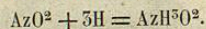


OXYAMMONIAQUE OU HYDROXYLAMINE.

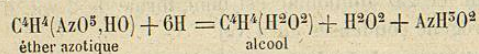
Équiv. $AzO^{\frac{5}{2}} = 35$ Poids atomique $AzH^{\frac{5}{2}} = 35$.

Ce corps, découvert par M. Lossen, s'obtient en faisant passer un courant de bioxyde d'azote dans une série de flacons contenant de l'étain avec de l'acide chlorhydrique; l'hydrogène résultant de l'action de l'étain sur l'acide chlorhydrique se combine avec le bioxyde d'azote (Ludwig et Hein), pour former de l'oxyammoniaque qui s'unit à l'acide chlorhydrique en excès :



On l'obtient également par l'action de l'étain sur l'acide azotique ou sur un mélange d'azotate d'ammoniaque et d'acide chlorhydrique.

155. Préparation. — On prépare l'oxyammoniaque en faisant réagir l'étain sur un mélange d'éther azotique et d'acide chlorhydrique (120 gr. d'étain, 50 gr. d'éther azotique et 500 gr. d'acide chlorhydrique de densité 1,12); la masse s'échauffe sans qu'il se dégage des quantités notables d'hydrogène. Quand la réaction est arrêtée, on chasse par l'ébullition l'alcool produit, on précipite l'étain, dans la dissolution étendue d'eau, par l'acide sulfhydrique, on filtre, on concentre; il se précipite d'abord du chlorhydrate d'ammoniaque, puis du chlorhydrate d'oxyammoniaque, que l'on purifie en le dissolvant dans l'alcool absolu bouillant (Lossen). La réaction peut s'exprimer par la formulé :

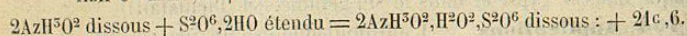
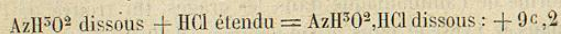


Dans ces réactions, l'oxyammoniaque résulte de la réduction de l'acide azotique par l'hydrogène qui provient de l'action de l'étain sur l'acide étendu :

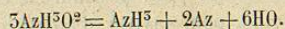


On n'a pas encore obtenu l'oxyammoniaque à l'état anhydre; M. Lossen la prépare à l'état de dissolution, en traitant par la baryte le sulfate d'oxyammoniaque.

PROPRIÉTÉS. — L'oxyammoniaque est une base puissante :

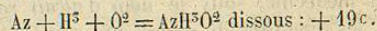


La potasse ajoutée à une solution concentrée d'un sel d'oxyammoniaque donne de l'azote, de l'eau et de l'ammoniaque en dégageant 57c :



Si, dans une dissolution d'un sel d'oxyammoniaque, on verse une dissolution d'un sel de cuivre, puis de la soude, il se forme un précipité jaune d'hydrate de sous-oxyde de cuivre. Cette réaction très-sensible de l'oxyammoniaque la distingue de l'ammoniaque.

La formation, à partir des éléments, de l'oxyammoniaque en dissolution, dégage de la chaleur :



CHAPITRE IV

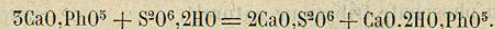
PHOSPHORE ET SES COMPOSÉS. — ARSENIC.

PHOSPHORE.

Équiv. Ph = 31. — 1 vol. Poids atomique Ph = 31.

156. Historique. — Le phosphore a été découvert en 1669 par Brandt, alchimiste de Hambourg. Son procédé fut tenu secret; on sut seulement que le nouveau corps avait été retiré de l'urine. Partant de cette donnée, Kunckel, en Allemagne, et Boyle, en Angleterre, réussirent à le préparer. Enfin, en 1769, Gahn trouva de l'acide phosphorique dans les os, et Scheele indiqua le moyen d'extraction encore suivi de nos jours.

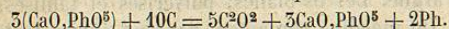
157. Préparation du phosphore. — Les os contiennent environ $\frac{1}{3}$ de matières animales et $\frac{2}{3}$ de matières minérales (phosphate et carbonate de chaux). Par une calcination au contact de l'air, on brûle la matière organique; il reste des *os blancs*, qui renferment environ 80 pour 100 de phosphate de chaux, et 20 pour 100 de carbonate de chaux, de silice et d'argile. Les os blancs, pulvérisés et tamisés, constituent la *cencre d'os*. On mélange peu à peu, dans un cuvier doublé de plomb, cette cencre d'os avec de l'eau bouillante et de l'acide sulfurique à 50°, tel qu'il sort des chambres de plomb (10 kilogrammes d'os exigent 10 kilogrammes d'acide à 50° et 50 kilogrammes d'eau). L'acide sulfurique s'empare d'abord de la chaux du carbonate, en dégageant de l'acide carbonique, avec une vive effervescence; il prend ensuite une partie de la chaux du phosphate *tribasique* de chaux, qui se transforme en phosphate *acide*, suivant la réaction :



On agite de temps en temps, puis, au bout de 24 heures, quand toute effervescence a cessé, on laisse reposer pendant 10 heures; le sulfate de chaux, très peu soluble, s'étant déposé, on décante le phosphate acide de chaux soluble, et on l'évapore lentement dans la bassine G (fig. 110) jusqu'à consistance sirupeuse. Pendant l'évaporation, il s'est déposé un peu de sulfate de chaux qui était resté en dissolution; on a eu soin de s'en débarrasser par filtration ou décantation. On ajoute alors à la masse obtenue $\frac{1}{5}$ de son poids de charbon de bois en poudre, et on chauffe le tout progressivement, jusqu'au rouge sombre, dans une chaudière en fonte; il se dégage, pendant cette opération, de l'eau

et de l'acide sulfureux, provenant de l'action du charbon sur l'acide sulfurique en excès.

La masse sèche est concassée, et placée dans des cornues de grès, qu'on remplit aux trois quarts, et qu'on dispose sur trois rangs, dans un fourneau à double voûte (fig. 111). Les produits de la combustion s'engagent sous la voûte, où ils échauffent le phosphate acide à évaporer. On chauffe d'abord doucement, puis au rouge vif. Il se dégage de la vapeur d'eau, ainsi que de l'hydrogène et de l'oxyde de carbone, provenant de l'action de l'eau basique sur le charbon; puis un peu de phosphore d'hydrogène, au moment où commence la décomposition de l'acide phosphorique. Le phosphore se condense dans l'eau des récipients *b*; les gaz se dégagent par une ouverture latérale. Cette opération dure environ 60 heures. La décomposition du phosphate acide par le charbon est représentée par la formule :



On obtient industriellement 8 à 9 kilogrammes de phosphore pour 100 kilogrammes d'os calcinés, contenant environ de 16 à 17 pour 100 de phosphore; le rendement théorique serait de 11 kilogrammes.

Si l'on ajoutait, comme l'a conseillé Wœhler, du sable au mélange de phosphate acide et de charbon, on obtiendrait tout le phosphore du phosphate, parce que la silice chasserait l'acide phosphorique et se combinerait avec la chaux. On pourrait même, dans ce procédé, essayer l'emploi du phosphate tribasique naturel¹.

158. Épuration et moulage du phosphore. — Le phosphore brut contient du charbon et diverses matières entraînées; pour le purifier, on le fait passer dans une caisse pleine d'eau chaude, à travers une couche de noir animal; puis on le met dans une peau de chamois, dont on forme un nouet *A*, et on le force, par pression (fig. 112), à

1. On a proposé d'extraire le phosphore des os en faisant passer un courant de gaz acide chlorhydrique sur un mélange de cendres d'os et de charbon. La réaction, qui réussit assez bien en petit, n'a pas donné de bons résultats industriels. Le chlorure de calcium formé empâte la masse, et empêche le contact du gaz acide chlorhydrique avec la matière à attaquer :

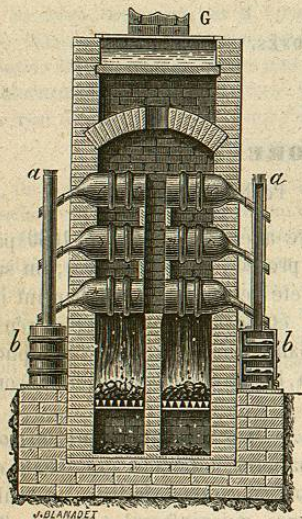
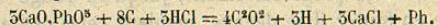


Fig. 111. — Préparation du phosphore.

filtrer sous l'eau à 50°. Pour l'avoir en bâtons, on le fait pénétrer par pression ou par aspiration dans des tubes en verre légèrement coniques, qu'on refroidit brusquement : le phosphore se contracte en se solidifiant et sort facilement des tubes.

On peut encore purifier plus complètement le phosphore, en le distillant dans une cornue de verre traversée par un courant de gaz hydrogène.

159. Propriétés physiques.

— Le phosphore est un corps solide qui, récemment fondu, est flexible, et peut être rayé par l'ongle, s'il est bien pur; 1/1000 de soufre le rend dur et cassant à la température ordinaire. Il est incolore ou d'une couleur légèrement ambrée. Son odeur rappelle un peu celle de l'ail, ou (suivant M. Schönbein) celle de l'ozone. — Sa densité à 10° est 1,85. Il fond à 44°, 2. Il présente le phénomène de la surfusion : amené à l'état liquide, il conserve cet état, même à la température ordinaire. Au-dessus de 50°, il ne se solidifie de nouveau qu'au contact d'une parcelle de phosphore ordinaire; au-dessous de cette température, il se solidifie par simple agitation.

Le phosphore transparent cristallise en dodécaèdres rhomboïdaux, soit par sublimation dans le vide, soit quand on le dissout dans le sulfure de carbone, et qu'on laisse évaporer la dissolution à l'abri de l'air.

Conservé sous l'eau privée d'air, le phosphore transparent se recouvre d'une poussière blanche, opaque, formée d'une infinité de cristaux microscopiques.

Le phosphore bout à 290°; la densité de sa vapeur, prise à 500° par Dumas, et à 940° par H. Sainte-Claire Deville et L. Troost, est constante et égale à 4,35; elle correspond à 1 volume.

Insoluble dans l'eau, il se dissout en petite quantité dans l'alcool et dans l'éther; il est très soluble dans le sulfure de carbone et dans la benzine. On peut obtenir du phosphore très divisé en mettant du phosphore avec de l'eau à 50° environ dans un flacon que l'on bouche et qu'on agite ensuite jusqu'à ce que l'eau soit refroidie au-dessous de 30°.

PHOSPHORE NOIR. — Des traces de mercure (Blondlot) produisent un phosphore métallique qui, dissous dans l'excès de phosphore liquide,

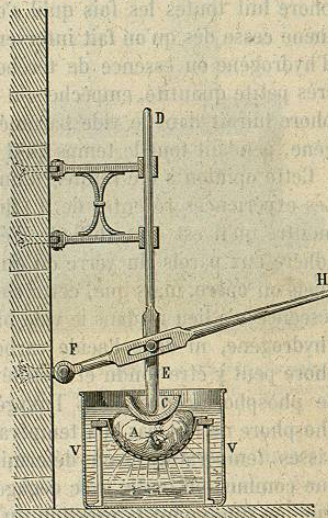


Fig. 112. — Purification du phosphore.

ne lui communique aucune couleur, mais qui, en se séparant au moment de la solidification, le colore en noir. Le phosphore noir redevient incolore par la fusion.

160. Phosphorescence. — Le phosphore luit dans l'obscurité; c'est ce qui lui a valu son nom ($\varphi\omega\varsigma$, lumière; $\varphi\epsilon\rho\omega$, je porte). Le phosphore luit toutes les fois qu'il s'oxyde lentement à l'air, et le phénomène cesse dès qu'on fait intervenir un gaz ou une vapeur (bicarbure d'hydrogène ou essence de térébenthine), qui, mêlé à l'air, même en très petite quantité, empêche son oxydation. Suivant Berzélius, le phosphore luirait dans le vide barométrique, dans l'azote et dans l'hydrogène, pendant tout le temps qu'il y émet des vapeurs.

Cette opinion a été réfutée d'une manière concluante par Schrötter. Les expériences récentes de M. Müller et celles de M. Joubert ont démontré qu'il est très difficile d'éliminer complètement l'oxygène qui adhère aux parois du verre ou qui accompagne les gaz au milieu desquels on opère, mais que, cette condition une fois remplie, la phosphorescence n'a lieu ni dans le vide barométrique, ni dans l'azote, ni dans l'hydrogène, ni dans l'acide carbonique, parfaitement purs. Le phosphore peut y être fondu et distillé sans donner lieu à la moindre trace de phosphorescence. Dans l'oxygène pur, à la pression ordinaire, le phosphore ne luit pas aux températures inférieures à 20° environ. A ces basses températures, on détermine la phosphorescence, c'est-à-dire une combustion lente, avec dégagement d'une petite quantité de chaleur, en diminuant la pression du gaz oxygène.

161. Propriétés chimiques. — Dans l'air sec, le phosphore se combine lentement avec l'oxygène et forme de l'acide phosphoreux anhydre PhO^3 ; à l'air humide (fig. 117), il produit de l'acide phosphoreux $\text{PhO}^3, 5\text{HO}$, de l'acide hypophosphorique $\text{PhO}^4, 2\text{HO}$, résultant de l'action de l'oxygène sur l'acide phosphoreux hydraté et un peu d'acide phosphorique $\text{PhO}^5, 5\text{HO}$. Il se forme en même temps de l'ozone et un peu d'azotite d'ammoniaque qui constitue, suivant M. Schœnbein, les fumées blanches que l'on aperçoit pendant la formation de l'acide phosphoreux.

La chaleur dégagée par l'oxydation du phosphore à la température ordinaire est souvent suffisante pour déterminer son inflammation; de là le danger de le manier longtemps avec les mains. L'inflammation est d'ailleurs d'autant plus facile, et par suite plus à redouter, que le phosphore est plus divisé. Un morceau de papier, imprégné d'une dissolution de phosphore dans le sulfure de carbone, prend feu dès que ce liquide s'est évaporé.

Chauffé à 60°, le phosphore s'enflamme à l'air et brûle avec un très grand éclat (fig. 115) et donne de l'acide phosphorique anhydre $\text{Ph} + \text{O}^3 = \text{PhO}^5$ solide, en dégageant 181c,9. Dans l'oxygène pur, à la pression ordinaire, le phosphore ne s'oxyde pas au-dessous de 20°, mais, dès qu'on diminue la pression, il produit de l'acide phosphoreux. Au-dessus

de 50°, le phosphore s'enflamme dans l'oxygène et brûle avec un éclat éblouissant en donnant de l'acide phosphorique. La réaction peut même se faire au milieu de l'eau:

le phosphore étant placé au fond d'une éprouvette à pied, sous l'eau à 60°, on y fait arriver, par un tube effilé (fig. 114), de l'oxygène contenu dans une vessie, et l'on voit de brillants éclairs sillonner le liquide. Il se forme de l'acide phosphorique qui se dissout dans l'eau $\text{Ph} + \text{O}^3 + 3\text{HO} = \text{PhO}^5, 3\text{HO}$ dissous, avec dégagement de 202c,7.

Une partie du phosphore passe à l'état de *phosphore rouge* (164), qui flotte en légers flocons au milieu de la liqueur.

Le phosphore forme avec le soufre et avec le sélénium des composés correspondant aux composés oxygénés du phosphore.

ACTION DU CHLORE. — Le phosphore, placé dans une coupelle de terre qu'on fait pénétrer dans un flacon plein de chlore (fig. 115), s'enflamme spontanément: il se forme alors un trichlorure $\text{Ph} + \text{Cl}^3 = \text{PhCl}^3$ liquide avec dégagement de 75c,8, ou un perchlorure $\text{Ph} + \text{Cl}^5 = \text{PhCl}^5$ solide avec dégagement de 107c,8, suivant que le phosphore ou le chlore est en excès.

Le brome et l'iode se combinent de même avec le phosphore, en dégageant chaleur et lumière: $\text{Ph} + \text{Br}^3 = \text{PhBr}^3$ liquide: + 42c,6, et $\text{Ph} + \text{I}^5 = \text{PhI}^5$ solide: + 10c,5.

MÉTAUX. — Le phosphore se combine avec la plupart des métaux en dégageant beaucoup de chaleur: une parcelle de phosphore rouge chauffée sur une lame mince de platine y produit un phosphure très fusible et la lame se trouve percée.

PROPRIÉTÉS RÉDUCTRICES. — Le phosphore est un réducteur énergique.

1° ACTION SUR L'ACIDE AZOTIQUE. — L'acide azotique concentré est atta-

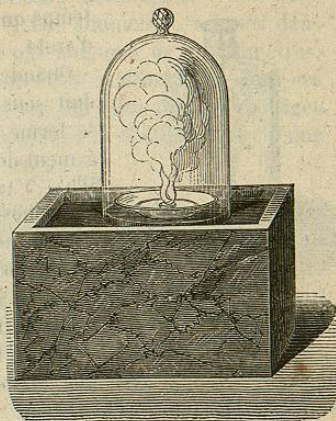


Fig. 115. — Formation d'acide phosphorique par la combustion du phosphore dans l'air.

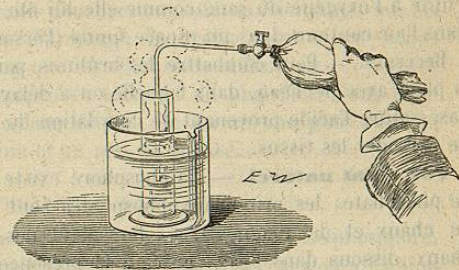


Fig. 114. — Combustion du phosphore sous l'eau.

qué par le phosphore ordinaire avec une violence capable de déterminer une explosion; il se forme de l'acide phosphorique $\text{PhO}^3, 3\text{HO}$, en même temps qu'un mélange d'azote et de protoxyde d'azote.

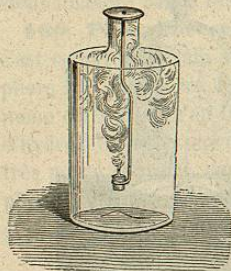
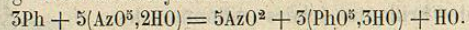


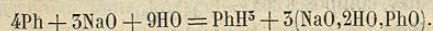
Fig. 115. — Combustion du phosphore dans le chlore.

Quand l'acide est étendu, l'action se produit sous l'influence d'une douce chaleur, il se forme de l'acide phosphorique, avec dégagement de bioxyde d'azote :



Le phosphore réduit de même les acides arsénique, iodique, sulfurique.

2° ACTION SUR L'EAU. — Le phosphore décompose la vapeur d'eau au-dessus de 250° . En présence des alcalis la décomposition de l'eau se fait à la température de l'ébullition : Le phosphore, chauffé avec une dissolution bouillante d'alcali caustique, donne du phosphure d'hydrogène et un hypophosphite alcalin : c'est par ce procédé qu'on enlève le phosphore ordinaire mêlé au phosphore rouge :



EMPOISONNEMENT PAR LE PHOSPHORE. — Le phosphore est excessivement délétère; il agit avec une extrême violence sur le système nerveux et cause la mort; le seul antidote connu contre l'empoisonnement par le phosphore est l'essence de térébenthine, qui lui enlève la propriété de s'unir à l'oxygène du sang comme elle lui ôte la propriété de s'oxyder dans l'air contenu dans un espace limité (Personne).

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

162. **État naturel.** — Le phosphore existe dans la nature à l'état de phosphate; les principaux phosphates sont ceux de fer, de plomb, de chaux et de magnésie. — Du sol et des engrais, le sulfate de chaux, dissous dans l'eau, grâce à la présence de l'acide carbonique, passe dans les plantes, puis par celles-ci dans les animaux herbivores, qui le transmettent aux carnivores. On trouve du phosphore dans les os, le système nerveux, dans l'urine et dans la laitance des poissons.

163. **Applications du phosphore ordinaire.** — Le phosphore est principalement employé pour la préparation des allumettes. En France, cette fabrication consomme à elle seule annuellement à peu près 36 000 kilog. de phosphore ordinaire.

Les allumettes ordinaires sont en bois de *tremble* ou de *peuplier blanc*; les allumettes cylindriques sont en bois de pin : ces bois, séchés,

phosphate y no sulfato

sont coupés en bûches courtes, qu'on divise ensuite, dans le sens des fibres, en petits prismes, à l'aide de couteaux mécaniques.

1° ALLUMETTES A PHOSPHORE ORDINAIRE. — Les allumettes, réunies dans des cadres, sont d'abord trempées, sur une longueur de 5 millimètres, dans un bain de soufre fondu et maintenu à environ 125° . Pour les garnir de pâte inflammable, on les pose sur une table de marbre, légèrement chauffée et couverte, sur une épaisseur de 3 millimètres, d'une pâte demi-fluide, ayant la composition suivante :

Phosphore	5	Bioxyde de plomb	2
Gomme de Sénégal	3	Sablé fin et smalt	2

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

Allumettes sans soufre. — L'odeur désagréable que produit le soufre en brûlant a fait songer à le remplacer par de l'acide stéarique; pour cela, on pose le bout des allumettes sur le fond plat de bassines étamées couvertes d'une couche de 3 à 6 millimètres d'acide stéarique fondu. On garnit ensuite, comme à l'ordinaire, d'une pâte inflammable, qui ne diffère de celle que nous avons précédemment indiquée que parce qu'elle contient du chlorate de potasse. Ce sel, activant la combustion du phosphore, élève assez la température pour enflammer l'acide stéarique, corps moins facilement combustible que le soufre.

2° ALLUMETTES-BOUGIES. — On passe des mèches de coton, non tordues dans un bain de cire fondue, puis dans une filière qui les rend cylindriques. En coupant ces mèches de longueur convenable, on en forme de petites bougies que l'on enduit d'une pâte très facilement inflammable, pour n'avoir pas besoin d'un frottement trop énergique, qui les courberait. Ces bougies ont l'avantage de brûler pendant un temps quatre ou cinq fois plus long que les allumettes ordinaires.

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

PHOSPHORE ROUGE

164. **Modification allotropique du phosphore.** — Le phosphore, exposé longtemps à l'influence directe des rayons solaires ou à l'action de la chaleur, subit une modification allotropique : il passe à l'état de phosphore rouge. La lumière ne produit cette modification qu'à la surface des bâtons de phosphore; la chaleur, prolongée suffisamment, transforme presque complètement le phosphore ordinaire en phosphore rouge, comme l'a montré M. Schrotter.

La transformation ne peut cependant jamais être complète. En effet, lorsque le phosphore ordinaire est soumis en vase clos à l'action prolongée de la chaleur, une partie du phosphore rouge résulte de la transformation du phosphore ordinaire resté liquide, et cette trans-

formation est de tout point comparable à celle de l'acide cyanique liquide en cyanéide solide; une autre partie du phosphore rouge résulte de la transformation lente de la vapeur émise par le phosphore ordinaire dans les premiers moments de l'expérience (31). Cette vapeur a d'abord pris la *tension maximum* correspondant à la température à laquelle on opère; mais elle subit peu à peu une transformation allotropique, sa force élastique diminue pour atteindre une nouvelle valeur minimum constante qui est sa *tension de transformation* à cette même température. A partir de ce moment la transformation de la vapeur de phosphore ordinaire en phosphore rouge cesse. MM. Troost et Hautefeuille ont mesuré la *tension maximum* de la vapeur du phosphore, et sa *tension de transformation*, pour un certain nombre de températures.

Température.	Tension maximum.	Tension de transformation.	Température	Tension maximum.	Tension de transformation
560°	5 ^m ,2	0 ^m ,12	510°	26 ,2	10 ^m ,08
440°	7 ,5	1 ,75	511°	»	»
487°	»	6 ,80	551°	»	16 ,00
499°	18 ,0	»	577°	»	56 ,00

Le phosphore rouge, obtenu en chauffant le phosphore ordinaire à une température comprise entre 240° et 500°, est amorphe; celui que l'on obtient à 580° est cristallisé. (M. Hittorf, MM. Troost et Hautefeuille.)

La transformation du phosphore ordinaire en phosphore rouge est accompagnée d'un dégagement de chaleur. MM. Troost et Hautefeuille ont trouvé qu'un équivalent de phosphore ordinaire dégage 19c,2 en passant à l'état de phosphore rouge cristallisé. La chaleur dégagée dans la transformation du phosphore ordinaire en phosphore rouge amorphe varie avec la température à laquelle le phosphore rouge a été obtenu. La densité de ce corps varie dans le même sens.

Préparé à 265° il a pour densité 2,148	Préparé à 500° il a pour densité 2,295
— 560° — 2,190	— 580° — 2,540

Les propriétés du phosphore rouge varient en conséquence avec la température à laquelle on le produit: il ne présente les caractères d'une espèce bien définie que lorsqu'il est cristallisé.

Il se produit également du phosphore rouge dans un grand nombre de réactions chimiques où le phosphore se trouve en excès. M. Émile Kopp a constaté sa production dans l'action d'une petite quantité d'iode sur le phosphore dissous dans le sulfure de carbone.

PRÉPARATION DU PHOSPHORE ROUGE. — Pour le préparer industriellement, on met 200 kilogrammes environ de phosphore ordinaire dans une cornue en fonte *a* (fig. 116), fermée par un couvercle surmonté d'un tube droit, *c*, par lequel se produit un faible dégagement de vapeur enflammée. On chauffe à feu nu, d'abord lentement pour chasser l'air et l'eau; puis, quand le dégagement de gaz a cessé, on élève peu à peu la température à 240 degrés, où on la maintient pendant dix

jours environ. La température est donnée par les thermomètres *t* et *t'*. On règle la combustion du coke employé au chauffage, au moyen d'un tuyau à robinet *b*, qui augmente ou diminue l'accès de l'air. Quand le tube *c* se bouche, on le débouche à l'aide de la tige de fer *d*.

Après le refroidissement, on détache le phosphore solide, on le broie, et on enlève le phosphore ordinaire, soit par le sulfure de carbone, qui ne dissout pas le phosphore rouge, soit par une dissolution bouillante de soude caustique, qui n'attaque que le phosphore ordinaire. On lave ensuite le phosphore rouge et on le sèche.

Pour obtenir du phosphore rouge pur, il faut chauffer le phosphore ordinaire dans un tube de verre que l'on a scellé à la lampe, après y avoir fait le vide; puis, après refroidissement complet, on ouvre le tube et on se débarrasse du phosphore ordinaire, provenant de la condensation de la vapeur, en chauffant à 200 degrés, pendant plusieurs heures, le tube ouvert et placé dans un tube plus long où l'on a fait le vide.

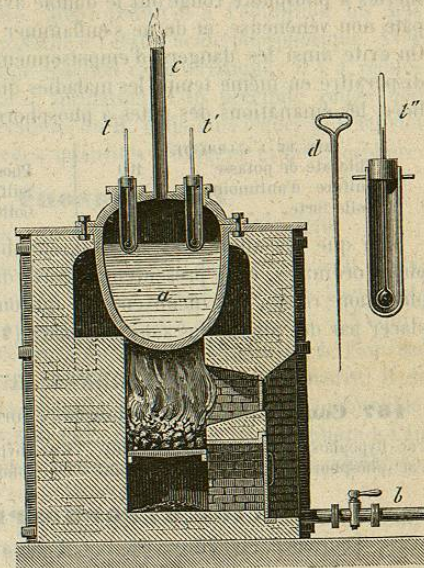


Fig. 116. — Transformation du phosphore ordinaire en phosphore rouge.

165. Tableau comparatif des propriétés du phosphore ordinaire et du phosphore rouge :

PHOSPHORE ORDINAIRE.	PHOSPHORE ROUGE.
Couleur ambrée.	Couleur rouge.
Densité = 1,85.	Densité = 1,96 à 2,54.
Fond à 44°,5 et présente le phénomène de surfusion.	Ne fond pas, mais se transforme partiellement au-dessus de 200° en phosphore ordinaire.
Cristallise à la température ordinaire.	Cristallise vers 580°.
Soluble dans le sulfure de carbone.	Insoluble dans le sulfure de carbone.
Phosphorescent.	Non phosphorescent.
S'oxyde rapidement à l'air ordinaire.	S'oxyde très lentement à l'air.
Inflammable à 60°.	Inflammable seulement à 260°.
Se combine avec le soufre à 112°.	Se combine avec le soufre à 250°.
Attaque les dissolutions alcalines faibles.	N'attaque pas les dissolutions alcalines faibles.
Poison violent.	Non vénéneux.