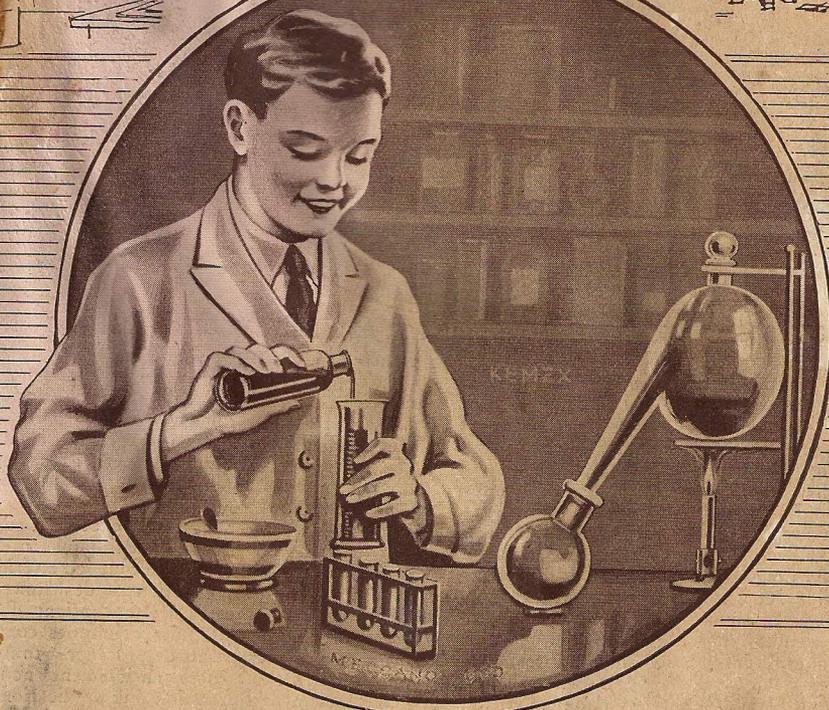


MECCANO KEMEX

EXPERIENCES
DE CHIMIE



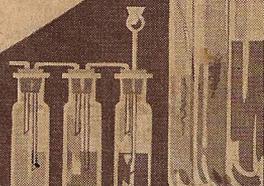
INSTRUCTIONS

POUR L'EMPLOI DES BOITES 1, 2 et 3



•
PRIX
Frs.

3.00



MECCANO - 78/80 Rue

Rébeval - Paris 19ème

MECCANO KEMEX

EXPERIENCES DE CHIMIE



Marque déposée
42408



Marque déposée
42408

LES BOITES MECCANO-KEMEX VOUS FERONT PASSER DES HEURES D'AMUSEMENT

Les Boîtes Meccano—Kemex ont été créées dans le but de procurer aux jeunes fervents de la chimie les accessoires, les produits chimiques et les instructions nécessaires pour l'exécution de toute une série de belles expériences de chimie.

La Boîte No. 1 contient tous les accessoires et produits chimiques nécessaires pour l'exécution de près de 130 expériences attrayantes. En plus des opérations ayant pour objet de préparer des gaz et des cristaux, et de déceler les acides et les alcalis dans divers corps composés, vous pourrez faire un grand nombre d'expériences amusantes avec des "jardins chimiques," dont les plantes fantastiques poussent à vue d'oeil, et avec des encres magiques invisibles pour toute personne non initiée.

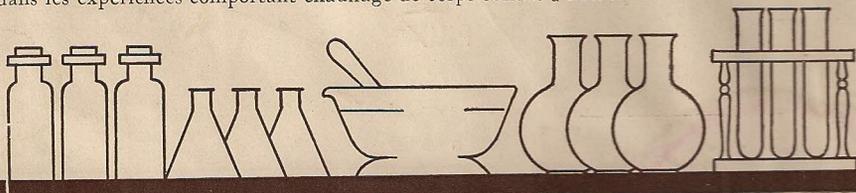
La Boîte No. 2 offre des possibilités encore plus riches. En plus de toutes les expé-

riences de la Boîte No. 1, cette Boîte permet d'exécuter de nombreuses expériences nouvelles, par ex., teindre des tissus de laine et de soie, fabriquer du savon et dégager des métaux de différents corps composés. Près de 250 belles expériences pourront être exécutées avec le contenu de la Boîte.

La Boîte No. 3 couronne la série des Boîtes Meccano-Kemex et permet l'exécution de 350 à 400 expériences aussi amusantes qu'instructives. En plus de tout le matériel nécessaire pour les expériences des Boîtes No. 1 et No. 2, cette Boîte contient des accessoires et des produits chimiques complémentaires permettant de procéder à toute une série d'expériences entièrement nouvelles servant d'illustration aux applications de la chimie dans la vie courante et industrielle.

Les précautions suivantes sont nécessaires pour ne pas faire éclater à la chaleur les éprouvettes pendant les expériences. Ainsi, pour chauffer un liquide, on se gardera bien de faire pénétrer dans la flamme la partie de l'éprouvette située au-dessus du liquide qu'elle contient ; pour chauffer des corps solides, on promènera l'éprouvette à chauffer dans la flamme, au lieu de l'y tenir immobile. Il est également important de veiller à ce que l'extérieur de l'éprouvette soit absolument sec.

Les Boîtes No. 2 et No. 3 contiennent chacune deux petites éprouvettes (Pièce No. K2). Ces éprouvettes sont faites en verre spécial résistant à la chaleur et sont particulièrement utiles dans les expériences comportant chauffage de corps solides à l'état sec.



1. CUIVRE EXTRAIT DE SES COMPOSES.

Prenez un bout de bois d'environ 10 cm. de long et 1 cm. d'épaisseur. Tenez son extrémité dans la flamme de la Lampe à Alcool (No. K22) jusqu'à ce qu'elle ne commence à se carboniser et frottez-la à ce moment avec un grand cristal de carbonate de soude. Une partie de la soude se trouvera absorbée et, en répétant l'opération plusieurs fois de suite, vous arriverez à transformer votre bout de bois en un morceau de charbon de bois complètement imbibé de soude.

Déposez une petite quantité de Sulfate de Cuivre (No. K108) broyé sur l'extrémité carbonisée du morceau de bois et chauffez cette dernière (Fig. 1) sur la flamme de la lampe. La poudre bleue devient blanche, change plusieurs fois de couleur et prend finalement une teinte noire avec des reflets rougeâtres. La soude empêche le bois de brûler rapidement tout en faisant fonction de "fondant." On appelle "fondant" une substance servant à obtenir un métal pur en le débarrassant des autres substances entrant dans le minerai ; dans notre expérience, la soude contribue à la liquéfaction des substances se trouvant sur le bois.

Arrêtez de chauffer avant que l'extrémité de votre bout de bois ne brûle complètement ou ne se détache de lui, cassez-la et faites-la tomber dans une Capsule d'Evaporation (No. K8), une petite assiette ou une petite soucoupe à moitié remplie d'eau (en chimie, une "capsule d'évaporation" est un vase arrondi, employé surtout pour les évaporations). Broyez ensuite la partie brûlée avec la pointe d'un canif ou le bout de la baguette de verre. Agitez ensuite la Capsule d'un mouvement circulaire. Ajoutez encore un peu d'eau et continuez à agiter la Capsule, tout en la basculant un peu de façon à ce que l'eau déborde petit à petit, procédé employé par les chercheurs d'or pour le lavage du sable aurifère (Fig. 3). Etant très léger, le charbon de bois se trouve rejeté, la soude reste diluée, et il ne reste finalement au fond de la Capsule que des petits flocons d'un brun rougeâtre qui sont du cuivre extrait du Sulfate de Cuivre. La plus grande partie de l'eau restant sur le cuivre peut être absorbée par du papier buvard et pour un séchage plus complet, il suffira de laisser la capsule pendant quelques minutes dans un endroit chaud.

Four de Fonderie en Miniature.

Pratiquez dans le Bloc de Charbon de Bois (No. K21) près d'une de ses extrémités, une cavité d'environ 1 cm. de diamètre sur $\frac{1}{2}$ cm. de profondeur. Remplissez ce creux d'un mélange en poudre de Sulfate de Cuivre (No. K108) et de carbonate de soude (à parties égales). Dirigez la flamme de la Lampe sur la poudre au moyen du Chalumeau (No. K20), comme indiqué sur la Fig. 4, en en tenant le bout immédiatement derrière la flamme (Fig. 5).

Le mélange se trouvant dans la cavité du bloc de charbon fond et se transforme finalement en une masse sèche et solide. Eloignez-la du bloc de charbon à l'aide d'un canif et jetez-la dans la Capsule d'Evaporation remplie d'eau afin de la laver comme décrit dans l'expérience précédente.

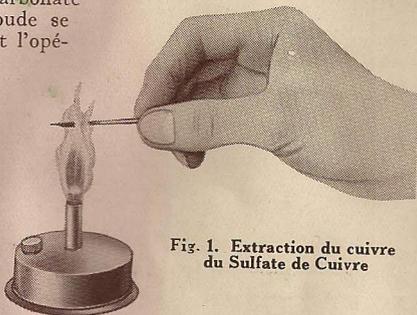


Fig. 1. Extraction du cuivre du Sulfate de Cuivre

Trois Métaux Magnétiques.

Le fer, le nickel et le cobalt sont d'autres métaux qui peuvent être extraits de la même façon de leurs composés. Dans ces cas, les expériences devront être exécutées respectivement avec du Sulfate d'Ammoniacal Ferreux (No. K110), du Sulfate de Nickel Ammoniacal (No. K120) et du Chlorure de Cobalt (No. K105), contenus dans les Boîtes. Ces métaux sont obtenus sous forme de poudres couleur gris foncé. On les reconnaîtra facilement, car ils sont magnétiques : dans chacune de ces expériences les particules gris foncé viendront se coller à l'aimant plongé dans la Capsule d'Evaporation où elles se trouvent.

Répétez l'expérience avec du Nitrate de Plomb (No. K113). Vous obtiendrez le métal sous la forme d'un petit grain gris, la température étant assez élevée pour faire fondre le plomb qui se forme. Vous remarquerez que ce grain gris laisse des traces sur le papier, si ce dernier est frotté avec lui et vous constaterez sur le côté du bloc de charbon le plus éloigné du chalumeau une tache jaune.

Ceci est dû à la combustion d'une partie du plomb, et la tache consiste en un composé connu sous le nom de "litharge" ou "oxyde naturel de plomb." (La litharge se présente sous forme de poudre jaune, soit sous forme de paillettes rouges ou jaunes.)

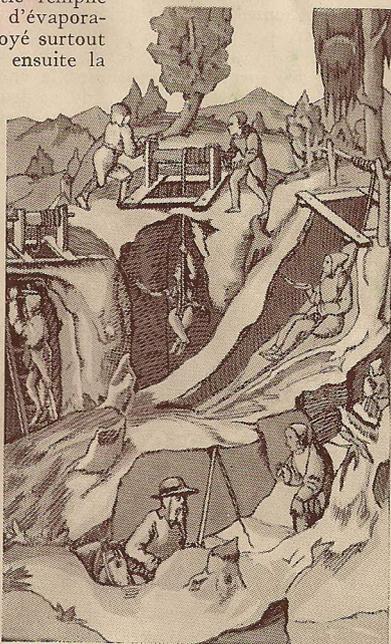


Fig. 2. Un mine au Moyen Age

Placez plusieurs petits grains de Zinc Granulé (No. K134) dans la cavité du bloc de charbon et chauffez-les en dirigeant sur eux la flamme de la lampe à l'aide du Chalumeau (comme indiqué sur la Fig. 6). Le Zinc brûle et se transforme en une poudre jaune. Refroidie, la poudre prend une couleur blanche.

On ne pourra pas extraire du Zinc en chauffant ses composés sur un bloc de charbon avec du carbonate de soude. Ces composés vous donneront de l'oxyde de zinc qui apparaîtra sous la forme d'une tache jaune qui deviendra blanche après refroidissement.

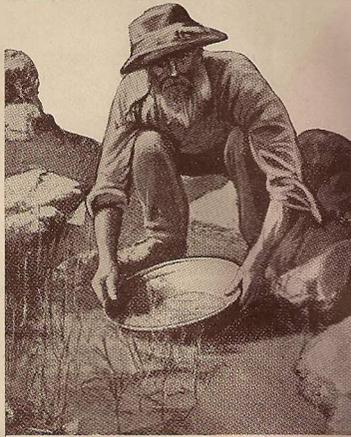


Fig. 3. Chercheur d'or lavant du sable aurifère.

2. CORPS COMPOSES ET CORPS SIMPLES.

Les "corps simples" sont ceux qui ne peuvent pas être décomposés en éléments distincts, tandis que les "corps composés" sont formés par la combinaison de deux ou plusieurs éléments. Les corps simples ont été divisés en métalloïdes et métaux. Les premiers, en général, ne possèdent pas l'éclat dit métallique et, de plus, sont mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité; les seconds, au contraire, sont bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité, et possèdent l'éclat métallique. En réalité, il est difficile de partager nettement les corps en métalloïdes et métaux. La classification la plus rationnelle des corps simples est celle qui a été proposée par le célèbre savant russe Mendéléeff en 1863.

Les corps composés sont constitués par des corps simples combinés en proportions différentes, mais il est à remarquer qu'ils sont formés à la suite d'une "réaction chimique," au cours de laquelle se crée une substance nouvelle complètement différente de ses composants. On désigne sous le nom de "réaction" les phénomènes chimiques qui se produisent lorsque deux ou plusieurs corps agissent simultanément l'un sur l'autre.

Les deux expériences ci-dessous feront bien comprendre la différence existant entre un simple mélange et une réaction chimique.

Une Cuiller-Mesure (No. K36) est comprise dans les Boîtes et sert à la mesure approximative des quantités de produits

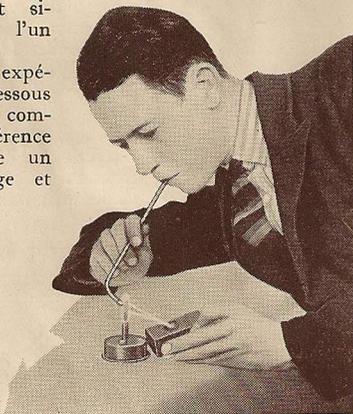


Fig. 4. Une fonderie en miniature

chimiques nécessaires pour les expériences. Le mot "mesure" employé dans ce Manuel signifiera, par conséquent, une Cuiller-Mesure.

Jetez deux mesures de sel de cuisine (chlorure de sodium) dans une Eprouvette (No. K1) à moitié remplie d'eau, bouchez l'orifice de l'éprouvette avec le pouce et secouez-la de manière à faire dissoudre le sel dans l'eau. Le sel disparaît, mais vous pouvez vous assurer de sa présence dans le liquide en le goûtant. Le sel n'est pas entré en combinaison avec l'eau pour former une substance nouvelle. Il s'est simplement dissous dans l'eau et a formé une solution. Par conséquent, ainsi que nous le voyons, ce changement n'est

nullement une réaction chimique et n'est qu'un simple mélange.

Le sel contenu dans cette solution pourra être récupéré au moyen de l'évaporation (on appelle évaporation la transformation lente d'un liquide en vapeur, tandis que l'ébullition est le passage rapide et tumultueux de l'état de liquide à l'état de vapeur).

Versez la solution dans la Capsule d'Evaporation et placez cette dernière sur le Carré de Toile Métallique (No. K9), supporté par le Support pour Capsule d'Evaporation (No. K35).

Ce dernier consiste en un Anneau de Support Universel (No. K29) fixé, à une hauteur appropriée, à la Tige de Support (No. K28), plantée sur sa Base (No. K27).

Placez la Lampe à Alcool sous la Toile Métallique et continuez le chauffage jusqu'à ce qu'un résidu solide et de couleur blanche ne se forme dans la Capsule. Faites refroidir et vous remarquerez qu'il est salé au goût. L'évaporation n'est nullement une réaction chimique, vu qu'il n'en résulte aucune substance nouvelle.

Mélangez à présent sur le couvercle d'une petite boîte de fer-blanc deux mesures de Soufre (No. K131) avec deux mesures de Limaille de Fer (No. K112). Dans ce mélange, vous reconnaîtrez immédiatement les particules de la limaille de fer qui pourront être facilement extraites de ce dernier à l'aide d'un aimant. Cette expérience nous montre qu'ici également nous ne sommes nullement en présence d'une réaction chimique.

Chauffez le mélange en maintenant le couvercle à l'aide d'une paire de pinces au-dessus de la flamme de la Lampe à Alcool. Une partie du Soufre brûle avec une petite flamme bleue, mais une substance noire se forme sur le couvercle. Laissez-la se refroidir, et introduisez-en ensuite une partie dans une éprouvette. Ajoutez-y une mesure de Bisulfate de Sodium (No. K125) et recouvrez le tout avec de l'eau. Des bulles d'air se formeront et un gaz à l'odeur désagréable d'oeufs pourris commencera à se dégager. Ce gaz ne peut être obtenu par l'action du Bisulfate de Sodium ni sur le Soufre ni sur la Limaille de Fer, et, par conséquent, c'est une substance entièrement nouvelle qui vient d'être formée. Cette expérience nous donne un exemple typique de réaction chimique.

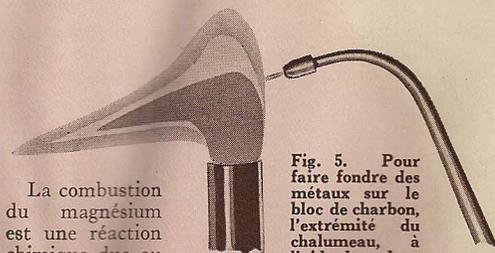


Fig. 5. Pour faire fondre des métaux sur le bloc de charbon, l'extrémité du chalumeau, à l'aide duquel on dirige la flamme, devra être située à l'extérieur de cette dernière.

La combustion du magnésium est une réaction chimique due au chauffage. Coupez un bout de Ruban de Magnésium (No. K116) de 2 à 3 cm. de long et tenez-en une extrémité dans la flamme à l'aide d'une Pince à Epreuve (No. K4). Le magnésium brûle en laissant des cendres blanches qui sont un corps chimique entièrement nouveau.

Changements Chimiques Provoqués par l'Eau.

Mélangez une mesure d'Acide Tartrique (No. K133) avec une mesure de bicarbonate de soude dans une éprouvette bien sèche. Aucune réaction chimique n'a lieu, mais il suffit d'ajouter quelques gouttes d'eau pour que le mélange se mette à bouillonner avec force en dégageant des bulles de gaz. Ce gaz est un corps entièrement nouveau.

De nombreux autres changements chimiques se produisent en solution. Faites dissoudre une mesure de Chlorure de Cobalt (No. K105) dans une éprouvette remplie au tiers d'eau et ajoutez-y une solution de carbonate de soude que vous obtiendrez en faisant dissoudre quelques cristaux dans une éprouvette ayant environ 2 cm. $\frac{1}{2}$ d'eau. Vous obtiendrez un corps solide d'un beau bleu clair.

Un solide ainsi formé est appelé "précipité" parce qu'il est "précipité" ou rejeté du liquide. ("précipiter" en chimie veut dire séparer, par un réactif, une matière solide du liquide dans lequel elle était en dissolution. Un "précipité" est donc un dépôt qui se forme et tombe au fond du liquide dans lequel s'opère une précipitation chimique).

Le solide obtenu dans cette expérience est du carbonate de cobalt, un échange chimique se produisant qui donne également du nitrate de sodium qui est soluble dans l'eau et reste en solution.

Une autre expérience intéressante d'échanges chimiques consiste à faire prendre à un métal la place d'un autre. Faites dissoudre deux mesures de Sulfate de Cuivre (No. K108) dans une éprouvette à moitié remplie d'eau. Versez la moitié de la solution dans une autre éprouvette, nettoyez la lame de votre canif avec du papier d'émeri et plongez-la dans l'éprouvette. L'acier se recouvre d'une couche de cuivre d'un brun rougeâtre. Le cuivre a été déplacé, une petite

quantité de fer ayant été dissoute à sa place.

Ajoutez au restant de la solution de Sulfate de Cuivre trois petits morceaux de Zinc Granulé (No. K134) et faites bouillir, en tenant l'éprouvette au moyen de la pince, son fond dans la flamme. On aura bien soin, en le faisant, de ne pas tourner l'orifice de l'éprouvette vers soi (Fig. 9) (précaution à prendre dans toutes les expériences où l'on fait chauffer un liquide dans une éprouvette). Le Zinc agit sur la solution chaude de Sulfate de Cuivre et une poudre d'un brun rougeâtre se forme au fond de l'éprouvette. Cette poudre est du cuivre déplacé par le zinc de la même façon qu'il le fut par le fer dans l'expérience précédente. La solution devient incolore et contient à présent du sulfate de zinc au lieu de Sulfate de Cuivre.

En procédant à de telles expériences, de nombreux alchimistes ont cru avoir découvert le moyen de transformer un métal en un autre et leur succès a doublé d'efforts pour accomplir la fameuse "pierre devait, d'après eux, transformer des métaux".

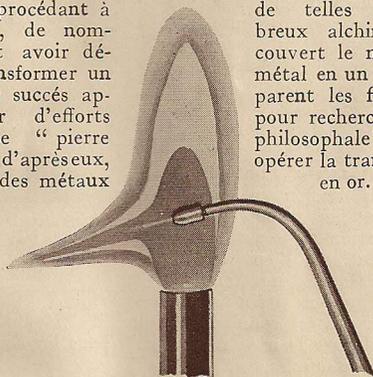


Fig. 6. On obtiendra une température plus élevée, nécessaire pour faire brûler du Zinc, en introduisant l'extrémité du chalumeau à l'intérieur de la flamme.

Chauffez du sucre dans une éprouvette bien sèche. Vous obtiendrez du charbon de bois, ou du carbone, et de la vapeur d'eau. Nous avons affaire ici à une réaction chimique, des substances entièrement nouvelles s'étant formées.

3. COMBUSTION ET RESPIRATION.

Dans une de nos expériences précédentes, nous avons montré que la combustion de magnésium était une réaction chimique. La combustion de tout combustible est également une réaction chimique, car on se trouve toujours en présence de la formation d'un corps chimique nouveau. De nombreuses expériences passionnantes nous révèlent les secrets de la combustion et de la respiration.

Fixez un bout de bougie à un bouchon, en ayant soin d'y visser quelques boulons Meccano par en-dessous pour le maintenir en équilibre. Faites flotter le tout dans une assiette creuse remplie d'eau, allumez la bougie et recouvrez-la avec un bocal renversé de manière à ce que l'orifice de ce dernier soit au-dessous du niveau de l'eau (Fig. 10). La flamme devient de plus en plus

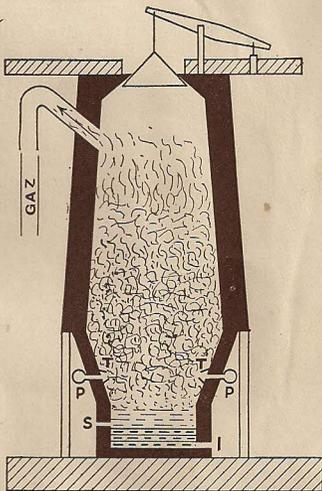


Fig. 7. Schéma d'un haut fourneau employé dans la métallurgie.

faible et finalement la bougie s'éteint. Le bocal s'étant refroidi, vous constaterez que le niveau de l'eau à l'intérieur de ce dernier dépasse celui du début de l'expérience. Ceci prouve qu'une partie de l'air a disparu, et pourtant il n'avait aucune possibilité de s'échapper du bocal.

Retirez à présent le bouchon et le bout de bougie, tout en maintenant le bocal dans l'eau. Fermez ensuite l'orifice du bocal avec une feuille de papier, sortez-le de l'eau et remettez-le dans sa position normale. Introduisez-y maintenant un rat de cave allumé : la flamme s'éteindra immédiatement (Fig. 11).

Cette expérience montre que l'air contient deux gaz, dont un se consume pendant que la bougie brûle. La proportion de gaz ainsi consumé est d'environ $1/5$, et les $4/5$ qui restent ne permettent pas à un corps de brûler. Le premier de ces gaz est connu sous le nom d' "oxygène" et le second sous le nom d' "azote." Tous les deux sont des corps simples.

Répétez la même expérience avec trois mesures de Soufre (No. K131) que vous placerez sur un petit plateau de fer-blanc posé sur le bouchon et que vous allumerez avec une allumette.

L'oxygène est un corps simple, formant la partie respirable de l'air. Il existe à l'état libre dans l'atmosphère, dont il constitue environ le cinquième en poids ; c'est l'élément le plus abondant du globe terrestre. Il existe aussi à l'état de combinaison dans l'eau, qui en contient les huit neuvièmes de son poids, dans beaucoup de minéraux, et dans la plupart des substances organiques végétales et animales.

L'oxygène ne fut découvert qu'en 1774, par Priestley, qui l'obtint en décomposant l'oxyde de mercure par la chaleur. Mais c'est le célèbre Lavoisier qui établit ses propriétés principales, montra qu'il existe dans l'air et dans l'eau et qui fit ressortir son rôle dans la respiration et la combustion.

L'azote est un gaz incolore, inodore, insipide, qui entre, pour les quatre cinquièmes environ, dans la composition de l'air atmosphérique. Il est un des principaux éléments nutritifs des plantes. Il n'entretient ni la respiration ni la combustion.

L'Oxydation est une Combustion Lente.

Procédons à présent à une expérience similaire avec un métal qui ne se consume pas, mais qui, exposé à l'air, est sujet à certains changements. Enveloppez quelques petits

boulons et écrous ou clous de fer dans un morceau de mousseline que vous suspendrez au sommet d'une baguette de verre à l'intérieur d'un bocal renversé dans de l'eau (Fig. 12). Dans un ou deux jours, en s'oxydant, les clous se couvriront de rouille et l'eau montera dans le bocal, un cinquième de gaz environ, contenu dans ce dernier, étant éliminé. Le gaz qui reste est de l'azote.

En brûlant ou en s'oxydant, les substances se combinent avec l'oxygène de l'air et forment des "oxydes." La rouille de fer est de l'oxyde de fer, et les cendres blanches qui se forment à la combustion du magnésium et du zinc, sont, respectivement, de l'oxyde de magnésium et de l'oxyde de zinc.



Fig. 8. Alchimiste dans son laboratoire cherchant à réaliser la transmutation des métaux en or.

Comment on Décèle des Gaz Invisibles.

Nos jeunes expérimentateurs ne manqueront pas de se demander, pourquoi le soufre et la bougie ne forment pas des oxydes eux aussi, quand ils brûlent à l'air. Or, la réponse est fort simple : ils forment des oxydes également, mais ces oxydes sont invisibles, car ce sont des gaz incolores. En faisant brûler du soufre, on obtient un oxyde invisible, mais dont la présence est accusée par l'odeur lourde et désagréable qui lui est propre. C'est du bioxyde de soufre.

Dans le cas de la bougie, c'est du gaz carbonique qui se forme pendant qu'elle brûle, vu que le carbone est un des principaux éléments qui entrent dans sa composition. Ce gaz est incolore et inodore, mais peut être facilement reconnu, comme le démontre l'expérience ci-dessous.

Faites dissoudre une mesure d'Oxyde de Calcium (No. K103) dans de l'eau remplissant une éprouvette à un tiers. Après avoir laissé le résidu de l'Oxyde de Calcium se déposer au fond de l'éprouvette, videz le liquide limpide qui s'est formé au-dessus et qui est connu sous le nom d'"eau de chaux." Faites brûler une bougie dans un bocal recouvert d'un morceau de carton. La bougie éteinte, versez de l'eau de chaux dans le bocal et secouez-le.

Le liquide devient trouble et blanc comme du lait, ce qui démontre la présence de gaz carbonique, gaz invisible.

Soufflez légèrement dans un tube de verre plongé dans de l'eau de chaux (Fig. 13). Le liquide devient trouble presque immédiatement.

Ceci prouve que dans le procès de la respiration l'air que nous expulsons contient du gaz carbonique.

Les mouvements respiratoires peuvent se faire sous l'influence de la volonté, mais



Fig. 9.
Cuivre
déplacé par
le Zinc dans
du Sulfate
de Cuivre.

le plus habituellement ils sont inconscients, d'origine réflexe. Le réflexe est provoqué par l'accumulation dans le sang de l'acide carbonique, qui agit sur les nerfs du poumon, lesquels transmettent l'excitation au centre respiratoire et de ce centre aux muscles inspirateurs. L'homme respire de quatorze à dix-huit fois par minute, un demi-litre environ chaque fois. L'air expulsé est plus riche en acide carbonique et en eau, moins riche en oxygène que l'air inspiré.

4. L'OXYGENE—ELEMENT INDISPENSABLE A LA VIE.

L'oxygène, ainsi que nous avons eu déjà l'occasion de le voir, est un gaz exceptionnellement important et il est intéressant de l'obtenir à l'état pur. Il n'est guère facile de l'extraire directement de l'air, mais on peut l'obtenir en chauffant certains produits chimiques qui le contiennent. C'est même ainsi que l'oxygène fut découvert par Joseph Priestley, qui l'obtint en décomposant l'oxyde de mercure par la chaleur. Or, nous pouvons également l'obtenir en nous servant dans ce but de salpêtre, connu en chimie sous le nom de Nitrate de Potassium, et l'expérience ci-dessous nous prouvera que ce dernier contient effectivement de l'oxygène.

Chauffez trois mesures de Nitrate de Potassium (No. K124) dans une petite éprouvette jusqu'à ce qu'il fonde et commence à bouillonner. Retirez l'éprouvette de la flamme et jetez-y une demi-mesure de Charbon de Bois (No. K104) en la tenant verticalement (Fig. 14). Le Charbon de Bois prend feu et brûle avec une flamme intense, tout en flottant à la surface du liquide. L'intensité de la flamme est due à l'oxygène pur qui se dégage du Nitrate de Potassium fondu et qui l'alimente.



Robert Boyle (1627-1691), "père de la chimie moderne."

pecher l'éprouvette d'éclater.

Une expérience similaire peut être exécutée avec une demi mesure de Soufre (No. K131) qui brûlera avec une flamme éblouissante.

Ecriture en Lettres de Feu.

Le Nitrate de Potassium peut être employé avec succès dans une expérience fort amusante : l'écriture en lettres de feu ! Faites dissoudre dans une éprouvette une mesure de Nitrate de Potassium (No. K124) dans quelques gouttes d'eau et écrivez avec la solution sur du papier fin. Marquez le commencement de l'inscription d'une croix au crayon et écrivez en

appuyant fortement sur la plume et en ayant soin de bien relier entre elles toutes les lettres. Laissez sécher et touchez ensuite la croix marquant le point de départ avec l'extrémité d'un fil de fer chauffé à rouge. Aussitôt, une étincelle se met à parcourir l'inscription :

l'oxygène du Nitrate de Potassium s'étant imprégné dans le papier, ce dernier brûle à l'endroit des lettres tracées.



Fig. 11. Expérience avec du gaz formé dans le bocal après l'extinction de la bougie.

L'oxygène est obtenu le plus facilement du Chlorate de Potassium. Broyez à l'aide d'un morceau de bois dur deux mesures de Chlorate de Potassium (No. K122) et chauffez-les dans une petite éprouvette. Le Chlorate de Potassium fond et des bulles d'oxygène s'en échappent. Une brindille de bois qui brûle sans flamme se met à flamber avec un éclat aveuglant si on l'introduit dans l'éprouvette.

Moyen Pratique d'Obtenir de l'Oxygène.

Chauffez dans une petite éprouvette trois mesures de Chlorate de Potassium (No. K122), additionnées d'une mesure de Bioxyde de Manganèse (No. K118). L'oxygène se dégagera bien plus rapidement qu'avec du Chlorate de Potassium pur.

Broyez le Chlorate de Potassium qui vous reste et mélangez-le avec un quart de la quantité de Bioxyde de Manganèse. Versez le mélange dans une éprouvette bien sèche, introduisez avec soin, en la tournant, une extrémité du Tube Doublement Coudé (No. K14) dans un des petits Bouchons Perforés (No. K19) et bouchez l'éprouvette à l'aide de ce dernier. Prenez ensuite un bocal, remplissez-le d'eau et recouvrez-le d'un morceau de papier. Ceci fait, renversez le bocal, en plaçant son orifice recouvert de la feuille de papier dans une petite cuvette contenant de l'eau à la hauteur d'environ 5 cm. Enlevez le papier. Tenez l'éprouvette dans une position horizontale au moyen de la Pince à Eprouvette et placez l'extrémité du Tube Coudé sous l'orifice du bocal (Fig. 15).

Le Support Universel (No. K26), contenu dans la Boîte Meccano-Kemex No. 3, et représenté sur la Fig. 16, peut servir avec succès à fixer la Pince à Eprouvette dans cette expérience, ainsi que dans bien d'autres décrites dans ce Manuel. Pour l'assembler, fixez la Tige 2 (No. K28) sur la cheville de la Base 1 (No. K27). Glissez la Tige d'Extension 4 (No. K30

dans la Tige principale et serrez la Vis à Oreilles B (No. K42) dans le Collier de Serrage 3 (No. K31), situé au sommet de la Tige principale, afin d'assurer la rigidité à l'ensemble. L'extrémité de la Pince à Epreuve 7 s'ajuste sur la tige filetée de l'Equerre Articulée 5 (No. K32), sur laquelle elle est tenue au

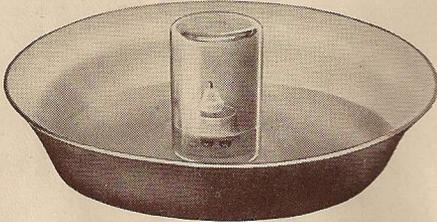


Fig. 10. Bout de chandelle brûlant dans un volume d'air restreint.

moyen d'une Rondelle (No. K34) et d'un Ecrou à Oreilles D (No. K33). L'Anneau 6 (No. K29) et l'Ecrou à Oreilles A complètent le Support Universel, mais ne sont pas employés dans cette expérience.

Desserrez l'Ecrou à Oreilles C situé à une des extrémités de l'Equerre Articulée 5, que vous tournerez ensuite à la position nécessaire. La Tige d'Extension peut être levée ou baissée suivant l'expérience.

Fixez l'Epreuve à la hauteur voulue, en levant ou baissant la Tige d'Extension et plongez l'extrémité libre du Tube Doublement Coudé sous la surface de l'eau dans la cuvette (Fig. 17).

Tapez légèrement sur l'éprouvette de façon à y répandre le mélange en une couche unie et chauffez-la en promenant la lampe à alcool sous elle. L'oxygène sera recueilli dans le bocal renversé, en formant des bulles de gaz dans l'eau. Il est recommandé de s'assurer l'assistance d'un ami pour lui faire tenir le bocal et l'empêcher ainsi de culbuter. Une fois que l'eau dans le bocal aura été remplacée par le gaz, sortez de l'eau le Tube Coudé, glissez une feuille de papier sous l'orifice du bocal et levez ce dernier en ayant soin de tenir le papier bien appliqué aux rebords du récipient. Pour empêcher le gaz de s'échapper en soulevant le papier, recouvrez ce dernier d'une soucoupe. C'est en procédant exactement de la même façon que vous remplirez d'oxygène encore deux autres bocaux.

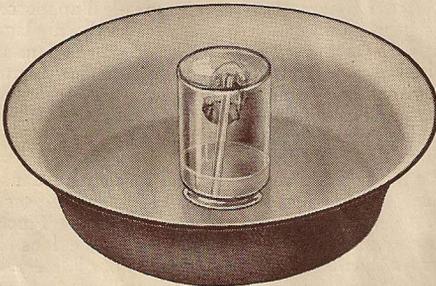


Fig. 12. L'oxydation est une combustion lente.

Versez de l'eau dans chaque bocal d'oxygène jusqu'à environ 12 mm. de hauteur et introduisez une bougie allumée, montée sur un fil de fer, dans le premier bocal (Fig. 18). La bougie brûlera avec une flamme particulièrement intense, grâce à la présence de l'oxygène dans le bocal.

Retirez la bougie, recouvrez l'orifice du bocal et agitez-le, afin de mettre l'eau en contact avec le gaz qui y reste. Ce bocal vous servira pour d'autres expériences.

Répétez à présent la même expérience avec une mesure de Soufre (No. K131) versée dans une petite cuiller fabriquée à l'aide d'une pièce de fer-blanc suspendue à un gros morceau de fil de fer. Le Soufre brûle avec une belle flamme bleue éblouissante.

Agitez le bocal comme dans l'expérience précédente, afin de faire dissoudre le gaz dégagé dans l'eau et conservez la solution pour d'autres expériences.

Allumez une des extrémités d'un morceau de Ruban de Magnésium (No. K116) d'environ 40 mm. de longueur, tenu entre les pinces à éprouvette, et plongez-le dans le troisième bocal d'oxygène. La flamme devient éblouissante et des cendres blanches se forment.

5. REACTIFS CHIMIQUES.

On appelle "réactif chimique" toute substance qu'on emploie en chimie pour reconnaître la nature des corps, en opérant sur eux des compositions et des décompositions.

Les réactifs permettent de déterminer la nature des corps avec lesquels on les met en contact. Certains, comme l'acide azotique, l'acide sulfurique, l'ammoniaque, la soude, les dissolvants (éther, alcool), etc., sont d'un usage courant ; on les groupe ensemble dans des boîtes spéciales, appelées "boîtes à réactifs," de façon à les avoir constamment sous la main.

Le tournesol, dont nous allons nous servir dans les expériences ci-dessous, est une matière colorante, extraite de l'orseille ou du croton et préparée d'une manière spéciale. Les alcalis la font virer au bleu, et les acides au rouge.

Faites dissoudre une mesure de teinture de Tournesol en poudre (No. K114) dans une éprouvette remplie à moitié d'eau et chauffez le liquide jusqu'à ce qu'il commence à bouillir. Laissez-le refroidir ensuite.



Fig. 13. La respiration est le même phénomène chimique que la combustion.

Pliez un Papier-Filtre (No. K7) en deux, de façon à ce que le pli passe par son centre et repliez-le ensuite afin d'obtenir des secteurs. Dépliez ensuite le papier qui prendra la forme d'un cône (Fig. 19). Introduisez-le dans l'entonnoir (No. K6) et mouillez un peu le papier afin qu'il se colle bien contre les parois de l'entonnoir. Ceci fait, introduisez l'extrémité de



Fig. 14. Introduisez du Charbon de Bois dans une éprouvette contenant du Nitrate de Potassium fondu. Le Charbon de Bois prend feu.

ce dernier dans une éprouvette bien propre et sèche supportée par un Support d'Éprouvettes (No. K3). Versez ensuite dans l'entonnoir le liquide (Fig. 20). Le Tournesol non dissous reste dans le papier-filtre et une solution d'un beau bleu clair passe à travers.

Versez quelques gouttes de la solution de Tournesol dans les bocal dans lesquels la bougie et le soufre ont été brûlés dans l'oxygène dans une de nos expériences précédentes. Dans le premier de ces bocal la solution de Tournesol deviendra rouge terne, et dans le second - rose. Les oxydes de soufre et de carbone sont connus respectivement sous le nom d'anhydride sulfureux et d'oxyde de carbone, et le changement survenu dans la solution de Tournesol, passant du bleu au rouge ou rose, décèle leur présence.

Le papier Tournesol convient bien mieux pour certaines expériences que la solution de Tournesol. On prépare le papier Tournesol en plongeant dans la solution des bandes de papier—buvard fin d'environ 5 cm. de long et 5 mm. de large, et en les laissant sécher ensuite.

Il existe certaines substances qui ont la propriété de provoquer un changement contraire. La solution rouge de Tournesol obtenue par l'addition de quelques gouttes d'acide à la solution bleue, préparée dans une de nos expériences précédentes, redevient bleue sous leur action. Ces substances sont appelées des "alcalis." (Les alcalis sont les oxydes des métaux alcalins (potassium, sodium, etc.) ; ils ont pour caractères distinctifs de verdier le sirop de violette et de ramener au bleu les couleurs végétales rouges par un acide).

Pour préparer du papier Tournesol rouge nécessaire dans les expériences avec les alcalis, on plongera du

papier Tournesol bleu dans une solution qu'on obtient en versant quelques gouttes de vinaigre ou d'acide chlorhydrique, procuré chez le pharmacien, dans une éprouvette remplie d'eau.

Essayez à l'aide de papier Tournesol bleu ou rouge, suivant l'expérience, les solutions de certaines substances telles que le carbonate de soude, le bicarbonate de soude, l'ammoniaque, le Bisulfate de Sodium (No. K125), le Bisulfite de Sodium (No. K126), l'Oxyde de Calcium (No. K103) et d'autres produits chimiques contenus dans la Boîte.

Vous pouvez procéder aux mêmes essais en employant des jus que vous obtiendrez en écrasant des baies de sureau, ou bien encore en faisant bouillir avec de l'eau des rognures de chou rouge. Essayez des substances que vous savez être des acides ou des alcalis.

Outre le Tournesol, trois autres produits chimiques, contenus dans les Boîtes Meccano-Kemex, peuvent être employés comme réactifs. Un de ces réactifs est le Rouge Congo (No. K106) qui subit des changements contraires à ceux du Tournesol. Préparez une solution en faisant dissoudre une mesure de Rouge Congo dans une éprouvette remplie d'eau. Vous obtiendrez des papiers réactifs en procédant exactement de la même façon qu'avec le Tournesol. Plongées dans un acide, ces bandes de papier réactif tourneront au bleu et redeviendront rouges sous l'action d'alcalis.

La Phénolphthaléine (No. K121) est un produit chimique très complexe qui est contenu dans la Boîte en solution dans un mélange d'alcool et d'eau. La solution est incolore, mais devient d'un rose vif en présence de substances alcalines.

Le troisième réactif enfin est le Bois de Campêche (No. K115). Faites bouillir pendant environ cinq minutes deux mesures de Bois de Campêche dans une éprouvette à moitié remplie d'eau, et filtrez le tout ensuite afin d'obtenir une solution bien limpide. Cette dernière vire au jaune sous l'action des acides et au bleu sous celle des alcalis.

L'Eau Transformée en "Vin."

Faites dissoudre quelques cristaux de carbonate de

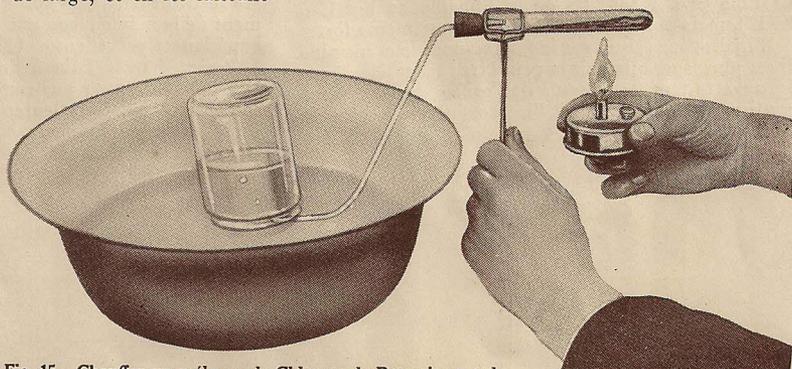


Fig. 15. Chauffez un mélange de Chlorate de Potassium et de Bioxyde de Manganèse et recueillez l'oxygène dans un bocal.

soude dans un verre d'eau et ajoutez quelques gouttes de solution de Phénolphthaléine (No. K121). Le liquide devient rouge à cause de la présence de l'alcali. Une feuille de papier Tournesol rouge, plongée dans le liquide, vire au bleu pour la même raison.

Versez une goutte de solution de Phénolphtaléine au fond d'un verre. Préparez l'"eau" pour ce tour en faisant dissoudre du carbonate de soude ou tout autre alcali dans une éprouvette pleine d'eau. Versez le liquide dans le verre : il y devient immédiatement rose. Inversement, vous pouvez transformer du "vin" en "eau." Le "vin" pour cette expérience est simplement de l'eau qui contient quelques gouttes de solution de Phénolphtaléine et une petite quantité de carbonate de soude suffisantes pour colorer le liquide en rose. Remuez le liquide avec une baguette de verre que vous aurez eu soin de plonger préalablement dans du vinaigre, ou toute autre solution acide, et il redeviendra limpide et incolore. La présence de l'acide sur la baguette n'est pas apparente et, pour renforcer le caractère "magique" de cette expérience, vous pouvez, avant de l'exécuter vous-même, proposer à une personne de l'assistance de remuer le liquide avec une baguette de verre similaire, mais complètement sèche.

6. L'HYDROGENE— LE PLUS LEGER DES GAZ.

Faites dissoudre deux mesures de Bisulfate de Sodium (No. K125) dans une éprouvette contenant de l'eau jusqu'à 25 mm. de hauteur et plongez-y ensuite une bande du Ruban de Magnésium (No. K116) de 12 mm. de longueur. La réaction est extrêmement violente et le gaz qui se dégage brûle avec une belle flamme bleue aussitôt que l'on approche l'orifice de l'éprouvette de la flamme de la Lampe à Alcool. On obtient exactement les mêmes résultats en employant dans l'expérience au lieu du Magnésium du Zinc Granulé (No. K134) ou de la Limaille de Fer (No. K112), mais dans ces cas la réaction est moins forte.

L'hydrogène est un gaz incolore, inodore et insipide. Il est plus léger que l'air et peut être recueilli dans une éprouvette tenue au-dessus de l'orifice du tube qui le contient. Recueilli ainsi, l'hydrogène est habituelle-

ment mélangé avec une certaine proportion d'air, et une explosion forte, mais absolument inoffensive se produira, si vous en approchez la flamme d'une allumette.

L'hydrogène est un corps simple et gazeux qui entre dans la composition de l'eau. Il forme de l'eau en se combinant avec de l'oxygène. Anciennement connu, ce gaz n'a été bien étudié que depuis Cavendish (1781). L'hydrogène est très répandu dans la nature ; il existe à l'état gazeux dans les fumerolles qui se dégagent des volcans. Il entre dans la composition de l'eau et de toutes les substances organiques animales ou végétales, ainsi que dans une foule de substances inorganiques, en particulier dans les acides. L'hydrogène est le plus léger de tous les gaz ; il est un excellent conducteur de la chaleur et de l'électricité. Un fil de platine amené à l'incandescence dans l'air au moyen d'un courant électrique, cesse d'être porté au

rouge quand on le plonge dans une éprouvette d'hydrogène.

Préparation d'Hydrogène au Moyen d'un Générateur de Gaz.

Jetez la moitié du Zinc contenu dans la Boîte dans le Ballon (No. K10) (vase de verre de forme sphérique, muni d'un col) et bouché ce dernier avec le grand Bouchon (No. K17), dans lequel vous aurez passé le Tube à Entonnoir (No. K11) et le petit Tube Coudé à Angle Droit (No. K12). (L'extrémité inférieure du Tube à Entonnoir doit descendre presque jusqu'au fond du Ballon). Cette installation constitue ce qu'on appelle un "générateur de gaz" et l'hydrogène est recueilli dans une éprouvette ou un bocal exactement de la même façon que l'oxygène dans une de nos expériences précédentes. (Fig. 22).

Versez dans le Tube à Entonnoir de l'eau en quantité suffisante pour que son extrémité inférieure reste immergée. Ajoutez lentement de l'acide sulfurique dilué jusqu'au moment où vous remarquerez une certaine effervescence dans le liquide (on appelle "effervescence" en chimie l'ébullition qui se produit par le dégagement d'un gaz à travers un liquide). L'hydrogène qui se dégage passe dans le Tube Coudé et monte ensuite en bulles à travers l'eau

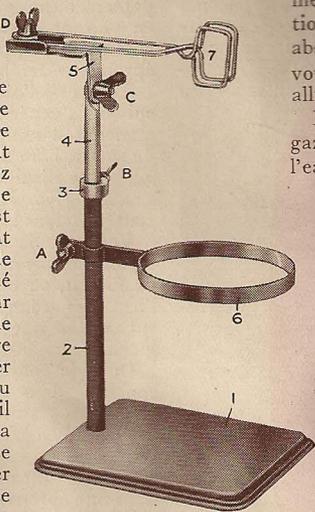


Fig. 16. Le Support Universel.

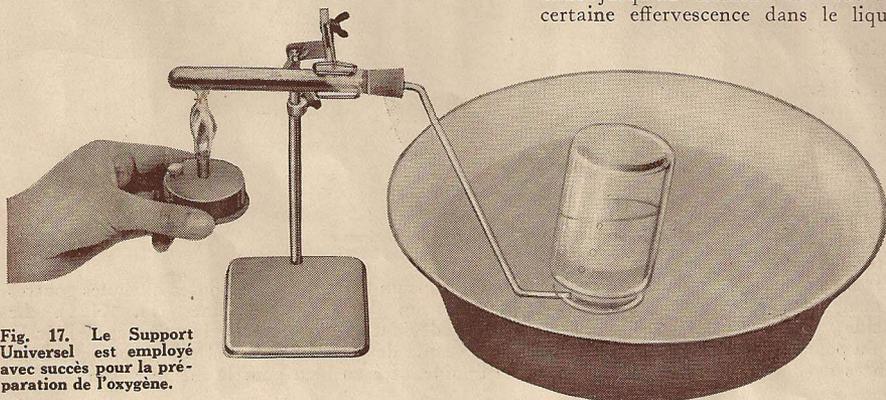


Fig. 17. Le Support Universel est employé avec succès pour la préparation de l'oxygène.

du grand récipient dans le bocal ou les éprouvettes que vous présenterez successivement à l'extrémité du Tube Coudé. Dès qu'une des éprouvettes est remplie de gaz, bouchez-en l'orifice avec le pouce et vérifiez-en le contenu en approchant son orifice de la flamme de la Lampe à Alcool. (On prendra soin dans cette expérience de placer la Lampe à Alcool aussi loin que possible du générateur de gaz). Le gaz recueilli dans la première éprouvette se trouve généralement mélangé à un peu d'air, et il se produira une explosion assez forte, mais absolument inoffensive. Le gaz pur recueilli dans les autres éprouvettes brûlera avec une flamme bleue qui montera dans l'éprouvette.

Versez encore un peu d'acide dans le Tube à Entonnoir et remplissez d'hydrogène deux éprouvettes. Tenez-les l'une à côté de l'autre avec leurs orifices ouverts, mais tournés l'un en bas, l'autre en haut, et comptez lentement jusqu'à 10. Approchez ensuite les deux éprouvettes d'une flamme : celle qui aura été tenue son orifice en l'air ne contient plus d'hydrogène ; l'autre, par contre, en contient encore et sa présence est aussitôt accusée par une explosion.

Gaz Inflammable Extrait de l'Eau.

Nos lecteurs seront sûrement surpris d'apprendre que l'hydrogène peut être obtenu par le passage d'un courant électrique à travers l'eau.

Pour procéder à l'expérience, installez vos appareils comme indiqué sur la Fig. 23. Versez de l'eau dans la petite cuvette située sous le Support d'Éprouvettes et ajoutez-y un peu de Bisulfate de Sodium (No. K125). Remplissez d'eau les deux éprouvettes. Bouchez-les du doigt, renversez-les et introduisez-les dans la cuvette, en veillant à ce que leurs orifices restent sous la surface de l'eau.

Ceci fait, retournez le Support d'Éprouvettes de façon à ce que les extrémités des Éprouvettes passent à travers ses trous et faites-le reposer à la hauteur voulue sur deux objets quelconques. Dans le cas où vous ne posséderiez pas de Support d'Éprouvettes, recouvrez ces dernières d'une feuille de carton ou d'une mince planchette de bois, percée à deux endroits, en faisant passer les Éprouvettes à travers les trous de cette feuille de carton ou de cette planchette.

Un Accumulateur Meccano ou une pile sèche peuvent très bien servir de source de courant, des fils de cuivre isolés étant reliés aux bornes positive et négative. Reliez un gros fil de cuivre au pôle négatif, connectez le Fil d'Acier Chrome-Nickel, contenu dans la Boîte (No. K39), au pôle positif, et introduisez-les ensuite dans les éprouvettes, comme représenté sur la Fig 23. Ils y forment des "électrodes,"—nom donné aux fils conduisant le courant dans une solution.

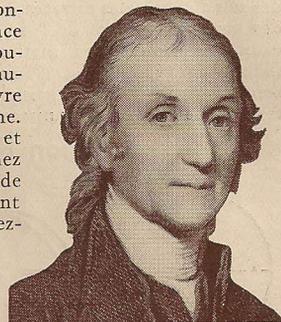
Etablissez le courant et vous verrez immédiatement des bulles de gaz se former dans les deux éprouvettes. Il est à remarquer qu'il y aura environ deux fois plus de gaz autour de l'électrode positif qu'autour de

l'électrode négatif. Continuez l'expérience jusqu'à ce que l'éprouvette se trouvant au-dessus du fil de cuivre soit presque pleine. Coupez le courant et enlevez les fils. Bouchez du doigt l'orifice de l'éprouvette contenant le plus de gaz, et retirez-la de la cuvette. Approchez son orifice de la flamme de la Lampe à Alcool et ôtez votre doigt. Le gaz prend feu et brûle avec une flamme bleue. Ce gaz n'est autre chose que de l'hydrogène.

Retirez de l'eau la seconde éprouvette, en vous y prenant exactement de la même façon que dans l'expérience précédente. Introduisez-y une brindille de bois qui brûle sans flamme, et elle se mettra à flamber immédiatement. Le gaz dans la deuxième éprouvette n'est autre chose que de l'oxygène.

Ces deux expériences nous montrent que les gaz qu'on obtient en faisant passer un courant électrique par la solution de la cuvette, sont de l'hydrogène et de l'oxygène. On les obtient de l'eau, du Bisulfate de Sodium y étant ajouté afin de permettre au courant de passer par la solution, l'eau étant mauvais conducteur d'électricité.

Ces expériences nous prouvent que l'eau contient de l'hydrogène et de l'oxygène et ceci dans la proportion de volumes de 2 : 1.



Joseph Priestley (1733-1804).



Fig. 18. Une bougie brûle avec une flamme particulièrement intense dans de l'oxygène.

7. L'EAU—GRAND DISSOLVANT DE LA NATURE.

L'eau est un corps chimique fort répandu dans la nature. On la rencontre sous forme de pluies, de sources, de fleuves, d'océans, etc. Elle n'existe presque pas à l'état pur, car elle est un dissolvant puissant pour la plupart des substances.

L'eau pure est, à la température ordinaire, un liquide transparent, inodore, sans saveur, incolore en petite quantité et bleu sous grande épaisseur.

À la surface du globe, les océans, les fleuves, les rivières sont continuellement en voie d'évaporation ; les nuages formés, entraînés par les vents, se résolvent en pluie ou en neige qui, tombant sur le sol, ruissellent en partie et s'accumulent aux points bas (lacs, étangs, rivières) ; le reste s'infiltre plus ou moins selon la nature des terrains, formant, au contact des couches imperméables (argiles), des nappes souterraines dont les points d'émergence constituent les sources. Toutes ces eaux retournent à la mer par les fleuves. Etant donné le pouvoir dissolvant des eaux, celles-ci, au contact des terrains qu'elles traversent d'une part, au contact de l'air d'autre part, se chargent de certains matériaux, parmi lesquels on trouve la chaux carbonatée (eau calcaire) ou sulfatée (eau séléniteuse),

des sels alcalins, des nitrates, etc., en même temps que des gaz (composants de l'air); enfin, dans certaines eaux, on trouve des matières organiques inertes (débris de végétaux et d'animaux) et d'autres qui sont vivantes (algues, champignons, etc.), en même temps que des microorganismes ou bactéries.

Distillation de l'Eau.

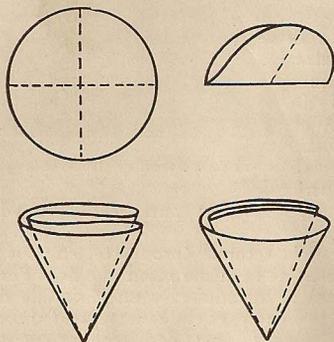


Fig. 19. Façon de plier le papier-filtre pour lui faire prendre la forme de l'entonnoir.

par le refroidissement, et en recueillir les principes volatils).

Introduisez l'extrémité du grand Tube Coudé à Angle Droit dans un petit bouchon perforé, au moyen duquel vous boucherez l'éprouvette. Fixez l'éprouvette dans le Support Universel de façon à ce que l'extrémité opposée du Tube entre dans une seconde éprouvette bien propre et sèche, placée dans une cuvette ou un Ballon rempli d'eau (Fig. 24). Dans le cas où vous ne posséderiez pas de Support Universel, la Pince à Eprouvette avec l'éprouvette contenant l'eau pourra être tenue dans la main pendant que la distillation aura lieu. Versez dans la première éprouvette de l'eau jusqu'à la hauteur d'environ 25 mm. et ajoutez-y quelques cristaux de sel de cuisine. Faites bouillir le liquide. La vapeur passe dans l'éprouvette sèche, où elle se refroidit et se condense. L'eau distillée, recueillie de cette façon, n'est nullement salée au goût.

Un autre moyen de distiller l'eau est représenté sur la Fig. 25, et permet d'obtenir de l'eau distillée en bien plus grande quantité. On bouche un des trous du Bouchon à double perforation avec un tube de verre, dont une des extrémités a été préalablement chauffée jusqu'à ce que le verre fonde et bouche ainsi l'orifice du tube.

L'eau destinée à l'alimentation des villes est purifiée au moyen de filtres. Elle se filtre sur son parcours en passant par des galeries filtrantes, et achève de se purifier dans le réservoir d'où elle est distribuée.

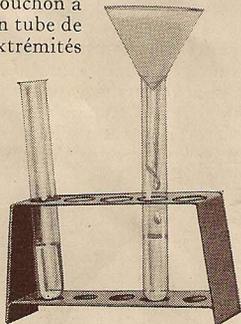


Fig. 20. Séparation d'un solide et d'un liquide au moyen du filtrage.

Propriétés Curieuses de l'Eau.

L'eau est un mauvais conducteur de chaleur, et l'expérience ci-dessous en fournit la preuve.

Enroulez un fil métallique autour d'un petit morceau de glace afin de le rendre plus lourd et faites-le descendre au fond d'une éprouvette à moitié remplie d'eau. Tenez la partie supérieure de l'éprouvette au-dessus de la flamme d'une lampe à alcool. Vous remarquerez que l'eau se mettra en ébullition avant que la glace ne commence à fondre, ce qui prouve que la chaleur communiquée par la flamme n'a pas été transmise par l'eau au fond de l'éprouvette où se trouve le morceau de glace (Fig. 26).

Si un récipient contenant de l'eau est placé au-dessus d'une flamme, l'eau chauffée monte dans le récipient en formant ce qu'on appelle un courant convexe (Fig. 27).

La convection est un phénomène qui se produit lorsqu'un corps chaud est plongé dans un corps fluide, liquide ou gazeux, déterminant de véritables courants (courants de convection) dans le fluide, par suite de l'échauffement au contact du corps chaud. Les courants de convection entraînent rapidement avec eux la chaleur du fond d'un récipient contenant un liquide. Pliez une feuille de papier glacé, comme indiqué sur la Fig. 28. Versez de l'eau dans le récipient ainsi obtenu et suspendez-le au-dessus de la flamme. L'eau devient chaude et peut même bouillir avant que le papier ne prenne feu.

Rôle de l'Eau dans la Chimie.

L'eau a la propriété de dissoudre beaucoup de substances et de favoriser de nombreuses réactions chimiques et joue, par conséquent, un rôle de toute première importance dans la chimie.

Ajoutez une mesure de sel de cuisine au contenu d'une éprouvette remplie d'eau jusqu'à une hauteur de 25 mm. Bouchez l'orifice de l'éprouvette avec le pouce et agitez-la afin de bien mélanger le sel avec l'eau. Vous vous apercevrez que le sel aura disparu. Toutefois, il se trouve toujours dans le liquide, dont le goût salé le démontre. Le sel a été dissous dans l'eau. Répétez la même expérience avec du Nitrate de Strontium (No. K130), du Sulfate d'Ammoniaque Ferreux (No. K110) et du Sulfate de Magnésium (No. K117).

Ajoutez une deuxième mesure de sel à la solution préparée dans la première expérience et agitez l'éprouvette comme précédemment. Si vous voyez que cette quantité de sel supplémentaire se dissout également—ajoutez encore un peu de sel à la solution. Un moment viendra où l'eau contenue dans l'éprouvette ne dissoudra plus le sel, et l'on dit alors que la solution est saturée. Vous pouvez obtenir les mêmes résultats avec toutes les substances qui se dissolvent dans l'eau.

Une solution est dite "saturée" quand, à la température à laquelle elle se trouve, elle renferme la plus grande quantité possible de la substance à dissoudre. En général, la solubilité d'un solide dans un liquide,

c'est-à-dire la quantité de substance dissoute dans 100 parties du liquide, diminue quand la température s'abaisse. Lorsqu'on a une solution saturée d'un solide dans un liquide à une température déterminée, si on la refroidit, une portion du corps dissous va, en

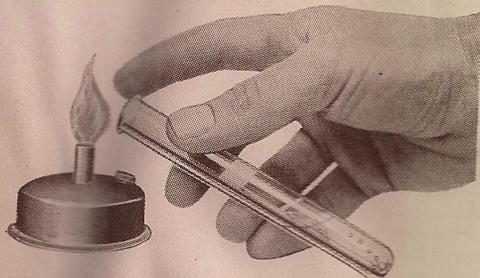


Fig. 21. L'hydrogène brûle avec une belle flamme bleue aussitôt que l'on approche l'orifice de l'éprouvette d'une flamme.

général, se solidifier ; cependant, dans certains cas, il arrive que cette solidification ne s'effectue pas : on dit alors que la solution est "sursaturée." La quantité des diverses substances solubles nécessaire pour amener une certaine quantité d'eau à son point de saturation varie selon la nature de chacune de ces substances.

Jetez une mesure de Bioxyde de Manganèse (No. K118) dans une éprouvette à moitié remplie d'eau et agitez-la. Filtrez le liquide et laissez-le ensuite s'évaporer complètement (Fig. 29). Aucun résidu ne restera au fond du récipient, ce qui indique que le Bioxyde de Manganèse est insoluble dans l'eau.

Répétez la même expérience avec de l'Oxyde de Calcium (No. K103). Vous constaterez qu'après évaporation une petite quantité de résidu blanc reste au fond du récipient, ce qui prouve que l'Oxyde de Calcium est légèrement soluble dans l'eau.

Séparation du Sucre et du Sable.

Mélangez quatre mesures de sucre avec une quantité égale de sable. Remplissez à moitié d'eau une éprouvette, ajoutez-y le mélange et agitez bien le tout. Filtrez ensuite le liquide. Le sable non dissous reste sur le papier-filtre. Versez-y un peu d'eau, afin d'en éloigner le sucre, et mettez-le ensuite dans un endroit chaud afin de la faire sécher. Laissez le liquide filtré dans un lieu chaud pour recueillir le sucre par évaporation. Cette expérience nous montre comment une substance insoluble peut être séparée d'une substance soluble.

Répétez la même expérience avec le résidu contenu dans l'éprouvette employée pour la préparation d'oxygène. Du Bioxyde de Manganèse inchangé reste sur le papier-filtre. En s'évaporant, la solution donne une poudre blanche, qui est connue en chimie sous le nom de chlorure de potassium.

La plupart des substances se dissolvent mieux dans de l'eau chaude que dans de l'eau froide. Ajoutez une mesure de sel de cuisine à la solution

saturée que nous avons déjà, et chauffez le liquide jusqu'au point d'ébullition. Il y aura un peu plus de sel qui se dissoudra.

Faites la même expérience avec du Nitrate de Potassium (No. K124). La mesure complémentaire se dissoudra rapidement aussitôt que la température montera, et d'autres mesures de Nitrate de Potassium, ajoutées au liquide chaud, se dissoudront immédiatement également. Un volume donné d'eau dissoudra vingt fois plus de Nitrate de Potassium à son point d'ébullition qu'à son point de congélation.

Les Secrets de la Cristallisation.

Faites refroidir la solution du Nitrate de Potassium et vous verrez que la quantité complémentaire de Nitrate que vous aurez fait dissoudre s'en séparera. Versez le liquide dans un autre récipient et répandez le résidu solide en une couche fine sur une feuille de papier-buvard qui absorbera les dernières gouttes de liquide. Examinez le résidu quand il sera sec. Il consiste en petites particules en forme d'aiguilles à surfaces plates et ayant une forme géométrique régulière. Ces particules sont des cristaux de Nitrate de Potassium. Quand une substance se sépare ainsi de l'eau dans laquelle elle était en solution, ceci a lieu habituellement sous forme de cristaux. Ces derniers varient quant à leur forme—chaque substance possédant sa formation cristalline spéciale qui lui est propre—et quant à leurs dimensions. Pour obtenir des cristaux de grandes dimensions, il est recommandé de laisser refroidir la solution lentement.

Préparez des cristaux de Sulfate de Cuivre (No. K108), de l'Acide Tartrique (No. K133), de l'Alun de Fer (No. K111), de Sulfate de Magnésium (No. K117), de Nitrate de Plomb (No. K113) et d'autres substances solubles contenues dans la Boîte. Après les avoir fait sécher sur une feuille de papier-buvard bien propre, comparez leurs formes, en vous servant pour cela, si possible, d'une loupe.

Croissance des Cristaux.

Préparez une solution saturée de Sulfate de Cuivre (No. K108) en quantité suffisante pour pouvoir



Fig. 22. L'hydrogène se dégage sous l'action de l'acide sulfurique dilué sur le Zinc et est recueilli dans un bocal. Le gaz remplace l'eau dans le récipient renversé.

remplir un coquetier ou tout autre récipient semblable. Posez ensuite un morceau de bois sur les rebords du récipient, attachez-y un fil fin et suspendez à ce dernier un cristal bien fait de Sulfate de Cuivre obtenu dans une des expériences précédentes, de façon à ce

qu'il soit plongé dans la solution. Placez le récipient dans un endroit frais et examinez les cristaux de temps à autre. A mesure que la solution s'évapore, le cristal devient de plus en plus grand, mais conserve toujours la même forme, la substance complémentaire se déposant en couches régulières sur les surfaces de son extrémité inférieure.

Faites dissoudre le maximum de sucre possible dans une éprouvette presque à moitié remplie d'eau chaude. Placez-la ensuite dans une position verticale, attachez une ficelle ou un gros fil à un petit morceau de bois et posez ce dernier sur les rebords de l'orifice de l'éprouvette de façon à ce que la ficelle soit plongée dans la solution. Laissez refroidir lentement cette dernière. Le sucre commence à se cristalliser sur la ficelle et, peu à peu, les petits cristaux deviendront de plus en plus grands, en formant ainsi ce qu'on appelle du sucre candi.

Beaucoup de cristaux contiennent de l'eau, comme, par ex., ceux du carbonate de soude. Chauffez des cristaux de carbonate de soude dans une éprouvette bien sèche. La substance solide se liquéfie et on voit la vapeur s'échapper de l'éprouvette. L'eau provient des cristaux.

Faites sécher des cristaux de sel en les pressant entre deux feuilles de papier-buvard, conservées dans un endroit chaud. Chauffez les cristaux secs dans une éprouvette bien sèche. Aucune vapeur ne s'échappera, car ces cristaux ne contiennent pas d'eau.

Des changements de coloration fort intéressants ont lieu quand les cristaux perdent l'eau de cristallisation. Chauffez un petit cristal de Sulfate de Cuivre dans une éprouvette sèche. L'eau de cristallisation disparaît et la couleur bleue du cristal devient blanche. Laissez refroidir le résidu blanc et ajoutez-y ensuite une goutte d'eau. Le résidu blanc imbibé immédiatement le liquide et tourne au bleu. Les cristaux de Chlorure de Cobalt (No. K105) changent de couleur et tournent du rouge au bleu après avoir été chauffés. Il suffit d'ajouter de l'eau après le refroidissement pour que la couleur rouge revienne.

Encre Sympathique.

On appelle "encre sympathique" un liquide dont la trace est incolore sur le papier, mais devient visible lorsqu'on la soumet à l'action de la chaleur ou à certaines influences chimiques.

Faites dissoudre deux mesures de Chlorure de Cobalt dans une quantité d'eau suffisante pour qu'elles s'y trouvent immergées au fond de l'éprouvette. La solution est légèrement teintée de rose. Trempez la plume dans ce liquide et écrivez à la

manière ordinaire sur le papier. Laissez sécher à l'air. La feuille de papier étant ensuite faiblement chauffée, on voit apparaître les caractères avec une teinte d'un beau bleu d'azur. Laissez refroidir le papier et vous verrez que la couleur commence à déteindre petit à petit. Vous pourrez faire disparaître la couleur plus rapidement en soufflant dessus.

Le changement de l'eau résultant du chauffage est dû à la disparition de l'eau de cristallisation, et les caractères tracés avec de l'encre sympathique disparaissent, car l'eau est absorbée par l'atmosphère.

Le changement de coloration du Chlorure de Cobalt permet de l'utiliser avec succès pour la construction d'un baromètre.

Trempez un carré de mousseline dans une solution de Chlorure de Cobalt qu'on préparera en ajoutant une mesure de cristaux dans une éprouvette remplie jusqu'à un tiers d'eau. Faites sécher la mousseline, fixez-la sur un morceau de carton et suspendez ce dernier dans quelque endroit. Si l'atmosphère environnante contient beaucoup d'humidité ou bien si la pluie menace de tomber, la mousseline est rose, mais elle devient bleue s'il fait un beau temps d'été, sec et ensoleillé.

Fig. 23. Le passage d'un courant électrique à travers l'eau la décompose en hydrogène et oxygène.



Ecriture à l'Eau.

Mélangez ensemble une mesure d'Acide Tannique (No. K132) et une mesure d'Alun de Fer (No. K111), broyé préalablement en poudre. Versez le mélange sur une feuille de papier à écrire et frottez-le énergiquement avec un morceau

d'ouate ou de papier bien secs, afin de le faire rentrer dans le papier. Secouez la poudre qui n'a pas été absorbée, et écrivez ou dessinez sur le papier avec une plume plongée dans de l'eau. Vous serez fort surpris du résultat, car l'eau agit dans ce cas comme de l'encre noire, et vous obtiendrez sur le papier des caractères bien formés et facilement lisibles.

La substance noire n'est autre chose qu'un précipité de tanin de fer, formé par l'Acide Tannique et l'Alun de Fer en solution.

Cette réaction chimique permet de se servir d'Acide Tannique comme d'encre sympathique. Ecrivez sur du papier blanc avec une solution que vous obtiendrez en ajoutant une mesure d'Acide Tannique au contenu d'une éprouvette à moitié remplie d'eau. Faites sécher. Trempez une bande de papier-buvard bien propre dans une solution d'Alun de Fer et pressez-la ensuite contre la feuille de papier. Les caractères, invisibles jusqu'à présent, deviennent immédiatement lisibles. Des expériences semblables peuvent être exécutées avec de l'Alun de Fer et du Ferrocyanure de Sodium (No. K128). On obtiendra alors des caractères bleus.

Fig. 24. Distillation de l'eau.



Analyse de l'Eau par Evaporation.

Une eau potable doit être incolore, limpide, fraîche, inodore, agréable au goût, imputrescible ; elle doit cuire les légumes sans les durcir, et dissoudre le savon sans faire de grumeaux ; de plus, elle doit contenir le moins possible de microbes, et parmi ceux-ci il ne doit y avoir aucune espèce pathogène ni aucun embryon d'organisme. Sous le nom d'"eaux minérales" on désigne des eaux qui, contenant même à l'état de traces, des principes minéraux, ont une action spéciale sur l'organisme ; on les utilise en boisson, bains, douches.

Les principales substances qui sont ordinairement dissoutes dans l'eau sont du sel et des composés de métaux (calcium, magnésium et fer).

Pour voir si une quantité d'eau donnée contient quelque solide en solution, remplissez d'eau une Capsule d'Evaporation et laissez le liquide s'évaporer complètement (Fig. 29). En procédant ainsi avec plusieurs échantillons d'eau provenant de sources différentes vous serez à même de les comparer et de tirer des conclusions fort intéressantes.

Clarification de l'Eau Trouble.

L'eau peut contenir parfois des solides insolubles sous forme de poudres, qui lui donnent une apparence trouble. On dit alors que ces solides se trouvent "en suspension" dans l'eau. (On appelle "suspension" en chimie l'état d'un corps très divisé, qui se mêle à la masse d'un fluide sans être dissous par lui.)

Préparez un échantillon d'eau trouble en jetant un peu d'argile broyé dans une éprouvette remplie d'eau. Versez ensuite la moitié de son contenu dans une autre éprouvette et ajoutez-y une demi-mesure de Sulfate d'Aluminium (No. K100) et une demi mesure de carbonate de soude. Vous aurez ainsi deux éprouvettes d'eau, dont l'une contient

de l'eau avec de l'argile, et l'autre de l'eau avec de l'argile également, mais traitée d'une façon spéciale. Agitez les deux éprouvettes et placez-les l'une à côté de l'autre dans le Support d'Éprouvettes (No. K3). Examinez-les de temps à autre, en prenant soin de ne pas les secouer. Vous vous apercevrez bientôt que les particules solides de la deuxième éprouvette se déposeront au fond de cette dernière, tandis que l'eau de la première éprouvette demeurera trouble.

Ainsi que nous le voyons, l'addition de Sulfate d'Aluminium et de carbonate de soude au contenu de la seconde éprouvette a pour effet de clarifier l'eau. Cette clarification est due à la précipitation d'hydrate d'alumine. Ce précipité est gélatineux et tout en se déposant au fond de l'éprouvette, il entraîne avec lui les particules du solide qui se trouvent en suspension dans l'eau.

Comment Déceler la Présence de Métaux dans l'Eau.

Dans le but de déceler la présence de sels de calcium dans un échantillon d'eau, faites dissoudre deux mesures de carbonate de sodium dans quelques gouttes d'eau et versez la solution dans une éprouvette remplie à moitié avec l'eau que vous désirez analyser. L'eau devient lentement trouble, si elle contient du calcium.

Pour déceler la présence éventuelle de fer dans l'eau, remplissez une éprouvette avec l'eau qui est l'objet de votre expérience. Faites dissoudre ensuite une mesure d'Alun de Fer dans une seconde éprouvette remplie d'eau et placez les deux éprouvettes l'une à côté de l'autre. Ajoutez à présent au contenu de chacune de ces éprouvettes quelques gouttes d'une solution, que vous aurez obtenue en ayant fait dissoudre une mesure de Thiocyanate de Sodium (No. K129) dans de l'eau versée dans une éprouvette à la hauteur d'environ 12 mm. La solution contenant du fer se colore en rouge, et l'échantillon d'eau qui est l'objet de votre expérience prend la même couleur, s'il contient du fer lui aussi.

Une réaction semblable pourra être obtenue en substituant au Thiocyanate de Sodium du Ferrocyanure de Sodium (No. K128). Si votre échantillon d'eau contient du fer, le liquide tourne au bleu.

Les eaux contenant du fer sont appelées eaux "ferrugineuses" et sont employées avec

succès en médecine, particulièrement contre l'anémie. Les eaux ferrugineuses les plus connues sont, en France, celles de Bussang, Forges, Orezza, Rennes-Bains, Passy, et, en Belgique, celles de Spa.

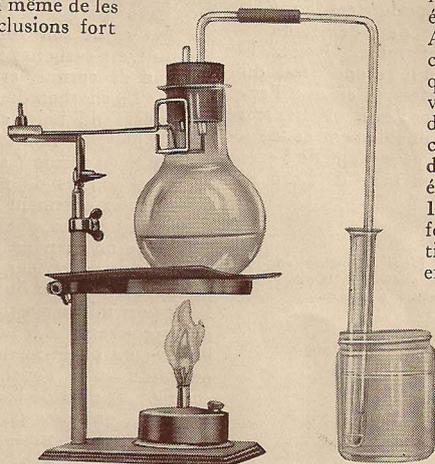


Fig. 25. Un autre moyen de distillation de l'eau.

Les Gaz se Dissolvent plus Facilement dans de l'Eau Froide que dans de l'Eau Chaude.

Certains gaz sont solubles dans l'eau, comme, par ex., le gaz carbonique. Contrairement au Nitrate de Potassium, au sel et aux autres corps chimiques solides que nous avons eu déjà l'occasion d'expérimenter, les gaz se dissolvent plus facilement dans de l'eau froide que dans de l'eau chaude.

Versez une certaine quantité d'eau minérale dans une éprouvette débouchée et laissez-la sur la table jusqu'à ce que toutes les bulles de gaz aient disparues. Chauffez-la ensuite et vous verrez apparaître à nouveau des bulles de gaz, car le gaz se dissout moins facilement dans de l'eau chaude que dans de l'eau froide.

Pour s'assurer que le gaz en question est du gaz carbonique, ajustez au goulot d'une bouteille d'eau minérale un petit bouchon perforé muni d'un tube de verre et faites passer le gaz qui s'échappe à travers de l'eau de chaux.

Oxygène Dégagé de l'Eau.

L'eau exposée à l'air libre dissout de petites quantités d'oxygène et d'azote, et les gaz dissous peuvent être récupérés à l'aide du chauffage.

Montez l'appareil représenté sur la Fig. 30. Un des deux trous du grand bouchon perforé est fermé au moyen d'un bout de tube de verre, dont l'extrémité a été scellée préalablement à la flamme. Passez le petit tube à angle droit à travers le second trou du bouchon, en prenant soin, toutefois, à ce que l'extrémité du tube ne pénètre pas dans l'eau. Reliez son extrémité libre au tube de verre doublement coudé à l'aide du Raccord en Caoutchouc pour Tube de Verre (No. K37). Remplissez le ballon avec de l'eau et



Fig. 26. L'eau se met en ébullition avant que la glace ne commence à fondre.

enfoncez le bouchon dans le col du récipient. L'excédent du liquide monte dans les tubes de verre qu'il

remplit. Essayez les parois extérieures du ballon et posez-le sur l'anneau du Support Universel. Faites chauffer. Le gaz qui se trouvait dans l'eau monte en bulles dans les tubes de verre pour être recueilli dans l'éprouvette renversée que vous tiendrez verticalement au-dessus de l'orifice du tube de verre doublement coudé, dont l'extrémité libre aura été plongée dans l'eau contenue dans une cuvette. Bouchez avec votre pouce l'orifice de l'éprouvette et retirez-la de la cuvette tout en la maintenant en position verticale. Introduisez-y une brindille de bois allumée. La flamme deviendra plus intense, car le gaz extrait de l'eau est plus riche en oxygène que l'air ambiant.

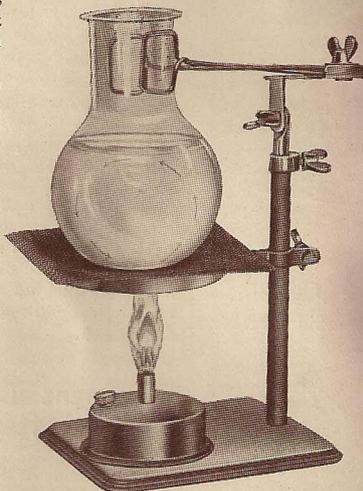


Fig. 27. Les flèches indiquent la direction des courants de convection qui se forment dans l'eau quand cette dernière est chauffée.

8. UN ELEMENT A ASPECTS MULTIPLES.

Le carbone est un corps simple qui se rencontre dans la nature sous différents aspects (diamant, graphite, charbon de terre, etc., etc.). Cristallisé dans le diamant et le graphite, masse feuilletée dans le charbon de terre, la houille, l'antracite, le lignite, il se trouve encore en combinaison dans les carbures gazeux (on appelle "carbure" une combinaison du carbone avec un autre corps simple

par ex. le gaz d'éclairage est un carbure d'hydrogène), (gaz des marais, acétylène, etc.), dans les carbures liquides (pétrole, naphte), dans les carbonates (craie, dolomie), (on appelle "carbonate" un sel dérivé de l'acide carbonique), dans les principes organiques, les tissus des plantes, etc. L'air contient environ 3/10.000-es de son volume de gaz carbonique libre. Enfin divers carbonés impurs, charbon de bois, coke, charbon de corne, etc., sont préparés industriellement. Le charbon de bois, produit de la combustion incomplète du bois, s'obtient par divers procédés, dont le plus répandu est le "procédé en meule." Le "procédé en meule" se pratique en forêt : on forme avec des bûches de même longueur (charbonnette) dressées verticalement les unes contre les autres, une, deux, trois assises, pour constituer une sorte de dôme; à la base on ménage plusieurs canaux horizontaux, qui vont de l'extérieur jusqu'au centre, où des bûches, de toute la hauteur du tas, constituent une cheminée. Le feu est mis par cette cheminée, lorsque la meule a été recouverte de terre humide, de mousse; on l'active ou on le modère au moyen d'évents, qu'on ouvre ou qu'on bouche suivant le cas, en allant du sommet au pied de la meule. Quand l'opération est terminée, on laisse refroidir la meule, en l'isolant de l'air extérieur. Vingt-quatre heures après on recueille le charbon (Fig. 31).

On appelle "coke" le combustible qu'on obtient en calcinant la houille en vase clos pour en extraire le gaz d'éclairage. Le coke donne une grande chaleur, mais ne brûle que sous l'action d'un fort courant d'air. Dans les galeries de mines à houille, on rencontre parfois un minéral stratifié appelé "coke naturel";

il est analogue au coke industriel, et provient de couches de houille qui se sont enflammées spontanément par suite d'une fermentation.

Le carbone est insoluble dans tous les liquides, et volatil, sans prendre l'état liquide à la haute température du four électrique.

Faites dissoudre une pincée de Rouge Congo (No. K106) dans une éprouvette remplie à moitié d'eau chaude et ajoutez quatre mesures de Charbon de Bois (No. K104). Agitez le liquide pendant quelques minutes et filtrez-le ensuite. Le filtrat est incolore, le Charbon de Bois ayant décoloré la solution. Des expériences semblables peuvent être exécutées avec de la teinture de Tournesol, du Bois de Campêche et du vinaigre.

Chauffez quatre mesures de sucre broyé, mélangées avec une mesure d'Oxyde de Cuivre (No. K107) dans une petite éprouvette tenue horizontalement au-dessus de la flamme. Placez ensuite une autre éprouvette, contenant quelques gouttes d'eau de chaux, sous la première de telle façon à ce que son orifice se trouve juste sous celui de l'éprouvette contenant le mélange (Figs. 32 et 33).

Agitez l'eau de chaux avec le gaz formé à sa surface. Ce dernier prend une couleur laiteuse, en démontrant ainsi que le sucre contient du carbone qui est entré en combinaison avec l'oxygène de l'Oxyde de Cuivre pour former du gaz carbonique.

Des expériences similaires vous décèleront la présence de carbone dans du fromage, de la viande, du pain, de la sciure de bois, du papier et autres substances organiques, c'est-à-dire d'origine animale ou végétale.

Chauffez de petites quantités de substances organiques mentionnées ci-dessus dans une petite éprouvette. La vapeur commencera à se dégager et il suffira d'approcher une allumette allumée de l'orifice de l'éprouvette pour que le gaz prenne feu et brûle avec une flamme jaune et fumeuse (Fig. 34).

Usine à Gaz en Miniature.

C'est à l'ingénieur français Lebon que l'on doit l'invention du gaz d'éclairage. C'est, en effet, lui qui, le premier, songea à utiliser pour l'éclairage les gaz produits par la distillation en vase clos du bois ou de la houille. Le gaz d'éclairage est fabriqué en grand dans d'énormes usines par la distillation de la houille. Une usine à gaz en miniature peut être constituée à l'aide d'une éprouvette et d'un ballon (Fig. 35). Du charbon mou, réduit en fine poussière, est mis dans l'éprouvette et fortement chauffé ensuite. Le gaz passe par le grand tube de verre à angle droit dans le ballon, où se dépose un liquide goudronneux, et monte ensuite dans le tube de verre vertical. Il peut alors être recueilli dans une éprouvette renversée, vu qu'il est plus léger que l'air. Pour constater la présence de gaz inflammable dans l'éprouvette, soulevez-la lentement, en prenant soin d'en boucher l'orifice avec le pouce, et approchez-la ensuite d'une flamme. Le premier essai peut ne pas

donner de résultats, car il faut pour cela que l'air soit complètement éliminé du ballon et des tubes. Mais il suffit de répéter les mêmes opérations pour que la présence du gaz soit accusée par une violente explosion. Le gaz brûle avec une flamme intense et fumeuse.

Versez dans une éprouvette un peu de liquide obtenu dans le ballon à la suite de l'expérience précédente. Ajoutez-y une mesure d'Oxyde de Calcium (No. K103) et chauffez le tout au-dessus d'une faible flamme : une odeur d'ammoniaque se fera sentir. Le liquide obtenu de cette façon dans les usines à gaz sert à la fabrication de l'ammoniaque employée dans les engrais artificiels.

Le goudron est le produit de la distillation sèche d'un grand nombre de matières organiques. Il est liquide, huileux et visqueux, de couleur brune ou noire. Il est insoluble dans l'eau et brûle avec une flamme fumeuse. Le goudron de houille est le produit secondaire de la fabrication du gaz d'éclairage.

L'intérieur des flammes est creux et contient des gaz non consumés. Introduisez une des extrémités d'un tube de verre dans l'intérieur d'une flamme de chandelle. Le gaz non consumé passe par le tube et peut être allumé à son extrémité supérieure. (Fig. 36).

Les flammes ne peuvent pas passer à travers les mailles d'un Carré de Toile Métallique (No. K9) avant que cette dernière n'ait été chauffée à rouge. Tenez le Carré de Toile Métallique au-dessus de la flamme d'une lampe à alcool au moyen de la Pince à Eprouvette : la flamme se répandra au-dessous de la Toile (Fig. 37).

Expériences avec du Gaz Carbonique.

Un des plus importants composés du carbone est le gaz carbonique, gaz lourd et invisible que nous avons déjà brûlé différentes substances organiques. Le moyen le plus facile de l'obtenir est de verser du vinaigre sur des cristaux de carbonate de soude contenus dans une éprouvette. La réaction sera très violente et l'eau de chaux contenue dans une



Sir Humphry Davy (1778-1829) qui découvrit le potassium et le sodium.



Fig. 28. Chauffage de l'eau dans un récipient de papier.

seconde éprouvette prendra une couleur laiteuse, si nous y versons du gaz ainsi obtenu (Fig. 38). (La soude est un sel alcali, qu'on retirait autrefois des cendres de la soude, plante du type des chénopodées; on l'obtient aujourd'hui en traitant les sels naturels de sodium, entre autres le chlorure; les soudes commerciales sont des carbonates de soude plus ou moins caustifiés; elles sont parmi les substances les plus employées de l'industrie). Le carbonate de soude est un des sels de l'acide carbonique, acide faible qu'on obtient en faisant dissoudre du bioxyde de carbone dans de l'eau.

Répétez la même expérience avec des coquilles d'huîtres, du blanc d'Espagne, de la poudre dentifrice, du vieux mortier et du marbre. Dans chacun de ces cas vous verrez se dégager du gaz carbonique.

Gaz Dégagé du Marbre par l'Action d'un Acide.

Le gaz carbonique pour d'autres expériences peut être préparé comme suit: jetez des cristaux de carbonate de soude dans le ballon de l'appareil à fabriquer de l'hydrogène employé dans une de nos expériences précédentes. Versez ensuite du vinaigre dans le tube à entonnoir. Une simple bouteille munie du petit bouchon perforé et des tubes de verre à angle droit peut être substituée avec succès au ballon (Fig. 39). Dans le cas où vous ne posséderiez qu'un seul Tube Coudé à Angle Droit, ce dernier pourra être inséré directement dans le bouchon. Il faudra renverser ensuite la bouteille, afin de permettre au Tube de plonger dans le bocal, dans lequel devra être recueilli le gaz.

Néanmoins, un courant de gaz bien plus constant sera obtenu à l'aide de Carbonate de Calcium (No. K102) contenu dans la Boîte sous forme de poudre de marbre, et d'acide chlorhydrique dilué.

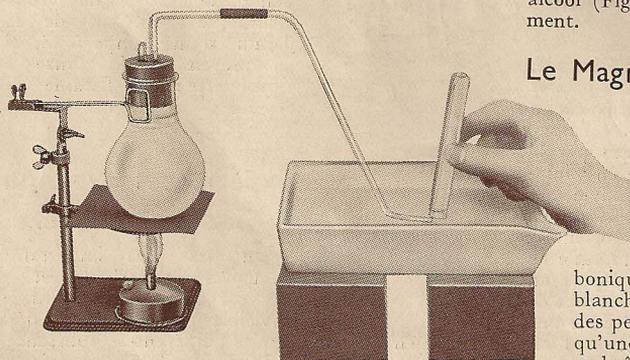


Fig. 30. Les gaz dissous dans l'eau peuvent être dégagés au moyen du chauffage.

Laissez glisser doucement la moitié de la poudre de marbre contenue dans la Boîte au fond du ballon. Bouchez le ballon avec le grand bouchon perforé

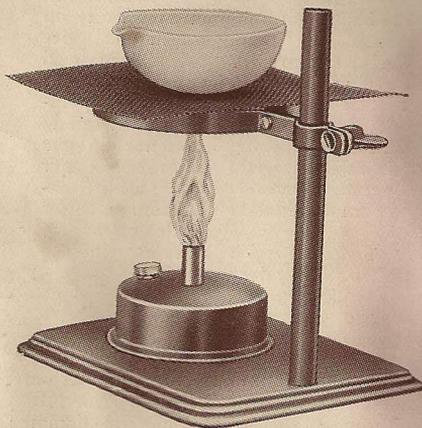


Fig. 29. Evaporation d'une solution dans une Capsule d'Evaporation.

muni d'un tube à entonnoir et du petit tube de verre à angle droit. Fixez ensuite à ce dernier, à l'aide d'un raccord en caoutchouc, le grand tube de verre à angle droit. Versez dans le tube à entonnoir une quantité suffisante d'eau pour en recouvrir l'extrémité inférieure, et ajoutez de l'acide chlorhydrique dilué. Du gaz carbonique commencera à se dégager. Etant plus lourd que l'air, ce gaz s'accumulera au fond du bocal bien sec dans lequel il est dirigé (Fig. 40).

Vérifiez de temps à autre le niveau auquel s'est élevé le gaz dans le bocal, en y plongeant une brindille de bois allumée: ayant atteint le gaz, elle s'éteindra.

En procédant suivant les instructions ci-dessus, vous pourrez obtenir facilement quatre bocaux de gaz carbonique, en ajoutant s'il y a lieu, de petites quantités supplémentaires d'acide chlorhydrique dilué de façon à ce que le gaz continue à se dégager.

Versez le contenu d'une éprouvette à moitié remplie d'eau dans un des bocaux de gaz carbonique, agitez-le vigoureusement et ajoutez-y ensuite quelques gouttes de solution de Tournesol. Cette dernière tournera au rouge, ce qui démontre que le gaz se dissout dans l'eau pour former une solution d'acide.

Faites passer le gaz carbonique de l'un de vos bocaux dans un autre qui contient de l'air, en vous y prenant exactement de la même façon, comme s'il s'agissait de verser de l'eau d'un récipient dans un autre. Ceci ait, vérifiez le contenu de chacun des bocaux en y plongeant une brindille de bois allumée. Le gaz invisible peut être transfusé ainsi d'un bocal dans un autre plusieurs fois de suite.

Renversez le troisième bocal contenant du gaz carbonique au-dessus de la flamme de la lampe à alcool (Fig. 41). La flamme s'éteindra immédiatement.

Le Magnésium en Brûlant Enlève au Carbone l'Oxygène.

Tenez au moyen d'une pince à éprouvette un bout de Ruban de Magnésium (No. K116) de environ 5 cm. de long, allumez-en l'extrémité et plongez-la rapidement dans le quatrième bocal rempli de gaz carbonique. Le métal continue à brûler et la cendre blanche qui en résulte se trouve mélangée avec des petites particules noires de carbone. Bien qu'une brindille de bois ou un bout de chandelle ne brûlent pas dans du gaz carbonique, le magnésium continuera à y brûler, ce métal ayant la particularité d'attirer l'oxygène plus fortement que le carbone. Il prive, en brûlant, le carbone de



Fig. 31. Production de charbon de bois par le procédé "en meule."

l'oxygène qui était précédemment en combinaison avec ce dernier. Dans cette expérience, nous voyons le carbone se dégager sous la forme d'une fine poudre noire.

Nous avons eu déjà l'occasion de voir que le gaz carbonique est soluble dans l'eau, mais il se dissout encore bien plus facilement dans une solution de soude caustique, connue en chimie sous le nom d'hydrate de sodium.

Faites bouillir dans la capsule d'évaporation six mesures d'Oxyde de Calcium (No. K103) avec douze mesures de carbonate de soude et la moitié du contenu d'une éprouvette remplie d'eau, en ajoutant de temps à autre quelques gouttes d'eau, afin de remplacer celle qui s'évapore. Laissez le liquide se refroidir et filtrez. Le filtrat fera virer le papier Tournesol au bleu et aura une consistance grasse. Nous voyons, par conséquent, qu'il est alcalin.

Versez la solution de soude caustique obtenue ainsi dans la capsule d'évaporation. Remplissez ensuite une éprouvette bien sèche de gaz carbonique et bouchez-la avec le pouce. Renversez l'éprouvette,

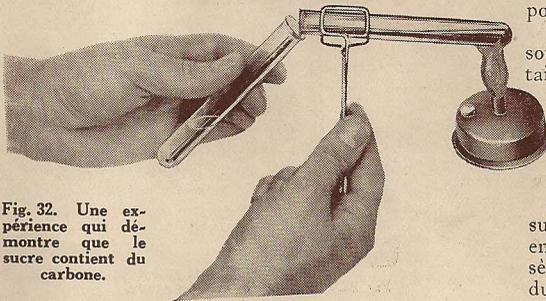


Fig. 32. Une expérience qui démontre que le sucre contient du carbone.

plongez-la sous la surface de la solution de soude caustique et ôtez votre pouce. Le liquide se met à monter lentement, et, lorsqu'une petite quantité de ce dernier aura pénétré dans l'éprouvette, bouchez-la à nouveau avec le pouce et agitez-la. Le gaz est alors absorbé par le liquide et la pression dans l'éprouvette diminue sensiblement.

Faites passer pendant cinq minutes du gaz carbonique à travers le reste de la solution de soude caustique contenue dans une éprouvette. Laissez ensuite le liquide s'évaporer presque complètement, et vous constaterez la formation de cristaux de carbonate de sodium. Laissez-les sécher et ajoutez-y quelques gouttes de vinaigre ou d'acide chlorhydrique dilué afin de démontrer qu'il s'en dégage du gaz carbonique.

"Carbonate de Soude" et "Bicarbonate de Soude."

Le carbonate de soude est capable d'absorber encore

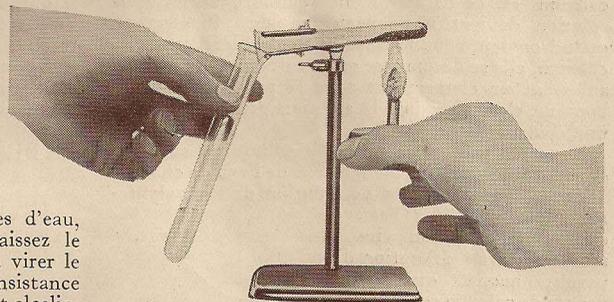


Fig. 33. On obtient du gaz carbonique en chauffant une substance organique avec de l'oxyde de cuivre.

bien plus de gaz carbonique et de former ainsi une substance nouvelle, connue sous le nom de bicarbonate de sodium, vu qu'elle contient une plus grande proportion de gaz carbonique que le carbonate de soude.

Préparez une solution concentrée de carbonate de soude en introduisant dans une éprouvette une certaine quantité de cristaux, suffisante pour occuper un quart environ de sa longueur. Recouvrez-les avec de l'eau et chauffez le tout, afin de les faire dissoudre. Faites passer du gaz carbonique par la solution. Il se formera un précipité blanc qui n'est autre chose que du bicarbonate de sodium.

Filtrez le liquide et faites sécher la nouvelle substance à l'aide d'un papier-buvard propre. Chauffez-en ensuite une partie dans une petite éprouvette bien sèche. Il se dégagera du gaz carbonique et il restera du carbonate de sodium comme résidu. Faites

dissoudre le restant de bicarbonate de sodium dans une petite quantité d'eau contenue dans une éprouvette et chauffez le tout jusqu'au point d'ébullition. Le bicarbonate de sodium se décompose à nouveau et le gaz carbonique se dégage de la solution.

Vous observerez des changements fort intéressants



Fig. 34. Les substances organiques telles que l'amidon, la sciure de bois et le sucre se carbonisent quand elles sont chauffées et dégagent un gaz inflammable.

en faisant passer du gaz carbonique à travers de l'eau de chaux contenue dans une éprouvette. La solution

prend tout d'abord une couleur laiteuse, mais devient limpide si nous y ajoutons encore du gaz carbonique. Faites bouillir le liquide limpide et vous remarquerez qu'il prendra encore une fois une couleur laiteuse, des bulles de gaz carbonique s'en dégagent.

La première action du gaz carbonique sur la chaux a pour résultat la formation de carbonate de calcium, substance blanche et insoluble dans l'eau. En continuant à faire passer du bioxyde de calcium à travers de l'eau de chaux, on obtient du bicarbonate de calcium, et, ce dernier étant soluble dans l'eau, la solution devient à nouveau limpide. Finalement, quand on fait bouillir la solution de bicarbonate de calcium, elle se décompose et, le carbonate de calcium subissant un changement avec la perte de gaz carbonique, c'est ainsi que la solution prend à nouveau une couleur laiteuse.

Vous obtiendrez les mêmes résultats en soufflant dans un tube de verre plongé dans de l'eau de chaux.

Ajoutez deux gouttes de Solution de Phénolphtaléine (No. K121) à l'eau de chaux. La Solution vire au rose, mais cette coloration disparaîtra aussitôt que du carbonate de calcium se sera formé.

Gaz Carbonique Employé dans la Fabrication du Pain.

On obtient du gaz carbonique nécessaire pour la fabrication du pain, en ajoutant de la levure à la farine et à l'eau qui servent à la préparation de la pâte.

En boulangerie, le levain (substance propre à exciter la fermentation dans un corps) est une pâte de farine qu'on a laissée fermenter naturellement, ou qu'on a additionnée de levure (levure de bière, ou de grains). Ce levain, mélangé dans de certaines proportions à la pâte qu'on pétrit pour une fournée, a pour effet de provoquer dans la masse un commencement de fermentation, à la faveur duquel se produit un dégagement de gaz carbonique, qui fait lever la pâte, et la rend plus légère.

On appelle "levure" certains champignons qui provoquent la fermentation. La levure de bière est l'écume qu'on enlève de la bière en fermentation, et qui sert de levain aux boulangers. Les levures sont des champignons qui se multiplient ordinairement par bourgeonnement, d'où leur disposition fréquente en chapelets de cellules. Placées dans des conditions particulières d'humidité et de chaleur, les levures déterminent des phénomènes de fermentation alcoolique, c'est-à-dire qu'elles décomposent le sucre en alcool et anhydride carbonique.

Faites dissoudre une cuillerée de sucre dans 25 mm. d'eau contenue dans le ballon et ajoutez de la levure. Bouchez le ballon avec le grand bouchon perforé, comme indiqué sur la Fig. 42, et fermez un des trous avec un petit tube de verre, scellé à la flamme à son extrémité. Introduisez le petit tube à angle droit dans l'autre trou. Reliez-le au grand tube à angle droit, dont une des extrémités est plongée dans une éprouvette contenant de l'eau de chaux. (Vous pourrez également exécuter cette expérience en vous servant de l'appareil représenté sur la Fig. 39, le tube coudé qui y figure étant plongé dans une éprouvette contenant de l'eau de chaux). Mettez le tout pour quelques heures dans un endroit chaud. La fermentation s'accomplira très rapidement et le liquide se recouvrira de mousse, grâce à la formation de gaz. Ce gaz fait prendre à l'eau de chaux une couleur laiteuse, ce qui prouve qu'il est du gaz carbonique. La levure décomposera le sucre en alcool et en gaz carbonique.

Les plantes, à l'inverse des animaux, absorbent le gaz carbonique et dégagent l'oxygène. Faites passer du gaz carbonique à travers de l'eau contenue dans un bocal renfermant des plantes aquatiques et retournez le bocal dans une cuvette contenant de l'eau. (Fig. 43). Prenez soin, avant de le faire, de recouvrir le bocal d'une feuille de papier, afin de ne pas renverser son contenu en le retournant. Des bulles d'oxygène se forment sur les feuilles des plantes et viennent se rassembler au sommet du bocal.

La Plupart des Carbonates des Métaux sont Insolubles dans l'Eau.

La plupart des carbonates des métaux sont insolubles dans l'eau, et sont obtenus au moyen de la précipitation. Prenons pour exemple le carbonate de nickel. Faites dissoudre une mesure de Sulfate de Nickel

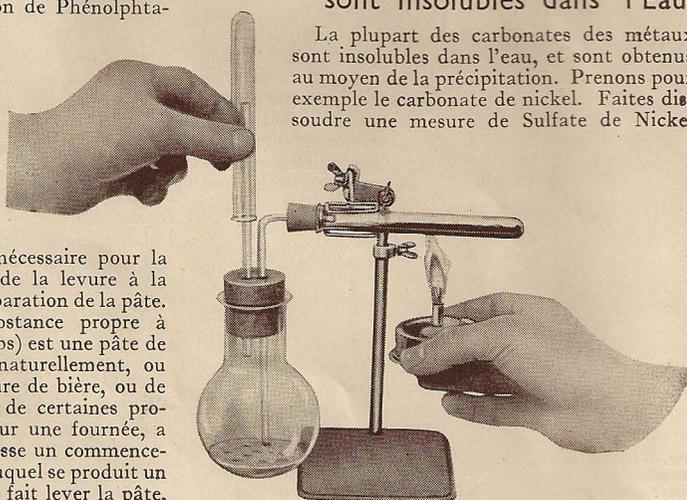


Fig. 35. Usine à gaz en miniature.



Fig. 36. Introduisez une des extrémités d'un tube de verre dans l'intérieur d'une flamme de chandelle. La vapeur passe à travers le tube et peut être allumée à son extrémité supérieure.

Ammoniacal (No. K 120) dans une éprouvette remplie à moitié d'eau et ajoutez goutte à goutte de la solution de carbonate de soude (Fig. 44). Vous obtiendrez un précipité de carbonate de nickel d'un beau vert clair. Filtré et lavez le précipité en y versant successivement de petites quantités d'eau. Laissez-le sécher et mettez-le ensuite dans une éprouvette bien sèche. Ajoutez-y de l'acide dilué. Une effervescence se produira, du gaz carbonique se dégagant.

Les autres carbonates insolubles pouvant être préparés de la même façon, sont les suivants : carbonate de cuivre, vert ; carbonate de magnésium, blanc ; carbonate de manganèse, rose pâle ; carbonate de cobalt, bleu ; carbonate de plomb, blanc. Procédez aux expériences, en ajoutant dans chaque cas de l'acide dilué. Comparez les résultats avec ceux qui ont été obtenus dans l'expérience avec du carbonate de nickel.

Chauffez successivement chacun des carbonates, préparés de la même façon que dans les expériences précédentes, dans une petite éprouvette bien sèche, en tenant une baguette de verre à son extrémité dans l'orifice de l'éprouvette. Dans chacun de ces cas, l'eau de chaux prend une couleur laiteuse. On peut observer souvent d'intéressants changements de couleurs. C'est ainsi, par exemple, que le carbonate de cuivre vert devient oxyde de cuivre noir, et que le carbonate de plomb blanc devient oxyde de plomb jaune.

La plupart des carbonates se décomposent facilement en étant chauffés, sauf le carbonate de sodium qui constitue une exception. Le carbonate de fer se décompose à tel point facilement, que de l'oxyde de fer se forme aussitôt qu'une solution de carbonate de sodium est ajoutée à une solution contenant de l'alun de fer. Le précipité qui se forme dans ce cas est brun et est de l'hydrate ferrique, un composé d'oxyde de fer et d'eau.

Chaux Vive Obtenue avec du Marbre.

Placez un plateau d'étain contenant quelques petits morceaux de marbre au-dessus d'une forte flamme. Le marbre perd son apparence cristalline et prend une couleur blanc terne. Retirez le plateau du feu à l'aide de pinces et mettez-le dans un endroit bien sec, afin de laisser refroidir son contenu. Versez ensuite avec grande précaution une ou deux gouttes d'eau sur le résidu, en prenant soin de tenir le plateau le plus loin possible du visage. La masse blanche s'émiette et la vapeur commence à se dégager.

Le résidu obtenu à la suite du chauffage du marbre est connu sous le nom de "chaux vive." Elle entre facilement en combinaison avec de l'eau et forme de la chaux hydratée ou chaux éteinte, cette transformation étant accompagnée d'un dégagement de chaleur.

Versez la chaux préparée au cours de cette expérience dans une éprouvette à moitié remplie d'eau, et agitez-la. Transvasez lentement le liquide, devenu limpide après que la chaux non dissoute se sera déposée au fond de l'éprouvette, en filtrant le liquide, si nécessaire. Faites passer ensuite du gaz carbonique

dans le filtrat, ou bien soufflez dans un chalumeau plongé dans le liquide, afin de démontrer que les résultats de l'expérience sont exactement les mêmes que ceux obtenus avec la chaux employée dans les expériences précédentes.



Fig. 37. La flamme de la lampe à alcool ne peut pas passer à travers les mailles d'un carré de toile métallique.

9. L'AZOTE—ELEMENT INERTE.

L'azote est un gaz incolore, inodore et insipide, qui entre pour les quatre cinquièmes environ, dans la composition de l'air atmosphérique. C'est un corps simple.

Il est très peu soluble dans l'eau et ne se liquéfie qu'à la température de -136° , sous la pression de 50 atmosphères. Il n'entretient ni la respiration, ni la combustion, se combine à l'oxygène (en présence de vapeur d'eau) pour donner l'acide azotique, et à

l'hydrogène pour former de l'ammoniaque sous l'influence de l'électricité. Il se combine avec le chlore pour former le chlorure d'azote, qui est un explosif très violent. L'azote est un des principaux éléments nutritifs des plantes.

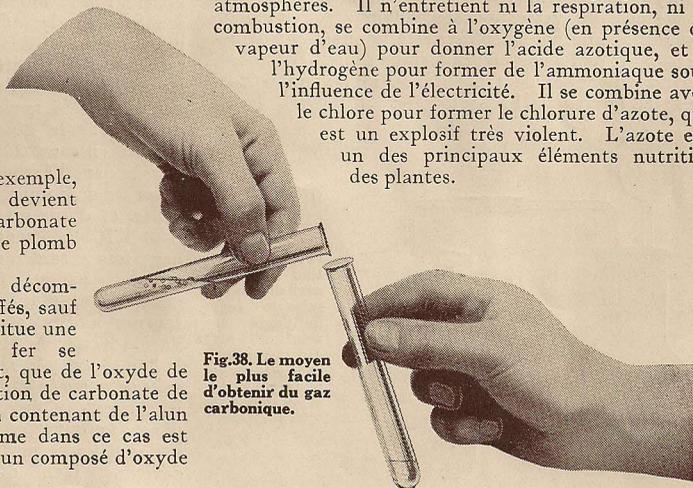


Fig. 38. Le moyen le plus facile d'obtenir du gaz carbonique.

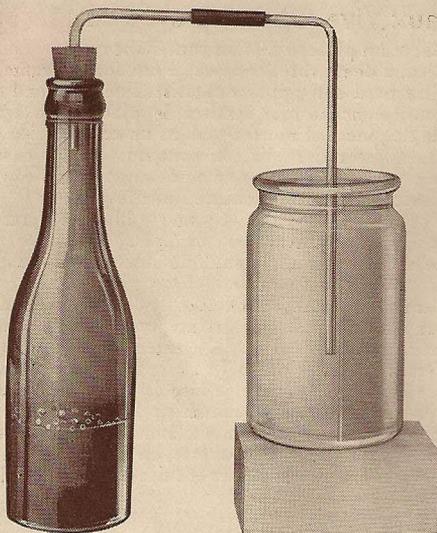


Fig. 39. Le carbonate de soude dégage du gaz carbonique sous l'action du vinaigre.

Dans le but de déceler la présence de l'azote dans une substance d'origine animale, ajoutez trois mesures d'Oxyde de Calcium (No. K103) et quelques gouttes d'eau à un petit morceau de laine, contenu dans une éprouvette. Recouvrez l'orifice de l'éprouvette avec une feuille humide de papier Tournesol rouge et chauffez légèrement le mélange. Le papier Tournesol tourne au bleu et il se dégage une odeur d'ammoniaque. L'ammoniaque est un composé de l'azote et sa présence dans cette expérience est la preuve de la présence de l'azote dans la laine. Répétez la même expérience avec des cheveux et du fromage.

L'ammoniaque est un gaz et on peut l'obtenir le plus facilement en chauffant une mesure de Chlorure d'Ammonium (No. K101), mélangée avec une mesure d'Oxyde de Calcium (No. K103). Chauffez le mélange dans une éprouvette, tout en tenant à proximité de son orifice une baguette de verre, plongée préalablement dans de l'acide chlorhydrique dilué. D'épaisses vapeurs blanches de Chlorure d'Ammonium se forment au bout de la baguette (Fig. 45).

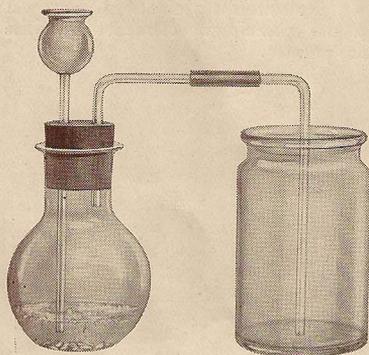


Fig. 40. On obtient un courant continu de gaz carbonique en faisant agir de l'acide en solution sur du marbre contenu dans l'appareil générateur de gaz.

Anneaux de Vapeur de Chlorure d'Ammonium.

Découpez un petit trou rond d'environ 12 mm. de diamètre dans la base d'une petite boîte en carton, et une ouverture rectiligne dans son couvercle. Cette dernière doit être presque aussi grande que la boîte elle-même, et doit être recouverte d'une feuille de parchemin qu'on collera sur ses rebords. Posez la boîte verticalement sur la table, ouvrez-la, placez à l'intérieur de la boîte deux petites cuvettes plates contenant respectivement de l'ammoniaque chauffée et de l'acide chlorhydrique. Des vapeurs de Chlorure d'Ammonium se formeront dans la boîte, et, en tapant légèrement sur le parchemin du couvercle, vous obtiendrez de beaux anneaux de vapeur qui s'échapperont en tourbillons par le trou circulaire percé dans la base de la boîte (Fig. 46).

Une Fontaine d'Ammoniaque.

L'ammoniaque est un gaz qui est plus léger que l'air et qui peut être recueilli, par conséquent, dans des éprouvettes bien sèches au moyen d'un tube de verre coudé tourné en l'air. Il se dissout facilement dans l'eau et l'expérience ci-dessous nous le démontre.

Tenez un tube de verre horizontalement au-dessus de la flamme d'une lampe à alcool et chauffez une de ses extrémités jusqu'à ce qu'elle ne devienne molle. On rétrécira ensuite l'orifice du tube en étirant légèrement l'extrémité de ce dernier. Laissez refroidir et effilez l'extrémité à l'aide d'une lime.

Introduisez l'extrémité effilée dans un des trous du grand bouchon doublement perforé, en prenant soin de boucher son autre trou au moyen d'un bout de tube de verre, dont l'extrémité aura été scellée à la flamme préalablement. Rattachez l'extrémité large du tube de verre coudé à angle droit à l'aide d'un

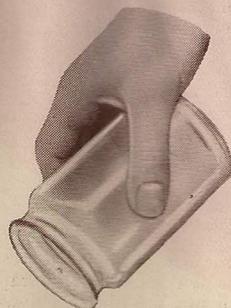
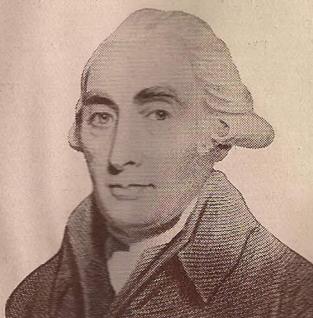


Fig. 41. On éteint une flamme en la mettant en contact avec du gaz carbonique.



raccord en caoutchouc, comme indiqué sur la Fig. 47. Versez dans l'éprouvette un mélange de la moitié de Chlorure d'Ammonium (No. K101) contenue dans la Boîte, et d'une quantité égale d'Oxyde de Calcium (No. K103). Prenez un bocal contenant au moins deux fois autant d'eau qu'il en serait nécessaire pour remplir le ballon. Colorez l'eau en y versant quelques gouttes de solution de Tournesol qu'on aura fait tourner au rouge préalablement en y ajoutant de l'acide fortement étendu d'eau. Faites bien sécher le ballon et tenez-le au-dessus de l'extrémité effilée du tube de verre en veillant à ce que le bouchon ne bouche le récipient qu'à moitié. Chauffez le mélange contenu dans l'éprouvette. L'ammoniaque pénètre dans le ballon. Continuez le chauffage jusqu'à ce que l'odeur devienne bien distincte. (Il est recommandé,



Joseph Black (1728-1799) qui découvrit le gaz carbonique.

toutefois, de continuer le chauffage encore un peu plus longtemps, afin d'être sûr que l'air a été repoussé).

Bouchez le ballon avec le bouchon, et retirez le tube de verre du raccord en caoutchouc, tout en prenant soin de boucher l'orifice du tube avec le doigt afin d'empêcher

l'Ammoniaque de s'échapper. Plongez l'extrémité du tube dans l'eau colorée du bocal (Fig. 48). Le liquide montera lentement le long du tube et il suffira à quelques gouttes seulement de pénétrer dans le ballon renversé pour que, l'Ammoniaque se dissolvant rapidement, le liquide coloré jaillisse comme une vraie fontaine.

Au cas où l'on n'obtiendrait pas de fontaine, bouchez l'extrémité du tube avec le doigt, retirez-le de l'eau avec le ballon et retournez tout l'appareil. L'eau dans le tube coulera lentement dans la direction du ballon, aussitôt que vous aurez enlevé votre doigt. Laissez pénétrer quelques gouttes du liquide dans le ballon et bouchez à nouveau le tube avec le doigt. Remettez l'extrémité du tube dans le liquide coloré du bocal et ôtez votre doigt; la fontaine commencera à fonctionner.

En pénétrant dans le ballon, le liquide tourne du rouge au bleu. C'est le contraire qui se produira au cas, où vous utiliserez comme réactif du Rouge Congo. Il est à noter qu'un petit bocal ou une bouteille munis d'un bouchon bien solidement ajusté peuvent être substitués dans cette expérience au ballon et au grand bouchon perforé.

Préparation de la Solution d'Ammoniaque.

Mélangez cinq mesures de Chlorure (No. K101) avec une même quantité d'Oxyde de Calcium (No. K103) dans une éprouvette bien sèche munie d'un petit bouchon perforé et d'un tube de verre à angle droit. Tenez l'éprouvette horizontalement au-dessus de la

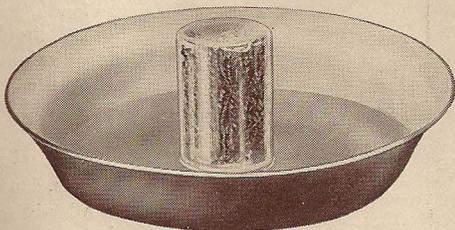


Fig. 43. Plantes aquatiques dans l'eau saturées de gaz carbonique. Des bulles d'oxygène se forment sur les feuilles des plantes et viennent se rassembler au sommet du bocal.

flamme, en prenant soin d'introduire la deuxième extrémité du tube coudé dans une autre éprouvette renversée, bien sèche également. L'ammoniaque qui se dégage est recueillie dans cette dernière, vu qu'il est plus léger que l'air. Quand le tube sera rempli de gaz, placez son orifice sous la surface de l'eau, en tenant l'éprouvette toujours renversée. Aussitôt qu'un peu d'eau aura pénétré dans l'éprouvette, bouchez-la avec le pouce et agitez l'ammoniaque avec l'eau. Le gaz se dissout et l'on obtient un liquide alcalin.

Vous pourrez préparer une plus grande quantité de solution d'ammonium en tournant l'extrémité du tube coudé en bas et en la plongeant dans un peu d'eau (2-3 cm.), versée dans le fond d'une éprouvette. Il faudra retirer le tube de l'eau aussitôt que disparaîtront les bulles de gaz, afin d'empêcher l'eau de pénétrer dans l'éprouvette, dans laquelle le mélange est chauffé. Plongez à présent dans la solution du papier Tournesol. Il vira au bleu, ce qui démontre que la solution est alcaline.

La fig. 50 nous montre un système bien plus commode pour préparer de la solution d'ammoniaque. L'extrémité à entonnoir du Tube à Entonnoir doit être plongée sous la surface de l'eau contenue dans le ballon.

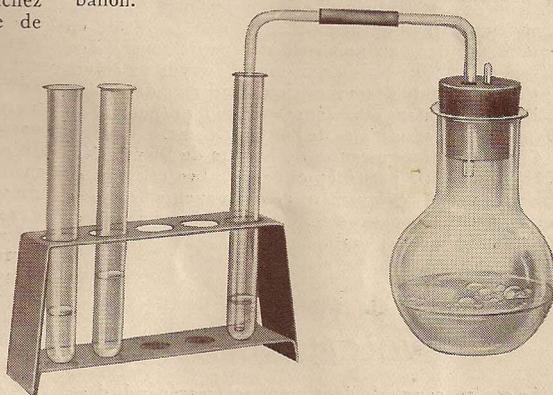


Fig. 42. La fermentation s'accomplira très rapidement et le liquide se recouvrira de mousse grâce au gaz carbonique qui se dégage.

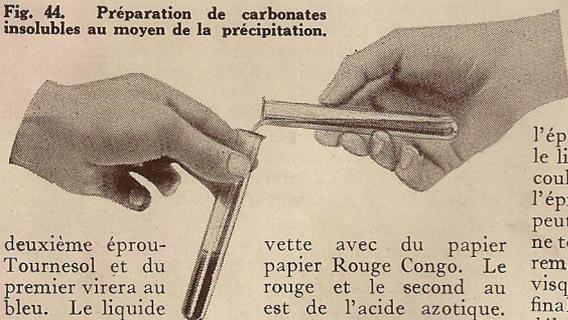
Acide Préparé avec du Salpêtre.

Le "salpêtre" est le nom courant du Nitrate de Potassium.

Introduisez deux mesures de Nitrate de Potassium (No. K124) dans une éprouvette bien sèche. Ajoutez deux mesures de Bisulfate de Sodium (No. K125) et quelques gouttes d'eau. Chauffez le tout ensuite. Des vapeurs brunes se dégageront et feront tourner du papier Tournesol humide du bleu au rouge. Ce sont des vapeurs d'acide azotique.

On pourra préparer cet acide en faisant condenser ses vapeurs. Bouchez dans ce but l'éprouvette avec un petit bouchon perforé muni du grand tube coudé à angle droit, dont l'extrémité inférieure est plongée dans une seconde éprouvette qu'on refroidira en la plaçant dans un récipient contenant de l'eau. Chauffez le mélange. Essayez le liquide jaune recueilli dans la

Fig. 44. Préparation de carbonates insolubles au moyen de la précipitation.



deuxième éprouvette avec du papier Tournesol et du premier virera au bleu. Le liquide

Ajoutez quelques gouttes d'acide azotique, préparée dans l'expérience ci-dessus, à une mesure de Limaille de Cuivre (No. K109) contenue dans une éprouvette. Le métal se dissout et forme une solution bleue et vous apercevrez des vapeurs rouges dans l'éprouvette. Ces vapeurs sont un composé d'azote et d'oxygène connu en chimie sous le nom de "peroxyde d'azote" et employé pour la constitution des explosifs.

Le liquide bleu contient du nitrate de cuivre et vous obtiendrez un résidu vert si vous le faites évaporer complètement. Continuez à chauffer. Le résidu en poudre tournera au noir et des vapeurs rouges s'en dégageront. Le résidu noir est de l'oxyde de cuivre obtenu grâce à la décomposition du nitrate de cuivre.

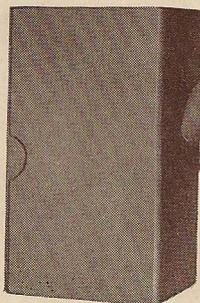
Répétez la même expérience avec du Zinc (No. K134). Dans ce cas le résidu sera de l'oxyde de zinc.

Chauffez quatre mesures de Nitrate de Plomb (No. K113) dans une petite éprouvette. Les cristaux se brisent avec un craquement et des vapeurs brunes se forment dans l'éprouvette. Le résidu est jaune et c'est de l'oxyde de plomb.

10. LE SOUFRE — ELEMENT VOLCANIQUE.

Le soufre, connu de l'antiquité, est très répandu dans la nature ; il existe combiné aux métaux à l'état de sulfure (pyrite, galène, etc.), ou de sulfate (gypse, célestine, etc.), mais c'est surtout à l'état natif qu'on le rencontre à l'orifice des fumerolles de certains volcans. Les principaux gisements se trouvent en Sicile, où le soufre provient de la décomposition d'assises de gypse, et en Louisiane.

Le soufre est un corps simple solide, d'une couleur jaune citron, insipide et inodore. Il est fusible vers 113°, bouillant à 440° et conduit mal la chaleur et l'électricité. Le soufre brûle à l'air avec une flamme bleue et se combine directement avec presque tous les corps. Il entre dans la composition de la poudre, des artifices et des allumettes et sert à vulcaniser les caoutchoucs.



Comme le carbone, le soufre est un élément à aspects multiples.

Introduisez six mesures de Soufre (No. K131) dans une petite éprouvette bien sèche et chauffez-les légèrement. L'élément fond et se transforme en un liquide jaune pâle. Continuez à chauffer l'éprouvette et vous ne tarderez pas à remarquer que le liquide devient de plus en plus foncé et prend une couleur brun rougeâtre. A ce moment, le contenu de l'éprouvette est à tel point épais et visqueux qu'on peut la renverser sans qu'une seule goutte du liquide ne tombe sur la table. Continuez le chauffage, et vous remarquerez que le liquide devient de moins en moins visqueux pour redevenir finalement tel qu'il était au début. Versez le liquide dans une soucoupe contenant de l'eau froide. (Notez que pendant l'expérience une partie du Soufre se transforme en vapeur qui se refroidit dans la partie supérieure de l'éprouvette, sur les parois de laquelle se dépose une poudre jaune pâle.)

Retirez de la soucoupe le Soufre qui a été versé dans l'eau. Il est complètement plastique à présent et peut être modelé exactement comme une gomme élastique. Laissez-le pendant quelques heures sans y toucher. Il perdra toute son élasticité et se transformera en une masse dure et cassante.



Fig. 45. On obtient de l'ammoniaque en chauffant du chlorure d'ammonium avec de l'oxyde de calcium. D'épaisses vapeurs blanches de Chlorure d'Ammonium se forment au bout de la baguette de verre, plongée préalablement dans de l'acide chlorhydrique dilué.

Un Nouveau Système d'Imprimerie.

Posez sur la gravure d'un journal un anneau de carton et versez sur l'espace ainsi encerclé du soufre fondu (Fig.

51). Refroidi, le soufre forme un beau médaillon avec la reproduction exacte, mais en sens inverse, de la gravure du journal.

Fig. 46. Anneaux de vapeurs de chlorure d'ammonium.

Autres Expériences avec du Soufre.

Faites brûler une mesure de Soufre (No. K131) sur une cuiller. Le gaz qui se dégage est de l'anhydride sulfurique et il est facilement reconnaissable à son odeur désagréable.

Mettez deux mesures de Bisulfite de Sodium (No. K126) et deux mesures de Bisulfate de Sodium (No. K125) dans une éprouvette bien sèche. Ajoutez quelques gouttes d'eau et sentez avec précaution le gaz qui se dégage. Vous remarquerez, d'après l'odeur, que c'est de l'anhydride sulfurique.

L'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique en solution ou bien encore l'acide tartrique ou le vinaigre donnent des résultats encore plus satisfaisants que le Bisulfate de Sodium (No. K125).

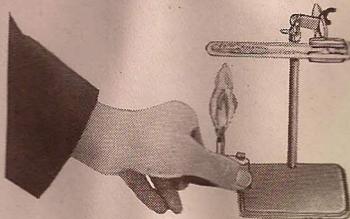


Fig. 47. Préparation d'une fontaine d'ammoniaque.

Dans le but de préparer de l'anhydride sulfurique pour d'autres expériences, mettez un quart de Bisulfite de Sodium (No. K126) dans l'appareil générateur de gaz et recouvrez-le d'eau. Versez dans le Tube à Entonnoir quelques gouttes d'un acide, de l'acide chlorhydrique en solution, de préférence. Dans les expériences qui suivent, le gaz n'est pas recueilli, mais passe à travers différentes solutions au moyen d'un grand tube coudé à angle droit. On parvient à obtenir un courant continu de gaz en ajoutant un peu plus d'acide.

L'Anhydride Sulfurique est un Décolorant

Faites passer de l'anhydride sulfurique à travers de l'eau contenant une feuille de papier Tournesol. Le gaz se dissout et le papier devient blanc. L'eau contenant quelques gouttes de solution de Bois de Campêche se décolore également au moyen de ce gaz. Plongez des pétales de roses et d'autres fleurs dans une solution d'anhydride sulfurique. Les fleurs se décolorent rapidement.

Hydrogène Sulfuré.

Chauffez un mélange de quantités égales de Bisulfate de Sodium (No. K125) et de carbonate de soude broyé sur un bloc de charbon de bois, en le tenant de telle façon à ce que le mélange se trouve dans la flamme dirigée à l'aide d'un chalumeau. Broyez la masse foncée obtenue de cette façon et mettez-en un peu sur une pièce de monnaie en argent. Plongez un tube de verre effilé à une de ses extrémités dans du vinaigre, de l'acide tartrique ou de la solution de Bisulfate de

Sodium, buchez l'extrémité supérieure avec le doigt et retirez le tube du liquide. En diminuant légèrement la pression du doigt, laissez tomber une ou deux gouttes du liquide sur la pièce de monnaie (Fig. 52). Vous remarquerez aussitôt de petites bulles d'air se former et il se dégagera une odeur fort désagréable. Une tache noire apparaîtra sur la pièce de monnaie. Le gaz sentant si mauvais est de l'hydrogène sulfuré, et l'apparition de la tache noire est due à la formation de sulfure d'argent sur la monnaie.

L'hydrogène sulfuré agit comme un faible acide et forme des sels appelés sulfures ; dans cette expérience, il a été déplacé du sulfure de sodium qui a été produit par le chauffage du Bisulfate de Sodium sur du charbon de bois. Les sulfures peuvent être préparés également d'une autre façon.

Versez deux mesures d'Oxyde de Calcium (No. K103) et une même quantité de Soufre (No. K131) dans une éprouvette remplie à moitié d'eau et faites bouillir le tout pendant quelques minutes. Vous obtiendrez un liquide jaune foncé. Laissez-le se refroidir, et versez-en alors quelques gouttes sur une pièce de monnaie en argent. Cette dernière se recouvrira d'une couche noire de sulfure d'argent. L'Oxyde de Calcium et le Soufre sont entrés en combinaison pour former du sulfure de calcium et l'action de ce dernier sur le soufre est la cause de la tache noire.

Préparation d'Hydrogène Sulfuré.

Plongez des bandes de papier-buvard dans une solution de Nitrate de Plomb (No. K113) (Une mesure de Nitrate de Plomb!) contenue dans une éprouvette remplie d'un tiers d'eau. Ajoutez quelques gouttes d'acide chlorhydrique en solution à ce qui vous reste de la solution de sulfure de calcium préparée pendant l'expérience précédente.

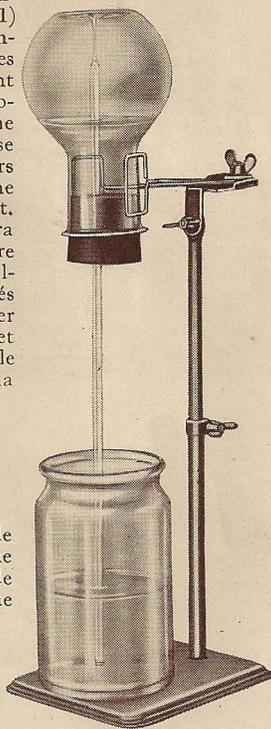


Fig. 48. Une fontaine d'ammoniaque. La solution de Tournesol rouge contenue dans le bocal tourne au bleu quand elle pénètre dans le ballon renversé.



Fig. 49.
Préparation de
solution
d'ammoniaque.

De l'hydrogène sulfuré commencera à se dégager. Plongez dans le gaz une feuille de papier réactif de Nitrate de Plomb. Elle se recouvrira immédiatement d'une couche noire de sulfure de plomb ayant un éclat métallique particulier.

Certains sulfures sont formés par la combinaison directe du soufre avec un métal, comme par exemple le sulfure de fer.

Versez la moitié de la Limaille de Fer (No. K112) contenue dans la Boîte sur un petit plateau d'étain. Tenez-le pendant quelques minutes à l'aide de pincettes au-dessus d'une forte flamme. Retirez-le ensuite et répandez-y successivement et par petites quantités environ la moitié du Soufre (No. K131) qui vous reste en réchauffant à plusieurs reprises la Limaille de Fer. Tenez le plateau au-dessus du feu jusqu'à la disparition de la flamme bleue, car ceci démontrera que tout l'excédent de soufre aura brûlé. Laissez le contenu du plateau se refroidir. Versez une mesure du résidu noir du plateau dans une éprouvette. Ajoutez-y une mesure de Bisulfate de Sodium (No. K125) et versez ensuite quelques gouttes d'eau sur le tout. De

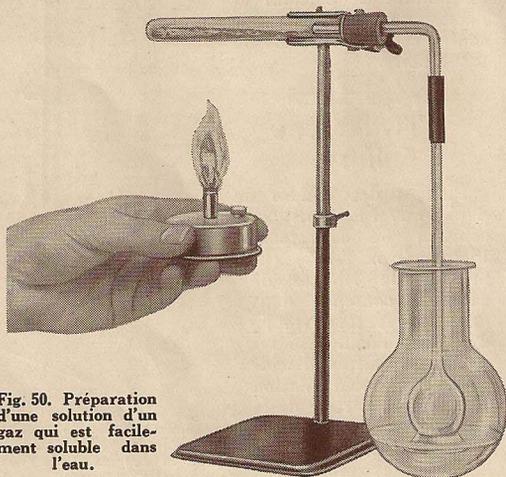


Fig. 50. Préparation
d'une solution d'un
gaz qui est facile-
ment soluble dans
l'eau.

l'hydrogène sulfuré commencera à se dégager et on le reconnaîtra facilement à son odeur et à son action sur du papier réactif de Nitrate de Plomb. La substance noire dans cette expérience est connue sous le nom de sulfure de fer.

Dans le but de préparer une solution d'hydrogène sulfuré pour d'autres expériences, mettez du sulfure de fer dans l'appareil générateur de gaz muni du grand tube coudé à angle droit, dont l'extrémité est plongée dans une éprouvette à moitié remplie d'eau. Versez de l'eau dans le tube à entonnoir, de façon à ce que l'extrémité inférieure de ce dernier soit recouverte d'eau. Ajoutez ensuite de l'acide chlorhydrique en solution ou une forte solution de Bisulfate de Sodium (No. K125). L'hydrogène sulfuré qui se dégage produit des bulles d'air à la surface de l'eau dans laquelle il se dissout. Au cas où vous désireriez obtenir une solution plus forte, munissez le tube coudé d'un petit bouchon perforé, comme montré sur la Fig 53, démontez-le de temps en temps, buchez l'éprouvette avec le bouchon et agitez-la.



Fig. 51.
Gravure de
journal reportée
sur du soufre

Faites tomber de l'extrémité d'une baguette de verre plongée préalablement dans le liquide, quelques

gouttes de la solution d'hydrogène sulfuré sur du papier Tournesol bleu, qui vira au rouge. Répétez la même expérience avec du papier de Nitrate de Plomb, sur lequel apparaîtra une tache luisante noire.

La solution d'hydrogène sulfuré peut être employée avec succès pour la précipitation des sulfures, dont la plupart sont insolubles dans l'eau. Faites dissoudre une mesure de Sulfate de Nickel Ammoniacal (No. K120) dans une éprouvette remplie d'un tiers d'eau et ajoutez un peu de solution d'hydrogène sulfuré. Il se formera un épais précipité noir de sulfure de nickel.

Répétez la même expérience avec de l'Alun de Fer (No. K111), du Sulfate de Manganèse (No. K119), du Chlorure de Cobalt (No. K105), du Sulfate de Cuivre (No. K108) et du Nitrate de Plomb (No. K113), et comparez les couleurs des précipités.

Un autre moyen intéressant de préparer des sulfates insolubles est de faire passer le gaz successivement à travers chacune des solutions. Prenez soin de bien laver le tube coudé après chaque expérience.

11. UN GAZ QUI BLANCHIT.

Le chlore est un corps simple, gazeux à la température ordinaire, de couleur jaune verdâtre, d'une odeur forte et suffocante.

Très répandu dans la nature, le chlore ne s'y rencontre qu'à l'état de combinaison, soit avec le sodium (sel marin, sel gemme), soit avec le potassium, soit avec d'autres métaux. On le prépare par oxydation directe de l'acide chlorhydrique, ou encore par l'oxydation ou l'électrolyse des chlorures. (on appelle "chlorure" une combinaison du chlore avec un corps simple ou composé, autre que l'oxygène et l'hydrogène).

Il se combine avec l'hydrogène pour former



Fig. 52. Essayer la substance obtenue par le chauffage du sulfate de sodium sur un bloc de charbon de bois. Il se dégagera de l'hydrogène sulfuré.

l'acide chlorhydrique : c'est cette affinité pour l'hydrogène qui fait que, gazeux ou dissous dans l'eau, il détruit la partie colorante des matières végétales ou animales. Aussi l'industrie l'emploie-t-elle pour le blanchiment des tissus. En outre, c'est un excellent désinfectant.

Chauffez deux mesures de sel de cuisine avec deux mesures de Bisulfate de Sodium (No. K125) dans une petite éprouvette bien sèche, dans l'orifice de laquelle est introduite une bande de papier Tournesol humide bleu. Un gaz fumeux se dégage et le papier Tournesol vire au rouge, ce qui indique qu'on a affaire à un acide. Le gaz que nous venons d'obtenir est de l'acide chlorhydrique et il est utilisé ordinairement en solution dans de l'eau.

Mélangez deux mesures de sel de cuisine et deux mesures de Bisulfate de Sodium (No. K125) avec deux mesures de Nitrate de Potassium (No. K124), et chauffez le mélange dans une éprouvette. Tenez l'éprouvette devant un écran blanc et vous vous apercevrez qu'un gaz verdâtre se dégage. Sentez-le avec précaution et plongez-y ensuite un morceau de papier Tournesol humide bleu. Le papier deviendra blanc à la suite d'une décoloration chimique qui n'a été observée dans aucune des expériences précédentes. Le gaz verdâtre est du chlore. Il a une odeur suffocante, n'est ni acide, ni alcalin, mais blanchit le papier Tournesol.

Jetez six mesures de sel de cuisine, six mesures de Bisulfate de Sodium et



Fig. 53. Préparation d'une solution d'hydrogène sulfuré.

trois mesures de Bioxyde de Manganèse (No. K118) dans une éprouvette munie d'un petit bouchon perforé et d'un grand tube coudé à angle droit.

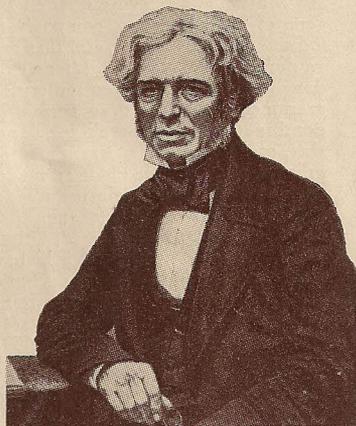
Recouvrez d'eau et chauffez, en faisant passer le gaz qui se dégage à travers de l'eau contenue dans une seconde éprouvette (Fig. 54) ou bien dans une éprouvette bien sèche contenant six mesures d'Oxyde de Calcium (No. K103). Dans ce

dernier cas, bouchéz l'éprouvette à plusieurs reprises et agitez-la (la Fig. 55 indique le moyen qui vous permettra de le faire). Vous obtiendrez une poudre décolorante. Conservez-la pour d'autres expériences.

Il existe également un moyen d'obtenir du chlore en chauffant le mélange sans y ajouter de l'eau. Dans ce cas l'éprouvette devra être fixée dans une position horizontale. Faites passer le gaz à travers le ballon contenant six mesures d'Oxyde de Calcium et ensuite dans une éprouvette remplie d'eau dans laquelle il se dissoudra (Fig. 56).

Remplissez une éprouvette bien sèche de chlore et bouchez-la, après y avoir introduit une bande de papier imprimé trempée auparavant dans de l'encre. L'encre se décolorera, mais les caractères imprimés resteront intacts : l'encre de bureau contient des matières colorantes végétales, tandis que l'encre d'imprimerie se compose principalement de noir de fumée.

Faites dissoudre un peu de poudre décolorante obtenue dans une de nos expériences précédentes dans une éprouvette à moitié remplie d'eau et préparez une seconde solution en employant une quantité égale d'Acide Tartrique (No. K133). Trempez pendant cinq minutes environ dans cette deuxième solution des morceaux d'étoffe teinte ou des pétales de fleurs, puis mettez-les dans la solution de la poudre décolorante. Vous constaterez une décoloration lente, due à l'action du chlore.



Michael Faraday (1791-1867)

Une Famille Intéressante d'Éléments Chimiques.

Le chlore appartient à une intéressante famille chimique qui groupe les quatre corps simples suivants: la fluorine, le chlore, le brome et le iode.

La fluorine est un gaz jaune dont l'action sur les métaux est particulièrement violente.



Fig. 54. Préparation d'une solution de chlore dans de l'eau.

Le brome est un corps simple d'une odeur fétide, qu'on retire des eaux de la mer et que l'on obtient sous forme d'un liquide rouge très vénéneux, bouillant à 63° et donnant des vapeurs très lourdes. Le brome est utilisé surtout dans la fabrication de certaines matières colorantes et, en particulier, de l'éosine (matière colorante rouge).

L'iode est un corps simple d'un gris bleuâtre, volatil à une température peu élevée. L'iode tache la peau en jaune et émet des vapeurs violettes. Il est soluble dans l'eau, dans l'éther, l'alcool ; sa solution dans l'alcool à 90° constitue la teinture d'iode. Il donne avec l'oxygène et l'eau plusieurs composés, tels que l'anhydride iodique, l'acide iodique, etc. Il se combine aux métaux en donnant des iodures. L'iode existe à l'état naturel dans l'eau de mer, qui en renferme environ 2, 2 milligrammes par litre ; il se trouve également dans de nombreuses eaux minéralisées, dans les végétaux marins, etc. L'iodure d'argent est employé en photographie. On emploie l'iode en médecine comme révulsif, sous la forme de teinture d'iode ou de coton iodé ; c'est aussi un bon antiseptique.

Versez quelques gouttes de solution de chlore dans une éprouvette contenant à la hauteur d'environ 25 mm. une Solution d'Iodure de Potassium (No. K123). Le liquide incolore prend une teinte brun rougeâtre, car le chlore sépare l'iode de la solution.

Mélangez deux mesures d'amidon broyé avec quelques gouttes d'eau froide. Vous obtiendrez ainsi une sorte de colle. Chauffez une éprouvette à moitié remplie d'eau jusqu'à son point d'ébullition et ajoutez-y la colle d'amidon. Vous obtiendrez une solution limpide d'amidon. Laissez refroidir cette solution et ajoutez-y quelques gouttes du liquide contenant de l'iode. La colle d'amidon prendra une teinte bleu foncé, qui disparaîtra au chauffage et réapparaîtra au refroidissement. La substance bleue est du iodure d'amidon et ce dernier sert à déceler la présence du iode.

Nous obtiendrons un résultat similaire en ajoutant une ou deux gouttes de teinture d'iode à la



Fig. 55. L'Oxyde de Calcium absorbe le Chlore.

colle d'amidon, ce qui prouve que ce liquide peut servir à déceler la présence de l'amidon dans les plantes. Coupez une pomme de terre en deux et laissez tomber une goutte de teinture d'iode sur la surface de la tranche fraîchement coupée (Fig. 57). A mesure que la goutte s'étend, la tranche se colore en bleu, en démontrant ainsi que la pomme de terre contient de l'amidon.

Faites bouillir pendant quelques minutes un fragment de pomme de terre dans une éprouvette remplie d'eau à un quart de sa hauteur. Vous obtiendrez une solution d'amidon qui tournera au bleu si vous y ajoutez une goutte de solution d'iode.

Répétez la même expérience avec de la farine, des miettes de pain et quelques grains de riz. Toutes ces substances contiennent également de l'amidon.

Versez un peu de solution d'iode sur les surfaces fraîchement coupées de pommes mûres et vertes. Les pommes vertes contiennent de l'amidon, mais à mesure qu'elles mûrissent, cet amidon se transforme en sucre.

Ecriture à l'Electricité.

La Solution d'Iodure de Potassium (No. K123) peut être employée pour écrire à l'électricité.

Plongez un morceau de papier-buvard dans de la Solution d'Iodure de Potassium (No. K123) et étalez-le sur une plaque métallique bien unie (par ex. une Plaque Meccano de 14×6 cm.). Fixez cette dernière au Support Universel et reliez-la à l'aide d'un fil de cuivre à la borne négative d'un accumulateur (Fig. 58) ou d'une pile sèche.

Ecrivez ou dessinez lentement sur le papier, en vous servant, en guise de crayon, de l'extrémité d'un fil de cuivre fixé à la borne positive de la source d'électricité. Gardez-vous bien surtout, en le faisant, de déchirer le papier mouillé, ce qui produirait un court-circuit. Les caractères

ou les dessins que vous tracerez ainsi, apparaîtront en brun, grâce à l'effet du courant électrique qui a la propriété de dégager l'iode des corps composés qui le contiennent.

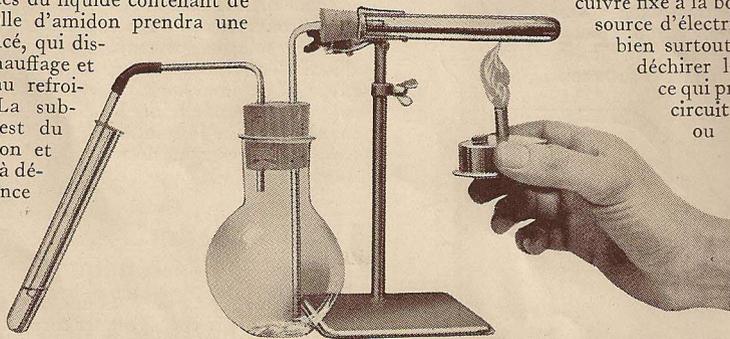


Fig. 56. Faites passer le chlore à travers de l'Oxyde de Calcium pour obtenir une poudre décolorante. Le chlore inutilisé est dissous dans l'eau contenue dans l'éprouvette.

Répétez la même expérience en plongeant préalablement le papier-buvard dans un mélange de Solution d'Iodure de Potassium et de colle d'amidon. Cette fois-ci vous obtiendrez des caractères et des dessins bleus, cette coloration étant due à la formation d'iode d'amidon.

12. EXPERIENCES D'ANALYSE.

Le Borax est un borate de soude. Il se trouve dans la nature, mais aujourd'hui on est arrivé à le préparer industriellement en utilisant le borate de chaux, que l'on trouve en grande quantité en Asie Mineure.

Le Borax joue un rôle important dans les laboratoires, vu qu'il est fréquemment employé dans les analyses chimiques.

Les "perles" de borax sont préparées à l'aide d'un bout de Fil d'Acier Chrome-Nickel (No. K39) tordu en boucle à son extrémité. Dans les expériences ci-dessous, ce Fil d'Acier peut être tenu à l'aide d'une petite pince ordinaire, de la Pince



Fig. 57. Une expérience qui démontre qu'une pomme de terre contient de l'amidon

à Eprovette Kemex ou bien encore il peut être fixé dans un court tube de verre qui servira de poignée. Chauffez la boucle du Fil sur la flamme d'une lampe à alcool et plongez-la ensuite dans une petite quantité de borax. Le borax adhère à la surface de la boucle, et, étant chauffé, commence à se gonfler, grâce à la perte de l'eau de cristallisation. Il fond ensuite et forme une sorte de perle de verre d'un blanc très clair (Fig. 59). Ajoutez encore un peu de borax et réchauffez-le ensuite, afin que toute la perle devienne transparente et incolore. Touchez à présent du bout de la perle chauffée un petit cristal de Chlorure de Cobalt (No. K105). La perle prend immédiatement une couleur bleu très foncé, grâce à la formation de borate de cobalt bleu.

Les composés de cuivre, de fer et de manganèse donnent respectivement des perles bleu grisâtre, jaune et rose pâle.

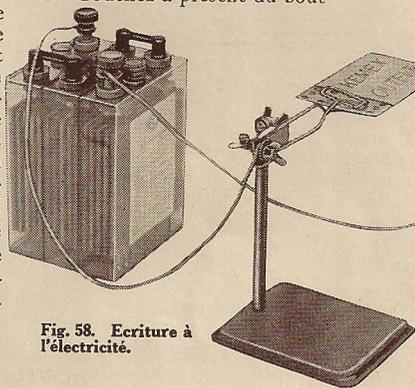


Fig. 58. Ecriture à l'électricité.

Analyses Chimiques à l'Aide de la Flamme.

Nettoyez le Fil d'Acier Chrome-Nickel en le plongeant dans une éprouvette contenant de l'acide chlorhydrique en solution. Recouvrez-le ensuite d'une petite quantité de Nitrate de Strontium (No. K130). Chauffez le bout du Fil sur une forte flamme. Cette dernière prendra une couleur rouge d'un carmin vif.

Répétez la même expérience avec la flamme en employant pour cela successivement de l'Oxyde de Calcium (No. K103), du Sulfate de Cuivre (No. K108), du Nitrate de Plomb (No. K113), du Nitrate de Potassium (No. K124). Les couleurs de la flamme seront respectivement rouge brique, bleu verdâtre, bleu pâle et violet. Il est à remarquer que la couleur violette, due au Nitrate de Potassium, est parfois voilée par une teinte jaune, mais paraît rougeâtre, si nous examinons la flamme à travers un verre bleu.

Essayez du sel de cuisine dans la flamme. Cette dernière prendra une teinte jaune pâle, due au sodium, métal qui entre dans la composition du sel.



A. L. Lavoisier (1743-1794).

13. LES "JARDINS CHIMIQUES."

Les silicates de la plupart des métaux sont insolubles et on peut les obtenir en jetant des cristaux de leurs sels solubles dans une solution de silicate de soude, connue sous le nom de "verre soluble." Préparez dans ce but dans un grand bocal une quantité suffisante de solution de verre soluble, dans la proportion d'une cuillerée à bouche de verre soluble par verre d'eau. Jetez dans la solution deux ou trois petits cristaux de Chlorure de Cobalt (No. K105).

Vous verrez se former sur chaque cristal une sorte de mince tige de silicate de cobalt. Dans quelques heures les sommets de ces tiges atteindront la surface de la solution, et leur ensemble donnera la singulière illusion d'un vrai jardin en miniature.

Certains autres produits chimiques peuvent également donner des résultats similaires. Les Figs 60 et 61 nous montrent des "jardins chimiques" obtenus à l'aide de Sulfate de Cuivre (No. K108), de Sulfate de Magnésium (No. K117) et de Chlorure de Cobalt (No. K105).

Expériences de Diffusion.

Préparez un sac avec une feuille de parchemin, mouillez-le et versez-y une solution diluée de Sulfate de Cuivre (No. K108). Tenez le sac de façon à ce que le fond de ce dernier soit plongé dans l'eau d'une cuvette. L'eau commencera à se

colorer lentement en bleu, ce qui démontre que le Sulfate de Cuivre passe à travers la membrane.

Une expérience similaire peut être exécutée avec l'appareil reproduit sur la Fig. 62. La feuille de parchemin est attachée autour de l'extrémité à entonnoir du tube à entonnoir, dont le bout seul est plongé dans l'eau contenue dans le ballon. Le Sulfate de Cuivre se diffuse à travers la membrane. Le phénomène du passage du Sulfate de Cuivre à travers le parche-



Fig. 59. Préparation d'une perle de borax.

min est connu en chimie sous le nom de "diffusion."

Faites dissoudre six mesures de Sulfate de Cuivre dans une éprouvette contenant de l'eau jusqu'à la hauteur de 12 mm. Laissez l'eau couler très lentement dans l'éprouvette afin d'obtenir une couche incolore au-dessus de la solution couleur bleu foncé. Laissez reposer le liquide et vous vous apercevrez que la démarcation entre les deux couches s'atténue de plus en plus, grâce à la lente diffusion jusqu'à ce que dans un jour ou deux tout le liquide se colore d'une façon uniforme.

La même expérience peut être répétée sur une échelle plus considérable dans le ballon, et il sera recommandé dans ce cas de verser lentement de l'eau le long d'une baguette de verre sur un bouchon plat flottant sur la surface de la solution bleue (Fig. 63). Laissez le bouchon dans le ballon pendant toute l'expérience.

Séparation du Sucre et de l'Amidon.

Prenez une petite boîte ronde et découpez-en le fond. Faites la même chose ensuite avec le dessus du couvercle. Vous obtiendrez ainsi deux anneaux de carton - tout ce qui vous restera de la boîte et de son couvercle après cette opération. Renversez le petit anneau de la boîte et posez-y une feuille de parchemin dépassant d'environ 25 mm. les rebords de l'anneau. Placez ensuite l'anneau du couvercle sur le parchemin, afin de le maintenir en position. Vous obtiendrez ainsi une espèce de petit tambour avec fond en parchemin.

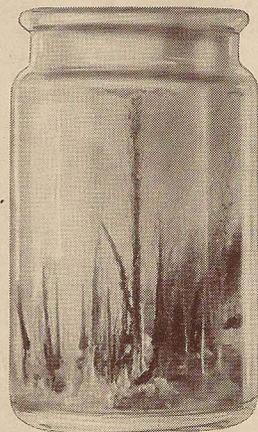


Fig. 60. "Jardin chimique" dont les "plantes" ont poussé sur des cristaux de sulfate de magnésium et d'autres produits chimiques.

Mélangez la moitié d'une cuillerée à café d'amidon avec un peu d'eau contenue dans une tasse et remplissez ensuite cette dernière d'eau bouillante. Ajoutez-y du sucre en quantité suffisante pour rendre le liquide sucré au goût. Faites refroidir le tout et versez alors un peu de ce liquide sur le tambour. Posez ensuite le tambour sur la surface de l'eau, dans une cuvette (Fig. 64). Laissez le tambour flotter ainsi pendant quelques heures et goûtez alors le liquide dans lequel il nage. Vous vous apercevrez qu'il est sucré, ce qui démontre que le sucre s'est diffusé à travers le parchemin. Pour voir s'il en a été de même avec l'amidon, déposez au moyen d'une baguette de verre une goutte de ce liquide dans une assiette bien propre et ajoutez ensuite une goutte de teinture d'iode. Aucune coloration bleue ne s'en suivra, ce qui prouve que l'amidon n'a pas suivi l'exemple du sucre et n'a pas passé à travers le parchemin. En continuant l'expérience et en changeant souvent l'eau dans la cuvette vous pourrez arriver à éloigner tout le sucre du tambour et il n'y restera que de l'amidon.

14. QUELQUES EXPERIENCES DE CHIMIE PRATIQUE.

Chauffez successivement au-dessus d'une flamme quelques petits échantillons de tissus de coton, de laine et de soie placés sur une cuiller. La laine et la soie qui sont d'origine animale, dégageront une odeur âcre de cheveux brûlés. Le coton, qui est un produit végétal, dégagera une odeur de papier brûlé et laissera des cendres blanches sur la cuiller.

Préparez une solution de soude caustique. Versez la moitié de cette solution dans une éprouvette, et jetez-y ensuite un petit morceau de tissu de laine. Faites bouillir. Le tissu se dissout lentement.

Répétez la même expérience avec un petit morceau de tissu de coton. L'étoffe restera inchangée.

Essayez de la soie naturelle et artificielle, en les faisant bouillir dans une solution de soude caustique. La soie naturelle est d'origine animale et se dissout, tandis que la soie artificielle, préparée avec du bois, reste inchangée.

On décèle la présence d'amidon dans un tissu de coton, en faisant bouillir ce dernier dans de l'eau contenue dans une éprouvette et en y ajoutant une ou deux gouttes de teinture d'iode. S'il se forme de l'iode d'amidon, — c'est la preuve de la présence d'amidon dans le tissu.

Teinture des Textiles.

La teinture des textiles, art connu dans l'antiquité, a pour but la fixation d'un colorant sur la fibre, d'une manière durable.

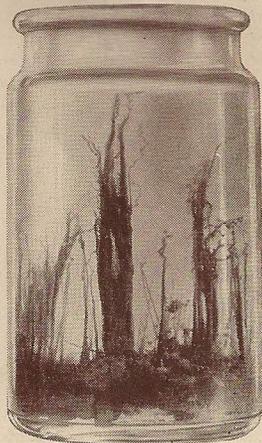


Fig. 61. "Jardin chimique" obtenu avec du chlorure de cobalt.



Fig. 62. Diffusion d'une solution de Sulfate de Cuivre à travers du parchemin.

deux mesures d'Alun de Fer (No. K111), dissoutes dans une même quantité d'eau. Le tissu prend une couleur bleu foncé et la conserve même après avoir été séché. Cette couleur est connue sous le nom de bleu de Prusse.

Répétez la même expérience, en substituant du Sulfate d'Ammoniaque Ferreux (No. K110) à l'Alun de Fer. Le tissu prendra dans ce cas une couleur bleu clair.

Préparez une nouvelle solution d'Alun de Fer (No. K111) et faites baigner un morceau de tissu de laine dans la moitié de cette solution. Laissez-le sécher et mettez-le ensuite dans une solution de Thiocyanate de Sodium (No. K129) qu'on préparera en versant deux mesures de cette substance dans une éprouvette à moitié remplie d'eau. Laissez sécher le tissu à nouveau. Il sera teint en rouge.

Faites baigner un morceau de tissu de laine dans le restant de la solution d'Alun de Fer (No. K111). Laissez-le sécher et mettez-le ensuite dans une solution d'Acide Tannique (No. K132). Faites-le baigner dans la solution pendant quelques minutes, retirez-le ensuite et faites sécher. Le tissu sera teint en noir.

Faites baigner pendant quelques minutes un petit échantillon de tissu de soie dans une solution d'Alun de Fer (No. K111) et laissez-le sécher ensuite. Ceci fait, faites-le tremper dans une solution d'Acide Tannique (No. K132) contenue dans une éprouvette à moitié remplie d'eau. Laissez-le sécher. Faites-le bouillir ensuite dans une solution composée de deux mesures de Bois de Campêche (No.

K115) contenue dans une même quantité d'eau. Faites refroidir, retirez le tissu et lavez-le. Le tissu prendra une belle couleur noire.

K115) contenue dans une même quantité d'eau. Faites refroidir, retirez le tissu et lavez-le. Le tissu prendra une belle couleur noire.

Fabrication de Savon avec du Saindoux ou du Beurre.

Préparez une solution de soude caustique et ajoutez-y un morceau de saindoux ou de beurre de la grosseur d'une fève. Faites bouillir jusqu'à ce que toute la graisse fondue se soit dissoute dans le liquide alcalin chaud. Laissez le liquide se refroidir et chauffez à nouveau pendant deux minutes, après avoir pris soin d'y ajouter quatre mesures de sel de cuisine. Versez le mélange dans la capsule d'évaporation et laissez refroidir. Le savon étant une substance solide, il se sépare du reste du mélange et forme une couche solide sur la surface.

Les savons de toilette de bonne qualité sont préparés de manière que toute trace d'alcali soit neutralisée.

Essayez différents échantillons de savons en les coupant en deux et quelques Phénol-

en laissant tomber gouttes de Solution de phthaléine (No. K121) sur les surfaces fraîchement découpées. Le savon fabriqué au cours de notre expérience précédente prendra une teinte rose due à la présence d'alcali non neutralisé.



Fig. 63. Autre expérience de diffusion.

Encres de Couleur.

Mélangez des solutions d'Acide Tannique (No. K132) et d'Alun de Fer (No. K111) que vous obtiendrez en faisant dissoudre une mesure de chacune de ces substances dans une éprouvette remplie d'un tiers d'eau. Vous obtiendrez de cette façon un liquide noir contenant du tannate de fer. Ajoutez-y quelques gouttes de colle afin de rendre le liquide plus épais et écrivez avec lui en vous servant d'une plume d'acier bien propre.

On préparera de l'encre bleue en procédant exactement de la même façon, mais en substituant du Ferrocyanure de Sodium (No. K128) à l'Acide Tannique.

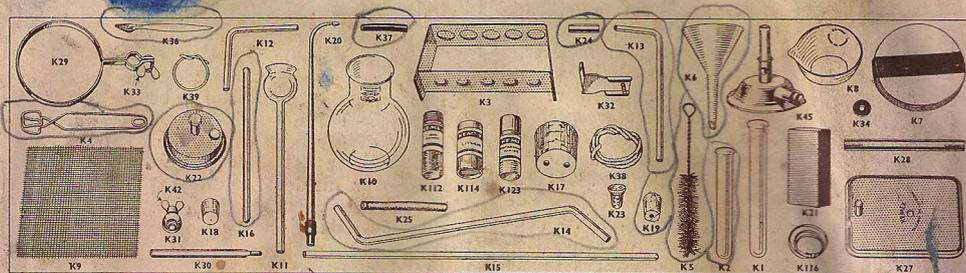
Pour préparer de l'encre rouge, faites bouillir pendant cinq minutes quatre mesures de Bois de Campêche (No. K115) dans une éprouvette à moitié remplie d'eau. Filtrez et faites dissoudre dans le liquide rouge une mesure de Sulfate d'Aluminium (No. K100) et une mesure de Bisulfate de Sodium (No. K125).



Fig. 64. Le sucre se sépare de l'amidon à la suite de la lente diffusion qui se produit à travers le parchemin.

MECCANO KEMEX

LISTE DES PIÈCES ET DU CONTENU DES BOÎTES



Quantités dans les Boîtes
No. 1 No. 2 No. 3

Quantités dans les Boîtes
No. 1 No. 2 No. 3

K1	Eprouvette, 130 × 15 mm.	...	4	4	6
K2	Eprouvette, 100 × 12 mm. (résistant à la chaleur)	...	—	2	2
K3	Support d'Eprouvettes	...	—	1	1
K4	Pince à Eprouvette	...	1	1	1
K5	Goupillon pour Eprouvette	...	1	1	1
K6	Entonnoir	...	1	1	1
K7	Papier—Filtre	...	12	50	100
K8	Capsule d'Evaporation	...	—	1	1
K9	Carré de Toile Métallique	...	—	1	1
K10	Ballon (Vase à col)	...	—	—	1
K11	Tube à Entonnoir	...	—	—	1
K12	Tube de Verre Coudé à Angle Droit, petit	...	1	1	1
K13	Tube de Verre Coudé à Angle Droit, grand	...	1	1	1
K14	Tube de Verre doublement coudé	...	1	1	1
K15	Tube de Verre, 30 cm.	...	—	—	2
K16	Baguette de Verre	...	1	1	1
K17	Bouchon, grand, deux trous	...	—	—	1
K18	Bouchon, petit	...	—	1	4
K19	Bouchon, petit, avec trou	...	2	3	4
K20	Chalumeau	...	—	—	1
K21	Bloc de Charbon de Bois	...	—	—	1
K22	Lampe à Alcool, complète	...	1	1*	1*
K23	Bouchon de remplissage de lampe	...	—	—	—
K24	Porte-mèche de Lampe	...	—	—	—
K25	Mèche de Lampe	...	—	—	—
K26	Support Universel, Complet	...	—	—	1
K27	Base de Support Universel	...	—	—	—
K28	Tige de Support Universel	...	—	—	—
K29	Anneau de Support Universel	...	—	—	—
K30	Tige D'Extension de Support Universel	...	—	—	—
K31	Collier de Serrage de Support Universel	...	—	—	—
K32	Equerre Articulée de Support Universel	...	—	—	—
K33	Ecrou à oreilles de Support Universel	...	—	—	—
K34	Rondelle de Support Universel	...	—	—	—
K35	Support pour Capsule d'Evaporation	...	—	1	—
K36	Cuiller—mesure	...	1	1	1
K37	Raccord en caoutchouc pour tube de verre	...	1	1	1
K38	Fibres d'Amiante	...	1	1	1
K39	Fil d'Acier Chrome-Nickel	...	1	1	1

*Ou K45 Bec Bunsen.

K42	Vis à oreilles de Support Univ.	...	—	—	—
K45	Bec Bunsen	...	—	1†	1†
K47	Tube en caoutchouc pour Bec Bunsen	...	—	—	—
K48	Manuel d'Instructions	...	1	1	1
K100	Sulfate d'Aluminium	...	—	—	—
K101	Chlorure d'Ammonium	...	1	1	1
K102	Carbonate de Calcium (Marbre)	...	—	—	1
K103	Oxyde de Calcium (Chaux)	...	1	1	1
K104	Charbon de Bois	...	—	—	1
K105	Chlorure de Cobalt	...	1	1	1
K106	Rouge Congo	...	—	—	1
K107	Oxyde de Cuivre	...	1	1	1
K108	Sulfate de Cuivre	...	1	1	1
K109	Limaille de Cuivre	...	—	—	1
K110	Sulfate d'Ammoniaque Ferreux	...	—	—	1
K111	Alun de Fer	...	1	1	1
K112	Limaille de Fer	...	1	1	1
K113	Nitrate de Plomb	...	1	1	1
K114	Teinture de Tournesol	...	1	1	1
K115	Bois de Campêche	...	1	1	1
K116	Ruban de Magnésium...	...	1	1	1
K117	Sulfate de Magnésium	...	1	1	1
K118	Bioxyde de Manganèse	...	1	1	1
K119	Sulfate de Manganèse...	...	—	—	1
K120	Sulfate de Nickel Ammoniacal	...	—	—	1
K121	Solution de Phénohphtaléine	...	—	1	1
K122	Chlorate de Potassium	...	1	1	1
K123	Solution d'Iodure de Potassium	...	—	1	1
K124	Nitrate de Potassium	...	1	1	1
K125	Bisulfate de Sodium	...	1	1	1
K126	Bisulfite de Sodium	...	—	—	1
K127	Borate Hydraté de Sodium (Borax)	...	—	—	1
K128	Ferrocyanure de Sodium	...	—	—	1
K129	Thiocyanate de Sodium	...	—	—	1
K130	Nitrate de Strontium	...	—	1	1
K131	Soufre	...	1	1	1
K132	Acide Tannique (Tanin)	...	1	1	1
K133	Acide Tartrique	...	—	1	1
K134	Zinc Granulé	...	1	1	1

† Ou K22 Lampe à Alcool

MECCANO

78-80, RUE REBEVAL

PARIS