

		Par rapport à l'oxygène = 100	Par rapport à l'hydrogène = 4
Iridium	Ir	1233,4	98,57
Lanthane	La	588,30	47,06
Lithium	Li	80,33	6,43
Magnésium	Mg	150	12
Manganèse	Mn	344,7	27,57
Mercure	Hg	1250	100
Molybdène	Mo	575,83	46,07
Nickel	Ni	369,75	29,58
Niobium	»	»	»
Or	Au	1229,16	98,33
Osmium	Os	1242,62	99,41
Palladium	Pd	665,47	53,24
Pélopie	Pe	»	»
Platine	Pt	1232	98,57
Plomb	Pb	1294,5	103,56
Potassium	K	488,93	39,41
Rhodium	Rh	651,96	52,16
Rubidium	Rb	1067	85,36
Ruthénium	Ru	651,96	52,16
Sélénium	Se	495,28	39,62
Silicium	Si	266,74	21,34
Sodium	Na	287,5	23,00
Strontium	St	548	43,84
Tantale	Ta	1331,25	106,5
Tellure	Te	801,76	64,14
Terbium	Te	»	»
Thallium	Tl	1300	104
Thorium	Th	743,9	59,50
Titane	Ti	314,7	25,18
Tungstène	W	1150,78	92,06
Uranium	Ur	750	60,00
Vanadium	Vn	855,8	68,47
Yttrium	Y	402,3	32,18
Zinc	Zn	406,5	33,52
Zirconium	Zr	420	33,58

CRISTALLISATION DES CORPS

On dit qu'un corps est *cristallisé* quand il se présente sous une forme géométrique qui est toujours la même *dans des circonstances identiques*. Les corps qui n'affectent pas de forme géométrique sont appelés *amorphes*.

La plupart des substances connues peuvent cristalliser; certains corps paraissent amorphes au premier aspect; mais en examinant leur cassure à la loupe ou au microscope, on reconnaît qu'ils sont formés d'un grand nombre de petits cristaux juxtaposés.

Un corps solide se trouve dans les circonstances convenables pour cristalliser quand il a perdu sa cohésion par une cause quelconque, et que, cette cause cessant d'agir, il repasse lentement à l'état solide. On réalise ces conditions par différents procédés dont nous ferons connaître les principaux.

CRISTALLISATION PAR FUSION.

VOIE SÈCHE.

On peut faire cristalliser un corps fusible en le portant à la température qui en détermine la fusion, et en le laissant refroidir très-lentement.

La surface du liquide, qui est en contact avec l'air, et les parties qui touchent les parois du vase où la fusion s'est opérée, se refroidissent plus rapidement; il se produit ainsi une couche cristalline qui adhère aux parois du vase, et une croûte solide qui se forme à la partie supérieure du liquide, tandis que la partie centrale de la masse se maintient à l'état liquide.



Fig. 1.

On perce avec précaution la croûte supérieure, on fait écouler le liquide, et l'on trouve l'intérieur du vase tapissé de cristaux qui sont d'autant plus volumineux que le refroidissement s'est fait avec plus de lenteur, et qu'on a opéré sur une masse plus considérable.

Pendant le refroidissement, on doit abandonner le corps fondu dans un endroit où il se trouve à l'abri de toute vibration.

C'est ainsi que l'on fait cristalliser le soufre, le bismuth et un grand nombre de métaux et d'alliages.

CRISTALLISATION PAR VOLATILISATION.

VOIE SÈCHE.

Plusieurs corps solides et volatils peuvent cristalliser par volatilisation. Dans ce but on les introduit dans une cornue de verre, de grès ou de porcelaine, selon leur degré de volatilité; on fait communiquer la cornue avec un récipient convenablement refroidi, et on la porte à une température qui détermine la volatilisation du corps que l'on veut faire cristalliser. Les vapeurs, en se refroidissant, reprennent l'état solide, et donnent des cristaux qui se déposent dans le col de la cornue ou dans le récipient.

L'arsenic, certains chlorures métalliques, plusieurs sels de mercure, d'ammoniaque, l'acide benzoïque, le camphre, cristallisent par volatilisation.

CRISTALLISATION PAR DISSOLUTION.

VOIE HUMIDE.

On emploie deux méthodes distinctes pour faire cristalliser les corps au moyen de leurs dissolutions dans différents liquides.

1° *Par dissolution et évaporation*. Ce procédé consiste à évaporer la dissolution par l'action de la chaleur, ou bien spontanément.

ment, à l'air libre ou dans le vide jusqu'à ce que le corps solide se dépose; les cristaux obtenus sont d'autant plus beaux que l'évaporation du liquide se fait avec plus de lenteur et que la liqueur qui les laisse déposer est plus visqueuse.

2° *Par dissolution et refroidissement.* Cette seconde méthode est fondée sur l'inégale solubilité de la plupart des corps dans les liquides, selon qu'on opère à chaud ou à froid.

Pour faire cristalliser un corps beaucoup plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, le nitre, par exemple, on le traite par l'eau bouillante jusqu'à ce que l'eau, n'en pouvant plus dissoudre, soit saturée à chaud; si on laisse refroidir la liqueur, il se déposera nécessairement une certaine quantité de sel, et si le refroidissement est très-lent, on obtiendra une belle cristallisation de nitre.

C'est ainsi que l'on fait cristalliser dans les laboratoires la plupart des sels, tels que le carbonate de soude, le phosphate de soude, le sulfate de cuivre, etc.

Leblanc a fait connaître une méthode qui permet d'augmenter à volonté le volume des cristaux, en leur conservant une régularité parfaite.

On choisit de petits cristaux réguliers dans une cristallisation obtenue par l'évaporation ou le refroidissement d'une liqueur; on les introduit dans un cristalliseur de verre, et on les recouvre de la liqueur même où ils se sont déposés, que l'on nomme *eau mère*; puis on abandonne cette liqueur à une évaporation spontanée.

A mesure que la liqueur s'évapore, il se dépose sur les petits cristaux une certaine quantité du sel qui est en dissolution; ce dépôt se fait d'une manière uniforme sur toutes les faces qui sont baignées par le liquide; si l'on a soin de retourner les cristaux à des intervalles de temps égaux, en les faisant poser successivement sur chacune de leurs faces, ils augmentent également dans toutes leurs dimensions sans se déformer.

Plusieurs causes contribuent à activer la cristallisation des corps. On peut dire d'une manière générale qu'une dissolution cristallise plus rapidement si on l'agite avec un corps solide, que si on la laisse reposer tranquillement sans l'agiter; mais une liqueur agitée ne donne jamais que de petits cristaux: ainsi, un sirop de sucre convenablement évaporé donne du sucre en petits cristaux lorsqu'on l'agite, et du sucre en cristaux volumineux, appelé *sucre candi*, lorsqu'on le laisse refroidir sans l'agiter ou qu'on l'évapore lentement dans une étuve.

Lorsque plusieurs corps sont en dissolution dans le même liquide, celui qui se dépose le premier est d'autant plus pur, et cristallise d'autant plus régulièrement, que la cristallisation se fait dans un milieu moins dense. Ainsi, les premiers cristaux de chlorure de sodium qui se forment pendant l'évaporation de

l'eau de mer sont plus réguliers et plus purs que ceux qui se forment en dernier lieu.

Il arrive souvent qu'une dissolution reste pendant plusieurs jours sans donner de traces de cristallisation, et se prend en une masse cristalline aussitôt qu'on l'agite légèrement.

La présence des corps solides peut aussi favoriser la cristallisation; ces corps deviennent en quelque sorte le *noyau* de cristaux qui se forment à leur surface; on introduit donc quelquefois, dans une liqueur qui refuse de cristalliser, de petits cristaux de même nature que ceux qui doivent se déposer, et qui déterminent par leur présence la cristallisation de toute la masse.

La nature des vases facilite dans certains cas la cristallisation. On remarque qu'une liqueur cristallise plus rapidement dans des vases rugueux, comme ceux de grès, que dans des vases de verre.

Les vibrations exercent une telle influence sur la cristallisation des corps, que non-seulement elles facilitent le dépôt des cristaux dans une liqueur, mais qu'elles peuvent déterminer la transformation d'un corps solide amorphe en un corps cristallin. C'est ainsi que du fer nerveux de bonne qualité, qui ne présente à l'œil aucune apparence de cristallisation, devient en peu de temps cristallin et cassant lorsqu'on l'expose à des vibrations souvent répétées.

Certains corps qui se précipitent à l'état amorphe d'une dissolution soumise à la pression ordinaire, peuvent prendre l'état cristallin lorsqu'on augmente la pression et la température. Cette propriété a été appliquée de la manière la plus heureuse, par M. de Sénarmont, à la reproduction de plusieurs espèces minérales. Ainsi on obtient un précipité cristallin de silice qui présente toutes les propriétés chimiques du quartz, quand on chauffe à 200 ou 300°, dans un tube de verre fermé aux deux bouts, une dissolution de silice dans l'acide chlorhydrique.

CRISTALLISATION PAR DISSOLUTION.

VOIE SÈCHE.

Cette méthode a été mise en pratique par Ebelmen; elle lui a permis d'obtenir des espèces minérales qu'on n'avait pu reproduire jusqu'alors, et en outre plusieurs composés cristallisés qui n'ont pas encore été rencontrés dans la nature.

Dans le procédé d'Ebelmen, on fait usage de dissolvants qui ne sont liquides qu'à une température élevée et qui se volatilisent lentement au rouge vif en abandonnant sous forme cristalline les corps qu'ils tiennent en dissolution. Le premier dissolvant dont Ebelmen se servit fut l'acide borique, qui possède la propriété de dissoudre par voie sèche la plupart des oxydes métalliques: c'est ainsi qu'en chauffant avec de l'acide borique, à la haute température d'un four à porcelaine, un mélange d'alumine et de magnésie dans les proportions qui constituent le

spinelle, Ebelmen obtint des cristaux octaédriques identiques par toutes leurs propriétés physiques et chimiques avec ceux du spinelle naturel. Il employa ensuite comme dissolvants le borax, certains phosphates acides, le sel de phosphore (phosphate double de soude et d'ammoniaque), les silicates alcalins avec excès de bases.

On peut, dans ces dissolutions par voie sèche, effectuer des précipitations comme dans les dissolutions par voie humide; ainsi, Ebelmen obtint du borate de chaux et un précipité cristallin de magnésie en fondant de l'acide borique dans un mélange de chaux et de magnésie.

SYSTÈMES CRISTALLINS.

Chaque corps, en cristallisant, affecte une ou plusieurs formes régulières qui lui sont particulières; l'ensemble des formes dérivées d'un même type constitue ce que l'on nomme un *système cristallin*.

Les cristaux d'un même corps ne sont pas tous identiques, mais ils peuvent se rattacher à une *forme type* dont ils dérivent tous par des modifications simples, réglées par la loi de *symétrie* de Haüy, loi qui peut s'énoncer ainsi : *Une modification effectuée sur l'une des parties d'un cristal doit affecter de la même manière toutes les parties identiques de ce cristal.*

Il y a six systèmes cristallins qui se distinguent les uns des autres, soit par le nombre, soit par la disposition de leurs axes; ce sont : 1° *Le système du cube*; 2° *le système du prisme droit à base carrée*; 3° *le système du prisme droit à base rectangle*; 4° *le système du prisme hexagonal régulier* ou système rhomboédrique; 5° *le système du prisme oblique à base rectangle*; 6° *le système du prisme oblique à base de parallélogramme.*

On appelle *axe* d'un cristal une ligne imaginaire menée par le centre du cristal, et autour de laquelle les faces sont disposées symétriquement.

On nomme *centre* un point tel, que toute droite qui y passe et se termine sur le cristal est divisée en ce point en deux parties égales.

Les formes du premier système, qui comprend les polyèdres réguliers de la géométrie (cube, octaèdre, etc.), sont caractérisées par trois axes égaux et perpendiculaires entrecroisés.

Pour les autres systèmes, la régularité va pour ainsi dire en décroissant, jusqu'au sixième système, dont les formes se rapportent à trois axes inégaux et obliques les uns sur les autres.

La cristallisation est un moyen de purifier les corps. On fait en général cristalliser les diverses substances solides que l'on emploie dans les arts chimiques, parce que cette opération les débarrasse de la majeure partie des substances étrangères qu'elles peuvent contenir. Ces substances restent alors dans les *eaux mères*.

CHIMIE INORGANIQUE

MÉTALLOÏDES

OXYGÈNE

Equivalent en poids = 8. Équiv. en vol. = 1 vol.

Historique. — L'oxygène a été découvert par Priestley en 1774, et peu de temps après par Scheele, qui l'a isolé sans avoir eu connaissance des travaux de Priestley.

Lavoisier a le premier étudié les principales propriétés de l'oxygène: il a fait connaître le rôle qu'il joue dans un grand nombre de phénomènes chimiques, et notamment dans la combustion.

Ce gaz a été nommé d'abord *air déphlogistiqué*, *air pur*, *air vital*; puis, à l'époque de la création de la nomenclature chimique, *oxygène*, des deux mots grecs *ὀξύς*, aigre, acide, et *γεννάω*, j'engendre, parce qu'on croyait alors que tous les acides renfermaient nécessairement de l'oxygène.

État naturel. — L'oxygène est un des corps les plus répandus dans la nature. Il constitue le cinquième du volume de l'air atmosphérique; il entre dans la composition de l'eau et de la plupart des minéraux; enfin c'est un des éléments de presque toutes les substances végétales ou minérales.

Propriétés. — L'oxygène est un gaz permanent, incolore, insipide et inodore; sa densité est représentée par 1,10563 (M. Regnault); un litre de ce gaz à 0° pèse donc 1^{gr},293 × 1,1056 = 1^{gr},430. C'est le gaz qui réfracte le moins la lumière, et en même temps il est le plus magnétique de tous les gaz. Il est à peine soluble dans l'eau, qui en dissout, à la température ordinaire, 1/27 de son volume. On n'a pu encore le liquéfier, c'est donc un gaz *permanent*. Comme nous le verrons, ces deux der-

nières propriétés sont corrélatives : les gaz peu solubles dans l'eau sont toujours difficiles à liquéfier, et réciproquement les gaz facilement liquéfiables sont toujours assez solubles.

L'oxygène est éminemment propre à la combustion; ce qui lui a fait donner le nom de *corps comburant*.

Cette propriété est caractéristique pour l'oxygène et se démontre par l'expérience suivante : une bougie ou une allumette enflammée, que l'on vient d'éteindre et qui conserve encore quelques points rouges, se rallume immédiatement et avec une petite explosion quand on la plonge dans une éprouvette pleine d'oxygène. Le dégagement de lumière et de chaleur qui se produit est dû à la combinaison de l'oxygène avec le charbon et l'hydrogène de l'allumette et de la bougie.

Tous les corps combustibles, tels que le soufre, le charbon, etc., brûlent dans l'oxygène avec plus d'éclat et de rapidité que dans l'air atmosphérique.

Certains métaux peuvent même brûler dans l'oxygène quand on a élevé préalablement leur température : ainsi, lorsqu'un fil de fer, portant à son extrémité un morceau d'amadou incandescent, est placé dans un flacon d'oxygène, le fer s'allume aussitôt, en faisant jaillir des milliers d'étincelles; dans ce cas, le fer, s'unissant à l'oxygène, forme de l'oxyde de fer, qui fond, et en tombant, pénètre quelquefois assez profondément dans le verre du flacon. La température produite par la combustion du fer dans l'oxygène est assez élevée pour déterminer la fusion de quelques globules de fer que l'on retrouve entourés d'oxyde (*fig. 2*).

Le phosphore enflammé que l'on porte dans un flacon plein

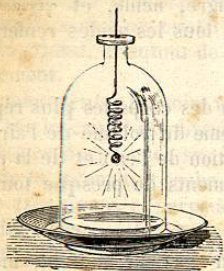


Fig. 2.

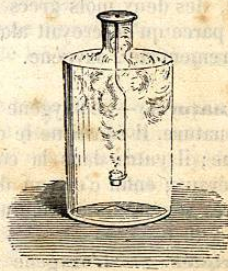


Fig. 3.

d'oxygène y brûle avec une lumière si vive, que les yeux ont peine à en supporter l'éclat (*fig. 3*).

La combustion du soufre, du charbon, du phosphore dans l'oxygène, s'opère en introduisant dans un flacon de verre, de 2 litres environ, rempli de ce gaz, une petite coupelle de terre

cuite ou plâtre, supportée par un fil de fer qui s'attache à un bouchon de liège trop large pour entrer dans l'ouverture du flacon : le fil de fer doit être d'une longueur telle que la coupelle se trouve suspendue à peu près au centre du flacon. On place alors le corps combustible dans la coupelle, on l'enflamme et l'on introduit le tout dans le flacon.

Lorsque, dans ces expériences, la combustion des métalloïdes précédents, soufre, charbon, phosphore, est terminée, il est facile de constater que des acides ont pris naissance, il suffit de verser dans les flacons de la teinture de tournesol, qui prend aussitôt une teinte rouge, sous l'action des acides sulfureux, carbonique et phosphorique produits.

Les différents corps, en s'unissant à l'oxygène, ne présentent pas toujours des phénomènes calorifiques et lumineux. Ainsi une lame de fer, plongée dans de l'oxygène humide, au bout d'un temps suffisant, se couvre de rouille. Ce corps est un hydrate de sesquioxyde de fer. Il y a donc eu oxydation du fer; combustion; mais comme cette oxydation est très-lente, elle n'est pas accompagnée d'un dégagement de chaleur sensible. La chaleur a pu se dissiper à mesure qu'elle se produisait. On donne à ce genre de combustion le nom de *combustion lente*, pour la distinguer des précédentes, qui sont appelées, par opposition, *combustions vives*.

Ces combustions, vives ou lentes, peuvent s'effectuer non-seulement dans l'oxygène, mais encore dans l'air; chaque jour nous sommes témoins de ces phénomènes. La cause est toujours la même, car la combustion n'a lieu dans l'atmosphère qu'en raison de l'oxygène qu'elle renferme, et si elle est moins vive, c'est que l'oxygène y est délayé dans de l'azote.

La respiration des animaux est aussi un phénomène de combustion; c'est Lavoisier qui le premier a montré cette analogie remarquable. Le sang veineux arrive aux poumons chargé d'acide carbonique et possédant une teinte brune caractéristique. Là, au travers de la membrane des capillaires, l'oxygène de l'air déplace en partie cet acide carbonique qui est éliminé par la respiration, et se fixe aux globules sanguins, en leur communiquant la teinte rouge propre au sang artériel. Le sang artériel va porter cet oxygène dans les différentes parties du corps, siège des combustions organiques, où se fait un échange inverse : l'oxygène est absorbé par les tissus, et l'acide carbonique, produit ultime de ces oxydations, est repris par le sang pour être ramené aux poumons. C'est grâce à ces combustions incessantes que le corps des différents animaux se maintient à une température supérieure à celle du milieu ambiant.

Préparation de l'oxygène. — Le moyen le plus simple pour

préparer l'oxygène consiste à décomposer par la chaleur certains oxydes métalliques en employant l'appareil représenté figure 4. L'oxyde à décomposer est introduit dans un tube de verre *a* qui communique avec l'éprouvette *c* au moyen d'un tube à dégagement *b*.

Lorsqu'on chauffe de l'oxyde d'argent AgO ou de l'oxyde de mercure HgO , il se dégage un équivalent d'oxygène, et il reste de l'argent ou du mercure métallique. Ces oxydes ne sont pas employés dans les laboratoires pour la préparation de l'oxygène, à cause de leur prix élevé.

On donne la préférence au peroxyde de manganèse MnO_2 , qui perd, par la chaleur, le tiers de l'oxygène qu'il contient, et se transforme en oxyde brun Mn_2O_3 , appelé aussi *oxyde salin*, parce

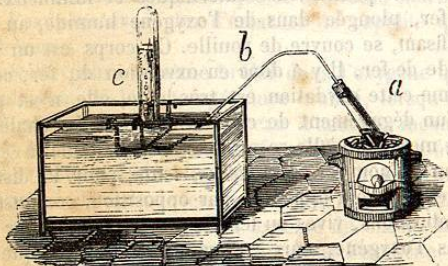
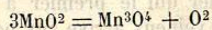


Fig. 4.

qu'il peut être regardé comme résultant de la combinaison du protoxyde basique avec le sesquioxyde, jouant le rôle d'acide $\text{Mn}_2\text{O}_3 = \text{MnO} + \text{MnO}_2$.



L'appareil dans lequel se fait cette décomposition se compose d'une cornue de grès (fig. 5), dans laquelle on introduit 500 ou 600 grammes de peroxyde de manganèse. La cornue est placée dans un fourneau à réverbère. Le col porté, au moyen d'un bouchon, un tube abducteur qui est muni d'un tube de sûreté, pour éviter les absorptions, et qui s'engage sous une éprouvette remplie d'eau; on chauffe alors la cornue de grès, et on la porte lentement à la température rouge.

Les premières portions de gaz qui se dégagent sont mélangées d'air atmosphérique et d'acide carbonique. L'air atmosphérique se trouvait dans la cornue, et a été déplacé par le dégagement du gaz; l'acide carbonique provient des carbonates que contient presque toujours le peroxyde de manganèse du commerce; ces carbonates sont décomposables par la chaleur, et produisent de l'acide car-

bonique qui vient se mêler à l'oxygène. La propriété que possède l'acide carbonique de troubler l'eau de chaux sert, du reste, à constater la présence de cet acide dans l'oxygène.

On laisse perdre les premières cloches de gaz, et on ne le recueille que lorsqu'il est assez pur pour rallumer une allumette présentant quelques points en ignition. Pour débarrasser l'oxygène de l'acide carbonique qu'il contient, il suffit d'agiter le gaz avec une dissolution de potasse, qui absorbe l'acide carbonique et laisse l'oxygène pur.

Il est facile de calculer, au moyen des équivalents, la quantité d'oxygène fournie par le peroxyde de manganèse que nous supposerons pur.

En effet, l'équivalent du manganèse est 27,57; cette quantité de manganèse est unie à 2 équivalents d'oxygène = 16 : le peroxyde de manganèse MnO_2 a donc pour équivalent 43,57.

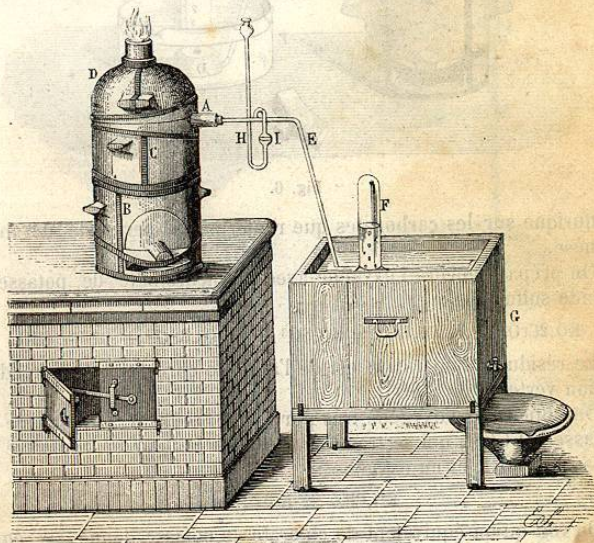
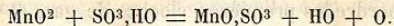


Fig. 5.

Le peroxyde de manganèse perd, par la chaleur, le tiers de son oxygène; le tiers de 16 est 5,33; 43,57 de peroxyde de manganèse supposé pur donneront donc 5,33 d'oxygène.

On peut retirer du peroxyde de manganèse la moitié de l'oxygène qu'il contient en chauffant cet oxyde avec de l'acide sulfurique concentré. Le peroxyde de manganèse est un corps indifférent;

mais il existe un autre oxyde de manganèse, le protoxyde MnO , qui est une base énergique; l'acide sulfurique détermine la formation de cette base et se combine avec elle :



La réaction se fait dans une cornue de verre qui communique avec une éprouvette remplie d'eau (*fig. 6*). Sous l'influence d'une faible élévation de température, la réaction se détermine et l'oxygène se dégage.

Le gaz doit être lavé dans une dissolution de potasse, autrement il contiendrait de l'acide carbonique provenant de l'action de l'acide

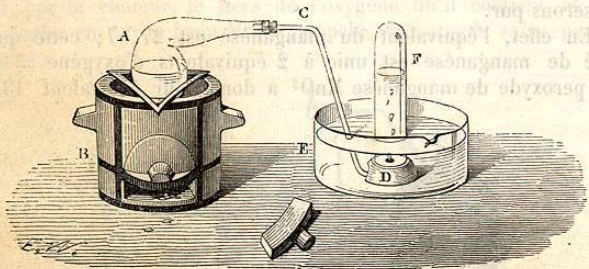
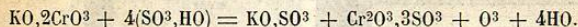


Fig. 6.

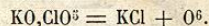
sulfurique sur les carbonates que renferme le peroxyde de manganèse.

On prépare encore l'oxygène avec le bichromate de potasse et l'acide sulfurique :



Le résidu de l'opération est de l'alun de chrome sous la modification verte ($Cr^2O^3,3SO^3$).

On obtient de l'oxygène très-pur, en le retirant du chlorate de potasse KO,ClO^3 , qui se transforme par la chaleur en chlorure de potassium KCl , et en oxygène :



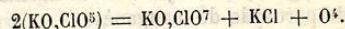
On voit qu'un équivalent de chlorate de potasse donne six équivalents d'oxygène. Cette quantité d'oxygène correspond à environ 39 p. 100 du poids de chlorate de potasse.

Le chlorate de potasse, se trouvant maintenant dans le commerce à un prix peu élevé, est employé généralement dans les laboratoires pour préparer l'oxygène.

La décomposition du chlorate de potasse se fait dans une petite cornue de verre que l'on chauffe au moyen d'un fourneau ou d'une lampe à alcool, à une température voisine du rouge

sombre (*fig. 7*). A un certain moment, elle devient plus difficile, ce qui tient à ce qu'une partie de l'oxygène mis en liberté se porte sur le chlorate non décomposé pour former du perchlorate de potasse, sel moins fusible que le premier, et qui n'abandonne son oxygène qu'à une température plus élevée.

La réaction qui se produit ainsi peut être représentée par la formule :



On facilite la décomposition du chlorate de potasse en mélangeant ce sel avec une petite quantité de bioxyde de cuivre, de peroxyde de manganèse ou de platine divisé. L'influence de ces corps est restée, jusqu'à présent, sans explication; le chlorate de

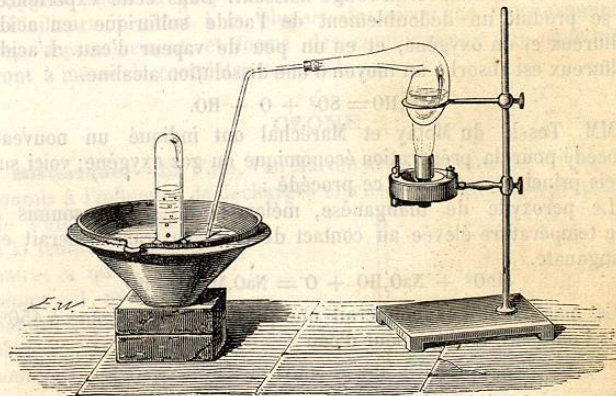


Fig. 7.

potasse, en se décomposant, ne leur fait éprouver aucune altération.

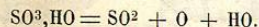
Extraction de l'oxygène de l'air. — L'oxygène obtenu industriellement et à très-bas prix pourrait recevoir de nombreuses applications : aussi a-t-on cherché à extraire ce gaz de l'air; mais comme on ne connaît aucun corps capable de s'emparer uniquement de l'azote avec lequel il est mélangé, on est obligé, pour extraire l'oxygène, de faire entrer d'abord ce gaz dans une combinaison d'où on puisse le retirer ensuite par la chaleur.

M. Boussingault a proposé de faire passer de l'air sur de la baryte, qui, chauffée au rouge sombre dans un tube de porcelaine, absorbe l'oxygène et se change en bioxyde de barium. Ce bioxyde chauffé ensuite au rouge vif, abandonne la moitié de son oxygène et repasse à l'état de baryte. En recommençant l'opération un certain nombre de fois, on obtient d'assez gran-

des quantités d'oxygène. Mais la baryte, qui absorbe bien l'oxygène de l'air dans les premiers moments, grâce à sa porosité, perd peu à peu cette propriété dans les opérations successives, et finit par ne plus absorber que des quantités insignifiantes d'oxygène.

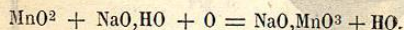
D'après des expériences récentes, on a obtenu un dégagement régulier d'oxygène, en ajoutant à la baryte une certaine proportion de peroxyde de manganèse.

MM. H. Sainte-Claire Deville et Debray ont démontré qu'on peut extraire l'oxygène de l'acide sulfurique, dont tout l'oxygène est en définitive emprunté à l'air, en faisant tomber cet acide goutte à goutte dans une cornue en grès remplie de fragments de porcelaine, et chauffée au rouge naissant. Dans cette expérience, il se produit un dédoublement de l'acide sulfurique en acide sulfureux et en oxygène, et en un peu de vapeur d'eau. L'acide sulfureux est absorbé au moyen d'une dissolution alcaline.

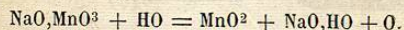


MM. Tessié du Motay et Maréchal ont indiqué un nouveau procédé pour la préparation économique du gaz oxygène; voici sur quels principes reposerait ce procédé :

Le peroxyde de manganèse, mélangé de soude, soumis à une température élevée au contact de l'air, se transformerait en manganate.



Ce manganate abandonnerait une partie de son oxygène à 450°, sous l'influence de la vapeur d'eau :



Lorsque la réduction est opérée, c'est-à-dire lorsque le manganate a cédé une partie de son oxygène, on dirige un courant d'air sur le mélange de peroxyde de manganèse et de soude (ce mélange étant au rouge sombre), et on le transforme encore en manganate qui est apte à fournir une nouvelle quantité d'oxygène.

Théoriquement, chaque kilogramme d'un pareil manganate doit fournir 0^k,072 d'oxygène.

Pratiquement, on obtient les 84 centièmes de la quantité théorique.

M. Mallet a trouvé un autre moyen de préparer économiquement l'oxygène. Ce procédé repose sur la propriété que possède le protochlorure de cuivre, d'absorber l'oxygène de l'air et de se transformer en oxychlorure, lequel, lorsqu'on le chauffe à 400°, repasse à l'état de protochlorure, en abandonnant son oxygène.

Ce moyen est remarquable en ce qu'il n'entraîne, comme

ceux de M. Boussingault et de M. Tessié du Motay, aucune perte de matière première; c'est toujours le même protochlorure qui sert; il ne s'agit que de le réactiver convenablement après chaque opération.

Chaque kilogramme de protochlorure de cuivre fournit 28 à 30 litres de gaz suffisamment pur.

Un autre avantage de ce mode de préparation, c'est la faculté laissée au fabricant de produire du chlore avec la même matière et le même appareil qui ont servi à préparer l'oxygène. Il suffit d'ajouter de l'acide chlorhydrique à l'oxychlorure de cuivre pour obtenir du chlore.

Nous n'insisterons pas sur l'importance du rôle que joue l'oxygène dans la plupart des réactions chimiques.

D'ailleurs il s'unit à la plupart des corps que nous examinons successivement, et forme des combinaisons qui nous mettront à même de compléter son étude

OZONE

Historique. — En 1785, Van Marum avait reconnu que l'oxygène, soumis à l'influence de décharges électriques acquiert la propriété de s'unir au mercure à la température ordinaire, et qu'en même temps il prend une odeur particulière. Mais ces faits étaient tombés dans l'oubli, lorsqu'en 1840 Schœnbein annonça que l'oxygène obtenu dans la décomposition de l'eau par la pile était odorant et jouissait d'un pouvoir oxydant plus énergique que l'oxygène obtenu par les procédés ordinaires. Il lui donna le nom d'*ozone* (de $\alpha\zeta\omega$, *je sens*), fit connaître ses principales propriétés et donna le moyen d'en constater facilement la présence.

Propriétés. — L'odeur de l'ozone rappelle celle du phosphore;

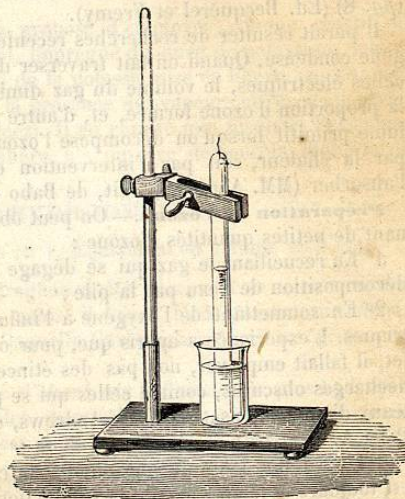


Fig. 8.

c'est elle que l'on sent dans le voisinage d'une machine électrique qui fonctionne depuis quelque temps.

L'ozone oxyde l'azote en présence des bases et forme de l'acide azotique; en présence de l'eau, il oxyde à froid la plupart des métaux, et même le mercure et l'argent. Il décompose l'iodure de potassium en mettant l'iode en liberté. Quelques gouttes de dissolution ammoniacale, versées dans un flacon d'ozone, donnent immédiatement naissance à des fumées blanches d'azotate d'ammoniaque.

Il décolore l'indigo, le tournesol et la plupart des matières colorées; il attaque presque toutes les substances organiques, par exemple, le liège et le caoutchouc, ce qui oblige à le préparer dans des appareils en verre, dont les diverses parties sont soudées.

Schœnbein pensait que la présence de l'azote était nécessaire à la production de l'ozone, et que par suite ce gaz était un composé azoté. Plus tard MM. Marignac et de la Rive établirent que l'ozone est de l'oxygène modifié par l'électricité. Ce fait a été rigoureusement démontré par des expériences qui prouvent qu'un volume déterminé d'oxygène pur, soumis pendant plusieurs jours à l'influence d'une série d'étincelles électriques, devient entièrement absorbable à froid par l'argent ou l'iodure de potassium humides (fig. 8) (Ed. Becquerel et Fremy).

Il paraît résulter de recherches récentes que l'ozone est de l'oxygène condensé. Quand on fait traverser de l'oxygène par des étincelles électriques, le volume du gaz diminue à mesure que croît la proportion d'ozone formée, et, d'autre part, on retrouve le volume primitif lorsqu'on décompose l'ozone qui s'est produit, soit par la chaleur, soit par l'intervention d'un corps incapable de l'absorber (MM. Andrews, Tait, de Babo et Soret).

Préparation de l'ozone. — On peut obtenir de l'oxygène contenant de petites quantités d'ozone :

1° En recueillant le gaz qui se dégage au pôle positif dans la décomposition de l'eau par la pile ;

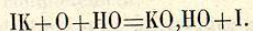
2° En soumettant de l'oxygène à l'influence de décharges électriques. L'expérience a appris que, pour obtenir le maximum d'effet, il fallait employer, non pas des étincelles brillantes, mais des décharges obscures, comme celles qui se produisent entre les plateaux d'un condensateur (MM. Andrews, de Babo, Houzeau, Tait, P. et A. Thenard).

3° L'oxydation lente du phosphore, au contact de l'air humide, est toujours accompagnée de la production d'une certaine quantité d'ozone (Schœnbein). De même, lorsqu'on expose au soleil un flacon contenant un peu d'essence de térébenthine et de l'air, cette essence s'oxyde lentement, et l'oxygène de l'air s'ozonise.

4° Lorsqu'on fait agir l'acide sulfurique concentré sur du bioxyde

de baryum ou du permanganate de potasse, à la température la plus basse possible, on obtient un dégagement d'oxygène assez riche en ozone (M. Houzeau).

Présence de l'ozone dans l'air. — Nous avons vu que l'ozone décompose l'iodure de potassium et met l'iode en liberté.



L'iode jouissant de la propriété de colorer l'amidon en bleu intense, Schœnbein fonda sur cette propriété une méthode permettant de constater facilement la présence de très-faibles proportions d'ozone. Elle consiste dans l'emploi de papier ordinaire, collé à l'amidon et imbibé d'une solution d'iodure de potassium; ce papier bleuit aussitôt qu'il est placé dans une atmosphère contenant des traces d'ozone.

Cette coloration se produisant presque toujours, lorsque le papier, dont nous venons d'indiquer la préparation, est exposé à l'air, Schœnbein avait cru pouvoir en conclure la présence normale de l'ozone dans l'atmosphère. Mais il a été reconnu que diverses influences autres que l'ozone déterminaient la coloration du papier ioduré amidonné, telles sont les vapeurs nitreuses, les huiles essentielles exhalées par certaines plantes et même une vive insolation (M. Cloëz).

Depuis, M. Houzeau a proposé d'employer comme réactif du papier rouge de tournesol, imprégné d'iodure de potassium, lequel devra bleuir sous l'action de la potasse mise en liberté par l'ozone; mais encore dans ce cas la présence des vapeurs nitreuses pourrait induire en erreur (M. Cloëz). Il en résulte que jusqu'ici l'existence de l'ozone dans l'atmosphère n'a pu être démontrée d'une façon incontestable.

HYDROGÈNE

Équivalent en poids = 1. Équivalent en volume = 2 vol.

Historique. — L'hydrogène a été découvert au commencement du dix-septième siècle, mais il n'est bien connu que depuis l'année 1777, époque à laquelle Cavendish a décrit ses principales propriétés.

Ce gaz a été nommé d'abord *air inflammable*, puis *hydrogène* (générateur de l'eau), des deux mots grecs ἕδωρ, eau, et γεννάω, j'engendre, parce qu'il est un des éléments de l'eau.

Etat naturel. — L'hydrogène se rencontre parmi les gaz qui se dégagent dans les éruptions volcaniques, dans les *suffioni* de la Toscane, etc. On a constaté sa présence dans le soleil.

Combiné à l'oxygène, il forme l'eau; uni au carbone, à l'oxygène et aussi à l'azote, il constitue les différentes substances organiques.