) est appelé encore alcool éthylique parce qu'il correspond à un carbure appelé éthane.

277. Mode de production. — *L'alcool ordinaire s'extrait des liquides ayant subi la fermentation alcoolique.*

La fermentation alcoolique se produit lorsqu'on fait agir, à une certaine température, des êtres microscopiques appelés *levures* sur un liquide contenant un sucre appelé *glucose*¹ (fig. 151).

EXEMPLES. — I. Le jus de raisin contient du glucose qui se transforme sous l'action des levures en alcool, acide carbonique et autres produits : le liquide obtenu est du vin. Les boissons telles que bière, cidre, etc., sont obtenues de la même façon².

1. Le liquide peut être rendu sucré par le *sucre ordinaire* ou *saccharose*. Ce sucre ordinaire n'est pas fermentescible; pour que la fermentation puisse s'opérer, il faut qu'il soit transformé en glucose, cette transformation peut se faire par les levures.

2. Voir *Le vin*, par E. Chancrin; *La bière*, par Moreau; *Le cidre*, par Touchard (Encyclopédie des connaissances agricoles).

II. — Dans l'industrie ce glucose est obtenu par la transformation de la féculé de pomme de terre¹, de l'amidon contenu dans les grains de céréales, du sucre ordinaire contenu dans la betterave.

Tous les liquides sucrés, une fois obtenus, sont soumis à la fermentation sous l'action des levures pour obtenir des liquides alcooliques. Il suffit de

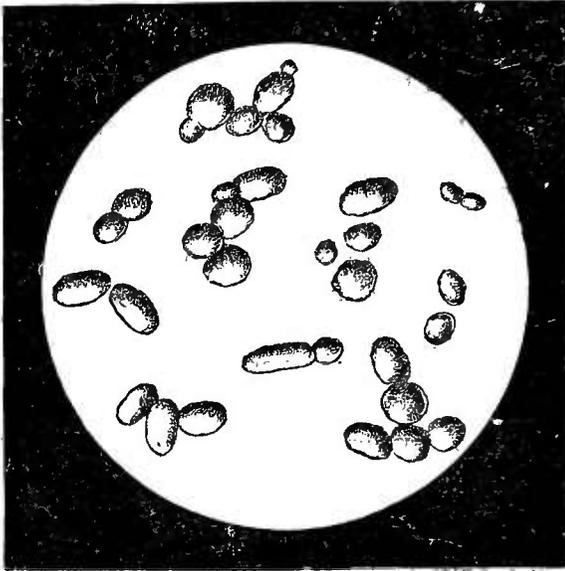


FIG. 151. — LEVURE DE BIÈRE.

distiller tous ces liquides alcooliques (boissons fermentées ou autres), pour obtenir de l'alcool. Les alcools ordinaires obtenus dans l'industrie (alcools de pomme de terre, de grain, de betterave)² contiennent d'autres alcools, des éthers, etc., que l'on élimine par une autre opération appelée *rectification*.

Les alcools que l'on vend dans le commerce sont plus ou moins mélangés d'eau.

La richesse en alcool de ces mé-

langes est indiquée par l'*alcoomètre de Gay-Lussac*.

Le produit livré au commerce sous le nom d'*esprit-de-vin* marque à l'alcoomètre ordinairement 90 degrés, c'est-à-dire contient encore en volume 10 pour 100 d'eau.

Les *eaux-de-vie* sont des alcools contenant 40 à 50 pour 100 d'eau.

L'*alcool absolu* est celui qui ne contient pas d'eau, il marque 100 à l'alcoomètre.

278. Propriétés physiques. — L'alcool pur est un liquide très mobile, d'une odeur agréable et d'une saveur brûlante. Il bout à 78 degrés.

Il a une grande tendance à s'unir à l'eau : en cave, l'eau-de-vie contenue dans les fûts absorbe peu à peu l'humidité et perd un peu de son titre alcoolique.

L'alcool est un très bon dissolvant : il dissout les corps gras, les résines, les vernis, les matières colorantes, le camphre (alcool camphré), l'iode (teinture d'iode), etc.

1. Voir page 227.

2. Voir *Fabrication des alcools*, par Pagès (Encyclopédie agricole pratique).

279. Propriétés chimiques. — L'alcool est très inflammable; il brûle avec une flamme bleuâtre très peu éclairante, mais très chaude, en produisant du gaz carbonique et de la vapeur d'eau.

Un mélange d'air et de vapeur d'alcool détone avec violence à l'approche d'une flamme.

L'alcool, par une oxydation incomplète, se transforme en aldéhyde éthylique ou aldéhyde ordinaire; une oxydation plus avancée le transforme en *acide acétique*. Cette oxydation complète peut se faire sous l'action d'un ferment, le *mycoderma acétique* : ce ferment ne peut se développer que dans des solutions alcooliques ne dépassant pas 14 degrés, c'est-à-dire ne contenant pas plus de 14 pour 100 d'alcool¹. C'est de l'acide acétique qui se forme dans la transformation du vin en vinaigre.

280. Usages. — L'alcool est consommé à l'état de boissons fermentées (vin, cidre, bière), de liqueurs, d'eau-de-vie. Lorsqu'il n'est pas complètement rectifié, c'est-à-dire mélangé à des éthers, d'autres alcools, etc., lui donnant une odeur désagréable, on l'utilise sous le nom d'*alcool mauvais goût*, pour le chauffage, l'éclairage (*éclairage à l'alcool par incandescence*) et comme dissolvant (fabrication des vernis).

L'alcool rectifié ou *alcool bon goût* est employé dans la fabrication d'un grand nombre de produits chimiques (éthers, chloroforme, etc.), dans la parfumerie comme dissolvant des essences, en pharmacie (teinture d'iode, teinture d'arnica, alcool camphré, etc.).

ÉTHER ORDINAIRE

281. — L'éther ordinaire ($C^4H^{10}O$) résulte de l'action de l'acide sulfurique sur l'alcool ordinaire à la température de 140 degrés.

On lui donne quelquefois le nom *l'éther sulfurique*, très à tort, car, s'il est préparé par l'intermédiaire de l'acide sulfurique, il n'en garde aucun élément dans sa composition.

Préparation (fig. 152). — On prépare l'éther ordinaire en chauffant dans un ballon 7 parties d'alcool ordinaire et 10 parties d'acide sulfurique. Les vapeurs se rendent dans un ballon refroidi en traversant un tube autour duquel circule constamment de l'eau froide qui les condense. Le mélange s'appauvrit en alcool; on ajoute de ce liquide à mesure que l'éther distille. On peut ainsi transformer en éther une quantité très forte d'alcool avec un poids très faible d'acide sulfurique, puisque ce dernier n'agit que par sa présence, sans entrer dans la composition de l'éther.

1. Voir chapitre Fabrication du vinaigre dans la *Fabrication du vin*, par E. Chancrin (Encyclopédie agricole pratique).

L'éther obtenu contient de l'eau, de l'alcool et quelques autres produits étrangers; on est obligé de le purifier.

Propriétés et usages. — L'éther ordinaire est un liquide incolore, d'une odeur forte caractéristique, d'une saveur chaude.

Il est très volatil, bout à 35 degrés. Il est très inflammable, il brûle avec une belle flamme blanche et se transforme en gaz carbonique et en eau.

Les vapeurs d'éther s'enflamment avec une grande facilité; mélangées avec l'air, elles détonent avec violence au contact d'une flamme. *Il faut donc manier l'éther loin de toute flamme.*

L'éther est un excellent dissolvant, il dissout les corps gras, les résines, etc. La respiration d'un mélange de vapeur d'éther et d'air produit l'insensibilité comme le chloroforme : de là son utilisation en médecine comme anesthésique.

L'éther est employé en *horticulture* en vue de hâter l'épanouissement des fleurs (*éthérisation des plantes*) :

L'éther est employé en *horticulture* en vue de hâter l'épanouissement des fleurs (*éthérisation des plantes*) :

Les plantes, après avoir parcouru les différentes phases actives de la végétation (poussée des feuilles, floraison, etc.) ont une période dite *de repos*, laquelle commence généralement en septembre, octobre; les bourgeons sont alors formés. Si, à ce moment, on soumet les plantes à l'action des vapeurs d'éther (ou de chloroforme) pendant un certain temps, puis qu'aussitôt après on les place dans une serre chaude, on constate que les bourgeons floraux surtout se développent plus tôt (12 à 15 jours plus tôt) que ceux des plantes non soumises à la même opération. Le *débourrage*¹ de tous les bourgeons se fait avec plus d'ensemble, sans arrêt, plus régulièrement².

1. Débourrage : le bourgeon s'ouvre, les deux écailles ainsi que la bourre qui entourent et protègent le jeune bourgeon tombent.

2. L'éthérisation des plantes en pots se fait dans un petit local bien fermé, une caisse même, à la température de 17 à 18 degrés; on emploie 200 à 300 grammes d'éther par mètre cube d'air et la durée de l'opération est de 50 à 60 heures.

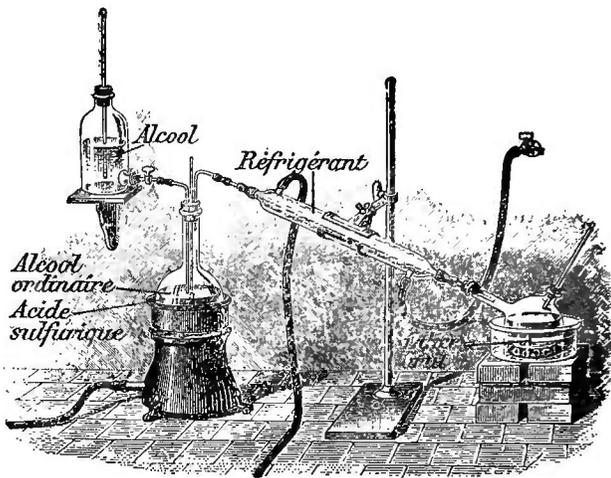


FIG. 152. — PRÉPARATION DE L'ÉTHER.

GLYCÉRINE ET CORPS GRAS

282. Caractères généraux des corps gras. — On donne le nom de corps gras aux *huiles*, aux *beurres* et aux *graisses*.

Les beaux travaux de Chevreul ont montré que les corps gras naturels sont des mélanges de plusieurs corps composés : la *margarine*, la *stéarine*, l'*oléine*.

La *margarine*, corps solide blanc, existe dans presque tous les corps gras, elle forme la majeure partie de l'huile de palme : de là le nom de *palmitine* qu'on lui donne encore. Elle est formée par la combinaison d'un alcool, appelé *glycérine*, avec un acide gras appelé *acide margarique*.

La *stéarine*, corps solide, blanc, domine dans les corps gras solides comme la graisse des herbivores (graisses de bœuf, de mouton, etc.). Elle est formée par la combinaison de la *glycérine* avec un acide gras appelé *acide stéarique*.

L'*oléine*, corps liquide, constitue la partie liquide de la plupart des corps gras, elle domine dans l'huile d'olive (de là son nom).

On la retire de cette dernière par refroidissement à 0 degré ; la margarine se solidifie et se sépare ainsi de l'oléine qui est liquide.

Elle est formée par la combinaison de la *glycérine* avec un acide gras appelé *acide oléique*.

La glycérine entre donc dans la combinaison de tous les corps gras. Comme elle est un alcool, et que la combinaison d'un alcool avec un acide est appelée éther, on peut dire que *les corps gras naturels sont des mélanges d'éthers de glycérine*.

Séparer dans un corps gras la glycérine d'avec les acides oléique, stéarique, margarique, c'est *saponifier ce corps gras* (*saponification*).

283. Glycérine ($C^3H^5(OH)^3$). — Dans l'industrie, la glycérine s'obtient en grand comme produit accessoire de la saponification des corps gras.

La glycérine est une substance sirupeuse, incolore, inodore et d'une saveur sucrée. Elle se dissout dans l'eau et se solidifie à quelques degrés au-dessous de zéro. Elle brûle avec une flamme claire.

Usages. — La glycérine est employée pour le pansement des plaies, des crevasses ou gerçures se produisant sur la peau des mains par suite du froid. Elle remplace avec avantage l'eau dans

les compteurs à gaz parce qu'elle ne se congèle pas. Elle sert à maintenir humides les cuirs non tannés exportés et elle les préserve de l'altération. Elle sert enfin à la préparation de la nitroglycérine.

Nitroglycérine et dynamite. — La nitroglycérine ($C^3 H^6 O^3 (Az O^2)^3$) est un éther de la glycérine (combinaison d'un alcool, qui est la glycérine, avec un acide, l'acide azotique ou acide nitrique). On la prépare en versant la glycérine goutte à goutte dans un mélange d'acide azotique et d'acide sulfurique concentrés et refroidis. Le liquide obtenu est huileux, jaunâtre, plus lourd que l'eau; il détone avec une extrême violence par le choc ou par la chaleur, ou quelquefois même spontanément.

Pour pouvoir se servir de cet explosif, Nobel, ingénieur suédois, eut l'idée de mélanger la nitroglycérine avec une matière inerte poreuse, telle que le sable, la brique pilée; il employait plus spécialement une terre siliceuse très fine, provenant de coquillages fossiles; on obtient ainsi la *dynamite*.

La *dynamite* est très maniable; on peut la laisser tomber sans danger, ou même l'enflammer, elle brûle alors en fusant. Mais elle détone violemment, même sous l'eau, par l'explosion brusque d'une capsule de fulminate.

La dynamite est très employée dans l'exploitation des mines et carrières, pour le chargement des torpilles, des obus et autres engins de guerre. Elle peut être utilisée par les agriculteurs pour faire disparaître les roches qui émergent parfois au-dessus du sol dans les terres arables des terrains granitiques, par les viticulteurs qui veulent se débarrasser des rochers gênants dans l'établissement des vignobles en coteaux rocheux.

284. Corps gras. — Les corps gras sont très répandus chez les animaux et les végétaux. Ils sont incolores (quand ils sont purs), inodores, à saveur fade; ils font sur le papier une tache persistante qui ne disparaît pas par la chaleur; ils sont tous moins lourds que l'eau et sont solubles dans les dissolvants tels que l'éther, la benzine, le sulfure de carbone.

Exposés à l'air, ils rancissent en s'oxydant, ils forment alors des produits acides.

Chauffés au delà de 300 degrés ils se décomposent en donnant différents produits parmi lesquels un corps à odeur très désagréable, l'acroléine¹, puis ils s'enflamment.

On peut *saponifier les corps gras* (séparer la glycérine d'avec les acides gras), soit par une base, telle que la potasse ou la soude, qui forme avec les acides gras des sels ou savons (fabrication des savons), soit par l'acide sulfurique qui s'unit à la glycérine et met les acides gras en liberté.

I. CORPS GRAS SOLIDES. — Les corps gras solides comprennent les *graisses*, les *suiifs*, les *beurres*.

Le *suiif* n'est autre chose que la graisse des herbivores (moutons, bœufs); il est contenu dans les cellules du tissu grasseux. Pour l'obtenir on chauffe la graisse: les cellules ou enveloppes qui contiennent le suiif se dilatent, se déchirent, laissant couler

1. C'est l'odeur que l'on sent lorsque de la graisse brûle sur le fourneau.

le suif fondu; on filtre sur des toiles. Les débris membraneux soumis à une pression sont réunis en pains ou cretons utilisés pour la nourriture des porcs ou des chiens.

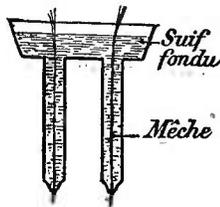


FIG. 153.
PRÉPARATION
DES CHANDELLES.

Les *chandelles* sont faites avec du suif fondu et coulé dans des cylindres en métal contenant au centre une mèche de coton (fig. 143). Elles brûlent en fumant et en répandant une odeur désagréable. On les remplace aujourd'hui par les bougies (mélange d'acides gras).

Le *beurre ordinaire* renferme, outre la matière grasse qui en forme la base, de l'eau, des matières albuminoïdes, des matières minérales.

D'après Winter Blyth la matière grasse du beurre a la composition suivante :

Margarine et stéarine	50
Oléine . . .	42
Butyrine ¹ . . .	7.7
Matières diverses (caproïne, capryline, etc.).	0.1
	100

La margarine et la falsification des beurres. — Les beurres sont souvent falsifiés avec de la margarine extraite des corps gras²

Le procédé suivi pour obtenir la margarine (*procédé Mège-Mourès*) est le suivant pour cent :

On fait fondre dans une chaudière chauffée à la vapeur, à la température de 45 degrés, de la graisse préalablement lavée et hachée. A 1000 kilogrammes de graisse, on ajoute 300 kilogrammes d'eau, 1 kilogramme de carbonate de potasse et quelques estomacs de moutons pour émulsionner la graisse.

On laisse macérer le tout pendant 2 à 3 heures en agitant, et on abandonne le mélange au repos. Les membranes se rassemblent au fond des vases et l'on enlève la matière grasse.

Cette dernière est un mélange de stéarine qui fond à 62 degrés, de margarine qui fond à 47 degrés et d'oléine liquide à la température ordinaire³. Maintenue pendant 24 heures à la température de 30 degrés pour permettre à la stéarine de cristalliser, puis introduite dans des sacs et enfin soumise à l'action d'une presse hydraulique, cette matière grasse donne un jus liquide, l'*oléomargarine*. A 6 parties d'oléomargariné on ajoute 4 parties de lait pur, on baratte comme dans la préparation du beurre ordinaire et l'on obtient un produit appelé *margarine*.

Ainsi préparée et vendue sous son nom, la margarine est un produit sain,

1. La butyrine a été découverte par Chevreul; c'est un liquide odorant qui rancit très promptement à l'air.

2. D'après M. Grandeau la production de la margarine dans le monde a été, en 1901, d'environ 3 millions de quintaux métriques. La plus grande partie de cette margarine sert à falsifier le beurre.

3. Le beurre fond à 36 degrés.

pouvant remplacer les autres graisses dans l'alimentation humaine et être substituée très économiquement au beurre dans la plupart des usages culinaires.

Malheureusement, comme le fait remarquer M. Grandeau, le procédé Mège-Mouriès a subi des modifications considérables qui, loin d'en augmenter la valeur culinaire, l'ont singulièrement amoindrie. Au lieu d'employer du suif frais de première qualité et de n'obtenir qu'un rendement de 50 pour 100, on emploie maintenant toutes espèces de graisses et l'on pousse l'extraction jusqu'à 60 pour 100. On obtient ainsi un jus dont le point de fusion s'écarte sensiblement de celui du beurre : pour l'y ramener, on ajoute des huiles de sésame, de coton, etc. Ce n'est ainsi plus de la margarine, telle qu'elle était au début, mais une matière indigeste que les fraudeurs incorporent au beurre et même aux fromages dans des proportions parfois très fortes.

La végétaline et la falsification des beurres. — La végétaline, que l'on appelle encore *cocosine*, est une graisse retirée des amandes de noix de coco et qui présente avec le beurre bien des analogies, aussi sa recherche dans le beurre est-elle très difficile. Dans le commerce on la trouve sous forme d'une matière blanche translucide, ayant une consistance plus grande que celle du beurre et ressemblant un peu à de la bougie; il est impossible de la confondre soit avec du beurre soit avec de la margarine. Elle ne peut être consommée directement, mais dans les apprêts culinaires elle peut remplacer économiquement le beurre et la graisse; son emploi, dans les fritures, est plus difficile car, lorsqu'elle est même très légèrement brûlée, elle répand une odeur très forte impossible à supporter.

La végétaline pas plus que la bonne margarine n'est nuisible à la santé, le seul inconvénient est que dans les beurres falsifiés on fait payer la végétaline un prix trop élevé¹.

II. HUILES². — 1° *Huiles animales*; elles sont assez rares, la margarine et la stéarine y dominant. Exemples : huile de baleine, *huile de foie de morue* très employée en médecine.

2° *Huiles végétales*; elles sont beaucoup plus nombreuses et contiennent principalement de l'oléine.

« Les huiles exposées à l'air s'oxydent plus ou moins rapidement suivant leur nature. Cette oxydation est plus active sous l'influence de la lumière et d'une température élevée, mais elle se poursuit même dans l'obscurité. Il en résulte que l'accumulation d'une grande quantité d'huile dans une cave, ou

1. La dénaturation, comme on la pratique en Allemagne et en Belgique pour la margarine, pourrait permettre de constater sa présence dans le beurre.

En Allemagne, la loi de 1807 impose de dénaturer la margarine à l'aide de 10 pour 100 d'*huile de sésame*. Cette huile contient toujours un produit qui fait que, traitée par l'acide chlorhydrique sucré, il se forme une belle coloration rouge cerise.

Pour plus de sûreté les Belges ont adopté une double dénaturation qui force les fabricants de margarine à introduire dans leurs marchandises 5 pour 100 d'*huile de sésame* et 1 pour 100 de fécule de pomme de terre que l'on peut déceler par de l'eau iodée.

Ces deux réactions sont suffisamment nettes et sensibles pour constater la présence de très petites quantités de margarine dans le beurre.

2. Voir *Huilerie*, par d'Aygalliers (Encyclopédie agricole pratique.)

tout autre endroit où l'air ne se renouvelle pas, finit par rendre l'atmosphère irrespirable à cause de la disparition de l'oxygène.

Cette oxydation s'accompagne d'une élévation de température quelquefois assez considérable pour occasionner des incendies. Ces accidents sont surtout à craindre lorsque l'huile imprègne de grandes masses de matières organiques inflammables, telles que les chiffons de laine ou de coton ».

(D'Aygalliers).

On divise les huiles en deux catégories : les huiles non siccatives, les huiles siccatives.

Les *huiles non siccatives* (huiles de colza, de navette, de noisette, d'amande douce, etc.) restent liquides en absorbant l'oxygène de l'air, elles rancissent et il se forme des produits acides.

Les *huiles siccatives* (huiles de lin, de noix, d'olive, de chènevis, d'œillette, de ricin, etc.), s'épaississent en s'oxydant et se transforment en une masse jaune, transparente, ayant l'apparence d'un vernis.

Usages. — Quelques huiles sont comestibles (huile d'olive, de noix, d'œillette, etc.), d'autres sont utilisées pour l'éclairage (huiles de colza, de navette, de chènevis). Les huiles de qualité inférieure sont employées dans la fabrication des bougies et des savons (huile de palme, de coco, d'arachides, huiles inférieures d'olive, etc.).

285. Les savons. — Nous avons vu que les corps gras sont des mélanges de stéarine, de margarine et d'oléine, chacun de ces corps étant une combinaison de glycérine avec un acide gras (acides stéarique, margarique, oléique).

Si on saponifie ces corps gras, c'est-à-dire si l'on sépare la glycérine d'avec les acides gras, puis que l'on combine ces acides avec une base quelconque, telle que la potasse, la soude, la chaux, etc., on obtient des savons.

Les savons sont donc des mélanges de sels des acides gras. Il y a évidemment autant de savons que de bases. Mais les savons de potasse et de soude sont seuls solubles, par conséquent les seuls dont on puisse se servir dans les usages domestiques, les seuls que l'industrie produise.

Expérience I. — Si on verse de l'eau de savon ordinaire dans une dissolution de sulfate de cuivre, les acides gras du savon ordinaire se combinent avec le cuivre du sulfate de cuivre, il y a échange de base et il se forme un savon de cuivre insoluble, d'un vert gluant, en grumeaux.

Expérience II. — Si on verse de l'eau de savon ordinaire dans une solution de chlorure de calcium, il se forme un savon de chaux blanc insoluble.

La même expérience peut se faire avec une *eau calcaire*, il se forme un savon de chaux insoluble. *C'est ce qui explique pourquoi on reconnaît qu'une*

eau n'est pas potable lorsqu'elle dissout mal le savon : dans ce cas, les eaux contiennent trop de sels de chaux, et il se forme un savon de chaux insoluble (voir caractères d'une eau potable, p. 21).

On distingue deux espèces de savons : les savons durs et les savons mous.

Les *savons durs* sont à base de soude; on les fabrique surtout à Marseille, Nantes; les corps gras que l'on emploie sont

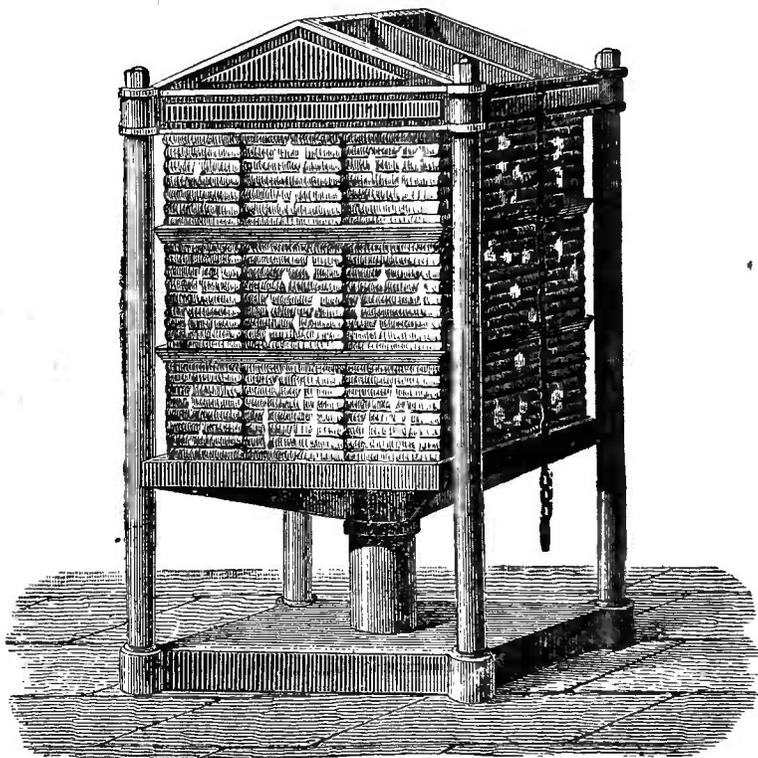


FIG. 154. — PRESSAGE DES ACIDES GRAS.

les huiles d'olive de qualité inférieure, les huiles de palme, d'arachide, de sésame.

Les *savons mous* sont à base de potasse; on les fabrique surtout dans le Nord avec les huiles de lin, de colza, d'œillette, de cameline.

Les *savons de toilette* communs sont fabriqués avec des savons blancs communs dans lesquels on a ajouté une essence. Les savons de toilette de qualité supérieure sont fabriqués avec des corps gras de première qualité (suif de mouton, des huiles de coco, etc.); on les parfume en les broyant avec une essence.

Les savons en poudre pour la barbe s'obtiennent en desséchant des savons de toilette et en les pulvérisant.

Savons divers. — Le *savon d'acide oléique* est fait avec l'acide oléique que l'industrie de la bougie produit en grande quantité. On masque l'odeur de

cet acide avec un peu d'huile de palme ou un millièmè d'essence de mirbane (nitro-benzine).

Le *savon jaune de suif et de résine*, d'un prix inférieur aux autres, est obtenu en faisant dissoudre de la résine dans de la potasse ou de la soude, et en ajoutant cette solution par petites portions à du savon de suif. Ce savon mousse beaucoup, il permet d'effectuer le savonnage même dans l'eau de mer et dans les *eaux séléniteuses* (eaux chargées de plâtre).

286. Bougies. — *Les bougies sont formées d'acide stéarique mélangé à un peu d'acide margarique* obtenus par la saponification du suif et des autres graisses. De là leur nom de *bougies stéariques*.

On saponifie les matières grasses au moyen de la chaux : la chaux s'empare des acides gras pour former des savons calcaires, insolubles, et la glycérine est mise en liberté. Les savons calcaires insolubles sont enlevés, lavés, pulvérisés et versés dans de l'eau acidulée par de l'acide sulfurique. Cét acide prend la chaux des savons calcaires pour former du sulfate de calcium (plâtre) insoluble, et les acides gras mis en liberté surnagent.

Le mélange des acides gras ne peut être employé tel, car son point de fusion ne dépasse pas 44 degrés. Pour les débarrasser de l'acide oléique, liquide à la température ordinaire, on les presse à froid, puis à chaud (fig. 154). Le mélange d'acide stéarique et d'acide margarique est ensuite fondu, puis clarifié et enfin coulé dans une série de cylindres creux terminés par des cônes et portant dans leur axe une mèche de coton tressé (fig. 155).

Les mèches que l'on emploie sont imprégnées d'acide borique : cet acide dissout les cendres et forme avec elles un petit globule de verre fusible que l'on voit briller à l'extrémité de la mèche. Les cendres de la mèche ne peuvent donc salir la bougie en retombant après la combustion.

Le tressage de la mèche fait sans cesse un peu courber la mèche dans la portion la plus chaude de la flamme et la fait brûler complètement.

Bougies diverses : Les *bougies robées* sont des bougies de qualité inférieure formées d'un cylindre creux d'acide stéarique dans lequel on a coulé de l'acide stéarique impar provenant de l'huile de palme. Elles répandent une mauvaise odeur quand on les souffle.

Les *bougies creuses*, comme leur nom l'indique, sont évidées en plusieurs compartiments à l'intérieur. De cette façon, la bougie fondue, au lieu de rester autour de la mèche et de couler à terre lorsque le bougeoir est incliné, descend tout autour de la mèche et se solidifie en un point situé plus bas.

Les *bougies à la paraffine* sont des bougies translucides obtenues en mélangeant la pâte de la bougie ordinaire à de la paraffine.

Les *bougies colorées* ne sont pas toujours pures et les matières colorantes passant à l'état de vapeurs peuvent être nuisibles.

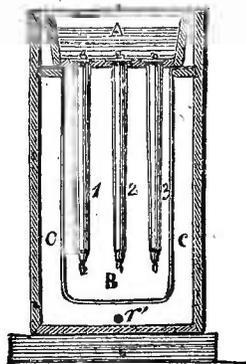


FIG. 155.
MOULAGE DES BOUGIES.

CHAPITRE IV

LES PHÉNOLS

Les phénols sont des composés intermédiaires entre les alcools et les acides ; ils se combinent aux bases alcalines comme les acides et possèdent des éthers comme les alcools.

Parmi les phénols, nous n'étudierons que le phénol ordinaire.

287. Phénol ordinaire $C^6H^5(OH)$. — Le *phénol ordinaire*, appelé encore *acide phénique*, se retire des huiles provenant de la distillation des goudrons de houille (voir p. 199).

Propriétés et usages. — Le phénol est un corps solide, cristallisé en longues aiguilles. Il fond à 35 degrés. Il est peu soluble dans l'eau à laquelle il communique son odeur (eau phéniquée) ; il est très soluble dans l'alcool et l'éther.

Il absorbe facilement la vapeur d'eau contenue dans l'air ; aussi devient-il entièrement liquide lorsqu'il est conservé dans des flacons imparfaitement bouchés. Il brûle avec une flamme fuligineuse (fumeuse).

Le phénol attaque fortement la peau, c'est un caustique violent qui désorganise rapidement les tissus. *Sa dissolution dans l'eau* (à 5 pour 100, par exemple), *appelée eau phéniquée, est employée avec succès dans le pansement des plaies.* L'eau phéniquée est, en effet, un *antiseptique, un désinfectant* puissant. que tout agriculteur doit avoir dans sa petite pharmacie.

288. Acide picrique. — Cet acide s'obtient en faisant agir de l'acide azotique sur du phénol.

L'acide picrique se présente sous la forme de cristaux jaunes brillants, d'une saveur amère, solubles dans l'eau. La solution d'acide picrique colore fortement en jaune la peau, la soie, la laine, mais ne teint pas les fibres végétales (coton, etc.) ; on peut par conséquent s'en servir pour reconnaître si dans un tissu de laine ou de soie on a introduit du coton : On trempe le tissu dans une solution chaude d'acide picrique, la soie et la laine se colorent, tandis que le coton reste blanc après lavage.

Usages. — On introduit quelquefois de l'acide picrique dans les bières, pour leur communiquer frauduleusement de l'amertume. On utilise l'acide picrique en solution pour les brûlures, il sert à colorer la laine et la soie en jaune et à préparer certains explosifs (picrates).

La créosote, retirée des goudrons de bois, est un mélange de phénols divers parmi lesquels le phénol ordinaire. C'est un liquide à odeur forte, très antiseptique, que l'on emploie dans la conservation des bois.

CHAPITRE V

SUBSTANCES SUCRÉES

GLUCOSES ET SUCRE ORDINAIRE

289. — Les substances sucrées sont classées par M. Berthelot en trois grands groupes :

1° Les matières sucrées dans lesquelles la proportion d'hydrogène surpasse celle d'oxygène, comme la *mannite*, la *dulcite* ($C^6H^{14}O^6$), corps peu importants.

2° Les *glucoses* dans lesquels l'hydrogène et l'oxygène sont dans la même proportion que dans l'eau ($C^6H^{12}O^6$). Ces corps ont la propriété de *fermenter* directement au contact d'êtres vivants extrêmement petits appelés *levures* et de se transformer principalement en *alcool* et en *gaz carbonique* (fermentation)¹, tels sont le glucose ordinaire, le lévulose.

3° Les *saccharoses* ou *sucres proprement dits* ($C^{12}H^{22}O^{11}$), comme le sucre ordinaire, qui ne fermentent pas directement au contact des levures, mais qui peuvent se dédoubler en glucoses capables de fermenter : Exemples, le sucre ordinaire, le sucre de lait.

• On désigne quelquefois les *substances sucrées* (glucoses, sucre ordinaire, etc.) ainsi que les *substances amylacées* (féculé, amidon, etc.) sous le nom impropre d'*hydrates de carbone*, parce que dans ces corps formés d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, les atomes d'oxygène et d'hydrogène sont dans la même proportion que dans l'eau, soit 5 molécules d'eau, soit 6 ou un multiple de 6. Ces corps bien qu'appelés hydrates de carbone, ne peuvent se décomposer régulièrement en carbone et en eau.

290. La mannite. — La mannite constitue la plus grande partie de la manne² exsudée par les frênes.

La mannite se forme dans les vins atteints de la *maladie de la mannite* sous l'action d'un ferment appelé *ferment mannitique* : ce ferment transforme le sucre restant dans le vin (lorsque la fermentation du moût n'a pas été complète) en acide acétique et en mannite. Le vin a un goût aigre-doux (aigre par suite de l'acétique, et doux par suite de la mannite).

1. Voir *Le vin* (fermentation), par E. Chancrin.

2. La manne est un purgatif léger que l'on donne quelquefois aux enfants.

291. Les glucoses. — I. **Le glucose ordinaire.** — Le glucose ordinaire qu'on appelle quelquefois *sucré de raisin*, est très répandu dans les végétaux, surtout dans les fruits : dans les raisins, les prunes, les figes, etc. Il est, dans ce cas, associé à un autre glucose appelé *lévulose* ou sucre de fruit. La poudre blanche que l'on trouve sur les pruneaux, sur les figes desséchées, est du glucose.

On rencontre encore le glucose dans le miel, dans le sang, dans l'urine des malades atteints d'une maladie appelée diabète.

Propriétés. — Le glucose que l'on trouve dans le commerce se présente généralement sous trois formes : en *sirop* (*sirop de glucose*), en masse (*glucose en masse*), ou en grains (*glucose granulé*).

Il est deux fois et demie moins sucré que le sucre ordinaire ; il est soluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool pur.

La solution de glucose fer-

mente directement sous l'influence des levures, il se dégage du gaz carbonique et la solution contient ensuite de l'alcool avec un peu de glycérine et autres produits de moindre importance (fermentation alcoolique).

Expérience I (fig. 156). — Introduisons une solution de glucose (50 gr. dans un demi-litre d'eau) additionnée de quelques grammes de levure dans un flacon communiquant avec une éprouvette reposant sur l'eau, et abandonnons le tout à une température qui ne soit pas inférieure à 20 degrés. On constate bientôt à la surface du liquide sucré une mousse abondante due à de l'acide carbonique qui se dégage ; on dit que le liquide fermente.

Au bout de quelques jours la dissolution de sucre a perdu sa saveur sucrée et a pris une odeur vineuse, elle contient alors de l'alcool tandis que le gaz carbonique s'est rassemblé dans l'éprouvette.

La fermentation alcoolique est la transformation en alcool et gaz carbonique que subissent les solutions sucrées sous l'action des levures.

Remarque. — Pendant longtemps on a cru que la fermentation du sucre par la levure ne donnait que deux produits : l'alcool et le gaz carbonique, dont la somme des poids serait équivalente au poids du sucre fermenté. Pasteur a démontré qu'il se formait en réalité beaucoup d'autres produits glycérine, acide succinique, etc.

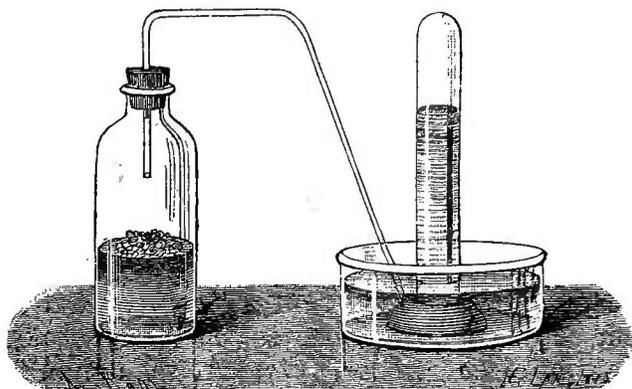


FIG. 156. — FERMENTATION DU GLUCOSE SOUS L'ACTION DES LEVURES.

Le glucose se combine aux bases solubles telles que la potasse et la soude :

Expérience II. — Si l'on chauffe du glucose avec une solution de potasse ou de soude, le liquide jaunit, puis brunit. Le liquide ne change pas de couleur si l'on remplace le glucose par du sucre ordinaire. Cette réaction peut donc servir à reconnaître le glucose dans les cassonnades ou dans les sucres de 3^e qualité dont on se sert quelquefois pour sucrer les moûts qui ne peuvent donner un vin assez alcoolique.

Le glucose est un réducteur énergique des sels métalliques : il décompose et précipite facilement le métal des sels métalliques. Cette propriété est utilisée pour reconnaître le glucose :

Expérience III. — Si dans une solution bleue de sulfate de cuivre on ajoute un peu d'acide tartrique et de la potasse on obtient une liqueur bleue dite *liqueur cupro-potassique*. Chauffons cette liqueur et à l'ébullition ajoutons un peu de glucose, il se forme un précipité rouge d'oxyde de cuivre, précipité ressemblant à de la brique rouge pilée.

La *liqueur de Fehling* n'est autre chose qu'une liqueur cupro-potassique préparée d'une certaine manière.

Les *glucoses seuls ont la propriété de former un précipité rouge avec la liqueur de Fehling*, le sucre ordinaire ne donne aucun précipité. On peut donc avec cette liqueur différencier les glucoses d'avec les saccharoses (sucre ordinaire). La même liqueur permet également de doser, c'est-à-dire de déterminer la quantité exacte de glucose contenue dans une solution (dosage du glucose contenu dans les moûts).

Modes de production du glucose. — Dans l'industrie, on prépare le glucose en faisant agir à une certaine température un acide étendu d'eau (généralement de l'acide sulfurique) sur de la fécule (tirée de la pomme de terre) ou de l'amidon (tiré des grains de céréales, blé, orge, etc.). Cette transformation porte le nom de *saccharification*.

Le glucose pouvant se transformer en alcool sous l'action des levures, on comprend dès lors comment on peut fabriquer de l'alcool avec des pommes de terre (*alcool de pomme de terre*), avec des grains de céréales (*alcool de grains*), etc.¹

La fécule et l'amidon peuvent également se transformer en glucose sous l'action d'un ferment appelé *diastase*. Cette diastase se développe dans l'orge germée :

Dans la fabrication de la bière on se sert précisément de la diastase pour transformer l'amidon de l'orge en glucose; le glucose obtenu est ensuite transformé en alcool grâce à l'action des levures.

La salive contient la ptyaline, ferment analogue à la diastase; de là le nom de diastase salivaire donné quelquefois à la ptyaline : elle transforme l'amidon des aliments (lequel est insoluble) en glucose facilement assimilable.

1. Voir *Les alcools*, par M. Pagès (Encyclopédie des connaissances agricoles).

2. Saccharine.

Usages. — Le glucose est employé dans la fabrication des liqueurs, de la bière, du pain d'épices, en confiserie, dans la falsification du miel, des cassonnades. On l'utilise pour préparer le caramel servant à colorer en brun la bière, le rhum, etc.

292. II. Lévulose. — Le *lévulose* ou sucre de fruits se rencontre presque toujours en même temps que le glucose dans le miel, les fruits où la graine est mêlée à la pulpe, comme la cerise, la fraise, la groseille, etc. Ses propriétés chimiques sont les mêmes que celle du glucose.

293. Les saccharoses. — I. **Sucre ordinaire (sucre de canne ou de betterave) ou saccharose.** — *État naturel.* — Le sucre ordinaire est très répandu chez les végétaux, on le trouve principalement dans la canne à sucre, dans les racines de betterave, de carotte, de navet, dans le maïs, le sorgho, etc.

L'industrie le retire de la *canne à sucre* et de la *betterave*¹.

Propriétés. — Le sucre pur se présente sous la forme de grands cristaux transparents et incolores (*sucre candi*); le sucre en *pain* du commerce est composé de petits cristaux. Le sucre est très soluble dans l'eau, plus soluble dans l'eau chaude (l'eau en dissout trois fois son poids à la température ordinaire, et cinq fois à 100 degrés); il est insoluble dans l'alcool pur, un peu soluble dans l'alcool étendu d'eau : cela explique pourquoi on ne peut faire dissoudre que difficilement un morceau de sucre dans de l'eau-de-vie.

Action de la chaleur. — Chauffé à 160 degrés, le sucre fond en un liquide clair et visqueux qui, en se refroidissant, se prend en masse non cristallisée, c'est le *sucre d'orge*.

Chauffé à plus de 160 degrés (vers 215 degrés), le sucre perd de l'eau, devient brun et se transforme en *caramel*. A une plus haute température, il dégage des gaz et laisse comme résidu un charbon poreux (charbon de sucre), qui brûle difficilement.

Action des alcalis et de la liqueur de Fehling. — Le sucre ordinaire n'a aucune action sur la potasse, la soude, ainsi que sur la liqueur de Fehling, c'est ce qui permet de le différencier d'avec le glucose.

Action des acides. — Les acides étendus, à l'ébullition, transforment le sucre ordinaire en un mélange de glucose et de lévulose :

Expérience. — Faire chauffer à l'ébullition pendant quelques secondes une solution de sucre dans laquelle on a mis 2 ou 3 gouttes d'acide sulfurique.

1. Voir *Le sucre*, par M. Pagès (Encyclopédie des connaissances agricoles).

On a *inverti* le sucre ordinaire. Pour constater que ce sucre a été transformé en glucose et lévulose, on peut faire agir la solution sur de la liqueur de Fehling chauffée, il y a précipitation d'oxyde rouge de cuivre.

Fermentation. — Le sucre ordinaire, au contact des levures, ne fermente pas directement, il faut qu'il soit transformé en glucose. Cette transformation peut se faire comme nous venons de l'indiquer, par les acides (quand on pratique le sucrage des moûts pour relever le titre alcoolique des vins, on conseille d'employer l'acide tartrique); elle peut se faire également par la levure elle-même : d'après M. Berthelot, la levure contient, en effet, un ferment soluble appelé sucrase ou invertine qui transforme le sucre ordinaire en glucose; aussi, dans la plupart des cas, le vigneron se contente d'ajouter le sucre à la cuve, sans opérer au préalable l'inversion du sucre par un acide, il suffit que la température soit amenée à 25 degrés pour que le travail de la levure se fasse facilement.

Usages. — Le sucre est un aliment dont les usages dans l'alimentation de l'homme sont trop connus pour que nous insistions. La *mélasse*, résidu de la fabrication du sucre et qui contient une certaine quantité de sucre est employée dans l'alimentation des animaux : on la mélange avec de la paille hachée, des sons, des tourteaux, des drèches, etc.

294. II. Sucre de lait ou lactose. — Le sucre de lait existe dans le lait de tous les mammifères; on peut le préparer avec le *petit lait* résidu de la fabrication du fromage. Il est blanc, peu sucré, moins soluble dans l'eau que le sucre ordinaire.

Le lactose du lait exposé à l'air, sous l'influence du *ferment lactique* se transforme en acide lactique lequel, comme tous les acides en général, a la propriété de faire coaguler le lait (voir Acide lactique, p. 240).

Saccharine. — La saccharine est une substance très différente des glucoses et des saccharoses; nous la citons ici à cause de son pouvoir sucrant.

On l'appelle *sucre de houille* parce qu'elle est obtenue par le traitement du toluène, carbure extrait du goudron de houille. Elle se présente sous forme d'une poudre blanche, soluble dans l'eau, possédant un pouvoir sucrant 280 à 300 fois plus grand que celui de la glucose.

D'après l'avis du Comité consultatif d'hygiène publique de France, cette substance n'est pas un aliment et ne peut pas remplacer le sucre; l'emploi des substances sucrées à la saccharine a pour effet de troubler profondément les fonctions digestives. L'emploi de la saccharine dans les industries alimentaires constitue une falsification qui tombe sous le coup de la loi.

SUBSTANCES AMYLACÉES

AMIDON ET FÉCULE. — DEXTRINE

295. Amidon et fécule. — On appelle matière amy lacée (ami don ou fécule) ($C^6H^{10}O^5$), une substance blanche, granuleuse, insoluble dans l'eau, que l'on trouve dans les grains de céréales ou dans certains tubercules, tels que la pomme de terre.

La matière amy lacée tirée des grains de céréales porte le nom d'*amidon*¹.

La matière amy lacée tirée de la pomme de terre, porte le nom de *fécule*.

Expérience I. — Faisons avec un peu de farine une pâte que nous malaxerons² sous un filet d'eau au-dessus d'un tamis placé dans un vase; l'amidon passe à travers le tamis, on peut le recueillir au fond du vase.

Expérience II. — Râpons des pommes de terre et pétrissons la pâte sous un filet d'eau au-dessus d'un tamis comme dans l'expérience précédente. On recueille la fécule au fond du vase.

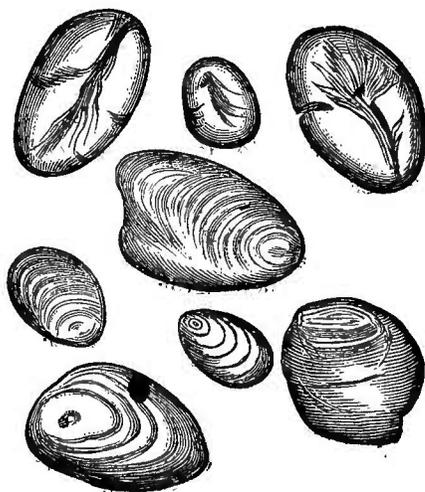


FIG. 157. — GRAINS DE FÉCULE DE POMME DE TERRE.

Examen des grains d'amidon ou de fécule. — Quand on examine les grains d'amidon ou de fécule au microscope (fig. 157), on constate que ces grains sont composés de couches concentriques, ainsi qu'on peut le voir quand on les chauffe vers 200 degrés, et qu'on les imbibe d'eau : les différentes couches s'écartent, les grains se gonflent et crévent.

1. Voir *Fabrication de l'amidon et de la fécule* (Encyclopédie agricole pratique).

2. Malaxer : pétrir.

Propriétés. — L'amidon et la fécule sont insolubles dans l'eau, la partie extérieure des grains seule est insoluble.

Chauffé avec de l'eau vers 75 degrés, l'amidon se gonfle et forme une masse gélatineuse, translucide, appelée *empois d'amidon*.

Expérience I. — Si, sur un peu d'empois d'amidon, on laisse tomber une goutte de solution alcoolique d'iode, il se produit une *coloration bleue* qui disparaît à chaud et reparait à froid (iodure d'amidon).

Cette coloration par l'iode est assez caractéristique pour permettre de constater la présence de la matière amylacée, on dit que l'iode est le réactif de l'amidon.

Action de la chaleur. — Chauffé vers 100 degrés, l'amidon perd son eau; si l'on maintient longtemps cette température, il se transforme en une variété d'amidon soluble dans l'eau (*amidon soluble*). A 160 degrés l'amidon se transforme en un corps nouveau appelé *dextrine* que l'iode ne colore plus en bleu mais en rouge vineux. A plus de 210 degrés, l'amidon se brunit et se décompose.

Action des acides. — Les acides minéraux étendus (acide sulfurique, acide azotique, etc.), et à l'ébullition, transforment l'amidon en amidon soluble, puis en dextrine et enfin en glucose.

Expérience II. — On fait bouillir un peu d'amidon ou de fécule dans de l'eau acidulée. Au début de l'opération l'iode colore en bleu une goutte du mélange. La masse pâteuse devient claire, l'amidon est devenu soluble; à mesure que l'ébullition se prolonge l'iode bleuit de moins en moins la solution; on constate ensuite la couleur rouge vineux indiquant la transformation en dextrine; enfin, si l'ébullition continue, il arrive un moment où l'iode ne colore plus en rouge vineux, l'amidon s'est transformé en glucose.

Cette expérience indique le principe de la fabrication des alcools à l'aide de la fécule de la pomme de terre et de l'amidon des céréales (alcool de pomme de terre, de grains¹) (voir Production du glucose, p. 223).

La *diastase*, ferment soluble de l'orge germée, ainsi que la *ptyaline* ou ferment salivaire, exercent sur l'amidon la même action que les acides étendus².

Rôle de l'amidon chez les végétaux. — L'amidon se forme dans les plantes afin de constituer une *réserve alimentaire* qui est utilisée les jours où ces plantes consomment plus qu'elles ne produisent. Par les jours de soleil avec une température suffisante, les végétaux s'enrichissent en amidon; au contraire ils s'appauvrissent pendant les jours froids et pluvieux.

1. Voir *Fabrication des alcools*, par M. Pagés. (Encyclopédie générale pratique.)

2. Voir production du glucose, p. 223.

L'accumulation d'une grande quantité d'amidon dans les graines ou les tubercules de pommes de terre a pour but de permettre de subvenir aux besoins des jeunes plantes qui viennent de naître et qui ne peuvent se nourrir tout de suite. Lorsque le développement de la nouvelle plante est terminé, l'enveloppe de la graine ou du tubercule de pomme de terre reste seule, ratatinée, ne contenant plus d'amidon.

Usages. — L'amidon sert à faire de l'empois pour donner de l'apprêt au linge et aux tissus neufs. La fécule est employée dans la fabrication des dextrines, des glucoses.

Beaucoup de matières amylicées sont alimentaires; elle sont, au point de vue chimique, de même nature que la fécule, elles n'en diffèrent que par le goût : le *tapioca* est une fécule blanche produite par le *manioc* cultivé en Amérique; l'*arrow-root* est retiré d'une plante originaire des Antilles, on l'emploie pour les potages légers. Le sagou s'extrait de la moelle de divers palmiers.

L'inuline est une espèce d'amidon très soluble dans l'eau que l'on trouve dans certains tubercules, notamment les topinambours.

L'inuline, quand on la chauffe avec de l'acide sulfurique étendu, se transforme comme l'amidon en glucose. Cette réaction est utilisée dans la fabrication de l'alcool ordinaire tiré des topinambours.

296. Dextrines et gommés. — La dextrine a une composition chimique analogue à celle de l'amidon et de la fécule, les propriétés seules sont différentes. On l'obtient :

1° Soit par la transformation de l'amidon ou de la fécule par la chaleur seule (le produit obtenu porte le nom de *fécule grillée*);

2° Soit par l'ébullition avec les acides étendus (dextrine soluble, gommé-line);

3° Soit par l'action de la diastase de l'orge germée (voir ci-dessus les propriétés de l'amidon et de la fécule).

La dextrine pure est d'un blanc jaunâtre, non cristallisée, soluble dans l'eau, elle forme avec cette dernière un liquide visqueux.

On s'en sert comme colle, pour encoller et apprêter les tissus.

Les gommés ont même composition chimique que la dextrine. Elles forment avec l'eau un liquide visqueux. Parmi ces gommés on peut citer :

1° La *gomme de pays* ou *cérasine* que sécrètent nos arbres fruitiers (cerisiers, pruniers, abricotiers, etc.);

2° La *gomme arabique*, sécrétée par des espèces d'acacias d'Arabie, elle est employée en solution comme colle ;

3° Les *mucilages* contenus dans la graine de lin, racines de guimauve employés comme émoullients. Ils se gonflent dans l'eau sans s'y dissoudre.

Composés pectiques. — Il existe dans les fruits verts, dans les racines charnues, encore jeunes (betteraves, carottes), un principe insoluble dans l'eau et que l'on désigne sous le nom de *pectose*. Cette pectose, pendant la maturation des fruits, et sous l'action d'un ferment appelé *pectase*, se transforme en *pectine* substance soluble dans l'eau, visqueuse, analogue aux gommés dont nous venons de parler. Ce serait à cette transformation qu'il faut attribuer la prise en gelée des sucs de fruits.

CHAPITRE VII

CELLULOSE — BOIS

297. Cellulose. — Pour donner une idée immédiate de la cellulose, nous dirons que le coton, la moelle de sureau sont de la cellulose presque pure.

Les cellules, les fibres, les vaisseaux, que l'on trouve dans tout végétal ont leurs parois formées principalement de cellulose, laquelle s'épaissit et s'incruste de matières diverses lui donnant de la rigidité.

On extrait la cellulose pure du coton, de la moelle de sureau, du papier blanc, du vieux linge, etc.

Propriétés. — La cellulose pure ($C^6H^{10}O^5$) est blanche, sans odeur, ni saveur. Elle est insoluble dans l'eau et dans les dissolvants ordinaires.

L'acide sulfurique concentré désagrège la cellulose et la dissout; la cellulose devenue soluble est colorée par l'iode comme l'amidon soluble.

L'ébullition du mélange d'acide sulfurique et de cellulose transforme la cellulose en glucose (sucre de chiffon)¹.

L'acide azotique fumant transforme la cellulose en produits différents suivant la manière dont on le fait agir : 1° si on fait agir un mélange refroidi de 3 volumes d'acide sulfurique et 1 volume d'acide azotique fumant sur du coton pendant 15 minutes, on obtient le *coton poudre*, ou *fulmicoton*, ou *pyroxyle* employé comme explosif dans les travaux de mine. 2° si l'on fait agir un mélange de 2 volumes d'acide sulfurique et 1 volume d'acide azotique fumant pendant plusieurs heures, on obtient le *collodion* employé en médecine et en photographie.

Le celluloid est un mélange de pyroxyle et de camphre comprimé à la presse hydraulique : il sert, mélangé à de l'huile, à faire des objets de lingerie (cols, poignets, etc.). On l'emploie pour imiter l'ambre, l'écaille, l'ivoire, etc.

Usages. — Les fibres textiles avec lesquelles se fabriquent les cordes, les fils, les tissus, sont constituées par de la cellulose. Ces fibres textiles sont principalement fournies par le chanvre, le lin et le cotonnier.

Le *papier* peut être considéré comme formé par de la cellulose.

1. Le *parachute végétal* est obtenu en trempant du papier filtre (formé surtout de cellulose) dans un mélange de 2 parties d'acide sulfurique et 1 partie d'eau; on lave ensuite à grande eau.

Les chiffons de lin, de chanvre, de coton, et le tissu ligneux de certains végétaux (peuplier, tremble, aloès, alfa, paille, etc.), en constituent la matière première.

298. Le Bois. — Le bois comprend deux catégories de principes constitutifs :

1° Le tissu ligneux formé de cellulose tapissée, incrustée de matières minérales que le végétal a absorbées;

2° De nombreux principes immédiats que le végétal laisse circuler dans ses canaux ou a mis en réserve : gommés, sucres, féculés, matières résineuses, etc.

La densité des bois est très variable, depuis 0,2 (liège) jusqu'à 0,9 pour le chêne.

Chauffé au contact de l'air, le bois commence à s'altérer vers 140°; à une température plus élevée, des produits volatils se dégagent, brûlent et il ne reste plus que des cendres dans lesquelles on retrouve les matières minérales que la chaleur n'a pas fait disparaître.

Chauffé à l'abri de l'air (en vase clos) le bois dégage des gaz (gaz carbonique, oxyde de carbone, azote, carbures d'hydrogène), des vapeurs qui, condensées, fournissent un liquide complexe duquel on peut retirer l'alcool méthylique, l'acide acétique, du goudron, etc. (voir Distillation du bois en vase clos, p. 208).

La sciure de bois traitée par la potasse ou la soude caustiques à une température élevée, se transforme en oxalate d'où l'on extrait l'acide oxalique.

Action de l'eau. — Sous l'influence de l'humidité, les bois se gonflent et se déforment: leur allongement dans le sens des fibres est pratiquement nul, mais il est très grand dans le sens transversal. La dessiccation produit l'effet inverse et provoque des fentes longitudinales.

Si l'on soumet l'une des faces d'une lame de bois à la chaleur et l'autre à l'humidité, la lame de bois se « voile », se courbe, la partie bombée représentant la face humide.

On utilise cette propriété, surtout dans la tonnellerie, pour courber les bois sans détruire la continuité des fibres comme le fait le travail à la scie.

La courbure des douelles de tonneau se fait, comme nous venons de l'indiquer, par l'application simultanée du feu et de l'eau. La courbure des bois d'œuvre se fait de deux manières : 1° par la chaleur seule (à feu nu); 2° par le ramollissement à l'eau bouillante, au sable chaud et mouillé ou à la vapeur, puis ensuite par la mise en forme dans un moule où le bois sèche lentement.

Altération des bois. — Le bois, dans les forêts, dans les chantiers de débit et après leur utilisation, sont sujets à des altérations nombreuses sous l'influence de l'humidité et de l'air. Ils perdent de leur solidité, se réduisent en menus fragments et tombent finalement en poussière.

La présence de la sève dans ces bois insuffisamment desséchés est la cause la plus importante de leur détérioration ; elle produit leur déformation et permet la vie à de nombreux organismes microscopiques. Lorsque le bois est suffisamment humide, sa surface se couvre de champignons, de moisissures qui l'attaquent peu à peu. Les bois mis en œuvre sont aussi attaqués par de nombreux insectes : le ruine-bois, la vrillette, l'horloge de la mort, etc.

Procédés de conservation. — 1° *Séchage naturel* : la dessiccation à l'air nécessite l'empilage des bois sur un sol sec, de façon que les plans successifs soient séparés par des cales en bois sec ; elle est accélérée par le retournement face pour face, bout pour bout. Ce procédé est long et coûteux. Il faut au moins trois ans pour sécher.

2° *Flottage et immersion*. — Si l'on plonge une pièce de bois dans l'eau, il s'établit, dans les vaisseaux du bois, des courants qui facilitent le départ de la sève que l'eau remplace peu à peu ; après une immersion suffisante le bois sèche vite, l'eau circulant facilement dans ses vaisseaux. L'immersion se fait dans l'eau douce, on préfère souvent l'immersion dans l'eau salée.

3° *Coction et vaporisation*. — On dispose les bois dans de grandes caisses (en bois ou en tôle) dans lesquelles on fait arriver, soit de l'eau chauffée par un serpentin de vapeur (coction) soit de la vapeur dont la condensation donne de l'eau (vaporisation).

4° *Carbonisation ou flambage*. — C'est le procédé le plus couramment employé par les agriculteurs : on flambe l'extrémité des pieux qu'on plante en terre pour faire des clôtures. La carbonisation n'est pas toujours régulière par le feu. On peut l'obtenir plus facilement par l'acide sulfurique : on plonge simplement les pieux en bois dans un réservoir en plomb contenant de l'acide sulfurique, on les retire lorsque la carbonisation superficielle est suffisante.

5° *Enduit*. — La méthode par enduit ne doit s'appliquer qu'aux bois bien secs, l'enduit ayant pour but d'aseptiser les surfaces et par son imperméabilité de soustraire la pièce aux influences extérieures. Les principaux enduits employés sont à base de goudron de bois, de goudron de houille, des peintures à l'huile de lin, etc.

A côté des enduits formant vernis à la surface du bois, on peut ranger le *sulfate de cuivre*, le *carbonyle*, le *carboniléum*.

Les échelas que l'on emploie en viticulture sont mis tremper

dans une solution de cuivre à 7 ou 10 pour 100; les pailles qui servent à lier les vignes dans une solution 10 à 15 pour 100.

6° *Injection*. — Le procédé le meilleur, mais beaucoup moins pratique pour les agriculteurs, consiste à injecter le bois avec des liquides antiseptiques qui prennent la place de la sève dans les vaisseaux.

Les substances à injecter sont nombreuses; nous pouvons citer: la créosote tirée du goudron de houille (p. 199), le pyrolignite de fer, le carbonyle, le carboniléum, le sulfate de cuivre, le chlorure de zinc, le sulfate de magnésie.

Parmi les différents modes d'injection des bois, que conseille M. Boucherie, nous citerons le suivant :

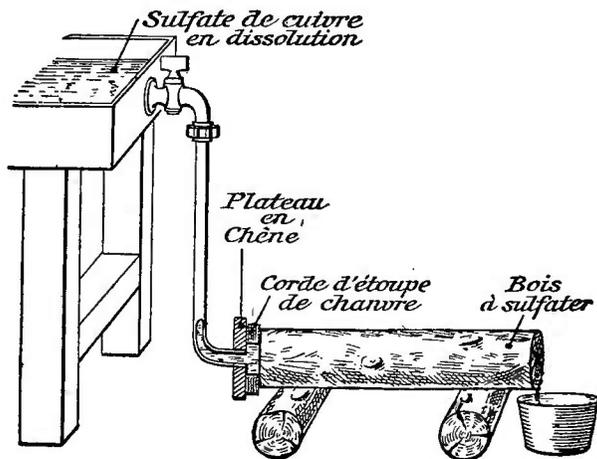


FIG. 158. — INJECTION DU BOIS EN GRUME.

La pièce de bois à injecter étant placée horizontalement, sur le pourtour du gros bout on applique une corde d'étoupe de chanvre, puis un plateau de chêne que l'on fixe et que l'on serre au moyen de crampons (fig. 158). La corde forme joint hermétique et maintient un espace libre entre la section de l'arbre et le plateau. Au moyen d'une ouverture ménagée dans le plateau, on fait arriver la solution à injecter placée dans un réservoir situé à 8 ou 10 mètres de hauteur. La solution chasse peu à peu la sève qu'elle remplace et l'opération est achevée quand on voit le liquide s'écouler par l'extrémité de la pièce de bois.

Procédé Bethell. — Les bois ayant été séchés à l'air libre, on les place dans une étuve à 80° où ils séjournent 24 heures, puis dans un grand cylindre en tôle que l'on ferme hermétiquement. On fait le vide pendant une demi-heure, et on introduit de l'huile lourde de goudron à 80° sous pression de 6 kilogr. pendant une heure: l'absorption est de 100 litres pour le chêne de 300 litres pour le hêtre par mètre cube de bois.

Procédé Rütgers. — On étuve les bois à la vapeur dans un long cylindre d'injection où ils se nettoient et s'amollissent; on aspire l'air au moyen d'une pompe ce qui facilite la distillation de l'humidité du bois; on introduit un liquide d'injection (mélange de créosote et de chlorure de zinc) préalablement chauffé à 65°, porté dans le cylindre même à 105° et comprimé à 7 atmosphères.

LES ACIDES ORGANIQUES

GÉNÉRALITÉS SUR LES ACIDES ORGANIQUES

299. — Les acides organiques sont des corps formés d'oxygène, de carbone et d'hydrogène ayant des propriétés générales analogues à celles des acides minéraux (acides sulfurique, azotique, etc.)

Comme les acides minéraux, ils s'unissent aux bases ou aux alcools pour former des sels ou des éthers avec élimination d'eau.

Ils résultent de l'oxydation complète des alcools; Exemple : l'acide acétique provient de l'oxydation de l'alcool éthylique.

Les acides organiques existent soit à l'état libre, soit à l'état de sels ou d'éthers dans différents produits des végétaux ou des animaux.

Nous n'étudierons que les principaux acides : l'*acide formique*, l'*acide acétique*, l'*acide oxalique*, l'*acide tartrique*, l'*acide citrique*, le *tannin* ou *acide tannique*.

ACIDE FORMIQUE

300. L'*acide formique* (CH^2O^2) est l'acide provenant de l'oxydation complète de l'alcool méthylique ou alcool de bois. On l'a retiré pour la première fois des fourmis rouges, de là son nom.

Cet acide est un liquide incolore qui brûle fortement la peau et y fait produire des ampoules. On le rencontre dans de petites vésicules situées à la base des poils de l'ortie brûlante, c'est lui qui rend douloureuses les piqûres que font les orties sur la peau. Il existe dans les poils de certaines chenilles et dans les feuilles de pin et de sapin.

Usages. — On emploie depuis quelque temps l'acide formique en médecine comme reconstituant énergétique. En Suède et en Norvège, où pendant l'hiver la neige oblige les habitants à rester dans les maisons, les jeunes gens et les enfants s'anéminent facilement; cette anémie est traitée par le miel et des *potages*

d'orties. Dans certaines régions de la France, au printemps, les gens de la campagne mangent des *soupes* d'orties comme reconstituant. La présence de l'acide formique dans les orties explique ces usages et les bons effets obtenus.

ACIDE ACÉTIQUE

301. L'acide acétique ($C^2H^4O^2$) est l'acide résultant de l'oxydation complète de l'alcool ordinaire; c'est l'acide du vinaigre.

Extraction industrielle. — L'acide acétique est un des produits de la carbonisation du bois en vase clos

Nous avons vu (préparation de l'alcool méthylique, p. 208) que le liquide qui reste après le départ de l'alcool méthylique par distillation est l'*acide pyroli-gneux brut*. C'est de cet acide pyroli-gneux brut, jaunâtre ou brun, à forte odeur, que l'on retire l'acide acétique.

Propriétés. — L'acide acétique pur n'est solide, cristallisé qu'au-dessous de la température de 16 degrés. A plus de 16 degrés,

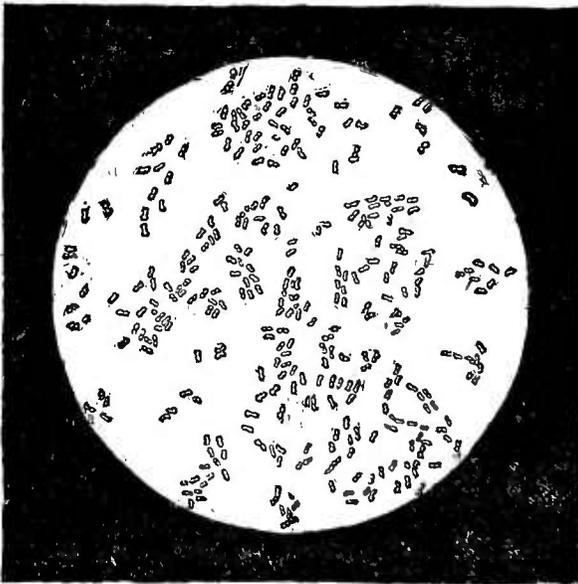


FIG. 159. — FERMENTS ACÉTIQUES
VUS AU MICROSCOPE.

c'est un liquide incolore, ayant une forte odeur et une saveur acide. Il attaque la peau et fait produire des ampoules. Il absorbe facilement l'humidité de l'air.

Usages. — L'acide acétique cristallisé a peu d'usages, mais dissous dans l'eau il en a de nombreux: il entre dans la composition des *vinaigres* et sert à la préparation des *acétates*.

302. Vinaigre.

— On appelle communément vinaigres, les boissons alcooliques (vin, bière, cidre) dont l'alcool a été transformé en acide acé-

tique sous l'action d'un ferment appelé *ferment acétique* (fig. 159).

Une simple dissolution d'acide acétique dans l'eau ne donne pas, comme on l'a dit et comme on le croit souvent, du bon vinaigre. Dans les bons vinaigres, à côté de l'acide acétique, il y a une forte dose des produits que contiennent les boissons alcooliques ayant servi à les former.

Idée de la fabrication des vinaigres. — Pour faire du vinaigre il faut : 1° la présence du ferment acétique pour transformer l'alcool en acide acétique; 2° la présence de l'air : le ferment acétique ne vit qu'au contact de l'air, il se développe à la surface du liquide, formant par sa masse un voile grisâtre, peu plissé, en couche mince bien différente de celle que l'on voit quand le vin est atteint de la *maladie de la fleur*; 3° une température de 30 à 35 degrés, température nécessaire à la vie active du ferment acétique; 4° un liquide alcoolique renfermant les matières nécessaires à la vie du ferment.

S'il y a excès d'alcool, c'est-à-dire plus de 14 à 15 degrés, la vie du mycoderme est altérée. S'il n'y a presque plus d'alcool, l'oxygène se fixe finalement sur l'acide acétique pour le transformer en acide carbonique et en eau : d'où le danger d'opérer sur des liquides trop alcoolisés ou de pousser la fabrication trop loin au delà des dernières traces d'alcool.

Les températures de 30 à 35 degrés sont les plus favorables; au delà il y a transformation de l'acide acétique en gaz carbonique et en eau et la déperdition de l'alcool augmente rapidement.

La lumière agit sur le développement du mycoderme, ce dernier préfère l'obscurité.

Les procédés de fabrication du vinaigre se divisent en deux catégories :

1° Les procédés à liquide fixe;

2° Les procédés à déplacement de liquide.

1. **Procédés à liquide fixe.** — Ce sont les meilleurs.

Le Procédé

Pasteur. — Dans des cuves peu profondes (fig. 160), munies de couvercle pour éviter une évaporation trop rapide, on met de l'eau contenant 2 pour 100 d'alcool, 1 pour 100 de vinaigre¹ et un peu de phosphates alcalins et terreux servant d'aliments aux ferments. On sème sur le

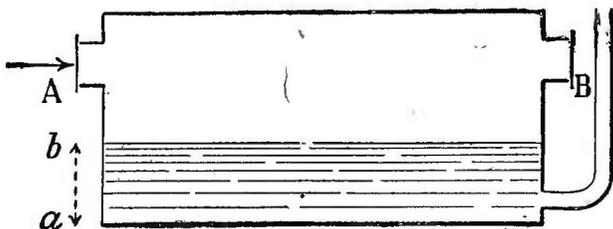


FIG. 160. — CUVE PASTEUR.

On sème sur le

liquide du ferment acétique qui se développe et couvre bientôt la surface; la température à laquelle on opère est de 30 degrés. L'air nécessaire a accès par A et B. On obtient ainsi 5 à 6 litres de vinaigre par jour. Par un tube coudé on ajoute chaque jour une quantité d'alcool égale à celle qui a été acétifiée.

Procédé d'Orléans. — Dans des fûts de 200 à 300 litres que l'on a remplis au tiers avec du vinaigre, on ajoute tous les huit jours 10 litres de vin jusqu'à addition totale de 40 litres de vin. Huit jours après la dernière addition, on retire 40 litres de vinaigre et on recommence la même opération. Le vinaigre ainsi préparé est excellent, car il conserve les principes aromatiques du vin qui a servi à le former.

Le procédé d'Orléans exige un matériel simple, mais la production est minime par rapport au nombre considérable de fûts. Aussi a-t-on remplacé ces fûts fixes par des *appareils rotatifs*.

Les appareils rotatifs constitués tout d'abord par des tonneaux appelés flûtes, très allongés que l'on faisait rouler plusieurs fois par vingt-quatre heures sur des chantiers donnaient une déperdition assez forte d'alcool,

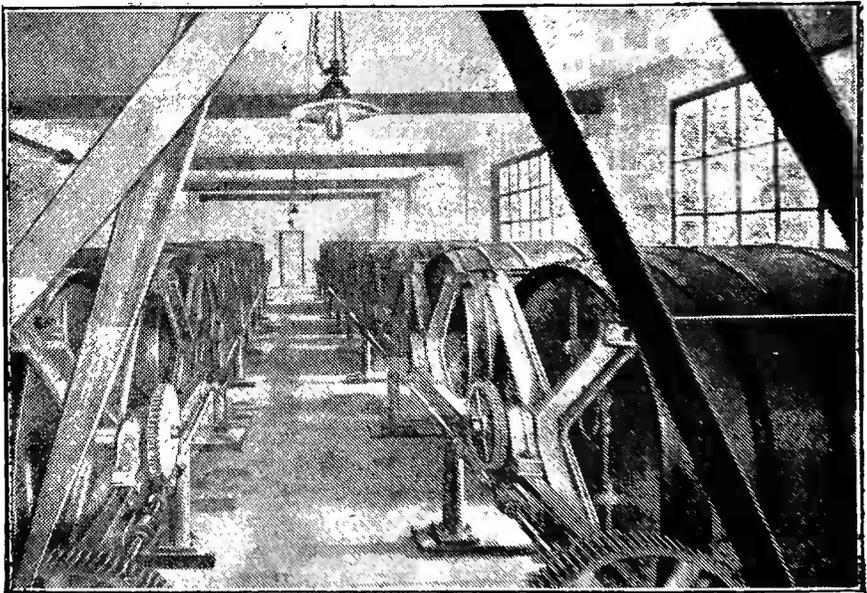


FIG. 160 bis. — FABRICATION DU VINAIGRE AVEC LES *acétificateurs rotatifs* DE MANONCOURT ET CONTASSOT.

tout en étant très encombrants. On employa ensuite les appareils Michaelis sortes de foudres tournant sur une double rangée de galets. Ces foudres de 600 litres et plus, reposant de tout leur poids sur les galets et mis par des chaînes s'engrenant sur des couronnes dentées extérieures, se détériorent assez rapidement.

Les *acétificateurs rotatifs* de Manoncourt et Contassot (fig. 160 bis) basés sur le même principe ont l'avantage de tourner sur axes et de ne pas reposer sur

des galets : des bras puissants munis de tirants ensèrent les foudres et permettent une rotation sur l'axe, sans que cet axe traverse le foudre. La figure 160^{bis} représente une batterie de ces appareils; elle peut être mue par un moteur ou même à la main en cas de panne de moteur. Chaque foudre fortement cerclé contient intérieurement une chambre à air communiquant avec l'intérieur et le reste du foudre est rempli de copeaux de hêtre.

Les foudres pour le vinaigre de vin sont de 20 hectolitres, ceux pour le vinaigre d'alcool de 70 à 72 hectolitres. Chaque foudre produit 5 fois son volume de vinaigre par an soit 100 à 350 hectolitres selon les capacités que nous venons d'indiquer. La fabrication est terminée au bout de treize à quinze jours et donne du vinaigre marquant 8 degrés à 8°,5 acétiques. Un seul homme suffit pour surveiller toute une fabrique produisant 8 000 à 10 000 hectolitres par an.

C'est d'après le procédé d'Orléans que l'on fabrique le vinaigre dans les ménages.

Fabrication du vinaigre dans les ménages. — On peut utiliser pour la fabrication du vinaigre les vins altérés, principalement les vins *piqués* (déjà envahis par le ferment acétique) ou vins aigris et aussi les vins atteints de pousse ou de tourne. Ne pas employer des vins amers. Les résidus de bouteilles, les fonds de tonneaux sont également employés.

Une simple dissolution d'acide acétique dans de l'eau ne donne pas du vinaigre. Dans les bons vinaigres, à côté de l'acide acétique, il y a une foule

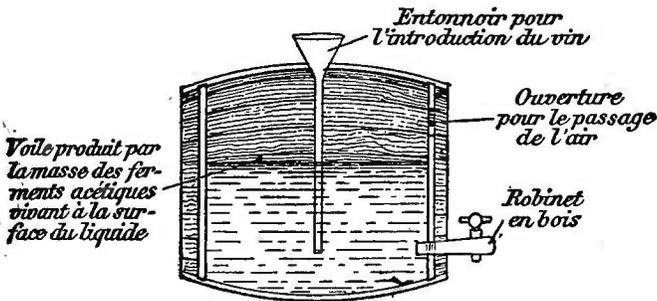


FIG. 161. — FUT POUR LA FABRICATION DU VINAIGRE.*

de produits que contiennent les boissons alcooliques ayant servi à les former. On comprend dès lors que la qualité du vinaigre dépend de celle du vin qui a servi à le fabriquer.

Pratique des opérations. — On prend un fût de 20 à 25 litres que l'on nettoie très bien. On adapte un robinet en *bois* à la partie inférieure de l'un des fonds et à la partie supérieure on perce une ouverture de 4 à 5 centimètres de diamètre pour permettre l'arrivée de l'air (fig. 161). Pas de robinet en cuivre, ce métal étant attaqué par le vinaigre.

On fait bouillir 6 litres de bon vinaigre et on les verse encore chauds dans le tonneau. Le vinaigre est préalablement bouilli pour que les ferments acétiques que contient ce vinaigre ne se développent qu'à la surface et non pas dans la masse du liquide; dans ce dernier cas l'acétification se ferait mal. Le lendemain on ajoute 3 litres de vin. Le vin seul au contact de l'air (lequel contient toujours des ferments acétiques) se transformerait peu à peu en vinaigre, mais on pourrait avoir un échec pour la raison suivante : le vin ayant une acidité assez faible, il se développe surtout le *mycoderma vini*,

ferment qui produit la *fleur* du vin, se présentant sous forme d'une pellicule blanchâtre bien connue des vignerons; dès qu'on élève l'acidité du liquide par l'addition de vinaigre, le *mycoderma vini* ne se développe plus seul, le ferment acétique peut vivre et travailler. Le liquide étant préparé, il s'agit d'y faire développer des ferments acétiques. Pour cela on y trempe légèrement une baguette en bois ayant plongé dans du bon vinaigre en pleine acétification et par conséquent ayant entraîné un certain nombre de ferments acétiques.

Lorsqu'on ne dispose pas de bon vinaigre pouvant fournir des ferments, on expose le liquide à l'air; les ferments contenus dans l'air s'y déposent et finissent au bout de quelques jours par s'y développer.

Le fût ainsi préparé est placé dans une pièce dont la température varie de 25 à 30 degrés, dans une cuisine par exemple, ou dans un grenier en plein

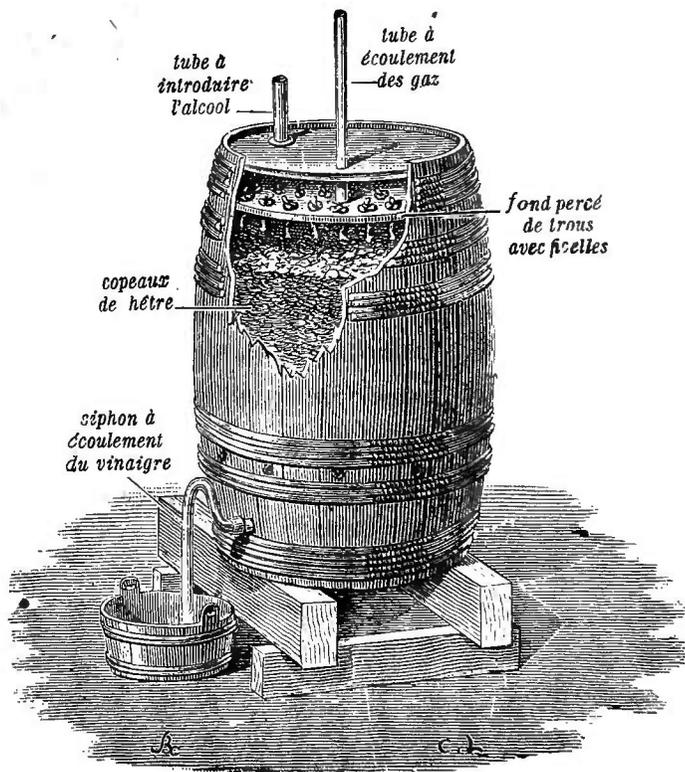


FIG. 162. — FABRICATION DU VINAIGRE PAR LE PROCÉDÉ ALLEMAND.

été. Le fût ne doit pas être ensuite remué pour ne pas disloquer le voile formé par les ferments acétiques vivant à la surface du liquide.

Pour avoir du vinaigre clair, il est bon de mettre quelques copeaux de hêtre au fond du fût.

Au bout de 8 jours, on verse de 2 à 3 litres de vin dans le fût à l'aide d'un entonnoir muni d'un long tube pour ne pas entraîner le voile au fond.

Toutes les semaines, on ajoute 2 à 3 litres de vin jusqu'à ce que le fût soit rempli aux trois quarts. Huit ou quinze jours après la dernière addition le liquide est en pleine acétification; on peut alors, si l'opération se fait en été,

soutirer 2 à 3 litres de vinaigre tous les 15 jours et les remplacer par 2 à 3 litres de vin. En hiver on soutire tous les mois.

Si le vinaigre obtenu n'est pas limpide, on le colle comme le vin.

Remarques. — 1^o Il se développe quelquefois dans le vinaigre un ver filiforme appelé anguillule du vinaigre, vivant, lui aussi au contact de l'air et qui empêche le développement du ferment acétique.

Lorsque l'acétification est arrêtée, toutes les opérations sont à recommencer après nettoyage complet* du fût;

2^o Pour empêcher les mouches du vinaigre de déposer dans le vin des œufs d'où naissent des larves dont les mouvements contrarient l'acétification, on ferme l'ouverture du tonneau avec un léger tampon de coton laissant passer l'air ou mieux encore avec une toile de tamis en crin;

3^o Ne jamais fabriquer du vinaigre dans une cave, les mouches du vinaigre transporteraient des ferments acétiques et contamineraient les tonneaux remplis de vin.

II. — *Procédés à déplacement de liquide.* — Parmi les procédés à déplacement de liquide on peut citer le *procédé allemand* donnant des pertes pouvant atteindre jusqu'à 25 pour 100 et même plus, le *procédé anglais* qui est également défectueux et le *procédé Barbe* qui donne un rendement un peu meilleur.

Procédé allemand. — Dans ce procédé, au lieu d'oxyder l'alcool contenu dans le vin, on oxyde l'alcool étendu de cinq parties d'eau.

Dans un tonneau à double fond (fig. 162) on dispose des copeaux de hêtre sur lesquels on fait couler lentement le liquide alcoolique. Ce dernier est introduit par un tube, coule sur le fond percé de trous dans lesquels passent des ficelles retenues par des nœuds, il arrive lentement sur les copeaux de hêtre déjà imprégnés de vinaigre et couverts par conséquent de ferments acétiques. L'oxydation se faisant sur une grande surface, grâce à l'air qui pénètre par un 2^o tube situé près du tube d'entrée de l'alcool et par le siphon situé en bas du tonneau, une certaine quantité de vinaigre est rapidement préparée. Ce vinaigre arrive au fond inférieur d'où il peut s'écouler par un siphon; s'il n'est pas assez fort, on le repasse sur un deuxième tonneau.

Ce procédé est très rapide, mais il y a une perte d'alcool ou de vinaigre par évaporation au contact de la grande quantité d'air qui traverse l'appareil.

303. Acétates¹. — L'acide acétique peut se combiner avec les oxydes métalliques pour donner des acétates presque tous solubles dans l'eau. Nous ne citerons que les plus utiles :

Acétates de cuivre. — Ces acétates sont employés dans le traitement de deux maladies de la vigne, le mildiou et le black-rot. On distingue deux acétates de cuivre :

1^o Le *verdet gris*; c'est un acétate bibasique de cuivre obtenu en abandonnant à l'air des plaques de cuivre entre des lits de marc frais; l'alcool restant dans le marc s'oxyde et se transforme en acide acétique lequel se combine avec le cuivre pour former

1. Outre les acétates on peut citer comme sel de cuivre l'*arsénite de cuivre* ou *vert de Paris* (ou de Scheele), poison employé pour détruire les insectes mangeurs de feuilles (voir p. 57).

un acétate de cuivre. Après quelques semaines, on racle les plaques et on obtient une poudre d'un bleu grisâtre.

Le verdet gris ne se dissout pas dans l'eau, il s'y délaie simplement. Pour s'en servir, il faut le mettre dans l'eau deux jours à l'avance, en agitant de temps en temps. On l'emploie à la dose de 1 kilogramme pour 100 litres d'eau contre le *mildiou* et à la dose de 1 kg. 500 contre le *black-rot*.

2° Le *verdet neutre* : on l'obtient en dissolvant le verdet gris précédent dans de l'acide acétique. Il est cristallisé sous la forme de beaux cristaux verts solubles dans l'eau. On l'emploie à la dose de 0^{kg}800 contre le *mildiou*, et à la dose de 1^{kg}200 contre le *black-rot*.

Le vinaigre et la loi sur les fraudes. — A l'origine, le mot vinaigre s'est appliqué au vin aigre, c'est-à-dire au vin rendu acide et aigre par le ferment acétique. Par la suite le mot a désigné tous les liquides alcooliques transformés en vinaigre par le *mycoderma aceti*. Afin que le consommateur soit renseigné sur l'origine du produit, les vinaigres ont été partagés en deux catégories (règlement du 28 juillet 1908) :

1° Les vinaigres provenant de la transformation en acide acétique de l'alcool contenu dans certaines boissons, tels que le vin, le cidre ou la bière. Ils sont en général plus recherché par le consommateur que les vinaigres de la 2° catégorie (surtout le vinaigre de vin) et coûtent plus cher.

2° Les vinaigres provenant de la transformation en acide acétique de l'alcool contenu dans tout liquide alimentaire contenant de l'alcool.

Le terme *vinaigre*, accompagné ou non des mots indiquant une qualité, s'applique donc à tous les liquides alcooliques dont l'alcool est devenu de l'acide acétique. Mais le consommateur n'a la garantie que son vinaigre provient du vin que si l'étiquette de la bouteille porte *vinaigre de vin*.

ACIDE OXALIQUE

304. L'acide oxalique ($C^2H^2O^4$) est un acide provenant de l'oxydation complète d'un alcool de peu d'importance appelé glycol¹.

Etat naturel et production. — L'acide oxalique est assez répandu chez les végétaux, soit à l'état libre, soit à l'état de sels. On le rencontre dans l'*oseille* à l'état d'oxalate acide de potassium (sel d'*oseille*), de là le goût aigre de l'*oseille*; dans certains lichens sous forme d'oxalate de calcium; on le trouve à l'état libre dans les racines de patience, de rhubarbe, dans les pois chiches.

On peut retirer l'acide oxalique de l'*oseille*.

Dans les *laboratoires* et *industriellement*, on obtient cet acide en oxydant par l'acide azotique certaines matières organiques telles que les sucres (mélasses), l'amidon ou encore en traitant la cellulose (sciure de bois) par la potasse.

Propriétés. — L'acide oxalique est un corps solide, blanc, cristallisé, peu soluble dans l'eau froide, très soluble dans l'eau bouillante.

Il est *vénéneux même à faible dose*. Dans les cas d'empoisonnement, alors qu'une partie du poison se trouve encore dans le tube digestif, on doit donner de l'eau de chaux ou de la magnésie pour neutraliser l'acide.

Chauffé avec un corps très avide d'eau, comme l'acide sulfurique, il se décompose et donne du gaz carbonique et de l'oxyde de carbone (*voir préparation de l'oxyde de carbone*, p. 97).

Usages. — On emploie l'acide oxalique en dissolution sous le nom d'*eau de cuivre*, pour nettoyer les objets en laiton (cuivre jaune) ou en cuivre rouge (l'acide oxalique forme avec le cuivre des sels de cuivre solubles que l'eau enlève). On l'emploie également pour enlever les taches d'encre sur le linge concurremment avec le sel d'*oseille*.

Oxalates. — L'acide oxalique forme avec les bases des sels appelés oxalates. Parmi les oxalates, on peut citer l'oxalate acide de potassium que l'on rencontre dans l'*oseille*. Le *sel d'oseille* est un mélange de deux oxalates acide de potassium. Les usages du sel d'*oseille* sont les mêmes que ceux de l'acide oxalique, pour nettoyer les cuivres, et pour enlever les taches d'encre sur le linge.

1. Le glycol et l'alcool éthylique, ou alcool de vin, correspondent au même carbure d'hydrogène.

A la campagne, on peut se dispenser d'employer l'acide oxalique et le sel d'oseille pour nettoyer les cuivres, il suffit de prendre une poignée d'oseille, de frotter les objets, puis de laver avec de l'eau.

ACIDE SALICYLIQUE

305. L'acide salicylique, se présente cristallisé en longues aiguilles incolores, très peu solubles dans l'eau. Il sert comme antiseptique; on le mélange quelquefois à tort aux vins, aux bières, etc. Quelques grammes d'acide salicylique suffisent pour conserver un hectolitre de vin dont le sucre n'a pas été complètement transformé en alcool. Son emploi dans les vins et les bières est prohibé.

ACIDE LACTIQUE

306. L'acide lactique ($C^3 H^6 O^3$) existe dans le lait aigri et dans divers sucres végétaux comme le jus de betterave. Il est le produit d'une fermentation spéciale du sucre dite fermentation lactique. Lorsqu'on laisse du lait à l'air, le ferment lactique qui existe naturellement dans l'air se développe peu à peu dans le lait et transforme le sucre de lait ou lactose en acide lactique. La caséine du lait ayant la propriété de se coaguler sous l'action des acides, se coagule sous l'influence de l'acide lactique formé, le lait se caille.

C'est pour empêcher l'action acide de l'acide lactique formé, et par suite pour empêcher le lait de se cailler, que les laitiers mettent quelquefois frauduleusement du bicarbonate de soude dans le lait.

ACIDE TARTRIQUE

307. L'acide tartrique ($C^4 H^6 O^6$) est assez répandu sous forme de sels dans les fruits acides : raisins, mûres, sorbes, etc.

C'est le jus de raisin qui en renferme le plus sous forme de deux sels : le bitartrate de potassium ou crème de tartre et le tartrate neutre de calcium. Pendant la fermentation du moût, à mesure que le sucre de raisin (glucose) se transforme en alcool sous l'action des levures, ces deux sels se déposent en parties parce qu'ils sont peu solubles dans l'eau alcoolisée; il se déposent¹ au fond de la cuve ou des tonneaux pour former en grande partie des lies; ils forment également une croûte adhérente aux parois des tonneaux contenant du vin nouveau, croûte que l'on appelle tartre brut.

1. Le refroidissement facilite également ce dépôt

Industriellement, on retire l'acide tartrique soit des lies des cuves de fermentation, soit des tartres bruts provenant des tonneaux qui ont contenu du vin nouveau.

308. Propriétés. — L'acide tartrique est solide, en cristaux incolores, transparents, inaltérables à l'air. Il a une saveur acide; il est très soluble dans l'eau, surtout dans l'eau bouillante.

Lorsqu'on le jette sur des charbons ardents, il répand une odeur de pain grillé (ce caractère permet de le distinguer assez facilement); puis il s'enflamme et laisse enfin un charbon léger.

309. Usages. — On se sert de l'acide tartrique pour fabriquer rapidement de l'eau de Seltz dans les ménages (voir Gaz carbonique, fabrication de l'eau de Seltz, p. 96), pour fabriquer des limonades rafraîchissantes. On l'utilise beaucoup pour acidifier les vins lorsque ceux-ci ne sont pas assez acides¹.

Tartrates. — Parmi les tartrates un seul est important au point de vue viticole : le *tartrate neutre de potasse*. Ce sel est employé parfois pour désacidifier les vins².

ACIDE CITRIQUE ET ACIDE MALIQUE

310. L'acide citrique ($C^6H^8O^7$) s'extrait du *jus de citron*. On le rencontre à l'état libre dans les groseilles, les framboises, les fraises, les cerises, les oranges.

Il se présente sous la forme de gros cristaux blancs, à saveur très acide, solubles dans l'eau. On pourrait confondre ces cristaux avec ceux de l'acide tartrique; on les reconnaît cependant très facilement à ce que mis sur des charbons ils ne répandent pas une odeur de pain grillé comme ceux d'acide tartrique.

Usages. — On emploie l'acide citrique pour faire de la limonade (mélange de 125 grammes de sucre et de 4 grammes d'acide citrique à faire dissoudre dans un litre d'eau). On emploie également l'acide citrique pour acidifier les vins (en mélange avec l'acide tartrique pour les vins fins).

L'acide citrique peut servir à enlever les taches de rouille sur le linge.

311. L'acide malique ($C^4H^6O^5$) est extrait du jus des pommes

1. Voir Acidification des vins (*Le vin*, par F. Chancrin).

2. Faire disparaître l'excès d'acidité qu'ont parfois les vins

acides, de là sa présence dans le sucre; on le trouve encore dans les baies du sorbier, d'où l'on peut le retirer également dans les fraises et les cerises, les framboises.

TANIN OU ACIDE TANNIQUE

312. Le tanin ou acide tannique ($C^{14} H^{10} O^5$) est tiré de l'écorce de chêne appelée *tan*, de là son nom. On le tire aussi de la *noix de galle*, excroissance produite sur les feuilles et rameaux du chêne par un insecte le *Cynips*: cet insecte fait une piqûre pour déposer ses œufs; autour de chaque piqûre se produit une noix de galle composée principalement d'amidon et de tanin.

313. Préparation. — Dans les laboratoires on prépare le tanin en faisant circuler sur des noix de galle réduites en morceaux, un mélange d'eau et d'éther qui dissout le tanin (fig. 163). La dissolution tombe dans une carafe et se divise en deux couches: l'inférieure contient l'eau tenant en dissolution du tanin; la couche supérieure contenant de l'éther ne tient en dissolution que les matières étrangères autres que le tanin. On enlève la couche d'éther, puis la solution de tanin que l'on évapore pour avoir le tanin.

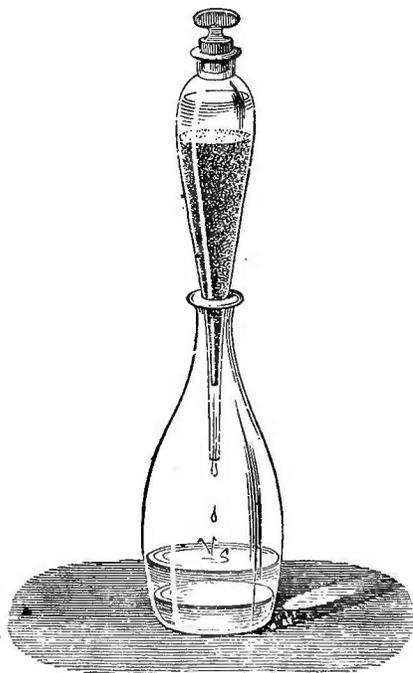


Fig. 163. — PRÉPARATION DU TANIN.

En faisant agir un mélange d'eau et d'éther sur de la noix de galle en morceaux.

Dans l'industrie, on dissout également le tanin à l'aide d'un mélange d'alcool et d'éther. La solution obtenue est chauffée à la vapeur. Le résidu obtenu est filtré, puis mis sur une mince feuille de tôle chauffée. Le tanin chauffé brusquement se boursoufle, se souève en une multitude de petites écailles que l'on enlève à la brosse.

Le tanin étant soluble dans l'eau, on peut obtenir du tanin en employant l'eau comme dissolvant.

L'*œnotanin* est du tanin extrait des pépins de raisin, très riches en tanin. Il est employé pour le tannissage des vins.

314. Propriétés. — Le tanin est une poudre jaunâtre, légère, soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Sa dissolution exposée à l'air absorbe lentement l'oxygène et devient brune, le tanin se transforme en un acide nouveau, l'acide gallique. La même transformation se produit quand on fait agir sur le tanin de l'eau acidulée par de l'acide sulfurique.

Le tanin forme avec les sels de fer en dissolution dans l'eau un précipité noir qui sert à fabriquer l'encre :

Expérience. — Mélanger 100 grammes de noix de galle pulvérisée avec 2,5 d'eau; ajouter ensuite 50 grammes de gomme arabique, puis une solution de 50 grammes de sulfate de fer dans 200 centimètres cubes d'eau. Le mélange agité à l'air donne une belle teinte noire : c'est de l'encre.

La dissolution de tanin précipite l'albumine et la gélatine, elle forme avec la peau une matière imputrescible. De là l'emploi du tanin pour le *tannage de peaux* :

Les peaux sont gonflées dans l'eau, débarrassées des poils par un ou plusieurs trempages dans des cuves contenant de la chaux et par un raclage; elles sont ensuite mises dans des cuves, les unes sur les autres, séparées par une couche de *tan* (écorce de chêne contenant du tanin) le tout est noyé dans le liquide d'une préparation antérieure. Au bout d'un certain temps, ces peaux sont rendues imputrescibles. Elles sont ensuite, par un martelage, un graissage et différents apprêts transformées en *cuir*.

315. Usages. — Le tanin est employé au tannage des peaux, dans la fabrication de l'encre. Il est très employé pour le *tannissage des vins* (addition de tanin au vin). Pour ce dernier emploi, nous indiquerons les différents tanins que l'on trouve dans le commerce :

1° Les *tanins à l'eau* sont à rejeter, ils renferment beaucoup d'impuretés et sont souvent falsifiés;

2° Les *tanins à l'éther* dans lesquels on distingue parfois l'odeur de l'éther; ils sont à rejeter, car l'odeur d'éther peut se retrouver dans le vin;

3° Les *tanins à l'alcool* : ce sont les meilleurs à employer pour le tannissage des vins.

Quelques tanins à l'alcool sont extraits à l'aide d'esprit de bois ou alcool méthylique et précipités par le pétrole; ils donnent un mauvais goût au vin.

Se méfier des tanins « cristallisés » appelés ainsi à cause de leur aspect brillant; ce sont des tanins à l'éther.

Les tanins « aiguillés ou vermicelles » de provenance allemande sont souvent très impurs.

Certains tanins bon marché sont des tanins à l'eau mélangés de dextrine d'écorce de chêne en poudre, de poudre de noix de galle, etc.

CHAPITRE IX

ALCALIS ORGANIQUES

316. Les alcalis organiques sont des composés azotés jouant le rôle de base ; ils peuvent, comme la potasse et comme l'ammoniaque, se combiner aux acides minéraux et organiques pour former des sels. On les divise en deux groupes :

- 1° Les *alcalis organiques artificiels* ou *amines* ;
- 2° Les *alcalis organiques naturels* ou *alcaloïdes*.

ALCALIS ORGANIQUES ARTIFICIELS OU AMINES

317. Les *alcalis organiques artificiels* connus sous le nom d'*amines* résultent de l'union de l'ammoniaque et des alcools (ou des phénols) avec élimination d'eau.

Parmi ces alcalis, le plus important est l'*aniline* que l'on retire des goudrons de houille. L'aniline est la base d'un grand nombre de matières colorantes de teintes très variées (rouge, bleu, violet, vert, etc.), et d'un pouvoir tinctorial très grand dont la plus connue est la *fuchsine* se présentant en cristaux verts à reflets mordorés et donnant une solution rouge.

La coloration artificielle des vins par les colorants tirés de la houille (fuchsine, roccelline, violet de méthyle, etc.) est une fraude quelquefois pratiquée.

Expérience. — Pour déterminer la présence de ces colorants dans le vin : on prend, d'après M. Müntz, 10 centimètres cubes de vin, on y met 5 centimètres cubes d'eau de baryte, on agite on verse alors 5 centimètres cubes d'alcool amylique¹ ; on agite et on laisse déposer. L'alcool surnageant est enlevé ; s'il est coloré, on peut déjà conclure à la présence de matières étrangères, s'il ne l'est pas, on y ajoute 2 centimètres cubes d'acide acétique, et on obtient après agitation une coloration qui n'existe pas avec les vins naturels et qui caractérise certains corps tirés du goudron de houille.

ALCALIS ORGANIQUES NATURELS OU ALCALOÏDES

318. Les *alcaloïdes* sont des alcalis naturels organiques existant dans les végétaux, combinés à des acides organiques.

Propriétés générales. — Les alcaloïdes sont presque tous

1. Tiré de la pomme de terre.

solides, cristallisables (exception pour la nicotine qui est liquide); ils sont peu solubles ou insolubles dans l'eau; leur principal dissolvant est l'alcool.

Ce sont des bases puissantes capables de neutraliser les acides les plus énergiques.

La plupart sont des poisons violents, cependant la médecine les emploie à faible dose dans certaines maladies sur lesquelles ils ont une action énergique.

Nous ne citerons que les principaux alcaloïdes.

319. Nicotine. — La nicotine ($C^{10}H^{12}Az^2$) est l'alcaloïde du tabac. Les tabacs de diverses provenances en contiennent des proportions variables : le tabac de la Havane 2 pour 100; le tabac d'Alsace 3,2 pour 100; celui du Lot 8 pour 100, du Pas-de-Calais 4,9 pour 100.

La nicotine est un liquide oléagineux, incolore; exposée à l'air elle brunit rapidement; elle a une odeur âcre et une saveur brûlante. Elle est volatile, ses vapeurs sont très irritantes.

La nicotine est un des poisons les plus violents : une ou deux gouttes suffisent pour tuer un chien, on comprend dès lors que l'abus du tabac puisse occasionner aux fumeurs des troubles sérieux.

La nicotine existe dans la fumée du tabac. Le liquide excessivement âcre et d'une odeur repoussante qui s'accumule dans les réservoirs des pipes allemandes est, d'après Grimaud, très riche en nicotine; après la combustion de 4^{rs},5 de tabac, Melsens a pu retirer de ce liquide 30 grammes de nicotine.

Les tabacs qui contiennent beaucoup de nicotine sont employés pour fabriquer le tabac en poudre; les tabacs à fumer sont moins riches en nicotine.

Jus de tabac. — La nicotine, sous forme de *jus de tabac*, est très employée comme insecticide en horticulture.

Le jus de tabac est vendu par la Régie des Contributions indirectes en bidons généralement de 5 litres, 1 litre et un demi-litre; la Régie livre des jus titrant 100 grammes de nicotine pure par litre ou encore 40 grammes de nicotine pure par litre et même des jus titrant de 8 à 20 grammes.

Naturellement, moins les jus sont riches en nicotine et plus il en faut pour servir d'insecticide. On l'utilise de plusieurs manières :

1° *En arrosages* sur les plantes, le jus est alors étendu de 100 fois son volume d'eau;

2° *En fumigation* dans les serres, il est étendu de cinq fois son volume d'eau, projeté ensuite sur des plaques de fer ou des briques fortement chauffées pour qu'il se vaporise très rapidement. On peut aussi porter au rouge une barre de fer et la plonger dans la solution;

3° *En lotions*, pour le traitement des maladies parasitaires des bestiaux; on étend le jus d'environ 20 fois son volume d'eau; la peau ne doit présenter ni plaies ni écorchures quelconques.

Il est bon de dissoudre dans le mélange d'eau et de jus riche, environ 100 grammes de soude du commerce par litre de jus employé.

L'atropine. — L'atropine est un alcaloïde de la *belladone* et de la *pomme épineuse* (ou *Datura stramonium*). Il est nécessaire de recommander aux enfants de ne pas porter à la bouche les feuilles et les fleurs de ces plantes pour éviter des malaises ou des empoisonnements.

La strychnine et la brucine sont deux alcaloïdes contenus dans les graines de la noix vomique (*Strychnos nux vomica*) et de la fève Saint-Ignace (*Strychnos Ignatii*).

La strychnine est un poison très violent.

Alcaloïdes du pavot somnifère. — Lorsqu'on fait des incisions sur les capsules vertes du pavot somnifère, il s'écoule un suc se desséchant rapidement au contact de l'air et formant une matière brunâtre à odeur nauséabonde, à saveur amère, appelée *opium*.

De l'opium on tire six alcaloïdes dont les plus importants sont : la *morphine*, la *codéïne*, la *narcotine*. La morphine est employée en injections sous la peau comme calmant et soporifique; l'abus de la morphine comme calmant auquel on s'habitue assez vite conduit à la folie.

Quinine. — La quinine est un alcaloïde que l'on extrait de l'écorce d'un arbre, le Quinquina¹. C'est la quinine qui donne au *vin de quinquina*² ses propriétés médicales.

La « quinine » que l'on donne aux malades pour faire disparaître la fièvre est le *sulfate de quinine*. Le sulfate de quinine pur est cristallisé, il a une saveur très amère, il est peu soluble dans l'eau. Pour le faire prendre aux malades on le met en cachets (entre deux petites plaques demi-sphériques en pâte légère comme celle des pains à cacheter); on l'administre à la dose de 10 à 50 centigrammes, il produit des bourdonnements dans les oreilles et quelques troubles dans la vision qui disparaissent rapidement.

La caféine ou théine est un alcaloïde qui existe dans le fruit du café, dans les feuilles de thé et les noix de kola. C'est à cet alcaloïde que le café, le thé doivent leurs propriétés, il favorise à faible dose la digestion et excite le système nerveux.

La cocaïne est un alcaloïde extrait des feuilles de coca. C'est un anesthésique local (fait disparaître la sensibilité, la douleur) puissant, mais dont l'action est de peu de durée. On s'en sert pour le traitement des affections des yeux et pour faire disparaître la douleur dans l'arrachage des dents.

320. Alcalis animaux. — Les ptomaines. — Les ptomaines sont des alcaloïdes que l'on rencontre dans la décomposition putride des matières organiques animales : les viandes altérées, le poisson pourri, les fromages gâtés, etc. Ces alcaloïdes, que l'on appelle encore alcaloïdes cadavériques, sont fabriqués par les bactéries et les champignons qui produisent la putréfaction (fermentation putride); ce sont des poisons extrêmement violents qui peuvent donner la mort à la dose de quelques milligrammes. De là le danger que présentent les conserves de poissons ou de viandes ouvertes à l'air depuis quelques jours, les préparations de charcuterie faites avec des viandes avariées, le gibier faisandé, etc.

La cuisson diminue la proportion des ptomaines, mais sans les détruire complètement.

1. Le quinquina croît en Bolivie (Amérique du Sud).

2. Le vin de quinquina est du vin dans lequel on a mis une dissolution alcoolique des principes contenus dans l'écorce du quinquina.

CHAPITRE X

AMIDES

URÉE ET URINE

321. *Les amides* sont des composés formés par l'action de l'ammoniaque sur les acides.

Parmi les amides, le plus important est l'*urée*.

322. L'*urée* ($\text{CAz}^2\text{H}^4\text{O}$) existe dans l'urine de l'homme et des animaux, surtout des animaux carnivores. Un homme adulte émet en moyenne 1200 grammes d'urine par jour laquelle contient environ 27 grammes d'urée. On trouve également de l'urée dans le sang, dans la sueur. L'urée est une des formes sous lesquelles l'azote formé par les aliments est rejeté de l'organisme lorsqu'il n'est plus utilisé par les tissus formant le corps des animaux; ce sont les reins qui enlèvent au sang l'urée dont celui-ci est chargé.

L'urée est un corps solide cristallisé, quand il est pur, elle est soluble dans l'eau.

323. L'*urine* contient non seulement de l'urée, mais aussi un acide, l'acide urique, des sels organiques, des matières albuminoïdes, des chlorures, des sulfates, des phosphates, etc. C'est, comme nous le verrons, un excellent engrais pour les plantes.

Le purin qui s'écoule dans les étables et que l'on envoie dans une fosse est en grande partie formé par de l'urine (voir Composition du purin, Chimie agricole, p. 124).

Lorsque l'urine est abandonnée à l'air, l'urée de l'urine, sous l'action d'un ferment contenu dans l'air¹, se transforme en carbonate d'ammonium (ou carbonate d'ammoniaque). Comme ce carbonate d'ammonium se décompose peu à peu en gaz carbonique et en ammoniaque, on peut parfaitement constater l'odeur vive de l'ammoniaque. Cela nous explique pourquoi, dans les étables mal tenues où le purin séjourne longtemps, on sent l'odeur de l'ammoniaque; pourquoi, dans les lieux d'aisance mal tenus on sent également la même odeur.

1. Le *micrococcus ureæ*.

CHAPITRE XI

MATIÈRES ALBUMINOÏDES

324. Les matières albuminoïdes sont des substances azotées non cristallisées, très répandues chez les animaux, les végétaux, et analogues dans leur composition et leurs propriétés à l'albumine du blanc d'œuf.

Elles sont formées de carbone, d'oxygène, d'azote avec une quantité moindre de soufre. Les principales sont l'*albumine*, la *caséine*, la *fibrine*.

Propriétés générales. — Les matières albuminoïdes sont solides, incristallisables, inodores. Quelques-unes sont solubles dans l'eau ; les autres qui sont solubles, comme l'albumine par exemple, deviennent insolubles quand on les chauffe, on dit qu'elles se coagulent.

Les matières albuminoïdes, sous l'action de la chaleur, ne se fondent pas, ne se volatilisent pas ; au delà de 200 degrés elles se décomposent en se boursoflant et en répandant une odeur de corne brûlée. Abandonnées à l'air humide elles ne tardent pas à entrer en putréfaction (fermentation putride) : il se dégage une foule de produits (gaz ammoniac, acides volatils, etc.).

ALBUMINE

325. L'albumine existe en solution dans le blanc d'œuf dont elle constitue environ le huitième, dans le sérum du sang, dans la lymphe, ainsi que dans les graines de céréales, les graines oléagineuses (albumines végétales).

Extraction de l'albumine. — On peut extraire l'albumine du blanc d'œuf. Dans l'industrie, on l'extrait du sérum du sang :

Le sang provenant des abattoirs est abandonné à l'air pendant 24 heures ; il se forme de gros caillots que l'on coupe dans tous les sens pour laisser écouler un liquide blanc jaunâtre qu'on appelle le sérum. Ce sérum est chauffé à 45 degrés dans une étuve, l'albumine qu'il contient se coagule, on la sépare facilement de la partie liquide.

326. Propriétés et usages. — L'albumine est jaunâtre, incristallisable, soluble dans l'eau. Chauffée à 72 degrés, elle se

coagule en une masse blanche (ainsi qu'on peut le remarquer quand on fait cuire des œufs) insoluble dans l'eau.

Quand on fait cuire de la viande dans l'eau, l'albumine de cette viande forme des écumes qui viennent surnager à la surface (constater le fait quand on écume le pot-au-feu).

L'albumine en solution dans l'eau forme avec certains sels métalliques (sels de plomb, de cuivre, de mercure), des composés insolubles :

Expérience. — Mettre un blanc d'œuf dans l'eau et battre légèrement. Faire ensuite une dissolution de sulfate de cuivre et y verser la solution d'albumine, il se forme un précipité insoluble.

De là l'emploi de l'albumine comme *contre-poison des sels de cuivre formés dans les casseroles en cuivre mal étamées, du sublimé corrosif (bichlorure de mercure), des sels de plomb.*

L'albumine combinée à la chaux donne un composé insoluble qui durcit promptement à l'air, et dont on se sert pour raccommoder les porcelaines cassées (l'albumine d'un blanc d'œuf battu en neige est mélangé avec de la chaux vive pulvérisée à une dose suffisante pour que le tout forme pâte).

Quand on met dans du vin trouble des blancs d'œufs battus, l'albumine de ces blancs d'œufs se combine avec le tanin du vin pour former un composé qui entraîne au fond du tonneau toutes les matières en suspension. Cette opération constitue le *collage des vins* : on emploie deux à trois blancs d'œufs par hectolitre, ou encore 2 à 3 décilitres de sang frais, lequel contient également de l'albumine¹.

On trouve dans le commerce l'*albumine sèche* qui est de l'*albumine d'œufs desséchée* en poudre. Elle est constituée par de toutes petites écailles brillantes qui se gonflent lentement dans l'eau en donnant un liquide gommeux. On l'emploie dans le collage des vins à la dose de 10 à 15 grammes par hectolitre (comme les blancs d'œufs).

On trouve encore dans le commerce de l'*albumine du sang desséchée en poudre* sous formes de petites écailles brunes; elle est employée pour le collage des vins (10 à 15 grammes par hectolitre).

CASÉINE

327. *La caséine* est la matière albuminoïde principale du lait; elle y existe en solution.

La composition des laits est très variable²; la composition moyenne du lait est la suivante :

1. Voir la pratique des opérations du collage dans *Le vin*.

2. Voir *Laiterie, beurrerie, fromagerie*, par Houdet.

Caséine.	3,00
Albumine.	1,20
Matière grasse (beurre).	3,20
Sucre de lait ou lactose. . . .	4,30
Sels divers.	0,70
Eau.	87,60
	<hr/> 100,00

Quand on abandonne à lui-même du lait, les globules de matière grasse montent à la surface et forment la *crème*; c'est cette crème que l'on transforme en *beurre* par le battage. Le liquide situé au-dessous de la crème et appelé *petit-lait* contient la caséine et les autres matières solubles du lait.

Si dans le petit lait on met une solution de sulfate de magnésium, il se forme de gros flocons qu'on redissout dans l'eau pure. On filtre le tout et on précipite la caséine par de l'acide acétique.

Propriétés et usages. — La caséine est une substance blanche ou jaunâtre, sans saveur, insoluble dans l'eau, soluble dans les carbonates alcalins.

C'est sans doute à la présence de ces carbonates alcalins dans le lait que la caséine y est en grande partie dissoute.

La caséine du lait se coagule sous l'action des acides (acide sulfurique, acide azotique, etc.)

Expérience. — Verser un peu d'acide sulfurique dans un verre de lait. constater la coagulation.

Cette propriété explique pourquoi le lait *se caille* naturellement : nous avons vu¹ que lorsqu'on laisse du lait à l'air, le ferment lactique qui existe naturellement dans l'air se développe peu à peu dans le lait et transforme le sucre de lait ou lactose en *acide lactique*. C'est sous l'influence de cet acide que le lait se caille.

*La caséine du lait se coagule également sous l'action de la présure*².

Expérience. — Mettre un peu de présure dans du lait et constater la coagulation.

C'est sur cette propriété qu'est basée la *préparation des fromages*.

Le lait, grâce à sa caséine qui sert de substance clarifiante, s'emploie écrémé ou non, à la dose de 2 à 3 décilitres par hectolitre pour le collage des vins. Il a l'inconvénient de laisser

1. Voir Acide lactique, p. 240.

2. La présure est un ferment soluble sécrété par une partie de l'estomac (caillette) des jeunes ruminants soumis au régime lacté (des jeunes veaux, en particulier).

dans le vin un peu de sucre fermentescible qui peut le troubler. Aussi le remplace-t-on avantageusement par de la caséine extraite industriellement du lait surtout pour la décoloration des vins jaunes.

La légumine que l'on trouve dans les végétaux a les mêmes propriétés que la caséine, aussi la désigne-t-on quelquefois sous le nom de caséine végétale.

FIBRINE

328. La fibrine est la matière albuminoïde qui emprisonne les globules du sang lorsque le sang est coagulé.

Expérience (fig. 164). — Lorsqu'on reçoit dans un verre du sang sortant des vaisseaux sanguins d'un animal quelconque, au bout d'un certain temps ce sang se sépare en deux couches : l'une solide ou *caillot*, qui reste au fond du verre, est formée par les globules sanguins rouges emprisonnés dans une matière gluante, filante, la *fibrine* ; l'autre, liquide légèrement jaunâtre surnageant au-dessus, c'est le *sérum*.

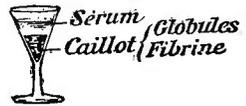


FIG. 164. — SANG EXPOSÉ A L'AIR.

Pour observer les différentes matières qui le composent.

Expérience II. — On obtient très facilement de la fibrine en battant le sang frais avec un balai, la fibrine s'y attache en filaments que l'on peut enlever et laver à grande eau. C'est ce que fait la ménagère qui veut fabriquer des boudins, elle enlève également la fibrine du sang avec un balai.

La fibrine est une substance blanche, élastique qui devient cassante lorsqu'elle se dessèche. On la trouve non seulement dans le sang coagulé, mais aussi dans la chair musculaire et dans le gluten des céréales.

Remarque. — La fibrine n'existe pas toute formée dans le sang lorsque celui-ci circule dans les vaisseaux sanguins des animaux ; elle se forme dès que ce liquide est exposé à l'air, aux dépens d'une matière albuminoïde appelée *fibrinogène* que contient le sang.

GLUTEN

329. Le gluten est la matière azotée des farines. Il est constitué par un mélange de plusieurs matières albuminoïdes : la fibrine, ayant toutes les propriétés de la fibrine du sang coagulé, aussi l'appelle-t-on fibrine végétale ; une matière analogue à la caséine appelée glutine ; enfin une substance ressemblant à l'albumine.

Expérience. — *Comment on peut obtenir un peu de gluten.* Prendre de la farine, la mélanger avec un peu d'eau et pétrir le tout sous un mince filet d'eau. L'eau entraîne peu à peu une matière pulvérulente qui est l'amidon, et il reste dans la main une pâte grisâtre élastique très adhérente aux doigts, c'est le *gluten*,

La farine renferme pour 100 parties :

8 à 20	parties de gluten, suivant les farines.	
55 à 65	— d'amidon,	—
13 à 15	— d'eau,	—

Le *gluten granulé* est obtenu par le mélange du gluten avec deux fois son poids de farine.

Les *pâtes alimentaires* (vermicelle, macaroni, etc.) se préparent avec la farine des blés durs, riche en gluten, que l'on pétrit avec 25 pour 100 de son poids d'eau chaude.

SUBSTANCES SE RAPPROCHANT DES MATIÈRES ALBUMINOÏDES

330. Gélatine. — Nous avons vu¹ que lorsqu'on fait agir de l'acide chlorhydrique étendu d'eau sur des os, les sels minéraux se dissolvent peu à peu et il reste une substance molle transparente assez élastique appelée *osséine*.

La *peau*, les *tendons*, les *ligaments*, les *cartilages* sont en grande partie formés par des principes azotés se rapprochant de l'*osséine* et différant des matières albuminoïdes par l'absence de soufre.

Toutes les matières qui renferment de l'*osséine*, ou des principes analogues à l'*osséine*, donnent, lorsqu'elles sont soumises à l'ébullition prolongée avec de l'eau, une solution qui se prend en gelée par le refroidissement; cette gelée constitue la *gélatine*.

Différentes colles et gélatines. — Les colles et gélatines portent des noms différents suivant leur origine et leur mode de préparation :

La *gélatine à l'acide*, préparée en faisant agir de l'acide chlorhydrique sur les déchets de tabletterie (boutons, etc.) et les os plats.

Les *colles de peaux* ou *colles-matières* obtenues par l'ébullition prolongée, dans l'eau, des déchets de peaux des abattoirs, des mégisseries, des tanneries, etc.

Les *colles d'os à l'autoclave* obtenues par l'ébullition, dans un autoclave, des os de boucherie, d'abattoirs, d'équarrissage, etc.

1. Phosphore, Expérience II. p. 52.

L'ichtyocolle ou *colle de poisson* est de la gélatine très pure obtenue avec la vessie natatoire de l'esturgeon¹.

Propriétés. — La gélatine appelée encore colle forte, est incristallisable, translucide, blanche quand elle est pure. Elle se gonfle dans l'eau froide et se dissout dans l'eau chaude. Quand on la chauffe à l'air, elle brûle en répandant une odeur de corne brûlée. Exposée à l'air, elle se putréfie rapidement.

Usages. — La gélatine est employée comme matière collante en menuiserie, en ébénisterie. Elle sert à retenir le bromure d'argent dans les plaques sensibles au gélatino-bromure que la photographie emploie.

La gélatine est très employée dans le *collage des vins* à la dose moyenne de 12 à 15 grammes par hectolitre.

Pour le collage des vins on emploie : 1° la *gélatine blanche* ou *grenatine* en feuilles minces, longues, transparentes pour les vins blancs; 2° la gélatine blonde en petites plaquettes de 25 à 30 grammes pour les vins rouges. *Ne pas employer la gélatine brune*, elle est trop impure.

Pour le collage des vins blancs fins on se sert de préférence de la *colle de poisson* à la dose de 2 à 3 grammes de colle sèche par hectolitre.

Dans le commerce, pour le collage des vins, on vend une foule de colles liquides ou clarifiants prêts à être employés (colles en semoules, mélanges d'ichtyocolle et de gélatine, etc.). Les colles ou clarifiants liquides sont des solutions diverses, le plus souvent de gélatines maintenues fluides grâce à un chauffage à 125 degrés à l'autoclave ou à une ébullition prolongée avec un peu d'acide tartrique. Elles sont préservées de toute altération ultérieure par l'acide sulfureux ajouté sous forme de bisulfite de potasse.

1. Voir Préparation de la colle de poisson pour le collage des vins. *Vin.*

TABLE ALPHABÉTIQUE

Acétates	239	Amidon	226
Acétylène	187	Ammoniaque	48
Acide acétique	234	Analyse immédiate	181
— azotique	49	— organique	181
— borique	101	Anhydride phosphorique	56
— carbonique	91	— sulfureux	72
— chlorhydrique	60	— carbonique	91
— citrique	243	Aniline	246
— en général (définition)	45	Anthracène	200
— formique	233	Anthracite	85
— gras	213	Argent	180
— lactique	242	Argent (azotate d')	180
— malique	243	Argiles	151
— margarique	213	Arsenic	56
— organiques	233	Asphalte	186
— oléique	213	Atomes	38
— oxalique	241	Atropine	248
— phénique ou phénol	220	Azote	32
— picrique	220	— (bioxyde d')	40
— silicique	102	— (oxydes de l')	40
— stéarique	219	— (protoxyde d')	40
— salicylique	242	Bases (définitions)	45
— sulfhydrique	79	Benzine	199
— sulfurique de Nordhausen	76	Berthollet (lois de)	112
— sulfurique normal	76	Beurre	215
— tannique	244	Bitumes	255
— tartrique	242	Bisulfites de potassium et de so-	
— urique	249	dium	125
Aciers	161	Blanchiment	63
Affinage de la fonte	159	Bois (conservation des)	229
Air atmosphérique	33	Borax	101
Albumine	250	Bougies	218
Alcalis artificiels	246	Brome	64
— naturels	247	Bromure de potassium	64
— organiques	246	Bronze	107
Alcools en général (définition)	207	Brucine	248
— ordinaires	209	Calcium	131
Aldéhydes (définition)	207	— (carbonate de)	137
Alliages	107	— (phosphate de)	143
Allumettes	54	— (sulfate de)	141
Alumine	150	Calomel	179
Aluminium	150	Caoutchouc et gutta-percha	194
Aluns	151	Carbone	83
Amides	249	— (oxyde de)	97
Amines	246	— (sulfure de)	98

Caféine.	248	Flamme.	201
Caséine.	251	Fluor.	65
Cellulose .	229	Fontes	161
Céruse	179	Formène	184
Chalumeau .	13	Fulmicoton .	229
Charbon de bois	86	Gay-Lussac (lois de) . .	37
— des cornues à gaz.	86	Gaz d'éclairage	165
Chaux	131	Gaz pauvre.	197
— et mortiers	135	Gélatine.	254
Chimie organique.	181	Glucose.	221
Chlore	58	Gluten	253
Chloroforme . .	209	Glycérine	213
Chlorures décolorants	63	Gommés.	228
— de potassium	115	Graisses.	213
— de sodium .	118	Graphite	84
— de méthyle.	209	Grès	153
Coke .	86	Grisou (feu).	187
Cocaïne. . .	248	Haut fourneau	158
Collodion.	229	Houilles.	195
Combustion.	16	Huiles. . .	216
Corps simples et corps compo- sés..	2	Hydracides	46
Coton poudre.	229	Hydrogène	10
Cuivre	171	— (carbure d')	187
Cuivre (alliage du)	107	— phosphoré. . .	55
— (oxydes de).	173	Iode	64
— (sulfate de).	173	Kaolin	152
Davy (lampe de)	187	Lactose.	225
Dextrine	228	Laiton	108
Diamant	84	Lévulose . . .	224
Dynamite.	214	Levure de bière.	210
Eau.	18	Lignites.	85
— de Javel	63	Litharge	179
— de Seltz	96	Lois générales des combinai- sons.	37
— potables	21	Loi des poids	37
— régale	44	— des proportions définies .	37
Eaux vannes . .	48	— des proportions multiples	47
Équations chimiques	39	Magnésium et sels de magné- sie..	149
Esprit de bois	208	Mannite.	221
Essence d'amandes amères.	200	Margarine	215
— végétales.	192	Marbre	138
Étain .	170	Marne	153
Étamage	171	Mercuré	179
Éthers	207	— (chlorure de)	179
— ordinaire.	211	Métaux (action de l'air et de l'oxygène sur les).	106
Éthylène	187	Métaux (classification des)	108
Faiences	153	— propriétés générales	104
Fer	157	Minium.	179
— étamé .	161	Molécules.	38
— galvanisé. . .	167	Morphine.	248
— (chlorures de)	157	Mortiers	136
— (minerais de).	167	Naphtaline	200
— (oxydes de).	167	Nickel	180
— (sulfates de)	167	Nicotine	247
Fécule	226		
Fibrine	253		

Nitrobenzine	200	Rétrogradation des superphos-	
Nitroglycérine	214	phates	174
Noir animal.	89	Saccharose .	224
— de fumée	90	Salpêtre	121
Notation chimique	38	Savons	217
Oléine	213	Sels.	109
Or	180	— gemme	118
Opium	248	— marin.	118
Oxalates	241	Silicates.	151
Oxydes métalliques.	100	Silice	102
Oxygène	14	Soufre	66
Paraffine	185	Soude caustique	115
Permanganate de potassium	168	Soude du commerce.	120
Pétroles	184	Stéarine.	213
Phénols.	220	Strichnine.	248
Phosphore	52	Sublimé corrosif	179
Phosphorites du Lot.	144	Sucres	224
Platine	180	Sucre de canne	224
Plâtre.	141	— de lait.	225
Plomb	177	Suifs	214
— (oxydes de)	178	Taches (moyens d'enlever les).	74
— (sels de).	179	Tanin	244
Plombagine.	84	Teinture d'iode	64
Porcelaine	153	Térébenthine (essence de).	192
Potassium et sodium	114	Tourbe	85
Potasse caustique.	115	Urée	249
Potasses du commerce.	120	Urine	249
Poteries.	153	Valence des métaux.	110
Poudre de guerre.	122	Végétaline	216
Principes albuminoïdes.	250	Verres	154
Ptomaines	248	Vert-de-gris.	171
Puddlage.	160	Vernis divers	192
Quinine.	248	Vert de Paris ou vert de Scheele.	57
Quinquinas.	248	Vinaigre.	234
Résines.	193	Zinc et ses composés	169

TABLE DES MATIÈRES

INTRODUCTION.

CHAP. I. — <i>Notions préliminaires.</i> — Objet de la chimie. — Combinaisons et décompositions.	1
Corps simples et corps composés	2
<i>Matériel nécessaire aux expériences</i>	2
Chauffage	4
Travail du verre.	5
Travail des bouchons	6
Montage des appareils.	8

PREMIÈRE PARTIE

MÉTALLOÏDES

CHAP. II. — <i>Hydrogène</i>	10
CHAP. III. — <i>Oxygène</i>	14
Combustions vives et combustions lentes	16
CHAP. IV. — <i>L'eau.</i>	16
<i>Eaux potables.</i>	21
Moyens de purifier l'eau (décantation, filtration, stérilisation).	23
Distillation de l'eau.	31
CHAP. V. — <i>L'Azote.</i>	32
<i>L'air.</i>	33
Lois numériques des actions chimiques	37
Notation chimique	38
CHAP. VI. — <i>Composés oxygénés de l'azote</i>	40
<i>Acide azotique.</i>	40
Eau régale.	44
CHAP. VII. — <i>Définition des acides, des bases et des sels.</i>	45
Nomenclature des corps composés.	46
Loi des proportions multiples.	47
CHAP. VIII. — <i>Ammoniac</i>	48
CHAP. IX. — <i>Phosphore.</i>	52
Composés hydrogénés du phosphore.	55
Composés oxygénés du phosphore; acide phosphorique.	56
<i>Arsenic.</i>	56
CHAP. X. — <i>Le chlore.</i>	58
<i>Acide chlorhydrique.</i>	60
Chlorures décolorants.	63
Brome, iode.	64
Fluor et acide fluorhydrique.	65
CHAP. XI. — <i>Le soufre.</i>	66
CHAP. XII. — <i>L'acide sulfureux.</i>	72
<i>L'acide sulfurique.</i>	76

CHAP. XIII.	— <i>L'acide sulfhydrique</i>	79
CHAP. XIV.	— <i>Le carbone</i>	83
	Charbons naturels.	84
	Charbons artificiels	86
CHAP. XV.	— <i>Acide carbonique</i>	91
	<i>Oxyde de carbone</i>	97
	Sulfure de carbone	98
CHAP. XVI.	— <i>Bore et acide borique.</i>	101
	La silice.	102

DEUXIÈME PARTIE

MÉTAUX

CHAP. I.	— Généralités sur les métaux	104
CHAP. II.	— <i>Les sels</i>	109
CHAP. III.	— <i>Composés du potassium et du sodium</i>	114
	Chlorure de potassium.	115
	Chlorure de sodium	118
	Carbonates de potassium et de sodium	120
	Azote ou nitrate de potassium.	121
	Nitrate de soude	123
	Sulfate de potassium.	125
CHAP. IV.	— <i>Sels ammoniacaux</i>	127
	Le chlorure d'ammonium	127
	Le sulfate d'ammoniac.	128
	Le carbonate d'ammoniac.	129
CHAP. V.	— <i>La chaux et les sels de chaux</i>	131
	La chaux.	131
	Carbonate de calcium.	137
	Le nitrate de chaux et la chaux-azote.	140
	Le sulfate de calcium ou plâtre	141
	Les phosphates de chaux	143
	Le superphosphate de chaux.	145
CHAP. VI.	— <i>L'aluminium et ses composés</i>	150
	L'alumine et les aluns	151
	Les silicates et les argiles	151
	Les poteries.	153
	Les verres.	154
CHAP. VII.	— <i>Le fer, la fonte et l'acier</i>	157
	Les scories de déphosphoration.	162
	Les composés du fer; le sulfate de fer.	167
CHAP. VIII.	— <i>Le zinc</i>	169
	<i>L'étain.</i>	170
	<i>Le cuivre.</i> Principaux composés du cuivre: sulfate de cuivre.	171
	<i>Le plomb</i>	177
	Le mercure	179
	L'argent, l'or et le platine	180

TROISIÈME PARTIE

CHIMIE ORGANIQUE

CHAP. I.	— <i>Notions préliminaires.</i>	181
CHAP. II.	— <i>Carbures d'hydrogène.</i>	183
	Pétrole et gaz des marais	184

	L'acétylène	187
	Essence de térébenthine et essences végétales.	192
	Produits de la houille et gaz d'éclairage	195
	Le gaz pauvre	197
	Goudron de houille	198
	Benzine	199
	Naphtaline et anthracène.	200
	La flamme	201
CHAP.	III. — <i>Les alcools et leurs éthers.</i>	207
	Alcool méthylique ou alcool de bois	208
	— éthylique ou alcool ordinaire	209
	Éther ordinaire	211
	Glycérine et corps gras	213
	Margarine	215
	Les savons	217
	Bougies	219
CHAP.	IV. — <i>Les phénols.</i>	220
CHAP.	V. — <i>Glucoses et sucre ordinaire.</i>	221
CHAP.	VI. — <i>Amidon, fécule.</i>	226
	Dextrine.	228
CHAP.	VII. — <i>Cellulose. Bois.</i>	229
CHAP.	VIII. — <i>Les acides organiques</i>	233
	Acide formique	233
	— acétique	234
	— oxalique.	241
	— salicylique, lactique, tartrique	242
	— citrique et acide malique.	243
	Tanin	244
CHAP.	IX. — <i>Alcalis organiques</i>	246
	Alcaloïdes.	246
CHAP.	X. — <i>Amides : Urée et urine.</i>	249
CHAP.	XI. — <i>Matières albuminoïdes.</i>	250
	Albumine	250
	Caséine	251
	Fibrine, gluten.	253
	Gélatine, etc.	254

COULOMMIERS

Imprimerie PAUL BRODARD.

1866-6 23.

ENCYCLOPÉDIE DES CONNAISSANCES AGRICOLES

PUBLIÉE PAR UNE RÉUNION DE MEMBRES
DE L'ENSEIGNEMENT AGRICOLE

ET SOUS LA DIRECTION DE
E. CHANCRIN
Inspecteur général de l'Agriculture.

ADOPTÉE PAR
LE SYNDICAT CENTRAL
DES AGRICULTEURS DE FRANCE



LIBRAIRIE HACHETTE

ENCYCLOPÉDIE DES CONNAISSANCES AGRICOLES

OUVRAGES PARUS OU A PARAÎTRE :

Les ouvrages parus sont marqués d'un astérisque.

I. — NOTIONS GÉNÉRALES SUR LES SCIENCES APPLIQUÉES A L'AGRICULTURE

- * **Chimie générale appliquée à l'Agriculture**, par E. CHANCRIN, Inspecteur général de l'Agriculture. Un vol. 7 50
- * **Chimie agricole**, par E. CHANCRIN. Un vol. 7 50
- Physique et météorologie agricoles**, par E. CHANCRIN. Un vol.
- Zoologie et Microbiologie agricoles** Un vol. »
- Botanique agricole**, par DUCOMET, Professeur à l'École nationale d'agriculture de Grignon. Un vol.
- Géologie agricole** (Agriculture comparée), par FRANÇOIS BERTHAULT, directeur de l'Enseignement et des Services agricoles, BRÉTIGNIÈRES, professeur à l'École nationale d'agriculture de Grignon, et E. CHANCRIN. Un vol.

II. — AGRICULTURE

- Agriculture générale** (Culture et amélioration du sol), par BRÉTIGNIÈRES, professeur d'Agriculture à l'École nationale d'Agriculture de Grignon. Un vol.
- Agriculture spéciale :**
 - * **Les Céréales**, par A. DESRIOT, Directeur d'École d'agriculture. Un vol. 5
 - * **Les Prairies**, par L. MALPEAUX, Directeur d'École d'agriculture. Un vol. 4 »
 - * **Les Plantes sarclées** (Pomme de terre, Betterave, Carotte, etc.), par L. MALPEAUX. Un vol. 4 20
- Les Plantes Industrielles :**
 - * **La Betterave à sucre, la Betterave de distillerie et la Chicorée à café**, par L. MALPEAUX. Un vol. 3 »
 - * **Les Plantes oléagineuses**, par L. MALPEAUX. Un vol. 2 40
 - * **Les Plantes textiles**, par L. BONNÉTAT, Professeur à l'École d'agriculture de Petre (Vendée). Un vol. 1 80
 - * **Le Tabac**, par F. DE CONFÉVRON, Ancien vérificateur de la culture des tabacs. Un vol. 1 80
 - * **Le Houblon**, par G. MOREAU, Professeur de brasserie à l'École nationale des industries agricoles de Douai. Un vol. 2 »
 - * **Arboriculture fruitière**, par J. VERCIER, Professeur d'horticulture et d'arboriculture de la Côte-d'Or. Un vol. 10
 - * **Culture potagère**, par J. VERCIER. Un vol. 10 »
 - * **Viticulture moderne**, par E. CHANCRIN. Un vol. 10
 - * **Forêts, Pâturages et Prés-Bois**. Economie Sylvo-Pastorale, par A. FRON, Inspecteur des Eaux et Forêts. Un vol. 4 20
- Industries agricoles :**
 - * **Le Blé, la Farine, le Pain**, Étude pratique de la meunerie et de la boulangerie, par ED. RABATÉ, Inspecteur général de l'agriculture. Un vol. 3 60

Industries agricoles (Suite) :

- ★ **Le Vin**, Procédés modernes de préparation, d'amélioration et de conservation, par E. CHANCRIN. Un vol. 7 50
- ★ **Le Cidre**, Guide pratique de production et de préparation, par P. LABOUNOUX, Directeur des services Agricoles, et TOUCHARD, directeur de l'École d'agriculture de la Vendée. Un vol. 4 50
- ★ **Le Sucre**, Procédés de fabrication et utilisation des sous-produits, par G. PAGES, Professeur à l'École nationale d'Agriculture de Montpellier. Un vol. 3 .
- ★ **La Bière**, Procédés modernes de préparation et utilisation des sous-produits, par G. MOREAU, Professeur de brasserie à l'École nationale des Industries agricoles de Douai. Un vol. 1 80
- ★ **Les Eaux-de-vie et les Alcools**, Guide pratique du Bouilleur de cru et du Distillateur, par G. PAGES, Professeur à l'École nationale d'Agriculture de Montpellier. Un vol. 3 60
- ★ **Les Essences et les Parfums**, Extraction et fabrication, par A. ROLET, Professeur à l'École d'agriculture d'Antibes, suivi de l'Essence de térébenthine, par Ed. RABATÉ, Professeur départemental d'agriculture du Lot-et-Garonne. Un vol. 3 60
- ★ **Laiterie, Beurrerie, Fromagerie**, par V. HOUDET, Ancien directeur de l'École nationale des Industries laitières à Mamirolle. Un vol. 4 »
- ★ **Huilerie agricole**, par P. d'AYGALLIERS, Directeur de l'École d'Agriculture de Saintes. Un vol. 1 80
- ★ **Les Matières textiles** (Voir le fascicule *Les Plantes textiles* dans l'AGRICULTURE SPÉCIALE).
- ★ **Les Conserves alimentaires** (fabrication ménagère et industrielle), par L. LAVOINE, Directeur des Services agricoles. Un vol. 5 50

III. — LES ANIMAUX

- ★ **Les Abeilles et le Miel**, Petit traité d'Apiculture pratique, par M. GAGET, professeur d'École d'agriculture. Un vol. 4 50
- ★ **Les Animaux de basse-cour**, Petit traité d'Aviculture pratique, par M. LEGENDRE, Ingénieur agricole. Un vol. 7 50
- ★ **Le Ver à soie du Mûrier**, Petit traité de Sériciculture pratique, par M. MOZZICONACCI, directeur de la Station de sériciculture d'Alais. Un vol. 12 »
- ★ **Le Porc**, par M. GOUSSÉ, éleveur à Craon. Un vol. 6
- Le Cheval, l'Ane, le Mulet**, Un vol
- Le Bœuf**, Un vol
- La Vache laitière**, par M. JEANNIN, professeur d'Agriculture. Un vol.
- Le Mouton et la Chèvre**, par M. GUICHERD, Inspecteur général de l'agriculture. Un vol.
- Les Poissons**, Petit traité de Pisciculture pratique. Un vol.
- La Médecine Vétérinaire à la ferme**. Un vol

IV. — GÉNIE ET ÉCONOMIE RURALE

- Les Constructions rurales**, par M. MAITROT, Ingénieur du Service des Améliorations agricoles. Un vol..
- Machines agricoles et moteurs**, par M. PASSELÈGUE, Chef de travaux à la Station d'essais de Machines agricoles de Paris. Un vol.
- Drainage et irrigations**, par M. CARLE. Un vol. »
- Organisation et gestion d'un domaine rural**, par M. RÉGNIER. Un vol. »
- L'avocat conseil des Campagnes. Législation rurale**, par M. BOUFFARD. Un vol. »

Chimie générale ○ ○ ○ ○ ○ par E. CHANCRIN,
appliquée à l'agriculture, Inspecteur général de
l'Agriculture.

Un volume de 260 pages avec 164 figures, cartonné.

7 fr. 50

L'AGRICULTURE a cessé d'être purement empirique; elle devient de plus en plus une science. « Les praticiens n'acceptent plus, sans les discuter, les vieilles formules établies par une longue série d'observations transmises d'une génération à l'autre; très sagement ils veulent en comprendre la raison et les améliorer; pour y réussir des connaissances positives leur sont nécessaires. » Ces connaissances leur sont données en partie par la *Chimie agricole*. Mais celle-ci a besoin d'être accompagnée d'une étude élémentaire de chimie générale. Les agriculteurs trouveront dans cette *chimie générale* tous les renseignements précis dont ils peuvent avoir besoin sur les propriétés des corps qu'ils utilisent.

Chimie agricole, par E. CHANCRIN, Inspecteur général
de l'Agriculture.

Un volume de 225 pages avec 45 figures, cartonné..

7 fr. 50

LA chimie agricole s'applique à donner à la culture une plus grande extension des produits utilisables et partant de la rendre plus rémunératrice; elle guide l'agriculteur qui désire obtenir la plus grande quantité possible de produits végétaux avec un *bénéfice maximum*. De toutes les sciences, c'est elle qui contribue le plus à la marche en avant de l'agriculture dans la voie du progrès, elle est en quelque sorte la « lanterne » qui éclaire presque toutes les opérations agricoles. L'ouvrage de M. Chancrin est à la portée de tout le monde, depuis le petit fermier jusqu'au grand exploitant agricole; pour le lire avec fruit, point n'est besoin d'avoir fait ce que l'on appelle de « bonnes études », tous les agriculteurs peuvent le consulter.

AGRICULTURE

Les Céréales, par A. DESRIOT, Ingénieur-agricole, Directeur d'École d'agriculture.

Un volume de 184 pages, avec 111 figures, cartonné. 5 fr.

LE nombre d'hectares de cultures n'a guère varié depuis une cinquantaine d'années, mais les rendements n'ont fait que progresser. Il reste encore un effort à faire pour que la production atteigne les besoins de la consommation. Indiquer aux cultivateurs tout ce qui est utile pour arriver à augmenter le rendement des céréales tout en diminuant le prix de revient de l'hectolitre, tel est le but de cet ouvrage.

Les Prairies, par M. MALPEAUX, Directeur de l'École d'Agriculture du Pas-de-Calais.

Un volume de 148 pages, avec 85 figures, cartonné. 4 fr.

AU cours du XIX^e siècle, la culture des plantes fourragères s'est accrue d'une façon remarquable ; elle s'accroît encore aujourd'hui. L'auteur examine les meilleures méthodes permettant d'obtenir un plus grand rendement et indique l'importance des plantes fourragères servant à l'alimentation du bétail.

Tout ce qui concerne ces plantes s'y trouve condensé.

Les Plantes sarclées par L. MALPEAUX, Ingénieur-agricole, Directeur de l'École d'Agriculture du Pas-de-Calais.

Pomme de terre, Betterave

☉ ☉ ☉ ☉ **Carotte, etc.**

Un volume de 175 pages avec 92 figures, cartonné. 4 fr. 20

DANS cet ouvrage, la betterave fourragère, la pomme de terre, le topinambour, la carotte, le rutabaga, le navet et le chou sont envisagés successivement au point de vue de leur répartition, des procédés culturaux qui leur sont applicables, de leur récolte et de leur utilisation.

En le lisant, les cultivateurs pourront se convaincre des progrès et des profits qu'il est possible de réaliser par des cultures perfectionnées.

La Betterave à sucre par L. MALPEAUX, Ingénieur agricole, Directeur de l'École d'Agriculture du Pas-de-Calais.
La Betterave de distillerie et la Chicorée à café ☉ ☉

Un volume de 128 pages avec 57 figures, cartonné. 3 fr.

L'IMPORTANCE primordiale de la betterave industrielle en France est bien connue : au point de vue agricole, son action est considérable ; au point de vue économique, elle a longuement contribué à la prospérité générale par les industries qu'elle alimente : sucrerie et distillerie. Ce livre constitue un véritable traité de la betterave industrielle ; il contient tous les renseignements pratiques pour obtenir un rendement rémunérateur.

Les Plantes Oléagineuses par L. MALPEAUX, Ingénieur agricole, Directeur de l'École d'Agriculture du Pas-de-Calais.
Colza, Navette, Œillette, Cameline

Un volume de 68 pages avec 24 figures, cartonné.. 2 fr. 40

LA culture des *plantes oléagineuses* est précieuse parce qu'elle permet de varier les assolements, de tirer parti de certains sols et de laisser les terres dans un état de fertilité très favorable aux récoltes ultérieures.

M. Malpeaux, dans ce petit ouvrage, a présenté les aperçus théoriques et les données pratiques les plus récentes concernant le *colza*, l'*œillette*, la *navette* et la *cameline*.

Les Plantes textiles par BONNÉTAT, Ingénieur agronome, Professeur à l'École d'Agriculture de la Vendée.
 ☉ ☉ ☉ **Lin, Chanvre, etc.,**

Un volume de 48 pages avec 26 figures, cartonné. 1 fr. 80

BIEN qu'ayant en partie cédé la place à la culture des betteraves à sucre, celle du lin, du chanvre, de l'œillette, etc., a gardé encore assez d'importance pour retenir l'attention des élèves de nos écoles d'agriculture et de nos agriculteurs. Nous devons chercher à produire un poids élevé d'une bonne qualité moyenne, réclamée par les filateurs, pour concurrencer les lins étrangers ; on en étudie les moyens pratiques dans cet ouvrage.

AGRICULTURE

Le Tabac, par F. de CONFEVRON, Ingénieur agronome, Vérificateur de la culture des Tabacs.

Un volume de 36 pages, avec 15 figures, cartonné.

1 fr. 80

DANS ce petit volume sur la culture du tabac, l'auteur s'est proposé, d'une part, de présenter un guide pratique aux agriculteurs désireux de se livrer dans de bonnes conditions à la culture du tabac; d'autre part, de fournir un ensemble de renseignements généraux aux personnes que pourrait intéresser cette branche de notre production indigène, tels que la préparation des terres, les semis et plantations, la récolte, etc.

Le Houblon, par G. MOREAU, Professeur de Brasserie à l'École nationale des Industries Agricoles de Douai.

Un volume de 28 pages, avec 16 figures, cartonné.

2 fr.

LE houblon est cultivé en France plus particulièrement dans les régions du Nord et de l'Est. Les agriculteurs de ces régions et tous ceux qui s'intéressent à la culture du houblon trouveront dans l'ouvrage de M. Moreau des conseils précieux sur la plantation d'une houblonnière, la culture annuelle, la récolte et le séchage du houblon, etc., ainsi que les avantages que l'on peut recueillir d'une culture bien comprise de cette plante.

Forêts, Pâturages par A. FRON, Inspecteur des Eaux et Forêts et L. MARCHAND, Conservateur des Eaux et Forêts.

⊙ ⊙ ⊙ **et Prés-Bois**
(Économiesylvo-pastorale).

Un volume de 170 pages, avec 47 figures, cartonné.

4 fr. 20

LES propriétaires de bois, de friches, landes ou pâturages, les régisseurs et gardes forestiers, les élèves des Écoles d'agriculture trouveront dans le livre de M. Fron tous les renseignements nécessaires pour le reboisement et la mise en valeur par les procédés les plus avantageux des montagnes, des pentes déclives, des terres pauvres, et pour toutes les améliorations sylvo-pastorales.

Culture ② ③ par J. VERCIER, professeur spécial d'Horticulture et d'Arboriculture de la Côte-d'Or. Ouvrage couronné par la Société Nationale d'Horticulture de France. (Prix Joubert de l'Hyberderie.)

Un volume de 402 pages avec 267 figures, cartonné.

10 fr.

CONNAISSANT particulièrement les besoins des cultivateurs, des jardiniers, des instituteurs, des élèves des écoles d'agriculture, et tenant compte des progrès réalisés en horticulture au cours des dernières années, l'auteur a préparé ce nouveau traité de *Culture potagère* dans lequel les recherches sont aisées et où la voie du débutant est toute tracée.

On a multiplié les gravures pour éclairer et compléter les descriptions et les explications, de sorte que l'ouvrage est en réalité, malgré sa brièveté, un traité complet.

Ce volume comprend trois parties bien distinctes, lesquelles sont subdivisées en chapitres. Dans la première partie sont exposées les généralités et quelques idées nouvelles relatives à l'état actuel de la culture maraîchère en France, et à la possibilité de la développer en mettant en valeur des terrains tourbeux inutilisés jusqu'ici.

Tous les travaux de jardinage que doit connaître et pratiquer l'amateur, tous les petits trucs du métier qui permettent d'éviter la plupart des aléas de la culture, les renseignements touchant à la production, à la récolte, à l'emballage et à la vente ou même à la conservation des légumes, s'y trouvent exposés.

La seconde partie traite séparément de la culture individuelle des légumes usuels de pleine terre, de leur culture hâtée ou forcée, en relatant les modes de multiplication, les meilleures variétés, les maladies, etc....

La troisième partie constitue à elle seule un guide précieux et détaillé que le lecteur pourra consulter mois par mois pour effectuer successivement, et en temps voulu, tous les semis, repiquages, de même que les récoltes à faire.

Arboriculture ● ● Fruitière

par J. VERCIER, Professeur spécial d'horticulture et d'arboriculture de la Côte-d'Or. Ouvrage couronné par la Société nationale d'Horticulture de France. (Prix Joubert de l'Hyberderie.)

Un volume de 388 pages avec 360 figures, cartonné.

10 fr.

CE traité d'Arboriculture comprend quatre parties : la première traite de la multiplication des arbres fruitiers, de la plantation, de la taille en général, des soins à donner aux arbres, de la cueillette, de l'emballage, de l'outillage et de certaines autres opérations.

La seconde partie est réservée à la culture des différents fruits. Toutes les essences fruitières sont passées en revue dans l'ordre alphabétique, et l'étude très complète de chaque arbre s'y trouve condensée en quelques pages.

La troisième partie envisage le cas d'un propriétaire amateur qui désire organiser un jardin fruitier réclamant relativement peu de soins et capable cependant de procurer à son ménage, toute l'année, la provision de fruits qu'il est appelé à consommer. Elle constitue un guide précieux pour ce qui touche au tracé, à l'aménagement, au choix des espèces et variétés. Elle donne une idée de la dépense qu'entraîne une telle installation et des résultats que l'on est en droit d'attendre.

La quatrième partie servira d'aide-mémoire; elle est constituée par une sorte de calendrier où figurent, mois par mois : les travaux culturaux à faire, la liste des fruits bons à cueillir, celle des fruits bons à consommer, et enfin les conserves à faire. Cet ouvrage s'adresse surtout aux jardiniers *non professionnels*; à ceux qui jardinent par nécessité ou par goût, sans être pour cela des arboriculteurs; aux instituteurs qui manifestent le désir de posséder un manuel, un guide, bref et précis; aux élèves des écoles d'agriculture de tous degrés et des écoles industrielles auxquels les cours théoriques pratiques rendent les plus grands services; aux cultivateurs, fermiers ou vigneron, et enfin aux petits producteurs.

Viticulture moderne, par E. CHANCRIN, Inspecteur général de l'Agriculture.

Un volume de 332 pages avec 203 figures, cartonné.

10 fr.

LA culture de la vigne, de routinière qu'elle était, est devenue scientifique. Le viticulteur ne peut plus se contenter des règles empiriques qui l'avaient guidé jusqu'alors; une instruction spécialement viticole lui est indispensable.

La *Viticulture Moderne* réunit toutes les notions nécessaires à cette instruction.

La *première partie* comprend une étude pratique de la vigne, de ses différents organes et leurs fonctions. La *deuxième partie* décrit les principaux cépages dans les différentes régions où on les cultive.

La *troisième partie* traite des procédés de multiplication de la vigne et plus particulièrement du greffage.

Les porte-greffes ont fait l'objet d'une étude spéciale sur leur emploi non seulement dans les terrains calcaires, mais aussi dans les terrains compacts, humides ou secs, grâce à des travaux récents. Toutes les questions pratiques concernant l'établissement d'un vignoble ont été passées en revue dans la *quatrième partie*.

L'auteur a groupé dans une *cinquième partie*, les tailles des différentes régions de façon à montrer les relations qu'elles ont entre elles.

La *sixième partie* traite des travaux manuels du sol et de la question particulièrement intéressante de la culture superficielle des vignes.

Le viticulteur éprouve fréquemment des difficultés pour l'emploi raisonné des engrais chimiques. Il trouvera décrites, dans la *septième partie*, un grand nombre de formules pratiques. De nombreux conseils sont également donnés sur les moyens les plus efficaces pour lutter contre les ennemis et les maladies du vignoble, préoccupation constante de tous les viticulteurs. Ce travail de vulgarisation rendra les plus grands services à tous ceux que les questions viticoles intéressent.

Le Vin ● ● ● ● ● ● ● ● par E. CHANCRIN,
Procédés modernes de préparation, Inspecteur général de
d'amélioration et de conservation, l'Agriculture.

Un volume de 228 pages, avec 105 figures, cartonné.. 7 fr. 50

LES viticulteurs demandent souvent pour les conseiller dans leurs opérations un ouvrage sur la *vinification* qui ne soit ni trop élémentaire, bon seulement pour des écoliers, ni trop savant, trop théorique et volumineux. Le livre de M. Chancrin répond parfaitement à leur demande : c'est un véritable guide pour les praticiens qui désirent connaître les procédés modernes de préparation, d'amélioration et de conservation des vins, la fabrication des vins de marc ou de deuxième cuvée, la fabrication de la piquette, l'utilisation des sous-produits, etc., tout en observant scrupuleusement la nouvelle loi sur les fraudes que des commentaires expliquent très clairement.

Le Cidre par P. LABOUNOUX, Ingénieur agronome, Directeur
des Services agricoles de la Seine-Inférieure, et P. TOUCHARD, Ingénieur agronome, Directeur de l'École d'agriculture de Pétré.

Un volume de 200 pages, avec 92 figures, cartonné. 4 fr. 50

CET ouvrage s'adresse plus particulièrement aux cultivateurs des régions de la Bretagne, de la Normandie, du Maine et de la Picardie, où le cidre est la boisson journalière. Néanmoins il peut être utile à tous les agriculteurs qui produisent des pommes, aux industriels qui achètent des fruits pour les brasser, à tous ceux qui font du cidre. Ils y trouveront des renseignements très détaillés sur : Culture du pommier à cidre. — Fabrication du cidre; Transformation du moût en cidre. — Utilisation des sous-produits. — Le poiré. — Dessiccation des pommes et poirés. — Législation sur les cidres et poirés.

La Bière ● ● ● ● ● ● ● par A. MOREAU, Profes-
Procédés modernes de fabrication seur de Brasserie à l'École
et Utilisation des sous-produits, nationale des Industries
Agricoles de Douai.

Un volume de 32 pages, avec 10 figures, cartonné. 1 fr. 80

M. Moreau expose très clairement et très méthodiquement dans ce petit livre les principes les plus simples de la fabrication de la bière; il s'est attaché particulièrement à indiquer aux cultivateurs les produits que la brasserie leur demande et les résidus que l'on peut employer à la ferme, les drèches pour l'engraisement des bestiaux, les radicules de l'orge et les marcs de houblon pour la fumure des terres.

Le Blé, la Farine, Etude pratique de la meunerie et de la
boulangerie, par Edmond RABATÉ, in-
● ● ● ● ● ● ● génieur agronome, Inspecteur général
de l'Agriculture.
le Pain

Un volume de 124 pages, avec 101 figures, cartonné. 3 fr. 60

CETTE étude pratique de la meunerie et de la boulangerie ne s'adresse pas seulement aux meuniers et aux boulangers. Elle peut encore être utile aux agriculteurs, aux négociants en grains, pour leurs achats de blés et de farines, aux élèves de divers ordres d'enseignement, aux organisateurs de boulangeries coopératives, et enfin au consommateur qui désire être fixé sur l'origine et la valeur du pain qu'il mange.

Le Sucre ● ● ● ● ● ● ● par G. PAGÈS, Ingénieur-Agronome,
et l'utilisation de ses sous- Professeur d'École Nationale d'Agricul-
produits à la ferme, ● culture.

Un volume de 88 pages, avec 44 figures, cartonné. 3 fr.

LE sucre, en Europe, est extrait de la betterave, et c'est le cultivateur qui la produit. Cette culture emploie une main-d'œuvre considérable et, par répercussion, permet l'entretien d'environ 200000 têtes de gros bétail. L'industrie sucrière touche donc de très près à l'agriculture et c'est surtout ce point de vue qu'on a présenté ici.

Les Eaux-de-Vie et les Alcools, par G. PAGÈS, Ingénieur-Agronome, Professeur d'École nationale d'Agriculture.

Un volume de 170 pages avec 71 figures, cartonné. 3 fr. 60

VOICI un *Guide pratique du Bouilleur de cru et du Distillateur*; les propriétaires-viticulteurs y trouveront tous les renseignements nécessaires pour distiller leurs vins, leurs marcs, etc. Ses quatre parties traitent successivement des *notions générales sur les eaux-de-vie et les alcools*; de la *distillation des eaux-de-vie*, de la *fabrication des alcools de betterave*, de *grains*, etc., et de la législation sur le régime des bouilleurs de cru.

Les Essences et les Parfums, (Extraction et fabrication), par Antonin ROLET, Ingénieur-agronome, professeur à l'École d'Agriculture d'Antibes.

Suivi de l'Essence de Térébenthine, par Edmond RABATÉ, Ingénieur-agronome, Inspecteur général de l'Agriculture.

1 volume de 104 pages avec 103 figures, cartonné. 3 fr. 60

Ce livre s'adresse non seulement aux élèves des Écoles d'Agriculture, mais aussi aux agriculteurs qui peuvent créer des coopératives de producteurs, aux petits industriels, etc. Le travail de M. Rabaté sur l'Essence de Térébenthine s'adresse aux propriétaires des forêts de pins, partout où cet arbre occupe de grandes étendues et dont l'extrait peut donner de sérieux bénéfices.

Huilerie Agricole, par P. D'AYGALLIERS, Directeur d'École d'Agriculture.

Un volume de 36 pages, avec 15 figures, cartonné. . . 1 fr. 80

LES cultivateurs de plantes oléagineuses trouveront dans cet opuscule des renseignements utiles qui pourront leur permettre d'obtenir des produits meilleurs par une fabrication plus soignée et un outillage plus perfectionné. En même temps, les jeunes gens des écoles y puiseront des notions précises sur l'utilisation et la mise en œuvre de produits du sol qui constituent encore une partie importante de notre richesse agricole.

Laiterie, Beurrerie, Fromagerie, par V. HOUDET, Agronome, ancien directeur de l'École nationale des Industries laitières de Mamirolle.

Un volume de 142 pages avec 96 figures, cartonné..

4 fr.

L'OUVRAGE de M. Houdet s'adresse aux cultivateurs, producteurs de lait, aux petits fabricants de beurre ou de fromages, aux élèves des Écoles d'agriculture. Beaucoup d'entre eux sont tentés d'oublier que l'agriculture s'industrialise chaque jour davantage; qu'ils doivent envisager toutes les circonstances qui influent sur la production et la consommation et qu'il leur faut surtout tenir compte de ces circonstances pour obtenir et vendre leurs produits aux prix les plus avantageux.

Ce livre leur fait connaître, en les mettant à leur portée, les procédés actuels de fabrication à la fois raisonnés et pratiques concernant le lait, le beurre et les fromages.

Les Conserves Alimentaires par M. LAVOINE, ingénieur agronome, directeur des Services agricoles.
(Fabrication ménagère et industrielle)

Un volume de 154 pages avec 98 figures, cartonné.

5 fr. 50

LA conservation des aliments est rendue nécessaire sous notre climat par la rareté et la cherté des produits frais pendant l'hiver.

L'ouvrage de M. Lavoine contient l'*exposé des procédés applicables par la ménagère* et le *principe des procédés industriels*. Il s'adresse tout particulièrement à la *maîtresse de maison*, mais il intéresse également les *cultivateurs* qui peuvent retirer, par la conservation, une source de profits très appréciables, non seulement des grandes quantités de fruits qu'on laisse généralement perdre à la campagne, mais encore des légumes, de la viande, etc. Les ménagères de la ville et de la campagne trouveront dans ce livre une foule de recettes très simples pour la conservation de tous les aliments.

Les Abeilles et le Miel, par J. GAGET. Professeur d'Agriculture, Apiculteur.

Un volume de 116 pages, avec 63 figures, cartonné. 4 fr. 50

ON retire de l'élevage des abeilles deux produits : le miel et la cire. Le miel est un aliment et un médicament : composé en grande partie de glucose assimilable, il est aussi nourrissant que le sucre et de digestion plus facile ; il a d'autre part des propriétés laxatives qu'il communique au pain d'épice et aux pastilles, l'acide formique qu'il contient en fait un désinfectant de l'appareil digestif. La cire est utilisée dans la préparation de l'encaustique, des cirages, des bougies, des cierges et de la cire à cacheter ; la médecine l'emploie pour faire des onguents. Par ailleurs, le rôle des abeilles est considérable dans la fécondation des fleurs. Enfin, l'élevage des abeilles est à la portée de toutes les bourses. Ce petit livre donne les meilleurs conseils à qui voudrait s'y essayer.

Le Ver à Soie du Mûrier, par M. MOZZICONACCI, directeur de la Station de Sériciculture d'Alais.
Petit traité de Sériciculture pratique,

Un volume de 256 pages, avec 62 figures, in-16, cartonné. 12 fr.

L'ÉDUCATION du ver à soie est une excellente source de revenus pour l'agriculteur qui sait tenir compte des conditions économiques actuelles. C'est ainsi qu'elle est parfaitement à sa place chez le petit cultivateur possédant les mûriers nécessaires, qui, faisant le travail avec l'aide de sa famille et des domestiques attachés à la maison, n'a pas à rechercher la main-d'œuvre étrangère.

La sériciculture, science qui s'occupe de l'élevage du ver à soie en vue de la production des cocons ou des œufs nécessaires à la reproduction de l'espèce, forme l'objet de ce volume. Elle y est traitée dans l'esprit le plus pratique. L'industrie de la soie — éminemment nationale — ne pourra que gagner à la diffusion de cet ouvrage.

Le Porc ● ● ● ● ● ● ● par A. GOUSSÉ,
Élevage, engraissement, reproduction, éleveur.

Un volume de 112 pages, avec 52 figures, cartonné.

6 fr.

PARMI les diverses solutions que comporte, en France, le problème de l'intensification de la production de la viande, on trouve, au premier plan, le développement de l'élevage porcin qui est, sans contredit, une des meilleures. La production et l'engraissement des porcs nécessitant d'ailleurs un capital proportionnellement moins élevé et plus rapidement rémunéré que n'importe quel autre élevage. Mais, pour réussir, il faut bannir la routine et remplacer les procédés d'exploitation surannés par les meilleurs procédés modernes. Sous une forme à la fois simple, claire et précise, les éleveurs trouveront dans l'ouvrage de M. Goussé d'excellents conseils qui leur procureront le succès.

Les Animaux ● ● ● ● Petit traité d'aviculture pratique
● ● de la Basse-Cour. par G. LEGENDRE, ingénieur
agricole.

Un volume de 256 pages, avec 142 figures, cartonné.

7 fr. 50

CE volume s'adresse plus particulièrement à ceux qui vivent à la campagne. C'est le fermier et le petit cultivateur qui sont appelés à s'en servir. Mais ils ne sont pas les seuls à pouvoir en tirer parti. Le châtelain pour faire de l'aviculture tout aussi bien que l'ouvrier suburbain pour assurer une alimentation saine et économique à sa famille y trouveront d'utiles renseignements. Les circonstances économiques poussent de plus en plus à tirer parti de tout, et la basse-cour est indiquée en tout premier lieu pour les divers avantages qu'elle peut procurer. Montrer ce que l'on peut espérer et obtenir, comment s'y prendre, tel est le but pratique de cet ouvrage.

LIBRAIRIE HACHETTE PARIS

OMNIUM AGRICOLE

DICTIONNAIRE PRATIQUE
DE L'AGRICULTURE MODERNE

PUBLIÉ sous la direction de
M. HENRY SAGNIER, Secrétaire de l'Académie d'Agriculture de France, cet ouvrage, au moment où la terre de France a besoin de tous ses enfants et peut assurer à leurs nobles travaux un gain rémunérateur, — leur apporte tout ce qu'il faut connaître pour organiser les cultures et en obtenir le meilleur rendement.

*860 pages de texte et
30 pl. en coul. et en noir
et plus de 2 000 illustrations
dans le texte.*

*La plus Claire, la plus Complète Encyclopédie agricole.
Tout ce qui concerne l'Élevage et les Industries annexes.*

PRIX

LE VOLUME, grand format 32 × 24,5 illustré, br. 80 fr.
RELIÉ (splendide reliure de luxe, solide et pratique,
richement décorée). 100 fr.

Se vend aussi par souscriptions mensuelles (Demander le prospectus spécial).

L'« OMNIUM AGRICOLE », ENTIÈREMENT TERMINÉ, EST LIVRÉ SITOT REÇUE LA COMMANDE.

BIBLIOTHÈQUE

DE LA

Vie à la Campagne

UN ENSEIGNEMENT PAR LE TEXTE ET PAR L'IMAGE

BOISSEAU (G.) et G. LANORVILLE, *L'Escargot*.
Élevage et parage, préparation et vente. 1 vol.
petit in-8°, broché : 1 francs.

BOUROTE : *Pour coloniser au Maroc (La Chaouia*
agricole). 1 vol. petit in-8°, illustré, broché : 3 fr.

DUVAL (C.) : *Défendons nos Cultures*, 2 vol. in-16
illustrés, brochés :

I. *Jardin d'agrément et serre*..... 7 fr. 50

II. *Jardin potager et grande culture*... 7 fr. 50

GAROLA : *La pratique des travaux de la ferme*. 1 vol.
in-16, broché : 2 francs.

GUILLOIN (J.-M.) : *Conseils pratiques sur la viticul-*
ture. 1 vol. in-16, broché : 2 fr. 50.

JULIEN (C.) : *Manuel de culture mécanique*. 1 vol.
in-16, broché : 4 francs.

LASSE (A. DE) : *Pour sauver la chasse en France*,
les formalités à remplir pour former une Société
de chasse, pour dresser les procès-verbaux, etc.
1 vol. in-16, broché : 0 fr. 75

RAYMOND (Renée) : *Les Conservees à la maison*.
Manuels pratiques. 3 vol. in-16 illustrés, bro-
chés :

I. *Champignons et conservees*. 5 fr.

II. *Les Légumes* 5 fr.

III. *Les Fruits* 5 fr.

RINGELMANN : *Les bâtiments de la ferme*. 1 vol.
in-16, broché : 5 francs.

RINGELMANN : *Construction des bâtiments ruraux*.
1 vol. in-16, broché. 5 francs.

LIBRAIRIE HACHETTE PARIS

PUBLICATIONS AGRICOLES

LES OUVRAGES LES PLUS CLAIRS et les PLUS COMPLETS

BRUCKER : *Initiation botanique*. 1 vol. in-16, ill.,
broché : 5 francs.

CARDOT (E.) : *Manuel de l'Arbre*, pour l'enseigne-
ment sylvo-pastoral dans les écoles. 1 vol. in-4°,
ill. de 46 grav., cartonné : 7 francs.

CRÉPIN (J.) : *La Chèvre - son histoire - son élevage*
broché :

5 francs.

1 vol. avec

in-8°,

3 fig.,

1 vol.

5 francs.

1 vol.

1 vol. in-4°,
5 francs.

à l'agri-

5 francs.

16 ill.,

1 vol. illustré,

5 francs.

ASLER (E.) : *Phys.*
avec 24 fig., broché 5 francs.



ORIENTAÇÕES PARA O USO

Esta é uma cópia digital de um documento (ou parte dele) que pertence a um dos acervos que fazem parte da Biblioteca Digital de Obras Raras e Especiais da USP. Trata-se de uma referência a um documento original. Neste sentido, procuramos manter a integridade e a autenticidade da fonte, não realizando alterações no ambiente digital – com exceção de ajustes de cor, contraste e definição.

1. Você apenas deve utilizar esta obra para fins não comerciais. Os livros, textos e imagens que publicamos na Biblioteca Digital de Obras Raras e Especiais da USP são de domínio público, no entanto, é proibido o uso comercial das nossas imagens.

2. Atribuição. Quando utilizar este documento em outro contexto, você deve dar crédito ao autor (ou autores), à Biblioteca Digital de Obras Raras e Especiais da USP e ao acervo original, da forma como aparece na ficha catalográfica (metadados) do repositório digital. Pedimos que você não republique este conteúdo na rede mundial de computadores (internet) sem a nossa expressa autorização.

3. Direitos do autor. No Brasil, os direitos do autor são regulados pela Lei n.º 9.610, de 19 de Fevereiro de 1998. Os direitos do autor estão também respaldados na Convenção de Berna, de 1971. Sabemos das dificuldades existentes para a verificação se uma obra realmente encontra-se em domínio público. Neste sentido, se você acreditar que algum documento publicado na Biblioteca Digital de Obras Raras e Especiais da USP esteja violando direitos autorais de tradução, versão, exibição, reprodução ou quaisquer outros, solicitamos que nos informe imediatamente (dtsibi@usp.br).