

et Debray conseillent de le fondre dans la chaux au milieu d'une atmosphère oxydante. Le métal s'affine et devient aussi doux que le cuivre.

Le platine forme deux oxydes qui ont pour formules : PtO — PtO^2 .

Protoxyde de platine. PtO .

Le protoxyde de platine n'est connu qu'à l'état d'hydrate; on l'obtient en précipitant par la potasse le protochlorure de platine; il se dépose sous la forme d'une poudre noire dont une partie reste en dissolution dans la potasse.

Le protoxyde de platine est très-peu stable; lorsqu'on le met sur des charbons ardents, il se réduit aussitôt. Il se dissout lentement dans les acides azotique, sulfurique, acétique, et les colore en brun. L'acide chlorhydrique bouillant le décompose en bichlorure et en platine métallique; lorsqu'il est récemment précipité, il se dissout dans la potasse et dans la soude.

Deutoxyde de platine. PtO^2 .

Cet oxyde est noir à l'état anhydre, son hydrate est d'un jaune brun, et ressemble au peroxyde de fer hydraté.

Il se décompose complètement à une température peu élevée, dégage de l'oxygène, et donne du platine métallique. Les corps combustibles le réduisent très-facilement. Il se dissout dans les principaux acides, et forme des sels colorés en brun.

Il se combine avec les alcalis, les terres et les oxydes métalliques, et forme des sels dans lesquels il joue le rôle d'acide.

On obtient l'oxyde de platine en faisant bouillir le chlorure de platine avec un excès de potasse jusqu'à ce que le précipité jaune qui s'est formé d'abord, et qui est un chlorure double de platine et de potassium, disparaisse complètement dans un excès d'alcali; il se forme du chlorure de potassium et du platinate de potasse, qu'on neutralise alors par l'acide acétique. Le bioxyde de platine se précipite à l'état d'hydrate qui, à une température peu élevée, perd son eau et se change en bioxyde anhydre.

L'hydrate d'oxyde de platine ainsi obtenu est d'un brun jaune; il se dissout dans la potasse et la soude, et forme avec ces bases des *platinates* qui peuvent cristalliser par l'évaporation. (Frémy.)

Caractères distinctifs des sels de platine.

Sels de protoxyde.

Potasse. — Pas de précipité si la dissolution est étendue.

Ammoniaque. — Précipité vert.

Carbonate de potasse. — Précipité brun, qui ne se dépose qu'au bout d'un certain temps.

Carbonate d'ammoniaque. — Pas de précipité.

Cyanoferrure et cyanoferride de potassium. — Pas de précipité.

Azotate de protoxyde de mercure. — Précipité noir.

Acide sulfhydrique et sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité noir.

Sels de deutoxyde.

Ces caractères se rapportent surtout au bichlorure de platine.

Potasse. — Précipité jaune de chlorure double de platine et de potassium; ce précipité est soluble à chaud dans un grand excès de potasse.

Soude. — Pas de précipité.

Ammoniaque. — Précipité jaune de chlorure double de platine et d'ammoniaque, soluble dans une grande quantité d'eau et dans un excès d'ammoniaque, donnant du platine en éponge par la calcination.

Carbonate de potasse. — Précipité jaune de chlorure double de platine et de potassium.

Carbonate d'ammoniaque. — Précipité jaune de chlorure de platine ammoniacal.

Sels de potasse ou d'ammoniaque. — Précipités jaunes de chlorures doubles.

Carbonate de soude. — Pas de précipité.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité jaune de chlorure double de platine et de potassium.

Azotate de protoxyde de mercure. — Précipité jaune rougeâtre.

Protochlorure d'étain. — Coloration brune très-intense. Le bichlorure de platine passe à l'état de protochlorure.

Acide sulfhydrique. — D'abord coloration et ensuite précipité noir de sulfure de platine.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité noir soluble dans un grand excès de réactif.

Zinc. — Précipité noir de platine métallique.

Les sels de platine se réduisent plus difficilement que les sels d'or. L'acide oxalique et le protochlorure de fer n'agissent pas sur eux, mais le formiate de soude et le sulfate de protoxyde de fer réduisent complètement le platine à l'ébullition.

Les sels de platine sont tous décomposés par la chaleur, et donnent du platine métallique.

Il suffit d'une très-petite quantité d'iridium ou d'osmium pour donner au chlorure ammoniaco-platinique une teinte rougeâtre.

Protochlorure de platine. $PtCl$.

Le protochlorure de platine est d'un brun verdâtre, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air; cependant, lorsqu'on l'expose pendant longtemps à la lumière, il noircit à la surface. Il est

soluble dans l'acide chlorhydrique, et donne une liqueur brune.

La chaleur le décompose complètement; les alcalis forment dans sa dissolution un précipité du protoxyde de platine hydraté.

Ce corps se combine facilement avec le chlorure de potassium, et avec le chlorhydrate d'ammoniaque, et forme des composés qu'on peut obtenir cristallisés.

On le prépare en dissolvant du platine dans l'eau régale, en évaporant la liqueur à sec, et chauffant le résidu avec précaution dans un bain d'huile à 200°, jusqu'à ce qu'il soit devenu insoluble dans l'eau. La moitié du chlore du bichlorure se dégage.

Bichlorure de platine. $PtCl_2$.

Équiv. = 169,57.

Le bichlorure de platine est rouge-brun à l'état solide; ses dissolutions sont d'un jaune foncé; il a une saveur styptique, une réaction acide; il est plus soluble à chaud qu'à froid, et donne par l'évaporation une masse brune déliquescence. Il est très-soluble dans l'alcool; il forme avec l'acide chlorhydrique un chlorhydrate de chlorure de platine qui cristallise par le refroidissement et perd son acide par une évaporation prolongée. La chaleur le change d'abord en protochlorure, et ensuite en platine métallique.

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

On le prépare en dissolvant du platine dans une eau régale formée de 2 p. d'acide chlorhydrique et 1 p. d'acide azotique, et en évaporant à sec pour chasser l'excès d'acide. On reprend ensuite par l'eau.

Le bichlorure de platine se combine avec presque tous les chlorures, et forme des composés auxquels on a donné le nom de *chloroplatinates*.

Chlorure double de potassium et de platine. — Chloroplatinate de potasse. $PtCl_2, KCl$.

On obtient ce composé en précipitant le chlorure de platine par le chlorure de potassium. Il est jaune, à peine soluble dans l'eau: il se dissout dans 144 p. d'eau froide. Il est entièrement insoluble dans l'alcool absolu; il se dissout dans 12083 p. d'alcool à 97°,5 centésim., et dans 1053 p. d'alcool à 55° centésim. Il est plus soluble dans l'eau bouillante ou dans l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique; il se dépose de sa dissolution en petits cristaux octaédriques. Sa dissolution est neutre aux réactifs colorés. C'est ce composé qui, en raison de son peu de solubilité dans l'eau froide, sert souvent à caractériser les sels de potasse ou les sels de platine.

Il se décompose par la chaleur et laisse un résidu de platine mêlé de chlorure de potassium qu'on peut enlever par l'eau.

Lorsqu'on ajoute à ce sel un chlorure alcalin et qu'on chauffe fortement le mélange, on obtient un résidu de platine en cristaux brillants et réguliers. (M. Jacquelin.)

Chlorure double d'ammonium et de platine. — Chloroplatinate d'ammoniaque. $PtCl_2, 2NH_4H^3$, ou $PtCl_2, 2H^4Cl$.

Ce composé ressemble beaucoup au chloroplatinate de potasse; il est jaune, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante; il cristallise en octaèdres par le refroidissement. Il se décompose par la chaleur, et laisse un résidu de platine spongieux.

Ce corps joue un grand rôle dans la fabrication du platine; c'est à l'état de chloroplatinate d'ammoniaque qu'on précipite le platine de ses dissolutions; ce composé donne par la calcination le métal pur.

Il faut 26535 parties d'alcool à 77°,5 centésimaux pour dissoudre une seule partie de chloroplatinate d'ammoniaque. Il n'en faut plus que 665 p. quand l'alcool contient 45 p. 100 d'eau. La présence de l'acide chlorhydrique augmente un peu cette solubilité. (M. Frénésius.)

Il existe encore un grand nombre de chloroplatinates; ceux de baryum, de strontium, de magnésium, de calcium, sont solubles et peuvent cristalliser.

Les autres chloroplatinates métalliques sont en général insolubles dans l'eau.

Cyanure de platine ($PtCy$), et platinocyanures. ($PtCy, MCy + Aq$).

Le cyanure de platine s'obtient en soumettant à la distillation un cyanure double de mercure et de platine; du mercure et du cyanogène se dégagent; le résidu pulvérulent, jaune-verdâtre, est du cyanure de platine, $PtCy$.

Le cyanure de platine peut s'unir aux différents cyanures métalliques et donner des composés qui portent le nom de platinocyanures.

Pour préparer les différents platino-cyanures, on ajoute à une solution bouillante de bichlorure de platine du cyanure de potassium, jusqu'à ce que le précipité jaune qui se produit tout d'abord soit complètement dissous. Lorsque la liqueur est refroidie, on ajoute du sulfate de cuivre bien neutre; il se précipite du platino-cyanure de cuivre, qu'on lave, puis qu'on met en suspension dans l'eau et qu'on décompose par un courant d'hydrogène sulfuré. En filtrant, on sépare le sulfure de cuivre et l'on obtient une solution d'acide platino-cyanhydrique.

A l'aide de cet acide, il est facile de préparer les différents platino-cyanures en le saturant par les carbonates correspondants. Plusieurs de ces composés cristallisent facilement; le plus remarquable est le platino-cyanure de magnésium dont les cristaux paraissent rouges par transmission et verts par réflexion.

Extraction du platine et séparation des métaux qui l'accompagnent.

Le minerai de platine se rencontre dans les sables d'alluvion où l'on trouve de l'or, et, dans certaines localités, des diamants.

Les principales mines exploitées sont celles du Pérou, dans les provinces de Choco, de Novita et de Santa Rita. Il se rencontre aussi à Barbacoas (Colombie), Mato-Grosso (Brésil), Carthagène (Nouvelle-Grenade), dans la rivière d'Yaki (Saint-Domingue). En 1823 on a découvert du platine en Sibérie, au pied des monts Ours, et on a signalé récemment le platine dans les sables aurifères et diamantifères de Bornéo.

Le minerai de platine est formé de grains irréguliers de platine métallique, mélangé d'osmium d'iridium, d'or, de fer titané, d'oxyde de fer magnétique et de sable. Les grains de platine renferment, outre le platine, de l'iridium, du palladium et du fer. L'osmium d'iridium, qui se trouve dans ces minerais sous forme de paillettes, contient du rhodium, du ruthénium, du fer et du cuivre.

Pour retirer le platine de son minerai, on sépare le sable par des lavages, puis on le traite d'abord par l'eau régale faible qui dissout l'or et le fer, puis par l'eau régale concentrée qui dissout presque tout le platine, ainsi que du palladium, de l'iridium et un peu de rhodium; l'osmium d'iridium reste à peu près inattaqué; l'osmium attaqué s'est transformé en acide osmique volatil.

Les vapeurs qui se produisent pendant cette attaque par l'eau régale doivent être dirigées dans une cheminée dont le tirage est très-actif, car l'acide osmique est très-délétère.

La liqueur résultant de l'action de l'eau régale forte est neutralisée par du carbonate de soude, puis traitée par du cyanure de mercure: il se forme un précipité blanc de cyanure de palladium, que l'on sépare par décantation.

Ce précipité calciné donne du palladium.

La liqueur précédente est ensuite additionnée de chlorhydrate d'ammoniaque. Le précipité qui se forme contient du chlorure double de platine et d'ammonium avec un peu de chlorure double d'iridium et d'ammonium et de chlorure double de rhodium et d'ammonium.

Le précipité de chloroplatinate d'ammoniaque, après avoir été

lavé avec de l'eau froide pure ou légèrement alcoolisée, est séché et calciné à la température du rouge sombre; il laisse le platine sous forme spongieuse.

Pour convertir la mousse de platine en platine malléable, et en faire des lames, des barres, des fils, etc., on la réduit en poussière avec les mains, on la délaye dans l'eau et on la fait passer à travers un tamis. Les parties qui restent sur le tamis sont broyées dans un mortier de bois.

On doit éviter l'emploi de corps durs qui bruniraient quelques parcelles de platine et les empêcheraient ensuite de prendre de la cohésion.

La boue de platine ainsi préparée est introduite dans un cylindre de laiton de forme légèrement conique, qui est fermé à sa partie inférieure par un bouchon d'acier; on comprime alors lentement la poussière métallique au moyen d'un piston de bois, qui est remplacé ensuite par un piston métallique; l'eau se sépare du platine, qui devient de plus en plus cohérent; on le comprime ensuite au moyen d'une forte presse.

Quand la pression a été poussée aussi loin que possible, on ôte le bouchon, on enlève la masse de platine qui a pris beaucoup de densité. On la chauffe peu à peu jusqu'au rouge-blanc dans un creuset de terre, on la porte sur une enclume où on la frappe légèrement avec un marteau. On la fait rougir de nouveau et ensuite on la forge.

MM. 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. Ils ont appliqué la même méthode à la revivification du platine ayant déjà servi. Le métal est introduit peu à peu dans une coupelle de chaux vive fermée par un couvercle de même matière. Un chalumeau à gaz de l'éclairage, alimenté par de l'oxygène, pénètre dans la partie centrale de la voûte de cette espèce de fourneau à réverbère (fig. 66). — 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 agit sur les impuretés dont on a intérêt à débarrasser le platine, c'est un affinage et même un affinage très-complet.

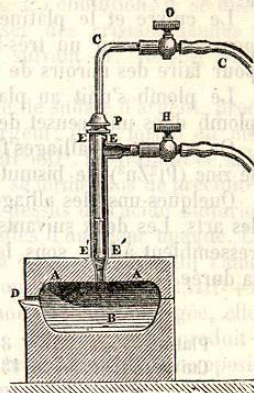


Fig. 66.

La fusion de 1 kilogramme de platine et son affinage nécessitent la dépense de 55 litres d'oxygène, et du double de gaz d'éclairage, dans l'appareil dont il est fait mention ici.

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

Avant qu'on connût les procédés actuels de fabrication du platine, un orfèvre de Paris, nommé Janetti, était parvenu à retirer ce métal d'un minerai de platine, et à faire des instruments pour les usages des arts et les recherches de laboratoires. Il fondait 3 parties de minerai de platine avec 6 parties d'acide arsénieux et 2 parties de potasse. Il obtenait ainsi un alliage d'arsenic et de platine dont il chassait l'arsenic par le grillage, et qu'il transformait en platine malléable en le forgeant à une température rouge avec des précautions convenables.

Alliages de platine.

Le platine se combine avec un grand nombre de métaux.

On obtient un alliage de platine et de potassium en chauffant ensemble ces deux métaux; cet alliage est décomposé par l'eau et donne naissance à des paillettes noires que l'on considère en général comme un hydrure de platine.

Le fer se combine avec le platine en toutes proportions, et forme des alliages qui se laissent aplatir sous le marteau, et peuvent prendre un beau poli.

Le cuivre et le platine s'unissent très-facilement. Ces alliages peuvent recevoir un très-beau poli, et sont employés quelquefois pour faire des miroirs de télescope.

Le plomb s'unit au platine; aussi ne doit-on jamais fondre du plomb dans un creuset de platine.

On connaît des alliages formés par le platine avec l'étain (Pt^2Sn^3), le zinc (Pt^2Zn^3), le bismuth, l'antimoine, l'or, etc.

Quelques-uns des alliages de platine peuvent être utilisés dans les arts. Les deux suivants, par exemple, indiqués par M. Bolzani, ressemblent à l'or, sous le rapport de la couleur, de l'éclat et de la durée :

I.		II.	
Platine	3	Platine	2
Cuivre	13	Argent	1
		Laiton	2
		Nickel	1
		Cuivre	5

On modifie ces proportions suivant la couleur qu'on veut avoir.

Le platine spongieux s'unit au mercure, mais ce métal est sans action sur le platine forgé.

L'amalgame de platine, traité par l'acide azotique, donne une dissolution qui contient de l'azotate de bioxyde de platine. (Levol.)

Le platine et l'argent se combinent aussi en toutes proportions; lorsque l'argent se trouve dans un alliage en quantité suffisante, il rend le platine complètement soluble dans l'acide azotique.

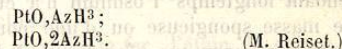
Une très-petite quantité de platine durcit l'argent.

Quand les alliages d'argent contiennent du platine, on ne peut en déterminer le titre exact par la coupellation. Le platine produit une *surcharge* considérable dans les boutons d'essai. Cette surcharge, qui peut être de 10 à 12 millièmes dans les alliages d'argent contenant un cinquième de platine, augmente encore avec la proportion de platine.

Ces alliages sont sujets à la liquation.

Combinaisons ammoniaco-platiniques.

Le protoxyde de platine peut s'unir à l'ammoniaque de manière à former deux bases bien définies :



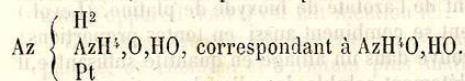
Le protochlorure de platine, traité par l'ammoniaque, donne un composé cristallin de couleur verte qui a pour formule $PtCl, AzH^3$, auquel on donne le nom de protochlorure de platine ammoniacal ou *sel vert de Magnus*. Si l'on continue l'action de l'ammoniaque sur ce composé, en portant le liquide à l'ébullition, il se dissout et la solution évaporée laisse déposer des cristaux jaunes volumineux ayant pour composition, suivant M. Reiset, $PtCl + 2AzH^3 + HO$.

La dissolution de ce sel, additionnée de sulfate d'argent, produit un précipité blanc de chlorure d'argent; il se forme en même temps un nouveau composé $(PtO, 2AzH^3)SO^3$. En traitant ce sulfate par l'eau de baryte jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, et évaporant la liqueur dans le vide au-dessus de l'acide sulfurique, on obtient une masse formée d'aiguilles d'un blanc opaque. C'est une base énergique, comparable à la potasse, déplaçant l'ammoniaque de ses combinaisons; elle a pour formule $PtO, 2AzH^3 + HO$.

Lorsqu'on soumet cette base à une chaleur ménagée, elle se boursoufle, dégage de l'ammoniaque, de l'eau, et le produit résultant de cette action est une autre base ayant pour composition PtO, AzH^3 , et pouvant donner toute une série de sels.

Cette dernière base peut être considérée comme dérivant de l'oxyde d'ammonium et être formulée $Az \left\{ \begin{array}{l} H^3 \\ Pt \end{array} \right. O$, tandis que la première dériverait de l'oxyde d'ammonium hydraté dans lequel deux équivalents d'hydrogène seraient remplacés, l'un par de

l'ammonium, l'autre par du platine et serait représentée ainsi :



OSMIUM, Os.

Équiv. = 99,41.

Ce métal a été découvert en 1803 par Tennant.

Son nom vient de *σμή*, *odeur*, à cause de l'odeur très-prononcée de l'acide osmique.

Il est contenu dans la mine de platine en combinaison avec l'iridium. Le procédé d'extraction le plus simple consiste à griller l'osmiure d'iridium dans un courant d'air; l'osmium formant avec l'oxygène un composé très-volatil, l'acide osmique, celui-ci distille. On le condense dans une série de ballons reliés entre eux. L'acide osmique une fois obtenu, on le réduit par l'hydrogène ou par l'action du zinc sur la solution chlorhydrique.

Pendant longtemps l'osmium n'a été obtenu que sous forme d'une masse spongieuse ou d'une poudre noire. MM. Deville et Debray, sont parvenus récemment à le préparer sous différents états rappelant les différents états du silicium et du bore.

L'osmium est le plus dense et le moins fusible des métaux du platine; sa densité est de 21,4.

Calciné à l'air, l'osmium se transforme en acide osmique.

L'acide azotique concentré le dissout avec dégagement de vapeurs rutilantes, et produit de l'acide osmique. L'osmium se dissout dans l'eau régale.

Il est attaqué par les alcalis et par le nitre, et transformé en osmiate.

L'examen des caractères chimiques de l'osmium conduit à ranger ce corps plutôt parmi les métalloïdes que parmi les métaux. MM. Deville et Debray le rapprochent du silicium.

L'osmium se combine avec l'oxygène en plusieurs proportions et forme les composés suivants :

Protoxyde.....	OsO;
Sesquioxyde.....	Os ² O ³ ;
Bioxyde.....	OsO ² ;
Acide osmieux.....	OsO ³ ;
Acide osmique.....	OsO ⁴ .

Nous ne parlerons que des acides osmique et osmieux.

Acide osmique. OsO⁴.

Équiv. = 131,41.

L'acide osmique est le composé d'osmium le plus remarquable; on l'obtient : 1° en faisant chauffer de l'osmium dans l'air ou dans

l'oxygène; 2° en attaquant l'osmium par l'acide azotique; 3° en décomposant un osmiate par les acides.

Propriétés. — L'acide osmique est incolore; il cristallise en longs prismes réguliers, brillants et flexibles. Il a une odeur de raifort très-piquante, qui excite la toux, cause des douleurs aux yeux, paralysie pendant quelque temps le sens de l'odorat. L'acide osmique doit être considéré comme un corps très-dangereux; il agit rapidement sur la peau qu'il recouvre de dartres. Il fond vers 40° en un liquide incolore et bout à une température voisine de 100°. Il est très-soluble dans l'eau : cette dissolution s'opère cependant assez lentement; l'alcool et l'éther le dissolvent aussi avec facilité, mais le réduisent au bout de quelques heures. Sa dissolution aqueuse, abandonnée à l'air, s'affaiblit en laissant dégager de l'acide osmique.

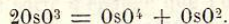
L'acide osmique est un oxydant énergique : il décolore l'indigo, transforme l'alcool en aldéhyde et acide acétique; il tache la peau et le linge en noir; une dissolution de tannin le réduit complètement en le faisant passer par des teintes bleues et pourpres qui sont souvent d'une grande richesse.

Plusieurs métaux, tels que le zinc, le fer, l'étain, le cuivre, le réduisent complètement et précipitent l'osmium à l'état métallique.

L'acide osmique se dissout dans les alcalis en donnant des solutions jaunes ou rouges, inodores à froid, mais émettant des vapeurs d'acide osmique à chaud. Par l'évaporation, on obtient des résidus solides que Berzélius envisageait comme des osmiates, et qui, pour M. Claus, sont des osmites.

Acide osmieux. OsO³.

L'acide osmieux (1), semblable aux acides azoteux, hyposulfureux, etc., n'a pu être isolé : il n'est connu qu'en combinaison avec les bases; dès qu'on cherche à l'en retirer, il se décompose en acide osmique et en deutoxyde d'osmium :



L'osmite de potasse a pour formule : OsO³,KO,2HO; il se produit lorsque l'osmiate de potasse est mis en contact avec un corps réducteur, de l'alcool, par exemple.

L'osmite de potasse se présente sous la forme d'une poudre cristalline rose, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool et l'éther, inaltérable dans l'air sec; mais il se change, sous l'influence de l'eau et de l'air, en osmiate alcalin.

Le chlore le transforme en osmiate et en deutoxyde d'osmium.

Les acides, même les plus faibles, le décomposent en précipitant du deutoxyde d'osmium et dégagent de l'acide osmique.

(1) Fremy, *Recherches sur les acides métalliques.*

Le chlorhydrate d'ammoniaque décompose à froid l'osmite de potasse, et forme un sel jaune à peine soluble dans l'eau qui, a pour formule : (ClH, AzH^3) , (OsO^2, AzH^3) . Ce composé doit être considéré comme une combinaison de chlorhydrate d'ammoniaque et d'osmium. Lorsqu'on le chauffe dans un courant d'hydrogène, il dégage de l'ammoniaque, du chlorhydrate d'ammoniaque, et laisse un résidu d'osmium métallique.

Caractères distinctifs des sels d'osmium.

Nous donnons ici les caractères des sels que l'on obtient en dissolvant le deutoxyde d'osmium dans les acides, ou en faisant passer un courant de chlore sur un mélange de chlorure de potassium et d'osmium.

Potasse. — Précipité noir, se formant au bout d'un certain temps, surtout par l'ébullition.

Ammoniaque. — Précipité brun, qui ne se produit pas immédiatement.

Carbonate de potasse. — Précipité brun, qui n'apparaît qu'au bout de quelque temps.

Chlorhydrate d'ammoniaque. — Précipité rouge.

Acide oxalique, cyanoferrure de potassium, cyanoferride de potassium, sulfate de protoxyde de fer. — Pas de précipité.

Protochlorure d'étain. — Précipité brun.

Azotate de protoxyde de mercure. — Précipité blanc jaunâtre.

Tannin. — A chaud, coloration bleue, mais point de précipité.

Iodure de potassium. — Coloration rouge pourpre foncé.

Acide sulfhydrique. — Précipité brun jaunâtre, qui ne se forme qu'au bout d'un certain temps.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité d'un blanc jaunâtre, insoluble dans un excès de réactif.

Zinc. — Précipité brun, incomplet, d'osmium métallique.

IRIDIUM. Ir.

Équiv. = 98,57.

La découverte de ce métal date de 1803; elle a été faite simultanément par Tennant et Collet-Descotil. Ses propriétés ont été d'abord examinées par Vauquelin et Fourcroy, ensuite par Berzelius, et plus récemment enfin par MM. Claus, Deville et Debray. On lui a donné le nom d'*iridium* à cause de la variété des couleurs que présentent ses dissolutions.

L'iridium obtenu en calcinant le chlorure double ammoniacal ressemble au platine en éponge, et prend un éclat métallique quand on le frotte avec un corps dur. La densité de l'iridium

fondue a été trouvée égale à 21,15 par MM. Deville et Debray. Elle serait donc la même que celle du platine.

Il n'est ni ductile ni malléable; il est complètement fixe et infusible au feu de forge.

On ne peut le fondre dans l'appareil qui sert à la fusion du platine qu'en employant le mélange d'hydrogène pur et d'oxygène; il roche comme le platine.

Les acides, et même l'eau régale, ne dissolvent pas sensiblement l'iridium; cependant il est attaqué facilement par l'eau régale, lorsqu'il se trouve allié au platine.

Les alcalis au contact de l'air et le nitre l'oxydent sous l'influence d'une température élevée; il en est de même du bisulfate de potasse; il donne alors une masse vert-noirâtre qui se dissout dans l'eau avec une couleur indigo lorsqu'il est pur. Il est attaqué par le chlore, qui le transforme en sesqui-chlorure. Il s'allie avec la plupart des métaux, et paraît avoir surtout une grande affinité pour l'osmium.

L'iridium s'extrait de l'osmiure d'iridium qui reste inaltéré dans l'attaque du minerai de platine par l'eau régale. On fond cet osmiure avec 6 fois son poids de zinc dans un creuset brasqué, puis on chauffe de manière à volatiliser tout le zinc. L'osmiure, primitivement très-dur, reste alors sous forme d'éponge facile à pulvériser.

L'osmiure en poudre est chauffé au rouge avec quatre fois son poids de bioxyde de baryum et une fois son poids d'azotate de baryte. La masse est ensuite traitée par l'eau régale et portée à l'ébullition; l'osmium est chassé à l'état d'acide osmique. Lorsque la liqueur est évaporée à sec, on reprend par l'eau chaude et on obtient une solution jaune contenant l'iridium, le rhodium, et le ruthénium. En y ajoutant du chlorhydrate d'ammoniaque, on précipite le ruthénium et l'iridium à l'état de chlorures doubles.

Pour séparer ces deux métaux, on calcine ces chlorures doubles et on obtient une sorte d'éponge que l'on chauffe dans un creuset d'argent avec un mélange de potasse et de nitre. Le ruthénium se dissout, et en reprenant par l'eau, on isole l'oxyde d'iridium qu'il suffit de réduire par l'hydrogène.

L'iridium se combine avec l'oxygène en quatre proportions et forme les oxydes suivants :

Protoxyde.....	IrO;
Sesquioxyde.....	Ir ² O ³ ;
Bioxyde.....	IrO ² ;
Acide iridique.....	IrO ³ .

Ces oxydes, obtenus par voie indirecte sont irréductibles par la chaleur.

Ces composés sont sans intérêt.

Caractères des sels d'iridium formés par le deutoxyde.

Les solutions de ces sels sont ordinairement rouge-brun foncé.

Potasse. — Un excès de potasse décolore la liqueur et ne produit qu'un faible précipité noir. Lorsqu'on expose la dissolution à l'air, elle prend bientôt une teinte d'un très-beau bleu.

Ammoniaque. — Même réaction.

Carbonate de potasse. — Précipité rouge-brun qui se dissout ensuite peu à peu; la liqueur se colore alors en bleu au contact de l'air.

Cyanoferrure de potassium. — Ce réactif décolore la liqueur.

Sulfate de protoxyde de fer. — Même réaction.

Protochlorure d'étain. — Précipité brun clair.

Acide sulfhydrique. — Ce réactif décolore d'abord la liqueur et forme ensuite un précipité brun.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité brun, complètement soluble dans un excès de réactif.

Zinc. — Précipité d'iridium métallique sous la forme d'une poudre noire.

RHODIUM. Rh.

Équiv. = 52,16.

Ce métal a été découvert en 1804 par Wollaston, qui lui a donné le nom de *rhodium*, à cause de la couleur rose de ses sels.

Il est d'un gris blanc, ductile, mais beaucoup moins que le platine; son aspect est le même que celui de l'aluminium.

Il est moins fusible que ce dernier métal; MM. Deville et Debray ont pu effectuer sa fusion en employant les appareils qu'ils ont fait connaître pour la fusion du platine. Le rhodium s'oxyde superficiellement pendant cette opération et roche par le refroidissement.

Lorsqu'on chauffe le métal pulvérulent à l'air, il se transforme en oxyde, mais celui-ci se réduit à une température plus élevée.

Sa densité est égale à 12,1.

Le rhodium est attaqué par le chlore rouge.

Lorsqu'il est pur, il est inattaquable par les acides les plus forts, même par l'eau régale; mais il se dissout facilement dans l'eau régale lorsqu'il est allié à d'autres métaux.

Le nitre et la potasse le transforment en sesquioxyde. Le bisulfate de potasse attaque le rhodium et produit du sulfate double de rhodium et de potasse.

Le rhodium peut être obtenu dans le traitement de l'osmiure d'iridium que nous avons décrit précédemment pour l'extraction de l'iridium. Nous avons vu que la solution de l'osmiure d'iridium dans l'eau régale était traitée par le sel ammoniac, qui précipite le ruthénium et l'iridium à l'état de chlorures doubles. La liqueur

retient le rhodium; il suffit de l'évaporer, de traiter le résidu chauffé par un courant d'hydrogène, puis de le laver avec de l'acide chlorhydrique pour en séparer le fer et le cuivre. On obtient ainsi le rhodium métallique.

On peut encore extraire le rhodium des résidus platinifères en opérant de la façon suivante: on commence par séparer, au moyen du nitre, la plus grande partie de l'iridium qui se trouve dans ces résidus, puis on les mélange avec un grand excès de chlorure de sodium; le tout est introduit dans un tube de verre et soumis à l'action du chlore sec. La température ne doit pas dépasser le rouge sombre; il se forme du chlorure double de sodium et de rhodium. La masse, reprise par l'eau, donne une liqueur d'un rouge foncé qui, par l'évaporation, abandonne des cristaux octaédriques violets du chlorure double mentionné. Ces cristaux renferment 29 pour 100 de rhodium. Pour en retirer ce métal, on peut décomposer le chlorure par le zinc ou bien le calciner dans un courant d'hydrogène. On peut également le traiter par du sel ammoniac en dissolution concentrée; la liqueur évaporée donne de beaux prismes de chlorure double ammoniacal, qui laissent par la calcination du rhodium métallique pur. (Fremy.)

Les combinaisons du rhodium avec l'oxygène sont, d'après M. Claus, au nombre de quatre, savoir:

Protoxyde de rhodium.....	RhO;
Sesquioxyde.....	Rh ² O ³ ;
Bioxyde.....	RhO ² ;
Acide iridique.....	RhO ³ .

Caractères des sels de sesquioxyde de rhodium.

Ces sels sont ordinairement colorés en rose; ils se comportent de la manière suivante avec les réactifs.

Potasse. — Précipité jaune-brun d'oxyde hydraté qui ne se dépose que par l'ébullition.

Ammoniaque. — Précipité jaune qui ne se forme pas immédiatement.

Carbonates de potasse et d'ammoniaque. — Précipité jaune, qui se produit au bout de quelque temps.

Cyanoferrure et cyanoferride de potassium, phosphates de soude, acide oxalique, sulfate de protoxyde de fer. — Pas de précipité.

Protochlorure d'étain. — Coloration brune et précipité jaune-brun dans les solutions concentrées.

Iodure de potassium. — Coloration foncée après quelque temps.

Acide sulfhydrique. — Précipité brun se formant lentement.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité brun, insoluble dans un excès de réactif.

Zinc. — Précipité noir de rhodium métallique.