

**1241. Dorure au trempé.** — Pour préparer ce bain, on dissout l'or dans l'eau régale, puis, après évaporation de l'excès d'acide, on redissout 1<sup>er</sup> de chlorure d'or et 7<sup>es</sup> de bicarbonate de potasse dans 150<sup>es</sup> d'eau. Le métal à dorer est trempé dans une dissolution d'azotate de sous-oxyde de mercure, puis dans ce bain d'or maintenu à l'ébullition.

**1242. Dorure galvanique.** — Le courant d'une pile permet de recouvrir d'or, un objet plongé dans une dissolution de 1 gramme de cyanure d'or et 10 grammes de cyanure de potassium dans 100 grammes d'eau. On chauffe d'abord l'objet en cuivre pour détruire les matières grasses, on le plonge ensuite, encore chaud, dans de l'acide sulfurique étendu, pour dissoudre l'oxyde de cuivre qui peut s'être formé au contact de l'air sous l'influence de la chaleur. Après ce *décapage*, la pièce est soumise au *dérochage* qui se fait à l'aide d'acide nitrique faible, on la retire et on l'essuie. La pièce ainsi préparée est fixée au pôle négatif de la pile, et plongée dans le bain de cyanure. Le pôle positif est formé d'une lame d'or, en sorte qu'au fur et à mesure que l'or de la dissolution se dépose sur la pièce, il s'en dissout une quantité équivalente de la lame positive, et le bain conserve une composition à peu près constante.

**1243. Caractères des sels d'or.** — Les sels d'or donnent, avec l'acide sulfhydrique, un précipité brun, soluble dans le sulfhydrate d'ammoniaque; ils donnent, avec le sulfate de protoxyde de fer, à froid, ou avec l'acide oxalique, à l'ébullition, un précipité d'or métallique.

Un mélange de protochlorure et de bichlorure d'étain y détermine un précipité violet de *pourpre de Cassius* (1105 et 1239).

#### PLATINE.

Équiv. Pt = 99,5. Poids atom. Pt = 199.

**1244. État naturel.** — Le platine a été rencontré d'abord dans les sables aurifères du fleuve Pinto, dans l'Amérique du Sud, où il était connu sous le nom de *platina*, diminutif du mot espagnol *plata* (argent); il a été importé en Europe en 1741. On trouve du platine au Brésil, en Colombie, au Mexique, à Saint-Domingue, à Bornéo et en Sibérie, sur le penchant oriental des monts Ourals. Il se rencontre toujours avec d'autres métaux lourds, qui forment avec lui un groupe naturel, au milieu de sables provenant de roches anciennes. Ces roches désagrégées à une époque géologique récente, et entraînées par les alluvions, ont abandonné en chemin les corps plus lourds.

La roche, dont la décomposition donne naissance à des sables platinifères, est une serpentine dans l'Oural; au Pérou, c'est une syénite traversée par des filons contenant de l'oxyde de fer hydraté, de l'or, du platine, du quartz et de l'argile jaune (M. Boussingault).

Le minerai de platine se compose de grains irréguliers de platine natif, présentant quelquefois des facettes cristallines; ces grains sont mêlés à des paillettes brillantes d'osmiure d'iridium, à du sable, à de l'or, à du fer titané, à du fer ordinaire et à du fer magnétique.

Les grains irréguliers de platine natif contiennent, outre le platine, de l'iridium, du palladium et du fer. Les paillettes d'osmiure d'iridium contiennent du rhodium, du ruthénium, du fer et du cuivre.

**1245. Extraction.** — Pour extraire le platine de son minerai bien débarrassé du sable par des lavages, on sépare d'abord l'or par le mercure ou par l'eau régale faible qui enlève l'or et le fer; puis on traite par l'eau régale concentrée, qui dissout presque tout le platine avec la plus grande partie du palladium, de l'iridium et un peu de rhodium et d'osmium; l'osmiure d'iridium reste à peu près inattaqué.

La dissolution décantée est évaporée presque à siccité pour chasser l'excès d'eau régale, ainsi que les vapeurs d'acide osmique, et décomposer le bichlorure de palladium en chlore et en protochlorure.

On reprend par l'eau; la liqueur, traitée par le chlorhydrate d'ammoniaque, donne un précipité jaune rougeâtre de chlorure double d'iridium et d'ammoniaque, contenant un peu de chlorure double d'iridium et d'ammoniaque<sup>1</sup>. Ce précipité, lavé, séché et calciné au rouge, constitue la *mousse de platine*; masse grise spongieuse, qui sert à préparer le platine. La présence de l'iridium dans le platine du commerce ne nuit pas, elle le rend plus dur et moins attaqué par les réactifs.

Autrefois, la *mousse de platine*, réduite en poudre et délayée avec de l'eau, était fortement comprimée dans un cylindre creux de fer (fig. 416), puis chauffée au rouge blanc et martelée de manière à la réduire en lames (procédé Wollaston).

**1246. Fusion du platine.** — H. Sainte-Claire Deville et Debray ont substitué à ce mode d'agrégation, long et pénible, le procédé de fusion dans un four en chaux vive.

Le métal est introduit peu à peu dans une coupelle B creusée dans de la chaux vive (fig. 417), et fermée par un couvercle A de même matière. Un chalumeau à gaz de l'éclairage E, E', alimenté par l'oxygène, pénètre dans la partie centrale de la voûte de cette espèce de four à réverbère; on voit le platine fondre rapidement et se rassembler en un culot brillant. — Le métal, une fois fondu, peut être coulé dans une lingotière en fer, au fond de laquelle on a placé une lame de platine, pour empêcher la fusion du moule au moment de la coulée. — La chaux joue dans ces fours un rôle chimique important: elle dissout les produits provenant de l'oxydation des métaux étrangers dont on a intérêt à débarrasser le platine. Ce n'est donc pas une simple fusion qu'éprouve le platine, c'est un affinage et même un affinage très complet.

MM. Deville et Debray ont appliqué la même méthode pour revivifier le métal des vieilles capsules, cornues et creusets de platine hors d'usage. Une fusion suffit, tandis qu'on était autrefois obligé de redissoudre le métal dans l'eau régale, et de le soumettre au traitement long et

1. Les eaux mères qui ont fourni le précipité sont traitées ultérieurement pour en extraire le palladium (1259).

pénible de la voie humide. 60 litres d'oxygène et 420 litres de gaz de l'éclairage suffisent pour fondre un kilogr. de platine.

La même méthode réussit pour la fusion du ruthénium et de l'iridium,

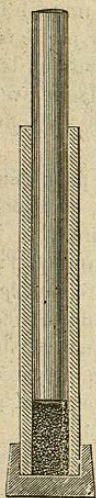


Fig. 416. — Compression de l'éponge de platine.

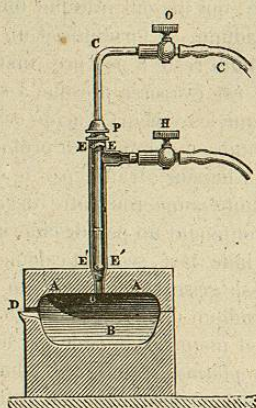


Fig. 417. — Fusion du platine dans un creuset de chaux vive.

à la condition de remplacer le gaz de l'éclairage par le gaz hydrogène.

La fusion directe du minerai de platine donne un alliage de platine, de rhodium et d'iridium moins attaqué que le platine par l'eau régale.

#### 1247. Platine pur.

— On fond au rouge le platine du commerce avec 8 p. de plomb. On attaque le culot par l'acide azotique étendu. Il reste de l'iridium et du ruthénium cristallisés (inattaquables par l'eau régale concentrée), et un alliage de plomb, de pla-

tine et d'un peu de rhodium. Cet alliage se dissout dans l'eau régale faible; on précipite le plomb par l'acide sulfurique, puis le platine par le chlorhydrate d'ammoniaque. Le rhodium reste dans l'eau mère (H. Deville et Debray).

**1248. Propriétés physiques.** — Le platine pur est un métal d'un blanc grisâtre, très mou, très ductile, très malléable, et très tenace. La densité du platine fondu est 21,45.

Il ne fond qu'aux feux de forge les plus violents, ou à la température du chalumeau à gaz de l'éclairage alimenté par de l'oxygène. Le platine fondu absorbe l'oxygène comme l'argent, et *roche* par refroidissement.

**1249. Porosité du platine.** — Le platine est très poreux et s'échauffe en condensant les gaz. Cette propriété est remarquable dans la *mousse* ou *éponge* de platine, que l'on obtient par la calcination du chlorure double de platine et d'ammoniaque. — Elle est encore plus grande dans le *noir de platine*, qui se précipite quand on fait bouillir la dissolution de chlorure de platine avec de la potasse et du sucre ou de l'alcool (**1256**). Le *noir de platine* condense 745 fois son volume de gaz hydrogène; il détermine l'oxydation à l'air de l'alcool absolu; souvent la température s'élève assez pour qu'il y ait inflammation. L'éponge de platine, introduite dans une éprouvette pleine d'un mélange de gaz oxygène et hydro-

gène (**25**), y devient incandescente et détermine la combinaison des deux gaz avec explosion. Un courant d'hydrogène, dirigé dans l'air sur de la mousse de platine (**87**), s'y enflamme également (*briquet à hydrogène*). On remplace aujourd'hui la mousse ou l'éponge de platine par du charbon ou de la ponce platinés, obtenus en calcinant du charbon ou de la ponce qu'on a préalablement fait bouillir avec du bichlorure de platine. Les corps ainsi préparés jouissent des propriétés de l'éponge de platine elle-même.

Le *platine forgé*, même lorsqu'il a été obtenu par fusion, présente ces propriétés, quoique à un degré moindre. Il ne paraît pas poreux à la température ordinaire; mais à une température élevée il condense les gaz, s'échauffe et détermine la combustion lente des gaz combustibles au contact de l'air. C'est ce que l'on constate de la manière suivante: on suspend dans un verre (*fig. 418*), contenant un peu d'éther, une spirale de platine préalablement portée au rouge. La spirale reste incandescente tant qu'il y a de l'air pour brûler la vapeur d'éther. On a utilisé cette propriété du platine dans la lampe des mineurs.



Fig. 418. — Lampe sans flamme.

L'hydrogène traverse les parois d'un tube de platine chauffé au rouge. [H. Sainte-Claire Deville et L. Troost (**84**).]

**1250. Propriétés chimiques.** — Le platine ne s'oxyde à aucune température au contact de l'oxygène ou de l'air. Il se combine directement avec le soufre, le phosphore, l'arsenic, le bore ou le silicium, ainsi qu'avec les métaux très fusibles, comme le zinc et le plomb. Il faut tenir compte de ces propriétés, quand on emploie des vases de platine dans les laboratoires: ainsi, il faut éviter de chauffer les creusets de platine au contact des charbons, car la silice que contiennent ces derniers est réduite à haute température par le charbon, et le silicium mis en liberté se combine au platine (M. Boussingault); il se produit ainsi un siliciure de platine fusible, et le creuset est percé.

Le platine est sans action sur les acides chlorhydrique et azotique isolés, même à la température de l'ébullition. Il se dissout dans l'eau régale en donnant du bichlorure de platine  $PtCl_2$ .

L'acide sulfurique contenant des produits nitreux, dissout un peu du platine des appareils distillatoires dans lesquels on le concentre (M. Scheurer-Kestner). Le platine est attaqué par le perchlorure de phosphore; il se forme:  $2PtCl, PhCl_3$  (M. Schutzenberger). Attaqué par le chlore et l'oxyde de carbone, il donne  $PtCl, 2CO$ ;  $2PtCl, 5CO$  et  $PtCl, CO$ .

Le platine, chauffé avec de la potasse au contact de l'air, s'oxyde et donne du platinate de potasse  $KO, PtO_2$ . Avec de l'azotate de potasse, il donne le même composé.

Le platine, chauffé avec une dissolution concentrée de cyanure de

potassium, donne du cyanure double de platine et de potassium, avec dégagement d'hydrogène (H. Sainte-Claire Deville et Debray).

**1251. Usages.** — Le platine est employé dans les laboratoires : on lui donne la forme de creusets, de capsules, de tubes ou de cornues, pour les réactions à produire à des températures très élevées, ou avec des acides très énergiques, tels que l'acide fluorhydrique; on en fait aussi des becs de chalumeau. Dans l'industrie, on en fabrique des alambics destinés à la concentration de l'acide sulfurique.

Le platine forme, avec l'oxygène, deux oxydes : un protoxyde  $PtO$ , base faible, et un bioxyde  $PtO^2$  qui joue généralement le rôle d'acide.

**1252. Protoxyde** ( $PtO - PtO$ ) — On l'obtient en décomposant le protochlorure de platine par la potasse. Il est noir, décomposable à une température peu élevée, soluble dans la potasse et dans les acides.

**1253. Bioxyde de platine** ( $PtO^2 - PtO^2$ ). — On l'obtient en faisant bouillir le bichlorure de platine avec un excès de potasse; il se forme du chlorure de potassium et du platinate de potasse. On neutralise par de l'acide acétique; le bioxyde de platine se précipite à l'état d'hydrate jaune brun (M. Fremy) qui, à une température peu élevée, devient anhydre et noir. Il joue le rôle d'acide vis-à-vis des alcalis.

**1254. Protochlorure de platine** ( $PtCl - PtCl$ ). — On le prépare en chauffant à  $350^\circ$  (Rivot) du bichlorure de platine sec; il se dégage du chlore et il reste du protochlorure sous forme d'une poudre vert-olive, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydrique en une liqueur brune. Ce chlorure forme, avec le chlorure de potassium et avec le chlorure d'ammonium, des chlorures doubles (*chloroplatinites*).

**SEL DE MAGNUS.** — Lorsqu'on ajoute un excès d'ammoniaque à une dissolution de protochlorure de platine dans l'acide chlorhydrique, il se dépose peu à peu une poudre verte cristalline, qui est le protochlorure de platine ammoniacal ou *sel de Magnus*, et dont la composition peut se représenter par la formule  $(AzH^2Pt)Cl$ , qui diffère du chlorure d'ammonium en ce que 1 équiv. de platine remplace 1 équiv. d'hydrogène de l'ammonium.

Ce corps, traité par l'azotate d'argent, donne un précipité de chlorure d'argent et un azotate  $(AzH^2Pt)O, AzO^2$ . Le composé  $(AzH^2Pt)O$  joue le rôle de base vis-à-vis des autres acides.

**SEL DE REISET.** — Si l'on ajoute à ce protochlorure de platine ammoniacal un excès d'ammoniaque, et qu'on porte la liqueur à l'ébullition, il se dissout et donne par refroidissement des cristaux jaunes et transparents, constituant le *sel de Reiset*, dont la formule est  $Az(H^2PtAzH^4)Cl$ , qui diffère du chlorure d'ammonium en ce que 2 équivalents d'hydrogène sont remplacés, l'un par 1 équiv. de platine, l'autre par 1 équiv. d'ammonium. Ce sel, traité par l'azotate d'argent, donne un précipité de chlorure d'argent et un azotate  $Az(H^2PtAzH^4)O, AzO^2$ , dont la base peut saturer les autres acides.

**1255. Bichlorure de platine** ( $PtCl^2 - PtCl^2$ ). — On le prépare en

dissolvant le métal dans l'eau régale riche en HCl; on évapore à siccité pour chasser l'excès d'acide, et on reprend par l'eau.

**1256. Propriétés.** — Le bichlorure de platine est rouge brun, délitescent, il est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Chauffé à  $350^\circ$ , le bichlorure se décompose en chlore qui se dégage, et en protochlorure  $PtCl$  (**1254**). A une température plus élevée, il se décompose complètement et laisse un résidu de platine métallique.

Le bichlorure de platine forme, avec le chlorure de potassium et avec le chlorhydrate d'ammoniaque, des sels doubles  $KCl, PtCl^2$  et  $AzH^4Cl, PtCl^2$ , très peu solubles dans l'eau froide et insolubles dans l'alcool. Cette propriété est utilisée dans l'analyse chimique pour distinguer la potasse de la soude. En effet, le bichlorure de platine détermine dans les sels de potasse un précipité; il ne produit rien dans le sel de soude.

Le bichlorure de platine, bouilli avec du carbonate de soude ou de potasse, et du sucre ou de l'alcool, donne un précipité de métal extrêmement divisé (*noir de platine*).

**1257. Platino-cyanure de potassium**,  $KCy, PtCy + 5HO$ . — Ce corps, que l'on obtient dans l'action du platine sur le cyanure de potassium (**1250**), se prépare en chauffant un mélange intime de platine divisé et de cyanoferrure de potassium. La masse reprise par l'eau abandonne, après concentration, des cristaux de cyanoferrure de potassium non altéré; mais les eaux mères évaporées donnent de beaux prismes droits à base rhombe, dichroïques, blancs par réflexion et jaunes par transmission. Ils s'effleurissent à l'air et deviennent opaques. La dissolution de ce sel fournit avec diverses solutions salines des platino-cyanures peu solubles, qui ne diffèrent du premier que par la substitution de 1 équiv. du métal à 1 équiv. de potassium.

Le platino-cyanure de mercure donne par la calcination : du cyanogène, du mercure et du cyanure de platine pulvérent jaune verdâtre.

**1258. Caractères des sels de platine.** — Les sels solubles de platine se reconnaissent par l'action du chlorure de potassium, qui donne un précipité jaune de chlorure double de platine et de potassium.

L'acide sulfhydrique y donne un précipité noir. Ce précipité est à peu près insoluble dans les sulfures alcalins (M. Riban). Le zinc et le fer en précipitent à chaud du platine métallique en poudre noire.

PALLADIUM ( $Pd = 53,25 - Pd = 106,50$ ).

**1259. Palladium.** — **Préparation.** — Ce métal, découvert en 1803 par Wollaston, s'obtient dans le traitement du minerai de platine. La dissolution d'où l'on a précipité la plus grande partie du platine (**1245**) est acidulée par l'acide chlorhydrique; on en précipite par le fer les métaux (Pt, Ir, Pd, Rh, Ru); on redissout ces métaux dans l'eau régale; on neutralise la liqueur par le carbonate de soude, et on en précipite le palladium par le cyanure de mercure. Le cyanure de palladium blanc obtenu n'a besoin que d'être calciné pour donner le *palladium métallique*.

**1260. Propriétés.** — C'est un métal blanc, très malléable, dont la densité varie de 11,4 à 12,1, suivant qu'il est plus ou moins écroui.

Chauffé à l'air, il s'oxyde superficiellement et prend une teinte bleue d'acier  $\text{Pd} + \text{O} = \text{PdO} + 10c$ ; l'oxyde se décompose à une température plus élevée.

Il fond au chalumeau à oxygène, plus facilement que le platine.

Le palladium absorbe jusqu'à 982 vol. de gaz hydrogène (Graham), dont 600 vol. forment avec le métal un alliage  $\text{Pd}^2\text{H}$  ( $\text{Pd} = 106,5$ ). (L. Troost et P. Hautefeuille). Cet alliage condense 582 vol. d'hydrogène à la manière du platine.

Par ses propriétés chimiques, ce métal se rapproche de l'argent. Ainsi il est soluble dans l'acide nitrique et donne  $\text{PdO}, \text{AzO}^3$ . Il se dissout également dans l'eau régale faible, et forme un chlorure  $\text{PdCl}$  déliquescent. Avec l'eau régale très concentrée il donne  $\text{PdCl}^2$ , décomposable par l'eau ou par la chaleur.

La solution du protochlorure donne par l'ammoniaque un précipité  $\text{Az} \left\{ \begin{array}{l} \text{Pd} \\ \text{H}^2 \end{array} \right\} \text{Cl}$ , d'un beau rose clair.

L'iode de potassium en précipite de l'iode noir de palladium.

Le cyanure de mercure en précipite le cyanure de palladium blanc jaunâtre

IRIDIUM. — RUTHÉNIUM. — RHODIUM. — OSMIUM.

**1261. Préparation de l'iridium, du ruthénium et du rhodium.** — Ces métaux, ainsi que l'osmium, s'extraient de l'osmiure d'iridium, qui reste inaltéré dans l'attaque du minerai de platine par l'eau régale.

On fond cet osmiure d'iridium avec 8 fois son poids de zinc pur dans un creuset en charbon des cornues, puis on élève la température de manière à volatiliser tout le zinc; l'osmiure, qui était primitivement très dur, reste sous forme d'éponge facile à réduire en poudre. (H. Deville et Debray.)

Cet osmiure pulvérulent est chauffé au rouge avec 5 fois son poids de bioxyde de baryum et 1 d'azotate de baryte desséché. La masse pulvérisée est traitée par de l'eau régale à l'ébullition dans une cornue, dont le col aboutit à un récipient contenant de l'ammoniaque, pour neutraliser les vapeurs d'acide osmique qui s'y condensent.

Quand toute odeur d'acide osmique a disparu, on précipite la baryte par l'acide sulfurique et on évapore à sec. On reprend par l'eau chaude, et on a une liqueur jaune contenant l'iridium, le rhodium et le ruthénium. En y ajoutant du sel ammoniac, on en précipite le ruthénium et l'iridium avec un peu de rhodium et de platine à l'état de chlorures doubles.

La liqueur retient presque tout le rhodium; il suffit de l'évaporer, de traiter le résidu par un courant de gaz hydrogène à chaud, et de le laver ensuite avec de l'acide azotique ou chlorhydrique pour en séparer le fer et le cuivre. On a ainsi le *rhodium* métallique.

Les chlorures doubles bien lavés sont réduits au rouge par l'hydrogène; ils laissent une éponge métallique. Cette éponge, comme celle fournie par l'eau mère d'où l'on a précipité le palladium (1259), est fondue avec du plomb qui dissout les traces de rhodium et de platine, l'iridium et le ruthénium cristallisent. On dissout le plomb dans l'acide nitrique, le rhodium dans l'acide sulfurique et le platine dans l'eau régale. (H. Deville et Debray.)

Pour séparer l'iridium du ruthénium, on chauffe des métaux dans un creuset d'argent avec un mélange de potasse et de nitre. En reprenant par l'eau, on dissout le ruthéniate de potasse jaune.

La séparation du ruthénium n'est complète que quand on fait passer lentement un courant de chlore dans une cornue contenant la dissolution de ruthéniate de potasse mêlé d'oxyde d'iridium, jusqu'à ce qu'il ne distille plus trace d'acide *hyperruthénique* jaune, qui cristallise dans le col de la cornue et dans le récipient; l'oxyde d'iridium reste. Cet oxyde, réduit par l'hydrogène, donne l'*iridium* pur.

La dissolution d'acide hyperruthénique est saturée par la potasse. On la chauffe légèrement avec de l'alcool; il se précipite du *ruthénium* métallique.

**1262. Propriétés de l'iridium** ( $\text{Ir} = 98,5$ ). — C'est un métal blanc grisâtre, découvert en 1805 par Tennant. Il a pour densité 22,28; il ne fond qu'au chalumeau à gaz hydrogène et oxygène. Il roche comme le platine: il est insoluble dans tous les acides et même dans l'eau régale faible. Lorsqu'on fait passer un courant de chlore sur un mélange intime d'iridium et de chlorure de sodium porté au rouge vif (Wöhler), il se transforme en un chlorure double  $\text{NaCl} + \text{IrCl}^2$ , soluble dans l'eau qu'il colore en rouge foncé.

Chauffé dans l'oxygène, l'iridium s'oxyde; cet oxyde se dissocie à une température élevée: sa tension de dissociation est  $5^{\text{mm}}$  à  $822^{\circ},8$ ;  $305^{\text{mm}},27$  à  $1005^{\circ},3$ ;  $710^{\text{mm}},69$  à  $1112^{\circ}$ ;  $745^{\text{mm}}$  à  $1159^{\circ}$ . (H. Deville et Debray.)

L'iridium forme un bioxyde  $\text{IrO}^2,2\text{HO}$  bleu indigo, qui, chauffé, devient anhydre et noir. Il existe aussi un sesquioxyde  $\text{Ir}^2\text{O}^3$ .

**1263. Propriétés du ruthénium** ( $\text{Ru} = 52,16$ ). — Ce métal, découvert par Clauss en 1845, est analogue à l'étain par ses propriétés chimiques: il s'oxyde facilement au contact de l'air, à une température élevée, et donne l'oxyde  $\text{RuO}^2$  isomorphe de  $\text{SnO}^2$  (M. Fremy). On connaît encore l'acide *ruthénique*  $\text{RuO}^3$ , l'acide *heptaruthénique* (découvert par MM. Deville et Debray) et l'acide *hyperruthénique*  $\text{RuO}^4$ . Ces composés sont réductibles par la chaleur. La décomposition de l'acide hyperruthénique donne de l'oxygène ozonisé; il détone à  $188^{\circ}$ . (H. Deville et Debray.)

Le ruthénium est plus infusible que l'iridium. Sa densité est 11,5. Il se dissout dans un mélange de nitre et de potasse.

**1264. Propriété du rhodium** ( $\text{Rh} = 52,16$ ). — Ce métal, découvert par Wollaston en 1805, est blanc d'argent, cassant; sa densité est 12,26. Il fond moins facilement que le platine, mais plus facilement que l'iridium.

Le rhodium précipité est insoluble dans l'acide nitrique, il se dissout à l'ébullition dans l'acide sulfurique concentré. La dissolution de sulfate de rhodium évaporée pour chasser l'excès d'acide, puis reprise par l'eau, donne, par la soude en excès, de l'oxyde de rhodium qui, porté à l'ébullition avec de la soude et de l'alcool, fournit du rhodium métallique.

Fortement chauffé, il ne se dissout que dans le bisulfate de potasse au rouge.

Le rhodium chauffé au rouge dans le chlore donne  $\text{Rh}^2\text{Cl}^5$ . On connaît les oxydes  $\text{RhO}, \text{Rh}^2\text{O}^3, \text{RhO}^2$  et  $\text{RhO}^3$ .

**1265. Préparation de l'osmium** ( $\text{Os} = 99,5$ ). — Ce corps, découvert par Tennant en 1805, s'obtient à l'état pulvérulent en faisant passer dans un tube de porcelaine, chauffé au rouge, des vapeurs d'acide osmique avec de l'oxyde de carbone. Pour l'obtenir compact, on précipite par le sulfhydrate d'ammoniaque, à l'ébullition, la dissolution d'acide osmique dans l'ammoniaque obtenue au § 1261. Le sulfure d'osmium séché à l'air libre est introduit humide dans un creuset en charbon des cornues: on chauffe d'abord lentement, puis à haute température. (H. Deville et Debray.)

PROPRIÉTÉS. — Il se rapproche de l'*arsenic* par ses propriétés chimiques. Il est moins fusible que l'iridium; sa densité est 22,447. (H. Deville et Debray.)  
 Chauffé au rouge vif dans un courant d'air, il donne de l'acide osmique OsO<sup>4</sup> volatil, se sublimant en longues aiguilles blanches. Cet acide attaque les yeux et les organes respiratoires; il faut éviter de le respirer même en petite quantité.

## DÉTERMINATION DE LA BASE D'UN SEL.

**1266. Réactions.** — Cette détermination est fondée sur les réactions que l'*acide sulfhydrique* et les *sulfures alcalins* exercent sur les dissolutions alcalines, ainsi que sur les propriétés des *sulfures* obtenus, les uns étant solubles dans l'eau pure ou acidulée, les autres étant insolubles dans l'eau pure et dans les acides étendus.

L'acide sulfhydrique, versé dans une dissolution saline *acidulée*, précipite le métal, s'il appartient à l'une des 4<sup>me</sup>, 5<sup>me</sup> ou 7<sup>me</sup> sections, parce que les sulfures de ces métaux sont insolubles dans l'eau et indécomposables par les acides étendus; il ne donne pas de précipité, si le métal est l'aluminium, ou appartient à l'une des trois premières sections, parce que les sulfures de ces métaux sont solubles dans l'eau ou dans les acides, même très étendus; on a ainsi deux groupes distincts.

**1267. 1<sup>er</sup> groupe.** — Quand on a reconnu que le métal appartient à l'une des 4<sup>me</sup>, 5<sup>me</sup> ou 7<sup>me</sup> sections, on traite par un sulfure alcalin le sulfure insoluble obtenu: il se dissout, s'il peut jouer le rôle de *sulfacide* (or, étain, antimoine); il ne se dissout pas, s'il ne peut jouer ce rôle (plomb, cuivre, mercure, argent). Quelques réactions caractéristiques, indiquées au tableau ci-joint, suffisent alors pour fixer la nature du sel.

**1268. 2<sup>e</sup> groupe.** — La détermination de l'aluminium ou d'un métal de l'une des trois premières sections se fait aussi facilement; car, en versant dans la dissolution saline *neutre* un sulfure alcalin, on obtient un précipité, si le métal est l'aluminium, ou appartient à la troisième section, tandis qu'on n'a pas de précipité, si c'est un métal alcalin ou alcalino-terreux. — On achèvera la détermination du métal à l'aide des réactions indiquées au tableau ci-après.

Il est bien entendu que l'on doit *vérifier* la conclusion à laquelle on arrive, à l'aide des caractères indiqués à propos de chaque métal.

REMARQUE. — Pour aciduler la liqueur au commencement de l'expérience, on choisit l'*acide chlorhydrique*, qui a l'avantage de dispenser de toute recherche ultérieure, si le sel est à base d'*oxyde de plomb*, de *sous-oxyde* de mercure ou d'*oxyde d'argent*. Dans ces cas, en effet, il se forme un précipité blanc de chlorure.

Si ce précipité est soluble, surtout à chaud, dans une grande quantité d'eau, c'est un *sel de plomb*; s'il est insoluble, on le traite par l'ammoniaque, qui le dissout, si c'est un *sel d'argent*, et le noircit sans le dissoudre, si c'est un *sel de sous-oxyde de mercure*.

Si la liqueur primitive était déjà acide, on ajouterait de l'acide chlorhydrique dans une petite portion de la liqueur pour y chercher ces métaux.

1269. — DÉTERMINATION DE LA BASE D'UN SEL		SEL	
noir . . . . .	Le sulfure primitif traité par le sulfate de fer	La liqueur primitive donne un précipité . . . . .	SEL D'OR.
		La liqueur primitive donne un précipité . . . . .	SEL DE PROTOXYDE D'ÉTAÏN.
brun marron . . . . .	Le sulfure primitif traité par le sulfate de fer	La liqueur primitive donne un précipité . . . . .	SEL DE BICOXYDE D'ÉTAÏN.
		La liqueur primitive donne un précipité . . . . .	SEL D'ANTIMOINE.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	ARSÉNITE.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	ARSÉNIATE.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE CADMIUM.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL D'OXYDE DE MERCURE.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE PLATINE.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE BISMUTH.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE CUIVRE.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE PLOMB.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE SESQUIOXYDE DE FER.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE SESQUIOXYDE DE CHROME.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL D'ALUMINE.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE ZINC.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE MANGANÈSE.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE PROTOXYDE DE FER.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE NICKEL.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE COBALT.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE MAGNÈSE.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE BARYTE.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE STRONTIANE.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE CHAUX.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL AMMONIACAL.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE POTASSE.
jaune, chauffé sur une lame de verre	Le sulfure primitif traité par le carbonate d'ammoniacal	Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	SEL DE SOUDE.
		Le sulfure primitif donne un précipité . . . . .	

1. Les sels de sesquioxyle de fer donnent un léger précipité blanc de source, facile à distinguer du précipité lourd des sulfures.  
 2. Le précipité se produit avec effervescence (dégagement de HS) s'il est formé par un oxyde, tandis qu'il n'y a pas effervescence s'il est formé par un sulfure.