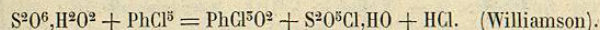


C'est un corps solide, blanc jaunâtre, cristallisé en prismes droits à base rhombe. Il se sublime sans fondre. Si l'on augmente un peu la pression qu'il supporte, il fond et bout à peu près à 148°. Sa densité de vapeur, qui est 4,99 à 190°, diminue quand la température s'élève, et devient, à 290°, égale à 3,65 : elle reste ensuite constante et correspond à 8 volumes.

La variation de sa densité avec la température peut s'expliquer par la dissociation du pentachlorure, qui, sous l'influence de la chaleur, se dédouble partiellement en trichlorure PhCl^3 et chlore libre. La décomposition n'est complète qu'à 290° environ. H. Sainte-Claire Deville a constaté que la vapeur de perchlore de phosphore, sensiblement incolore à basse température, prend de plus en plus la couleur du chlore quand la température s'élève.

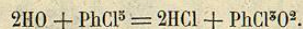
M. Cahours regarde ce composé comme résultant de la combinaison de 4 vol. de vapeur de trichlorure de phosphore PhCl^3 avec 4 vol. (2 équiv.) de chlore. Cette explication du résultat observé est fondée sur la manière dont la vapeur d'eau (373), l'acide sulfhydrique (374) et le gaz ammoniac (375) agissent sur ce corps.

Le perchlore de phosphore sert à substituer le chlore à l'oxygène :



Il forme des composés cristallisés avec plusieurs chlorures métalliques.

373. Chloroxyde de phosphore (PhCl^3O^2 . — PhCl^3O). — Si l'on fait agir de la vapeur d'eau sur le perchlore de phosphore, il se forme de l'acide chlorhydrique gazeux et du *chloroxyde de phosphore*, qui diffère du perchlore en ce que 2 équiv. de chlorure ont été remplacés par 2 équiv. d'oxygène :

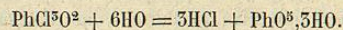


On le prépare en chauffant du perchlore de phosphore avec de l'acide borique cristallisé : $3\text{PhCl}^3 + 2(\text{BoO}^3, 3\text{HO}) = 3\text{PhCl}^3\text{O}^2 + 6\text{HCl} + 2\text{BoO}^3$.

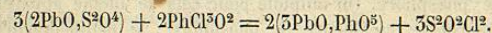
M. Riban l'obtient en faisant passer un courant d'oxyde de carbone avec un courant de chlore sur un mélange de charbon et de phosphate tribasique de chaux.

M. Dervin propose un procédé de préparation de l'oxychlorure de phosphore fondé sur l'action du chlorate de potasse sur le trichlorure de phosphore (371). Dans une cornue à tubulure bouchant à l'émeri et communiquant avec un réfrigérant ascendant, on met 500 gr. de trichlorure de phosphore pur, et on ajoute par la tubulure 4 gr. de chlorate de potasse fondu et finement pulvérisé; le liquide s'échauffe et entre en ébullition. Quand la réaction est terminée, on ajoute une nouvelle dose de chlorate de potasse, en continuant ainsi, jusqu'à ce qu'on en ait employé 160 gr.; on distille ensuite et on obtient 540 gr. d'oxychlorure de phosphore pur.

Ce corps PhCl^3O^2 , découvert par Wurtz, est un liquide incolore d'une odeur très irritante, dont la densité est 1,7; il bout à 107°,5. Au contact d'un grand excès d'eau, il se décompose en acides phosphorique et chlorhydrique :

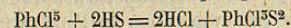


L'oxychlorure de phosphore est employé comme le perchlore de phosphore pour substituer du chlore à l'oxygène. Ainsi, en agissant sur le sulfite de plomb, il donne de l'oxychlorure de soufre :

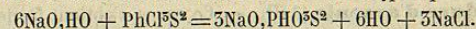


374. Chlorosulfure de phosphore (PhCl^3S^2 . — PhCl^3S). Si l'on

fait agir l'acide sulfhydrique sur le perchlore de phosphore, il se forme de l'acide chlorhydrique et du chlorosulfure de phosphore (Sérullas) :

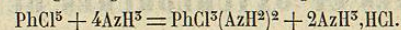


C'est un liquide incolore dont la densité est 1,65; il bout à 128°. Avec la soude, il donne à l'ébullition un chlorure et un sulfoxyphosphate (Wurtz) :



Ce sulfoxyphosphate cristallise avec 24 équivalents d'eau, comme le phosphate de soude ordinaire : traité par les acides, il donne l'acide sulfoxyphosphorique.

375. Chloramide de phosphore $\text{PhCl}^3(\text{AzH}^2)^2$. — Gerhardt l'a obtenu en faisant réagir le gaz ammoniac sur le perchlore de phosphore :



376. Tribromure de phosphore (PhBr^3). — Il s'obtient en ajoutant goutte à goutte 3 équivalents de brome à 1 équivalent de phosphore dissous dans le sulfure de carbone. C'est un liquide incolore, de densité 2,85; il bout à 175°,3. Il s'enflamme dans l'oxygène vers 200° en donnant PhO^3 .

377. Pentabromure de phosphore (PhBr^5). — Il se prépare en faisant réagir le brome sur le tribromure de phosphore; c'est un solide cristallin, jaune orangé, qui se volatilise sans fondre.

378. Oxybromure (PhBr^3O^2) **et sulfobromure** (PhBr^3S^2). — Le pentabromure de phosphore, en présence de la vapeur d'eau, donne un *oxybromure* PhBr^3O^2 ; avec l'acide sulfhydrique il donne un *sulfobromure* PhBr^3S^2 ; ces corps sont analogues aux composés correspondants du chlore.

379. Triiodure de phosphore (PhI^3). — On le produit en dissolvant dans le sulfure de carbone 1 équivalent de phosphore et 3 équivalents d'iode.

C'est un solide qui cristallise en lamelles hexagonales rouge foncé, et fond à 55°. Il est très soluble dans le sulfure de carbone et se décompose au contact de la vapeur d'eau en acide phosphoreux et acide iodhydrique.

380. Biiodure de phosphore (PhI^4). — Ce composé, qui n'a pas d'analogue dans les combinaisons du chlore et du brome, se produit en dissolvant 2 équiv. d'iode et 1 équiv. de phosphore dans le sulfure de carbone. C'est un corps solide, cristallisé en aiguilles rouge orangé, fusible à 110°. La vapeur du biiodure de phosphore est rutilante; sa densité est 19,7 et répond à 4 vol. pour la formule PhI^4 . (L. Troost.)

COMBINAISONS DU CHLORE, DU BROME ET DE L'IODE AVEC L'ARSENIC.

REMARQUE. — L'arsenic ne forme qu'un composé avec chacun de ces métalloïdes.

381. Chlorure d'arsenic (AsCl^3). — En faisant arriver un courant de chlore sur de l'arsenic chauffé dans une cornue tubulée munie d'un récipient, on recueille un liquide jaune qui est du chlorure d'arsenic, renfermant un excès de chlore. On le lui enlève en le redistillant sur de l'arsenic en poudre. C'est un liquide incolore, oléagineux; sa densité à 0° est 2,85.

Il ne se solidifie pas à -29°; il bout à 154°; sa densité de vapeur est 6,3 (Dumas). Au contact d'un grand excès d'eau, il donne de l'acide chlorhydrique et de l'acide arsénieux. Avec une très petite quantité d'eau, il donne un oxychlorure d'arsenic hydraté.

L'*oxychlorure anhydre* AsO^2Cl résulte de l'action du chlorure d'arsenic sur l'acide arsénieux (M. W. Wallace); il se combine avec l'acide arsénieux et avec divers chlorures. — On ne connaît pas de pentachlorure d'arsenic.

382. Bromure d'arsenic (AsBr³). — On le prépare en faisant tomber du brome goutte à goutte sur de l'arsenic en poudre.

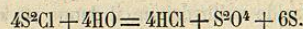
Le bromure cristallise par évaporation en longs prismes incolores. Il fond à 20° et bout à 220°. Il se décompose par l'eau. Il dissout l'acide arsénieux et donne de l'*oxybromure d'arsenic* AsO²Br.

383. Iodure d'arsenic (AsI³). — Ce corps s'obtient facilement en faisant agir l'arsenic en poudre sur une dissolution d'iode dans le sulfure de carbone. L'iodure formé cristallise, par évaporation du liquide, en lamelles brillantes d'un rouge brique, fusibles et volatiles sans décomposition.

CHLORURES ET OXYCHLORURES DE SOUFRE.

384. Protochlorure de soufre (S²Cl = 2 vol. — S²Cl² = 4 vol.). — On obtient ce composé en faisant agir un courant de chlore sec sur un excès de fleur de soufre à froid, ou mieux sur du soufre maintenu en fusion dans une cornue tubulée (S² + Cl = S²Cl liquide : + 8c,8). On emploie dans ce cas l'appareil de la figure 195. On distille le liquide obtenu.

C'est un liquide jaune, très mobile, fumant à l'air, et d'une odeur pénétrante très désagréable. Sa densité est égale à 1,687. Il bout à 159°. La densité de sa vapeur est 4,65. Au contact de l'eau, il se décompose peu à peu en acide chlorhydrique, soufre et acide sulfureux :

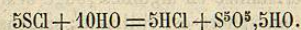


L'arsenic, l'antimoine et l'étain en poudre le décomposent avec un grand dégagement de chaleur : il se produit du sulfure et du chlorure.

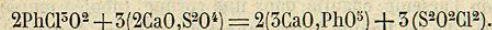
Il dissout de grandes quantités de soufre. On l'emploie mêlé dans la proportion de 2 pour 100 avec le sulfure de carbone pour la vulcanisation du caoutchouc.

385. Bichlorure de soufre (S²Cl² = 2 vol. — SCl² = 4 vol.). — On le prépare en faisant passer un courant de chlore dans le protochlorure de soufre. Le chlore est absorbé, et il se produit un liquide rouge, dont la densité est 1,62. Il bout à 64°. La densité de sa vapeur est 5,548.

Il donne, avec l'eau, de l'acide chlorhydrique et de l'acide pentathionique :



386. Acide dichlorosulfureux (chlorure de thionyle S²O²Cl². — S²O²Cl²). — Ce corps, qui se produit quand de l'acide hypochloreux arrive dans une dissolution de soufre dans le sous-chlorure de soufre (Wurtz), se prépare en faisant agir l'oxychlorure de phosphore sur le sulfite de chaux anhydre, ou en faisant agir le perchlore de phosphore sur l'acide sulfureux (Schiff) :



Il est liquide¹, incolore; sa densité est 1,67; il bout à 82°.

Au contact de l'eau, il donne de l'acide sulfurique et de l'acide chlorhydrique.

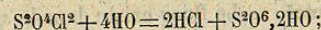
387. Acide dichlorosulfurique ou chlorure de sulfuryle (S²O⁴Cl² — S²O⁴Cl²), découvert par Regnault, s'obtient en faisant agir le chlore sec sur l'acide sulfureux sec, sous l'influence des rayons solaires, ou en présence du charbon². Il est liquide, incolore, fumant à l'air; sa densité est 1,66.

Il bout à 70°; la densité de sa vapeur est 4,66, correspondant à 4 vol.

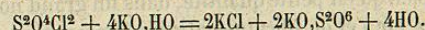
¹ S² + O² + Cl² = S²O²Cl² gaz : + 48c. (M. Augier.)

² S²O⁴ + Cl² = S²O⁴Cl² gaz : + 15c,5. S² + O⁵ + Cl² = S²O⁴Cl² gaz : + 82c,54 (M. Ogier.)

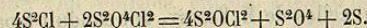
Au contact de l'eau, il donne de l'acide sulfurique et de l'acide chlorhydrique,



avec les alcalis, il donne un sulfate et un chlorure :



Chauffé avec son poids de protochlorure à 250° en tube scellé, il donne un oxychlorure S²OCl² (M. Ogier) :



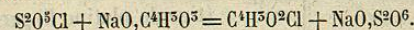
Cet oxychlorure est liquide, rouge foncé. Sa densité à 0° est 1,556. Il bout à 61°. Sa densité de vapeur est 5,9; elle répond à 4 vol. pour S²OCl² ou à 8 vol. pour S²OCl⁴. (M. Ogier.)

388. Acide monochlorosulfurique anhydre ou chlorure de pyrosulfuryle (S²O⁵Cl. — S²O⁵Cl²). — Ce corps a été obtenu en faisant agir l'acide sulfurique anhydre sur le protochlorure de soufre (H. Rose), ou sur le chlorure de sodium (M. Rosensthiel), ou sur le bichlorure de carbone (M. Schützenberger) :

389. Propriétés. — C'est un liquide incolore¹, oléagineux, dont la densité est 1,899. Il bout à 141°.

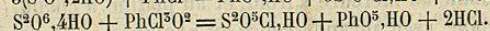
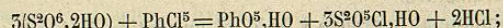
Sa densité de vapeur est 3,72 (M. Ogier); elle correspond à 4 vol. pour S²O⁵Cl et à 8 vol. pour S²O⁵Cl².

En agissant sur l'acétate de soude, il donne du chlorure acétique et du bisulfate de soude :



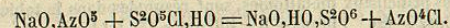
La vapeur d'eau le transforme en acide monochlorosulfurique hydraté ou chlorhydrate sulfurique (**390**); ce dernier, distillé sur de l'acide phosphorique anhydre, redonne le chlorure de pyrosulfuryle. (M. Ogier.)

390. Acide monochlorosulfurique hydraté (S²O⁵Cl,HO. — S²O⁵H²Cl²) ou **chlorhydrate sulfurique** (S²O⁵,HCl. — S²O⁵2HCl). — Découvert par M. Williamson, il s'obtient par la combinaison directe du gaz acide chlorhydrique et de l'acide sulfurique anhydre. Sa densité est 1,776 (Michaëlis). Sa densité de vapeur est 2,3. On l'obtient également par l'action du perchlore ou de l'oxychlorure de phosphore sur l'acide sulfurique :



391. Propriétés. — Il est liquide, incolore, et bout à 151°. (M. Ogier.)

Il joue le rôle d'acide vis-à-vis des bases : chauffé avec du chlorure de sodium, il dégage de l'acide chlorhydrique et forme un composé (NaO,S²O⁵Cl). Avec l'azotate de soude il donne du bisulfate et de l'acide chloro-azotique :



392. Chlorures de sélénium. — On connaît deux chlorures de sélénium (Se²Cl et SeCl²), ainsi que deux bromures et deux iodures correspondants.

393. Chlorure de tellure. — On connaît deux chlorures de tellure (TeCl et TeCl²), ainsi que deux bromures et deux iodures correspondants².

¹ S² + O⁵ + Cl = S²O⁵Cl gaz : + 75c. (M. Ogier.)

² Les quantités de chaleur dégagées dans les combinaisons du chlore, du brome et

FLUOR Fl = 19.

394. État naturel. — Le fluor existe dans le *spath fluor* (fluorure, de calcium), dans la *cryolite* (fluorure double d'aluminium et de sodium). On le trouve, bien qu'en petite quantité, dans un grand nombre de phosphates (*apatites*, etc.) et de silicates naturels (*topaze*, etc.) dans plusieurs *eaux minérales*, dans les *graminées*, et même dans les animaux.

395. Préparation du fluor. — Les recherches de MM. Knox et Louyet, et surtout celles de M. Fremy, ont conduit à penser que le fluor est un gaz qui attaque le platine et décompose l'eau.

M. Moissan a, le premier, réussi à isoler le fluor en décomposant à basse température (— 20° à — 50°) par le courant d'une pile de 20 éléments Bunsen, l'acide fluorhydrique anhydre rendu conducteur au moyen du fluorhydrate de fluorure de potassium. Le courant arrive par une tige en platine iridié

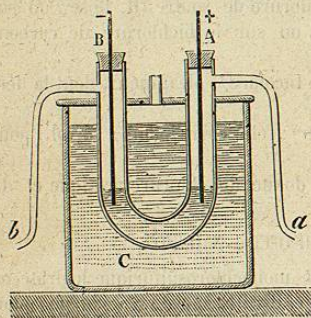


Fig. 195 bis. — Préparation du fluor (M. Moissan).

qui se dégage en *a*, débarrassé par son passage sur du fluorure de potassium sec, de l'acide fluorhydrique qu'il peut entraîner est complètement absorbable par des fils de fer chauffés au rouge sombre dans un tube de platine, et donne du fluorure de fer anhydre.

Il se combine au mercure à froid, et au platine à chaud.

Il se combine avec incandescence au *phosphore*, à l'*arsenic*, au *silicium cristallisé* et au *bore cristallisé*. Il décompose l'eau en donnant de l'ozone. Il décompose l'iodure de potassium. Il détermine l'inflammation de l'alcool et d'un grand nombre de matières organiques.

de l'iodure avec les principaux métalloïdes, sont résumées dans le tableau suivant :

Clgaz + H = HClgaz + 22c	Brgaz + H = HBr gaz + 15c,5	Igaz + H = HI gaz — 1c,8
Clgaz + H = HCl dis. + 39c,5	Brgaz + H = HBr dis. + 55c,5	Igaz + H = HI gaz + 18c,6
Cl + O = ClO dis. — 2c,9	Br + O = BrO dis. — 6c,2	I + O = IO dis. — 5c,2
Cl + O ^s = ClO ^s dis. — 12c	Br + O ^s = BrO ^s dis. — 24c,8	I + O ^s = IO ^s dis. — 21c,9
Cl + S ² = S ² Cl liq. + 8c,8	Br + S ² = S ² Br sol. + 5c	I + S ² = S ² I sol. + 5c,4
Cl ³ + Ph = PhCl ³ liq. + 75c,8	Br ³ + Ph = PhBr ³ liq. + 54c,6	I ³ + Ph = PhI ³ sol. + 26c,7
Cl ³ + As = AsCl ³ liq. + 69c,4	Br ³ + As = AsBr ³ sol. + 59c,1	I ³ + As = AsI ³ sol. + 28c,8
Cl ³ + Bo = BoCl ³ liq. + 108c,5	Br ³ + Bo = BoBr ³ liq. + 75c,1	I ³ + Bo = BoI ³ sol. + x
Cl ² = Si = SiCl ² liq. + 137c,6	Br ² + Si = SiBr ² + 60c,2	I ² + Si = SiI ² sol. + 29c.

ACIDE FLUORHYDRIQUE.

Équiv. HF1 = 20. Poids atom. HF1 = 20.

396. Préparation. — Scheele remarqua le premier que le fluorure de calcium, chauffé avec de l'acide sulfurique, dégage un gaz fumant à l'air et attaquant énergiquement le verre. Gay-Lussac et Thenard réussirent, en 1808, à le recueillir, en substituant au vase de verre la cornue de plomb que l'on emploie encore aujourd'hui. Cette cornue (fig. 196) est formée de trois pièces : la panse, le dôme muni d'un col, et le récipient, espèce de tube en U qui doit être entouré de glace. On met dans la panse de la cornue 200 gr. de spath fluor réduit en poudre fine, et on y ajoute 600 gr. d'acide sulfurique concentré; on mêle ces deux substances, puis on adapte les autres pièces de l'appareil, et on lute les jointures. La réaction commence à froid; on l'active à l'aide de charbons; il se forme du sulfate de chaux et de l'acide fluorhydrique :

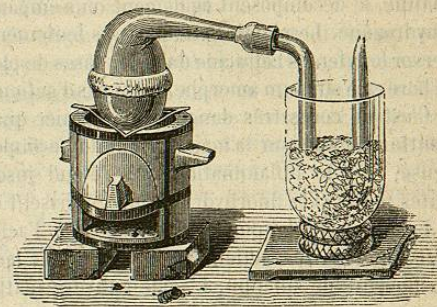
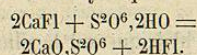


Fig. 196. — Préparation de l'acide fluorhydrique.



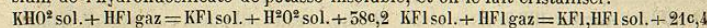
L'acide se condense à l'état liquide dans le récipient refroidi. On le conserve dans un flacon en argent, en platine ou en gutta-percha :

L'acide ainsi obtenu contient toujours un peu d'eau; il est de plus généralement impur, parce que le fluorure de calcium naturel contient des silicates qui, attaqués par l'acide fluorhydrique, donnent de l'acide hydrofluosilicique, qui distille avec l'acide fluorhydrique.

ACIDE ANHYDRE. — L'acide anhydre et pur s'obtient par la méthode de M. Fremy, en décomposant par la chaleur, dans une cornue de platine, le fluorhydrate de fluorure de potassium cristallisé et sec¹. L'acide fluorhydrique anhydre se condense à l'état liquide dans un récipient de platine entouré d'un mélange réfrigérant.

397. Propriétés. — L'acide fluorhydrique anhydre et pur est liquide à la température de + 15°. Il ne se solidifie pas à — 35°. Sa densité est

1. Pour obtenir ce fluorhydrate de fluorure de potassium, on prend un certain poids d'acide fluorhydrique du commerce qui contient, entre autres impuretés, de l'acide hydrofluosilicique. On le partage en deux parties égales. Une de ces parties est saturée exactement par du carbonate de potasse, ce qui donne du fluorure neutre de potassium et de l'hydrofluosilicate de potasse. On ajoute alors la deuxième partie de l'acide fluorhydrique impur. On sépare par filtration le fluorhydrate de fluorure de potassium de l'hydrofluosilicate de potasse insoluble, et on le fait cristalliser.



0,9879 à 12°,5. Il bout à 19,4° (M. Gore). C'est un liquide très fluide, très avide d'eau; versé dans l'eau, il produit le bruit d'un fer rouge; il répand à l'air humide des fumées blanches intenses¹.

Il n'attaque le verre et la silice que s'il est légèrement hydraté.

Il existe un acide hydraté défini dont la composition est représentée par la formule $\text{HF} + 4\text{HO}$. La densité de cet hydrate est 1,15; il distille sans décomposition à 120°. On obtient cet acide quand on concentre par la chaleur l'acide fluorhydrique très étendu.

C'est l'acide le plus corrosif que l'on connaisse. Le potassium décompose l'acide concentré avec explosion, en dégageant chaleur et lumière. Tous les autres métaux, à l'exception du mercure, de l'or, de l'argent et du platine, le décomposent également en s'emparant du fluor, et dégageant l'hydrogène. Le plomb l'attaque très lentement: aussi ne peut-on conserver longtemps cet acide dans des vases de plomb. Les métalloïdes, sauf le bore et le silicium amorphe, n'ont pas d'action sur l'acide fluorhydrique.

C'est un corps très dangereux à manier quand il est concentré; une goutte répandue sur la main y produit une ampoule extrêmement douloureuse, et une inflammation qui s'étend jusqu'au bras. Les brûlures faites par l'acide fluorhydrique ne guérissent que lentement.

La propriété la plus remarquable de l'acide fluorhydrique hydraté consiste dans son action sur la silice, avec laquelle il forme de l'eau et du fluorure de silicium. L'acide anhydre n'attaque pas le verre:



398. Applications. — L'action de l'acide fluorhydrique sur la silice est utilisée dans les laboratoires et dans les arts. Dans les laboratoires,

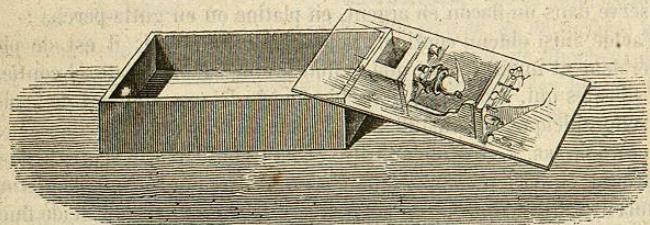


Fig. 197. — Gravure sur verre par l'acide fluorhydrique.

on s'en sert pour l'analyse des silicates inattaquables par les autres acides. Dans les arts, elle est mise à profit pour la gravure sur verre: On coule d'abord sur le verre une mince couche de vernis (formé en fondant 4^p de cire jaune avec 1^p d'essence de térébenthine). Dès que le vernis est refroidi, on trace avec une pointe les traits que l'on veut reproduire, en ayant soin d'y mettre à nu la surface du verre. On a d'ailleurs versé, dans un vase plat en plomb ou en grès (fig. 197), du fluo-

¹ HF1 gaz + eau = HF1 diss. : + 11c,8 HF1 liq. + eau = HF1 diss. : + 4c,56 (M. Guntz).

rure de calcium pulvérisé et de l'acide sulfurique concentré; on place sur ce vase la lame de verre, et on chauffe doucement. La vapeur réagit, et l'opération est terminée en quelques minutes. On enlève alors la lame, et on la chauffe légèrement pour fondre le vernis, qu'on retire en frottant avec un linge. Les traits apparaissent opaques sur la lame transparente.

Au lieu de soumettre le verre à l'action des vapeurs, on peut le recouvrir d'acide fluorhydrique étendu d'eau. L'attaque se produit encore, mais les traits, au lieu d'être opaques, sont transparents et par suite moins visibles. Ils sont d'ailleurs moins fins, parce que l'acide creuse le verre sous les bords du vernis. On obtient des traits opaques et par suite une gravure mate en remplaçant l'acide fluorhydrique en dissolution par du fluorhydrate d'ammoniaque acide.

C'est à l'aide de l'acide fluorhydrique qu'on grave les divisions, sur les tiges des thermomètres, et sur les burettes et pipettes graduées.

399. Trifluorure d'arsenic. — Il s'obtient en chauffant dans une cornue en plomb un mélange de parties égales de fluorure de calcium et d'acide arsénieux sec, avec le double de son poids d'acide sulfurique monohydraté. C'est un liquide incolore, très mobile fumant à l'air. Il bout à 63°. Chauffé dans un tube de verre, il donne de l'acide arsénieux et du fluorure de silicium (Dumas, Mac-Ivor, M. Moissan).

399 bis. Trifluorure de phosphore PhF_3 . — On l'obtient en faisant tomber goutte à goutte du fluorure d'arsenic dans un petit ballon de verre (fig. 198) contenant du trichlorure de phosphore; le gaz passe dans de petits flacons laveurs contenant de l'eau, puis dans un tube en U à ponce sulfurique qui le dessèche, on le recueille sur le mercure. C'est un gaz incolore dont la densité est 3,0. Il a été liquéfié à -10^0 sous la pression de 40 atmosphères, il se décompose lentement au contact de l'eau en acide fluorhydrique et acide phosphoreux. Les solutions alcalines le décomposent rapidement. Il est rapidement décomposé à chaud par le sodium, le bore ou le silicium. Le fluorure de phosphore chauffé dans une cloche courbe, attaque le verre en donnant du phosphore et du fluorure de silicium. Un mélange de 4 vol. de fluorure de phosphore et de 2 vol. d'oxygène, détone par l'étincelle électrique et donne de l'oxyfluorure de phosphore PhF^3O^2 (M. H. Moissan).

399 ter. Pentafluorure de phosphore. — On l'obtient en faisant tomber goutte à goutte du fluorure d'arsenic dans un petit ballon de verre (fig. 198) contenant du pentachlorure de phosphore. Le pentafluorure est un gaz fumant à l'air absorbable par l'eau, liquéfiable dans l'appareil Cailletet à 16^0 sous 46^{mm} . En détendant légèrement, on l'obtient à l'état solide (M. H. Moissan).

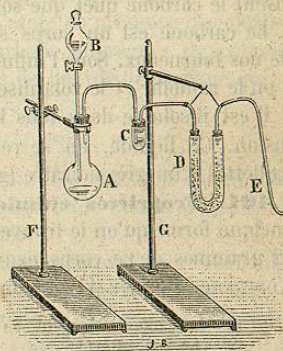


Fig. 198. — Préparation du trifluorure de phosphore.