

cas particulier, en cherchant sur la ligne  $PP''$

dont les équations sont  $x = 0$ ,  $\frac{y}{n} + \frac{z}{p} = 1$ , le point

dont l'ordonnée verticale serait égale à  $p'$ ; or

on a pour déterminer sa coordonnée  $y$ , l'équa-

tion  $\frac{y}{n} + \frac{p'}{p} = 1$ , ce qui donne, en  $y$  substituant  $\frac{1}{n}$

$$y = \frac{p'(p-p'')}{(p-p'')}.$$

Si donc on voulait déterminer la direction de la couche, ou ce qui est la même chose une horizontale parallèle au plan, il suffirait de prendre

sur AC une longueur  $AD = \frac{p'(p-p')}{(p-p'')}$ ; la droite

BD serait la direction demandée.

La distance perpendiculaire P entre deux couches parallèles, est facile à calculer d'après cela, lorsque l'on connaît leur distance D sur la verticale; la simple considération du triangle rectangle dont D est l'hypoténuse et P l'un des côtés conduit à  $P = D \cos V$ .

---



---

## CHIMIE. (EXTRAITS DE JOURNAUX.)

---

*Note sur la fixité du degré d'ébullition des liquides; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome VII, p. 307.)*

LES liquides ont la propriété de bouillir plutôt dans un vase métallique que dans un vase de verre.

« Lorsqu'on entretient un matras à moitié plein d'eau en ébullition, on entend un bruit assez fort, qui semble annoncer que l'ébullition se fait péniblement. Les bulles de vapeur sont volumineuses, ne partent que de quelques points, et un thermomètre plongé dans l'eau éprouve de fréquentes variations. En substituant un vase de fer blanc au vase de verre, le bruit est moins sensible, les bulles de vapeur moins grosses, mais plus nombreuses, les variations du thermomètre moins considérables, et le terme de l'ébullition moins élevé. On peut s'en assurer d'une manière simple et prompte en faisant bouillir de l'eau dans un matras de verre, et en y projetant quelques pincées de limaille de fer : à l'instant l'ébullition se fera sensiblement comme dans un vase métallique. Au lieu d'eau, quand on se sert d'acide sulfurique, la différence que l'on observe entre les termes de son ébullition, dans les mêmes circonstances que l'eau, est très-variable, et souvent de plusieurs degrés. »

« Il faut remarquer, et c'est un point important, que non-seulement l'ébullition se fait plus tard

dans le verre que dans le métal, mais qu'un thermomètre plongé dans le liquide éprouve, sur-tout avec l'acide sulfurique, des variations considérables, et s'élève au-dessus du véritable terme de son ébullition. Le liquide est alors dans le même cas que s'il était enfermé dans un vase où l'ébullition pourrait se faire librement, et à la température la plus basse possible, sous la pression de l'atmosphère, mais que son ébullition fût retardée en interceptant sa communication avec l'air. En rétablissant cette communication, il se formerait subitement une quantité de vapeur proportionnelle à l'excès de la température de l'eau sur celle de son ébullition; la température tomberait à  $100^{\circ}$ , et il se ferait une espèce d'explosion. Il faut seulement concevoir, dans le premier cas, que la force qui empêche la vapeur de se former à la température à laquelle elle supporterait dans le vide la pression de l'atmosphère, est une force intérieure, due sans doute à la cohésion du liquide que la vapeur doit vaincre, et à la résistance au changement d'état, comme dans toute espèce d'équilibre. »

« La cohésion ou viscosité du liquide doit avoir une très-grande influence sur le terme de son ébullition; car on peut concevoir que la vapeur, pour se former dans l'intérieur du liquide, doit vaincre deux forces: premièrement, la pression qu'elle éprouve, et secondement, la cohésion des molécules liquides. De plus, il est certain que la vapeur d'un corps à l'état liquide ou solide, mais à la même température, comme de l'eau et de la glace à zéro, a, dans ces deux circonstances, exactement la même force élastique.

» D'après ce dernier fait, on peut très-bien

concevoir un corps solide et même liquide, dont la vapeur qui se formerait à sa surface, ferait équilibre à la pression de l'air, tandis que son intérieur prendrait une température plus élevée que celle de la véritable ébullition, pourvu que ce corps fût moulé dans un vase et chauffé par sa partie inférieure, comme on le fait ordinairement pour les liquides. Il est évident que l'adhérence du liquide au vase doit ici être assimilée à sa viscosité.

» Ce que je viens de désigner par le nom de résistance au changement d'état, est plus difficile à analyser. Je me contenterai de faire remarquer que la conductibilité pour le calorique et la nature de la surface me paraissent exercer une influence sur le terme de l'ébullition de l'eau. En effet, toutes choses égales d'ailleurs, l'eau bout plus promptement sur une surface métallique que sur une surface de verre, et plus promptement dans un vase de verre où on a mis du verre en poudre, que dans celui où on n'a rien mis.

» Le dégagement d'un fluide élastique en dissolution dans l'eau est tout-à-fait analogue à l'ébullition d'un liquide. Si l'on prend une liqueur fermentée, de la bière ou du vin de Champagne mousseux, et qu'on attende que le dégagement de l'acide carbonique ait cessé, ou renouvellera le dégagement du gaz en y introduisant une poussière, un morceau de papier, une croûte de pain, ou bien en agitant violemment le liquide. L'acide carbonique se dégage principalement au contact du liquide avec le verre, et plus abondamment aux endroits de la surface où il y a des aspérités: les bulles, partant de la surface du verre, sont d'abord très-petites; mais elles

grossissent en traversant le liquide, parce qu'elles y établissent une solution de continuité, très-favorable au dégagement de l'acide carbonique : il semble qu'elles s'élèvent en plus grande abondance du fond du verre que de ses parois ; mais c'est une illusion.

» Il est facile d'expliquer par ce qui précède le phénomène connu sous le nom de *soubresaut*. Lorsque, par une cause quelconque, la température d'un liquide s'élève au-dessus de son véritable point d'ébullition (celui auquel la tension de la vapeur du liquide serait égale ; dans le vide, à la pression de l'atmosphère), il arrivera bientôt que cet état, en quelque sorte forcé, sera dérangé, soit par son propre excès, soit par toute autre cause. Alors il se produira instantanément une *bouffée* de vapeur. C'est sur-tout dans la distillation de l'acide sulfurique, dans des vases de verre, que ces phénomènes sont bien marqués. Cette distillation ne se fait pas sans danger de briser l'appareil distillatoire, et l'on doit la considérer comme une opération très-pénible et très-longue. Aujourd'hui, en partant des faits que j'ai exposés, on peut la rendre aussi facile que celle de l'eau ; *il suffit de mettre dans la cornue quelques petits morceaux de fil de platine*. Il n'y aura plus de soubresauts, à moins qu'il ne se forme quelque dépôt au fond de la cornue ; l'acide coulera sans interruption, et l'opération n'exigera aucun soin particulier. J'emploie ce moyen avec avantage, depuis plusieurs années, dans toutes les distillations que je fais. »

*Sur les combinaisons du chlore avec l'oxygène ; par M. le comte Frédéric Stadion. ( Annales de Chimie, tome VIII, p. 406. )*

On sait avec quelle rapidité l'acide sulfurique décompose le chlorate de potasse. Lorsqu'on opère sur de petites quantités avec la précaution de fondre et de laisser refroidir le sel dans la cornue, avant d'ajouter l'acide, l'action est peu violente et il se dégage, à une température convenable, un gaz que l'on peut recueillir sur le mercure, et qu'on doit désigner sous le nom de *deutoxide de chlore*. Le résidu contient du sulfate de potasse et un sel inconnu, peu soluble, qu'on doit nommer *chlorate oxygéné de potasse*.

Le deutoxide de chlore est toujours mêlé de chlore et d'oxygène : on peut séparer le chlore par le mercure, et faisant absorber le deutoxide par l'eau, on obtient l'oxygène.

Le deutoxide de chlore a une couleur jaune plus intense que celle du protoxide. Son odeur est très-différente de celle du chlore, et elle n'excite pas la toux au même degré. Il n'agit point sur les papiers colorés, s'ils ne sont point humides. Il se décompose à la lumière solaire, par une douce chaleur ou par l'étincelle électrique. Il contient un volume d'oxygène et un tiers de volume de chlore, condensés en un seul volume.

L'eau peut absorber jusqu'à sept fois son volume de ce gaz. La dissolution est d'un jaune foncé. Elle se conserve dans l'obscurité, mais à la lumière elle se décompose en chlore et en acide chlorique. Le deutoxide de chlore n'a pas

les propriétés acides ; les bases l'absorbent et forment avec lui des chlorates et des chlorures.

En lavant avec de l'eau froide le résidu de la décomposition du chlorate de potasse par l'acide sulfurique, on obtient 0,28 de chlorate oxigéné. Ce sel est neutre, inaltérable à l'air, et a une saveur faible semblable à celle du muriate de potasse. Il se dissout aisément dans l'eau bouillante, mais assez difficilement dans l'eau froide. Exposé à une température d'environ 200°, il se fond, laisse dégager de l'oxigène et se change en chlorure de potassium. Broyé avec du soufre, il détonne, mais faiblement. Il contient :

Potassium. . . . .	0,2849	}	0,5408
Chlore. . . . .	0,2559		
Oxigène. . . . .	0,4592		

0,5819 d'oxigène sont combinés à 0,2849 de potassium, et 0,4010 avec 0,2559 de chlore, d'où on conclut que le nouvel acide est sensiblement formé de 44 chlore et 70 oxigène, c'est-à-dire, 7 proportions d'oxigène pour une proportion de chlore (1).

Le chlorate oxigéné mêlé avec son poids d'acide sulfurique étendu d'un tiers d'eau et exposé à la température d'environ 140°, laisse dé-

(1) M. Gay-Lussac a constaté l'exactitude de ce résultat (*Annales de Chimie*, tome IX, p. 220), et il a reconnu que les combinaisons du chlore avec l'oxigène étaient formées de la manière suivante :

	chlore.	oxigène.
Protoxide. . . . .	1 proportion.	1 proportion.
Deutoxide. . . . .	1	4
Acide chlorique. . . . .	1	5
Acide chlorique oxigéné. . . . .	1	7

gager de l'eau et des vapeurs blanches qui se condensent dans le récipient en un liquide acide ; c'est l'acide chlorique oxigéné : il contient un peu d'acide sulfurique qu'on en sépare par l'eau de baryte et l'oxide d'argent. Cet acide paraît ne pouvoir exister qu'en combinaison avec l'eau ou avec une base. Il est incolore, n'a point d'odeur remarquable, rougit le tournesol et ne détruit pas les couleurs. La lumière ne le décompose point : on peut le concentrer par la chaleur. Il se volatilise à 140°. Il n'est décomposé ni par l'acide hydrochlorique, ni par les acides sulfureux et hydrosulfurique ; ce qui le distingue de l'acide chlorique. Il ne précipite point le nitrate d'argent.

Les chlorates oxigénés se décomposent à la température de 200° en oxigène et en chlorures. Ils ne détonnent que faiblement avec les corps combustibles, et ne sont pas décomposés par les acides les plus puissans à la température de l'eau bouillante.

*Préparation de l'acide chlorique en décomposant le chlorate de potasse par l'acide fluorique silicé ; par James Lowe Wheeler. (Annales de Chimie, tome VII, p. 74.)*

Ce procédé est fondé sur la propriété qu'a la potasse de former une combinaison insoluble avec l'acide fluorique silicé.

Ayant préparé une solution de gaz fluorique silicé, mêlez-la avec une dissolution chaude de chlorate de potasse, et chauffez le mélange modérément pendant quelques minutes. Pour être sûr que tout le chlorate est décomposé, ajoutez un peu d'acide en excès, ce qu'il est facile de

reconnaître par la propriété qu'a l'ammoniaque de dépouiller l'acide de toute sa silice. Par ce moyen, le chlorate de potasse sera entièrement décomposé, le mélange se troublera légèrement, et il se précipitera abondamment du fluosilicate de potasse, sous la forme d'une masse gélatineuse. Le liquide surnageant ne contiendra alors que de l'acide chlorique et un peu d'acide fluorique silicé. Après l'avoir filtré, on le neutralisera avec le carbonate de baryte; le chlorate de baryte restera seul en dissolution, et l'ayant séparé par le moyen du filtre, on le fera cristalliser: on le décomposera ensuite par l'acide sulfurique, comme M. Gay-Lussac l'a recommandé le premier (1).

*Sur la combinaison du chlore avec la chaux;*  
par M. J.-J. Welter. (Annales de Chimie,  
tome VII, p. 383.)

Le chlore refuse de se combiner directement avec la chaux vive et avec le marbre sec en poudre; la chaux éteinte, au contraire, l'ab-

(1) L'auteur a eu beaucoup de peine pour préparer la dissolution d'acide fluorique silicé, parce que le tube qui conduit le gaz dans l'eau s'engorge promptement par la silice qui s'y dépose; aussi conseille-t-il de ne point faire plonger le tube dans l'eau, et de tenir l'extrémité à environ 2 centimètres de la surface du liquide. Ce procédé a l'inconvénient qu'il se forme à la surface de l'eau une croûte de silice qui l'empêche d'agir sur le gaz, à moins qu'on n'ait l'attention de la détruire par l'agitation, à mesure qu'elle se forme. Il vaut beaucoup mieux mettre un peu de mercure au fond du vase qui contient l'eau et y faire plonger le tube qui conduit le gaz: on évite par-là toute espèce d'inconvénient, et l'opération n'exige aucun soin.

(Note des Rédacteurs des Annales de Chimie.)

sorbe avec rapidité et avec dégagement de beaucoup de chaleur.

Le chlorure produit et saturé de gaz jusqu'à refus, étant exposé dans un tube simplement au-dessus d'une chandelle, se décompose très-vite; il se dégage de l'oxygène et une odeur de chlore. Si on ne verse dessus que quatre fois son poids d'eau, elle est totalement absorbée, et le composé est sec en apparence.

La combinaison saturée du chlore avec l'hydrate de chaux est un demi-chlorure, composé d'une proportion de chlore et de deux proportions d'hydrate de chaux ou:

Chlore. . . .	44,10	. . . .	0,320
Chaux. . . .	70,92	. . . .	0,515
Eau. . . . .	22,64	. . . .	0,165
	<hr/>		<hr/>
	137,66		1,000

En versant de l'eau sur cette combinaison, il se fait un partage; l'eau dissout tout le chlore avec de la chaux, et ce qui reste est de l'hydrate de chaux. Il est très-probable que la combinaison soluble est un chlorure neutre contenant seulement la moitié de la chaux du demi-chlorure. Il ne se forme pas de chlorate dans l'opération.

Pour évaluer la quantité de chlore dans un liquide contenant ce gaz combiné, soit avec de l'eau pure, soit avec de la chaux, M. Welter s'est servi d'une dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique étendu d'eau, de manière que l'indigo en faisait à-peu-près  $\frac{1}{1600}$ . Il a reconnu que 164 litres de cette dissolution étaient décolorés par 14 litres de gaz chlore, dont l'équivalent en gaz oxygène serait 7 litres.

La teinture d'indigo contenant environ  $\frac{1}{1000}$  d'indigo, donnera des résultats constans à  $\frac{1}{40}$  près et moins encore, si on étend la dissolution du chlore de sorte qu'elle soit à-peu près la moitié du volume de la teinture qu'elle peut décolorer, si on a la précaution de tenir la dissolution du chlore et la teinture dans deux vases séparés, et de les verser ensemble en même temps dans un troisième vase, et si pour bien juger de la teinte, l'on fait en même temps l'essai d'une autre dissolution de chlore dont on connaît bien la force. Si c'est la teinture que l'on verse sur le chlore, si on opère à diverses reprises avec de longs intervalles, si la dissolution du chlore est concentrée, on a le minimum de décoloration: on aura le maximum si l'on fait l'inverse.

*Procédé pour préparer en grand l'acide hydrosulfurique; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome VII, p. 314.)*

« On emploie ordinairement le sulfure de fer que l'on fait en exposant à une chaleur rouge un mélange de soufre et de fer. Ce procédé a l'inconvénient de donner un sulfure qui souvent ne se décompose que très-imparfaitement par les acides. Lorsqu'on veut obtenir un gaz très-pur, il faut, comme nous l'avons conseillé M. Thénard et moi, dans nos *Recherches physico-chimiques*, donner la préférence au sulfure d'antimoine, mais il est nécessaire d'employer de l'acide hydrochlorique très-concentré, ce qui rend ce procédé peu avantageux dans les circonstances ordinaires.

» Le moyen que j'emploie aujourd'hui avec le plus grand succès, consiste à faire un mélange

de deux parties de limaille de fer et une de fleur de soufre, que l'on introduit dans un matras; on lui ajoute une quantité d'eau suffisante pour en faire une bouillie; l'on chauffe un peu le matras pour favoriser la combinaison du fer avec le soufre; qui s'annonce bientôt par un grand dégagement de chaleur et par une couleur noire que prend toute la masse. L'acide sulfurique, délayé de quatre fois son volume d'eau, en dégage l'acide hydrosulfurique avec presque autant de rapidité que d'un hydrosulfate. Il n'y a point d'avantage à préparer d'avance la combinaison du fer et du soufre, à moins qu'on ne la défende du contact de l'air avec le plus grand soin, parce qu'elle s'altère très-promptement, et qu'elle ne demande d'ailleurs que quelques instans pour être préparée.

» La nature de cette singulière combinaison est encore problématique. Est-ce un sulfure ou un hydrosulfate? En considérant que l'eau est absolument nécessaire à sa formation, qu'elle disparaît et se solidifie, il me paraît probable que c'est un hydrosulfate. Si l'eau n'était point essentielle à la nature de ce composé, on ne concevrait pas comment, par sa présence seule, elle déterminerait le fer à se combiner avec le soufre. On pourrait, à la vérité, supposer qu'il se forme un hydrate de sulfure de fer; mais j'avoue que j'aurais de la peine à admettre cette supposition. »

*Mémoire sur le cyanogène et sur l'acide hydrocyanique; par M. Vauquelin. (Annales de Chimie, tome IX, p. 113.)*

Le cyanogène dissous dans l'eau se convertit

en acide carbonique, en acide hydrocyanique, en ammoniaque, en un acide particulier qu'on pourra appeler *acide cyanique*, et en une matière charbonneuse, et cela en vertu des élémens de l'eau qu'il décompose; l'ammoniaque forme avec les acides des sels solubles, et la matière charbonneuse se dépose.

Les alkalis font éprouver la même altération au cyanogène; elle a lieu plus promptement. L'ammoniaque se dégage, la liqueur donne sur-le-champ du bleu de Prusse avec la dissolution acide de fer.

Le cyanogène, semblable à cet égard au chlore, ne peut se combiner directement avec les oxides métalliques; lorsqu'on le met en contact avec eux, il est décomposé comme par les alkalis, et avec plus ou moins de vitesse, et il se forme trois sels, l'un à base d'acide hydrogéné, et les deux autres à bases d'acides oxigénés, ou des sels triples.

Le cyanogène peut dissoudre le fer métallique sans dégagement de gaz; la partie non dissoute est mêlée de bleu de Prusse, et il est vraisemblable qu'il se forme en même temps de l'hydrocyanate insoluble et du cyanate qui reste dans la liqueur.

L'acide hydrocyanique forme directement du bleu de Prusse, soit avec le fer, soit avec son oxide, sans le secours des alkalis ou des acides: il est très-vraisemblable que cette substance est un hydrocyanate, et non un cyanure de fer. Il paraît que les métaux qui décomposent l'eau à la température ordinaire ne font que des hydrocyanates, et qu'au contraire ceux qui ne décomposent pas ce fluide, tels

que l'argent, le mercure, ne forment que des cyanures; le cuivre fait peut-être exception.

Lorsqu'on distille le bleu de Prusse pur et desséché autant que possible, il passe quelques gouttelettes d'eau, de l'acide hydrocyanique, de l'hydrocyanate d'ammoniaque et du carbonate d'ammoniaque. Il reste dans la cornue de l'oxide de fer légèrement attirable à l'aimant.

Le bleu de Prusse desséché s'enflamme lorsqu'on le chauffe, comme un pyrophore, et brûle complètement. Il se dégage beaucoup d'hydrocyanate d'ammoniaque, et le résidu est de l'oxide rouge.

L'acide hydrocyanique mis en contact avec l'hydrate de cuivre forme une combinaison jaune verdâtre, qui cristallise en petits grains. L'eau bouillante la rend blanche, l'ammoniaque la dissout sans se colorer, pourvu que le mélange soit privé du contact de l'air. L'acide nitrique la dissout avec dégagement de gaz nitreux et d'acide hydrocyanique. Lorsqu'on la distille, elle donne d'abord de l'acide hydrocyanique, et ensuite de l'ammoniaque. On ignore si c'est un cyanure ou un hydrocyanate simple.

Le prussiate de cuivre ordinaire, ou l'hydrocyanate double de fer et de cuivre, est volumineux et d'un rouge pourpre. Si on le met dans l'ammoniaque liquide, il prend une couleur verte et devient comme cristallin. L'ammoniaque se colore à peine, et ne retient qu'un atome de cuivre. L'eau lui rend son premier aspect, et il paraît que l'alkali n'agit qu'en s'emparant de la portion de ce liquide combinée au prussiate.

Lorsque le cyanure de potasse est en contact avec l'eau, il se forme beaucoup de carbonate

d'ammoniaque, et seulement une petite quantité d'hydrocyanate de potasse.

Lorsqu'on distille le cyanure de mercure avec l'acide hydrochlorique, il paraît que, lorsqu'on emploie trop d'acide, ou qu'on laisse le mélange long-temps dans l'appareil avant de distiller, on n'en obtient qu'une très-petite quantité d'acide hydrocyanique, et que le résidu, au lieu d'être du deutochlorure de mercure, est un hydrochlorate double de mercure et d'ammoniaque.

Le soufre, et mieux encore l'acide hydrosulfurique, décomposent le cyanure de mercure. Il en résulte un moyen facile de se procurer l'acide hydrocyanique sec. Il consiste à placer le cyanure de mercure dans un tube légèrement chauffé et communiquant à un récipient refroidi par un mélange de glace et de sel, et à faire passer dans ce tube un courant d'acide hydrosulfurique. On arrête l'opération dès qu'on sent l'odeur de cet acide à l'extrémité de l'appareil; on obtient ainsi le cinquième du poids du cyanure, d'acide hydrocyanique très-blanc.

A cette occasion M. Vauquelin rappelle le procédé indiqué par M. Proust, et qui paraît excellent pour préparer l'acide hydrocyanique étendu d'eau : il se réduit à faire passer dans une dissolution saturée à froid de prussiate de mercure, un courant d'acide hydrosulfurique, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès; à agiter le mélange dans un flacon bouché, et à filtrer. Si l'acide est mêlé d'acide hydrosulfurique, on le purifie en l'agitant avec du carbonate de plomb. Il se conserve plus long-temps sans altération que l'acide sec, en prenant toutefois

la précaution de le priver du contact de l'air et de la chaleur.

Le cyanogène et l'acide hydrosulfurique mêlés en volumes égaux et mis en contact avec l'eau, se combinent et sont absorbés par ce liquide. La liqueur est jaune et devient brune, sans odeur, non acide, d'une saveur piquante et amère. Elle ne précipite pas les dissolutions de fer ni les dissolutions de plomb. Elle précipite les dissolutions d'or et d'argent, et manifeste alors l'odeur d'acide hydrocyanique. Elle se décompose lentement comme le cyanogène, laisse déposer une matière brune et prend l'odeur d'acide hydrosulfurique. M. Vauquelin est porté à la considérer comme une combinaison d'acide hydrocyanique et de soufre.

*Observations sur la préparation et la purification de l'acide gallique, et sur l'existence d'un acide nouveau dans la noix de galle; par Henri Braconnot. (Annales de Chimie, tome IX, p. 181.)*

Après avoir prouvé que les procédés imaginés jusqu'à présent pour préparer l'acide gallique sont mauvais et insuffisants, M. Braconnot en fait connaître un nouveau qui lui a parfaitement réussi; le voici :

On expose les noix de galle entières à une température de 20 à 25°, pendant environ un mois, en ayant soin de les humecter de temps à autre. Elles se gonflent, se couvrent de moisissures et se réduisent en une bouillie liquide, laquelle, soumise à la presse dans un nouet de linge pour en séparer le liquide coloré, laisse une masse qu'il ne s'agit plus que de traiter par

l'eau bouillante; pour dissoudre tout l'acide. La liqueur chaude, séparée du marc par expression, laisse déposer la plus grande partie de l'acide cristallisé en un magma considérable que l'on exprime dans un linge.

Pour purifier cet acide, on le mêle avec huit parties d'eau et le cinquième de son poids de *noir d'ivoire* préalablement traité par l'acide hydrochlorique, et on expose le mélange à la température de l'eau bouillante pendant environ un quart d'heure au bain-marie. On filtre la liqueur chaude, on la laisse refroidir en l'agitant, et elle se prend en une masse très-blanche d'acide gallique dont on sépare le liquide excédant par une forte pression dans un linge. Cet acide est parfaitement pur. Sa dissolution dans l'eau ne trouble en aucune manière la colle de poisson; on peut le faire cristalliser, par refroidissement, en fines aiguilles soyeuses aussi blanches que la neige. Il est faiblement acide, et a une saveur sucrée assez analogue à celle de la *douce-amère*.

Le marc de la noix de galle fermentée contient un acide particulier insoluble dans l'eau, dont M. Braconnot a examiné les propriétés et qu'il a nommé *acide ellagique*.

*Observations sur des combinaisons nouvelles entre l'oxigène et divers acides; par M. Thenard. (Annales de Chimie, t. VIII, p. 306.)*

C'est en traitant le peroxide de barium par les acides, que M. Thenard est parvenu à faire ces nouvelles combinaisons.

Lorsqu'on humecte le peroxide de barium, préparé en saturant la baryte d'oxigène, il se

délite, tombe en poudre et s'échauffe à peine; si dans cet état on le délaye dans sept à huit fois son poids d'eau, et si l'on verse peu-à-peu de l'acide nitrique faible, il s'y dissout facilement par l'agitation, sans qu'il se dégage de gaz, et de telle manière que la dissolution est neutre. Ajoutant alors à cette même dissolution une quantité convenable d'acide sulfurique, il se produit un précipité abondant de sulfate de baryte, et la liqueur filtrée n'est plus que l'eau chargée d'acide nitrique oxigène. Par le même procédé on parvient à oxigéner les acides phosphorique, arsénique, acétique, et ce qui est plus extraordinaire, l'acide hydrochlorique.

Les acides oxigénés sont facilement décomposables par la chaleur. Ils forment avec les bases des sels moins permanens encore. En les traitant de nouveau par le deutoxide de barium, on peut les suroxyder encore. M. Thenard en a oxigéné ainsi jusqu'à sept fois.

L'acide hydrochlorique oxigéné est décomposé par l'oxide d'argent avec une vive effervescence due au dégagement du gaz oxigène. On peut, en employant une dissolution de fluat ou de sulfate d'argent et de l'acide hydrochlorique oxigéné, obtenir les acides fluorique et sulfurique oxigénés.

Lorsqu'on verse un excès d'eau de baryte dans l'acide nitrique ou dans l'acide hydrochlorique oxigéné, il se forme un précipité cristallin d'hydrate de peroxide de barium. La strontiane et la chaux sont susceptibles d'être suroxydées, de même que la baryte, par les acides oxigènes, et M. Thenard espère parvenir à suroxyder plusieurs terres et beaucoup d'oxides métalliques

en mettant un excès de base avec l'acide oxigéné, ou en précipitant les sels oxigénés par la potasse, ou enfin en mettant en contact les hydrochlorates oxigénés avec l'oxide d'argent.

*Nouvelles observations sur les acides et les oxides oxigénés; par J. L. Thenard. (Annales de Chimie, tome IX, p. 51-94.)*

M. Thenard est parvenu à obtenir, par la première méthode qu'il a imaginée, de l'acide hydrochlorique oxigéné composé de 9 volumes d'oxigène sur 1 volume d'acide hydrochlorique. En mettant cet acide oxigéné en contact avec du sulfate d'argent, il se forme à l'instant du chlorure d'argent et de l'acide sulfurique oxigéné; en séparant celui-ci par le filtre et y ajoutant de l'acide hydrochlorique, mais en moindre quantité que n'en contient l'acide hydrochlorique oxigéné dont on s'est servi, et mettant ensuite dans le mélange assez de baryte seulement pour précipiter l'acide sulfurique, on obtient de l'acide hydrochlorique plus oxigéné que le premier. En répétant cette opération plusieurs fois sur le même acide, on parvient à avoir de l'acide hydrochlorique oxigéné qui contient en volume près de seize fois autant d'oxigène que d'acide hydrochlorique.

La chaleur de l'ébullition ne dégage pas complètement l'oxigène de ces acides.

L'oxide d'argent en dégage l'oxigène avec effervescence, et il se forme un chlorure violet. L'oxide d'or produit le même effet et se réduit complètement.

Les acides nitrique, sulfurique et phosphorique oxigénés réduisent partiellement l'oxide

d'argent, en donnant lieu à une vive effervescence.

L'argent métallique très-divisé, le fer, le zinc, le cuivre, le bismuth, le plomb et le platine, plongés dans une dissolution de nitrate ou d'hydrochlorate de potasse oxigénés, en dégagent tout l'oxigène; le fer et le cuivre s'oxident, les autres métaux ne s'oxident pas.

Les peroxides de manganèse et de plomb dégagent aussi l'oxigène des nitrates et des hydrochlorates de potasse oxigénée, sans s'altérer ni se dissoudre.

L'acide nitrique oxigéné dissout les peroxides de manganèse et de plomb avec grand dégagement de gaz oxigène.

Les sulfates, phosphates et fluates alcalins oxigénés présentent à-peu-près les mêmes phénomènes.

En dissolvant les oxides de zinc, de cuivre et de nickel dans de l'acide hydrochlorique oxigéné trois à quatre fois, en décomposant l'hydrochlorate oxigéné par de la potasse ou de la soude employée sans excès, on parvient à suroxigener les oxides qui se précipitent à l'état d'hydrate. L'hydrate d'oxide de zinc suroxigéné est jaunâtre, celui de cuivre vert olive, et celui de nickel d'un vert pomme sale peu foncé. Ces hydrates se décomposent presque complètement en les faisant bouillir dans l'eau.

*Observations sur l'influence de l'eau dans la formation des acides oxigénés; par M. Thenard. (Annales de Chimie, tome IX, p. 314.)*

L'eau ne peut pas être oxigénée par l'acide hydrochlorique oxigéné et l'oxide d'argent. A l'ins-

tant où l'on met ces substances en contact, le gaz oxigène se dégage; mais M. Thenard est parvenu à faire absorber à l'eau plus de six fois son volume de gaz oxigène en saturant rapidement l'acide sulfurique oxigène par de l'eau de baryte.

L'eau oxigénée jouit de propriétés particulières remarquables. Placée dans le vide, elle n'abandonne pas l'oxigène qu'elle contient: elle se concentre et finit par se vaporiser. Plongée dans un mélange frigorifique, elle se congèle sans subir d'altération, tandis qu'elle perd tout son oxigène par une chaleur de  $100^{\circ}$ .

Les acides, le sucre, plusieurs substances végétales et animales tendent à unir plus intimement l'oxigène avec l'eau. L'oxide d'argent, l'argent, les métaux, les sulfures et les oxides métalliques, le charbon, etc., tendent au contraire à l'en séparer immédiatement; ce qui porte de plus en plus à faire voir, dit M. Thenard, que ces phénomènes dépendent de l'électricité. Les oxides métalliques, en dégageant l'oxigène de l'eau, abandonnent en même temps le leur; les métaux ne s'oxident pas.

*Nouvelles recherches sur l'eau oxigénée; par M. Thenard. (Annales de Chimie, tome IX, p. 441.)*

En plaçant sous le récipient de la machine pneumatique au-dessus d'une capsule presque pleine d'acide sulfurique 1200 parties d'eau qui renfermaient trois fois et demi leur volume d'oxigène, elles se sont promptement congelées et se sont réduites en quelques jours à 30 parties. L'eau

dès-lors, au lieu de 3 p.  $\frac{1}{2}$  d'oxigène, en contenait 41. Cette eau est insipide, inodore, sans couleur, sans action sur le tournesol; elle se congèle et se vaporise dans le vide sans se décomposer. La chaleur de l'ébullition en dégage presque tout l'oxigène. Une multitude de corps, que M. Thenard a indiqués dans sa notice précédente, la décomposent; mais ce qui est fort remarquable, c'est que le dégagement de gaz, loin de produire du froid, est toujours accompagné d'une élévation très-sensible de température.

M. Thenard annonce qu'il possède maintenant une liqueur acide qui contient 125 fois son volume d'oxigène et qu'elle continue d'en absorber avec la même facilité.

*Observations sur l'action mutuelle des sels; par M. Longchamp. (Annales de Chimie, t. IX, p. 5.)*

M. Vauquelin a fait voir (*Annales de Chimie, t. XIII, p. 86*) que le chlorure de sodium précipite en partie de leurs dissolutions les sulfates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de magnésie, les nitrates de soude et de magnésie, les chlorures de potassium et de barium, et l'hydrochlorate d'ammoniaque, et qu'alors la température s'élève de quelques degrés;

Que le chlorure de sodium ne précipite pas de leurs dissolutions les sulfates de chaux et d'alumine, les nitrates de baryte et de potasse, et qu'en s'y dissolvant il fait baisser un peu la température;

Que le chlorure de sodium ne se dissout pas dans les dissolutions de nitrate de chaux et de

chlorure de calcium, et qu'il est plus soluble dans la dissolution de certains sels qu'il ne le serait dans l'eau distillée.

On a observé, il y a déjà très-long-temps, que la dissolubilité du nitrate de potasse s'accroît beaucoup par le chlorure de sodium. M. Longchamp s'est assuré que l'inverse n'a pas lieu, et que le nitrate de potasse n'augmente que très-peu la dissolubilité du chlorure de sodium; il en conclut que ce n'est pas l'action mutuelle des sels qui est la cause du premier phénomène; il pense qu'il est dû à leur décomposition réciproque, décomposition qui a lieu dans l'acte de la dissolution du nitrate de potasse, et qui est limitée par la grande action que l'eau exerce sur le sel marin.

Lorsqu'on fait cristalliser une semblable dissolution ou le mélange d'une dissolution de nitrate de soude et d'une dissolution de chlorure de potassium, on obtient du nitrate de potasse et du chlorure de sodium; il y a décomposition en sens inverse de la précédente.

L'expérience a donné à M. Longchamp les résultats suivans sur la solubilité du salpêtre dans le sel marin: il a opéré à la température de 18° centigrades.

Quantité de la dissolution de salpêtre employé.	Sel marin ajouté.	Salpêtre dissous à la faveur du sel marin.	Salpêtre primitivem. dissous.	Total du salpêtre dissous.	Pesanteur spécifique des dissolutions.
gr.	gr.	gr.			
100	0	0	21,63	21,63	1,1510
100	5	0,746	21,63	22,376	1,1871
100	10	1,267	21,63	22,897	1,2212
100	15	1,658	21,63	23,288	1,2323
100	20	1,827	21,63	23,457	1,2832
100	25	2,585	21,63	24,215	1,3096
100	26,85	3,220	21,63	24,85	1,3290

Lorsqu'on verse du sous-carbonate de potasse dans un mélange de nitrate et d'hydrochlorate de chaux, l'un des deux sels n'est pas décomposé préférentiellement à l'autre; la décomposition a lieu sur une portion de chacun.

Dans une expérience où il avait employé les trois sels dans une proportion telle que le sous-carbonate aurait pu décomposer complètement chacun des deux autres, pris séparément, M. Longchamp a obtenu des quantités de nitrate de potasse et de chlorure de potassium dans le rapport d'environ 24 à 9.

D'après ces faits, M. Longchamp propose de changer la méthode ancienne de fabriquer le salpêtre; au lieu de décomposer la dissolution salpêtrée par la potasse du commerce ou par les eaux de cendres, on y ajouterait du sulfate de soude: elle ne contiendrait plus alors que des nitrates et des hydrochlorates de potasse et de soude; et en y mêlant ensuite une quantité convenable de chlorure de potassium, elle ne présenterait pour résultat, par l'acte de la cristallisation, que du nitrate de potasse et du chlorure de sodium. Les eaux de cendres contenant beaucoup de chlorure de potassium, et la potasse des Vosges en renfermant plus de moitié de son poids, il serait facile au gouvernement de se procurer ce sel, qui jusqu'à présent n'est employé à aucun usage.

Dans l'état des choses, il s'en perd au moins 200,000 kil. par année: en effet l'on a reconnu que le salpêtre brut contient 18 à 20 pour 100 de sel marin, que plusieurs commissaires ont trouvé renfermer la moitié et jusqu'aux deux tiers de chlorure de potassium; et comme il se

fabricue en France environ 1,500,000 kil. de salpêtre raffiné, ce travail doit produire à-peu-près 400,000 kil. de ce sel marin, et par conséquent au moins 200,000 kil. de chlorure de potassium.

Restait à déterminer les quantités précises de nitrate de soude et de chlorure de potassium qu'il faudrait employer pour qu'il n'y eût point excès de l'un des sels après leur décomposition réciproque. Pour y parvenir, M. Longchamp a cherché à connaître par des expériences soignées et plusieurs fois répétées la composition exacte de plusieurs sels; il a trouvé qu'en admettant dans le sous-carbonate de soude :

Acide carbonique.....	0,4113
Soude.....	0,5887

Dans le muriate de potasse :

Acide muriatique.....	0,56742
Potasse.....	0,63258

ce qui donne pour le chlorure de potassium :

Chlore.....	0,4750
Potassium.....	0,5250

Si la potasse renferme 0,17 d'oxygène; et dans le carbonate de chaux :

Acide carbonique.....	0,437
Chaux.....	0,565

les sels suivans doivent contenir, savoir :

Le sulfate de soude :

Acide sulfurique.....	0,56143
Soufre.....	0,43857

Le nitrate de soude :

Acide nitrique.....	0,63247
Soude.....	0,36753

Le nitrate de potasse :

Acide nitrique.....	0,53300
Potasse.....	0,46700

Le nitrate de chaux :

Acide nitrique.....	0,65115
Chaux.....	0,34885

Le muriate de soude :

Acide muriatique.....	0,46601
Soude.....	0,53399

Le chlorure de sodium :

Chlore.....	0,60233
Sodium.....	0,39767

Le muriate de chaux :

Acide muriatique.....	0,49410
Chaux.....	0,50590

Le chlorure de calcium :

Chlore.....	0,63645
Calcium.....	0,36355

Le sous-carbonate de potasse :

Acide carbonique.....	0,52412
Potasse.....	0,67588

Enfin, il résulte encore de ses expériences, que la potasse doit contenir :

Potassium.....	0,82721
Oxygène.....	0,17279

La chaux :

Calcium.....	0,71862
Oxygène.....	0,28138

que pour décomposer complètement 100 parties de nitrate de soude, il faut employer 87,612 de chlorure de potassium, et que le produit doit être 118,669 de nitrate de potasse, 68,908 de chlo-

rure de sodium, et 0,035 de soude libre. D'après les analyses les plus généralement suivies on trouverait que, pour décomposer 100 parties de nitrate de soude, il faudrait 87,86 de chlorure de potassium; qu'il se formerait 119,198 de nitrate de potasse, 66,302 de chlorure de sodium, et qu'il resterait 2,36 de soude libre.

*Du raffinage actuel du salpêtre comparé au mode usité avant la révolution; par M. Longchamp. (Annales de Chimie, t. IX, p. 200.)*

MM. Désormes et Clément ont fait voir dans un mémoire qu'ils ont publié dans les Annales de Chimie (t. 92, p. 248), que la cristallisation isole les sels; qu'un sel peut cristalliser à l'état de pureté au milieu d'une eau-mère composée d'autres sels, et que ce n'est que par l'eau-mère qui s'attache aux cristaux que ceux-ci sont impurs. Ces principes sont avoués par tous les chimistes, et M. Longchamp ne les conteste pas; mais il pense, contre l'avis de MM. Désormes et Clément, que la cristallisation faite sans lavage est pour les arts un mauvais mode de purification, parce qu'il est long et dispendieux, et qu'au contraire le lavage et la cristallisation confuse sont un excellent moyen qui doit être adopté par tous les fabricans qui s'occupent de la purification des sels. Entre autres faits qu'il cite à l'appui de son opinion, nous rapporterons les expériences comparatives qu'il a faites sur les deux modes de raffinage du salpêtre.

Pour comparer les résultats de ces deux modes, M. Longchamp a pris d'abord 18 kilo. de salpêtre brut, qu'il a dissous dans 5<sup>k</sup>,5 d'eau;

après avoir enlevé les écumes, il a collé, et le collage terminé, la liqueur a été mise en refroidissement pendant quarante-huit heures; après quoi il a mis égoutter pendant vingt-quatre heures. Il a obtenu 14<sup>k</sup>,8 de salpêtre qui donnait sur cent parties 6,08 de chlorure d'argent. Il a dissous ce salpêtre dans 4 kilo. d'eau; après avoir écumé et collé, il a laissé refroidir pendant quarante-huit heures, et ensuite le sel a été mis en égout pendant soixante heures. Il a eu 13<sup>k</sup>,5 de salpêtre, dont cent parties donnaient 1,36 de chlorure d'argent: il a redissous ce salpêtre dans un peu plus de 3 kilo. d'eau; il a laissé refroidir la liqueur pendant quarante-huit heures, et mis les sels à égoutter pendant cent vingt heures. Il a obtenu 12<sup>k</sup>,5 de salpêtre, qui sur 100 parties donnait 0,3 de chlorure d'argent, et qui contenait par conséquent encore 0,13 pour 100 de sel marin, quoique le raffinage ait été fait par trois cristallisations, et non par deux, comme cela se pratique ordinairement, lorsqu'on suit ce procédé, qui est celui qui était usité avant la révolution.

Pour constater ensuite les avantages du raffinage actuel, il a pris 3,410 kil. de salpêtre brut qu'il a mis dans un grand bassin de cuivre avec 1,512 kilo. d'eau provenant du lavage des terres salpêtrées: après trois ou quatre heures l'eau a été décantée, et il est resté 2,880<sup>k</sup> de salpêtre qui renfermaient 6,50 d'eau et 3,75<sup>k</sup> de sels étrangers pour 100. Ce salpêtre a été mis dans une chaudière; les écumes enlevées et le collage fini, la dissolution a été portée, comme il est d'usage, dans un grand bassin de cuivre, où elle a été agitée sans cesse jusqu'à son re-

froidissement ; le salpêtre qui s'est précipité a été mis dans une caisse à double fond et arrosé avec de l'eau de puits. Après être resté en égout dans les caisses pendant huit à dix jours, il a été séché et a produit 1243<sup>k</sup> de salpêtre, lequel, dissous dans l'eau distillée, donnait à peine un léger louche ; par le nitrate d'argent on a reconnu qu'il contenait  $\frac{1}{5000}$  de sel marin, dont plus de la moitié provenait de l'eau de puits employée au lavage. Ainsi, s'il eût été lavé à l'eau distillée, il n'aurait pas contenu  $\frac{1}{10000}$  de sels étrangers, tandis que le salpêtre purifié par trois cristallisations en contenait encore  $\frac{1}{10000}$ . Il paraît donc incontestable que le mode que l'on suit actuellement dans les ateliers du gouvernement est infiniment préférable au mode ancien ; mais il faut observer que le lavage préalable du salpêtre brut est une opération essentielle, et que si l'on s'en dispensait, on obtiendrait difficilement un sel d'une pureté convenable.

*Observations sur le raffinage du borax ; par MM. Robiquet et Marchand (Journal de Pharmacie, tome IV, p. 98.)*

On trouve dans le commerce deux espèces de borax ; le borax brut ou *tinkal*, et ce qu'on appelle le borax demi-raffiné de la Chine. Le premier est en prismes hexaèdres plus ou moins aplatis, assez bien terminés et très-petits. Ces cristaux, tantôt incolores, tantôt jaunes ou verdâtres, sont recouverts d'un enduit terreux, gras au toucher, et d'une odeur de savon. Le borax demi-raffiné est en masses ou crotûes de

4 à 5 centimètres d'épaisseur, assez semblable extérieurement au sucre de lait.

On pourrait détruire aisément la matière grasse en calcinant le borax brut ; mais MM. Robiquet et Marchand croient qu'il est préférable et plus économique d'employer la chaux ou un sel calcaire pour convertir la matière grasse en un savon insoluble, ainsi que l'avait conseillé Fourcroy.

Pour purifier le tinkal, on le met dans une cuve ; on le recouvre de 8 à 10 centimètres d'eau, on laisse macérer pour que la matière se délaie bien, et on brasse de temps en temps. Au bout de cinq à six heures on ajoute un quatre-centièmes de chaux éteinte ; on brasse de nouveau et on laisse reposer jusqu'au lendemain ; on enlève ensuite le borax au moyen d'un tamis, et on le met à égoutter. On laisse clarifier l'eau par le repos, et on procède à de nouveaux lavages jusqu'à ce qu'elle sorte claire. Alors on fait un dernier lavage avec une petite quantité d'eau pure.

On dissout les cristaux ainsi lavés dans deux parties et demie d'eau ; on ajoute un kilogramme de muriate de chaux par quintal, et on filtre dans une chausse de treillis. On concentre la liqueur jusqu'à 18 à 20° de l'aréomètre, et on met à cristalliser dans des vases de bois blanc ou de plomb de forme conique. Pour avoir des cristaux isolés et bien terminés, il faut prendre toutes les précautions possibles pour que le refroidissement soit excessivement lent. L'eau froide n'enlève que la matière savonneuse, du sulfate et du muriate de soude, et une très-petite quantité de borax. Le déchet par le lavage

*Tome IV. 1<sup>re</sup>. livr.*

H

n'est que de 10 pour 100. Quant au borax demi-raffiné, on le purifie en le dissolvant sur-le-champ, et ajoutant à la dissolution 2 à 3 pour 100 de muriate de chaux, suivant la qualité du sel.

*Sur le prussiate triple de potasse et de fer; par Thomas Thomson. (Annales de Chimie, tome VIII, p. 430.)*

La pesanteur spécifique de ce sel est de 2833. Exposé à la chaleur, il perd de l'eau et devient blanc: quelque intense que soit la chaleur, il ne perd point tout son acide. A 12° 100 parties d'eau dissolvent 27,8 de sel; à 95°, elles en dissolvent 90,6.

L'acide sulfurique concentré le blanchit, le dissout, et si on chauffe il se décompose en dégageant un gaz d'une odeur particulière, qui brûle avec une flamme d'un bleu foncé. Ce gaz est insoluble dans l'eau; sa densité est de 0,993, et il est composé de 3 volumes d'oxide de carbone et un volume de gaz hydrogène condensés en 3 volumes.

L'acide nitrique concentré et bouillant finit par décomposer complètement le prussiate triple: il en résulte du nitrate de potasse et de l'oxide de fer; mais une portion du fer se volatilise lorsqu'on chauffe le mélange.

Le sel est composé à-peu-près de :

Acide. . . . .	{ Fer métallique.. 0,1500 } 0,4590	
	{ Matière gazeuse. 0,3090 }	
Potasse. . . . .		0,4164
Eau. . . . .		0,1300
		<hr/>
		1,0054

*Sur l'alun de soude. (Journal de Physique, tome LXXXVII, p. 307.)*

M. Zellner a découvert un sulfate de soude et d'alumine qui cristallise très-bien, s'effleurit légèrement à l'air et se dissout dans le double de son poids d'eau froide; ce sel est composé de:

Alumine.....	0,240
Soude.....	0,140
Acide sulfurique.	0,545
Eau.....	0,074
	<hr/>
	0,999

*Sur la précipitation des métaux les uns par les autres, de leurs dissolutions acides; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, t. VII, p. 219.)*

M. Brugnatelli a proposé un nouveau moyen de faire des alliages métalliques, qui consiste à plonger un métal dans la dissolution de celui avec lequel on le veut allier, quand la précipitation est possible. M. Gay-Lussac pense que ce moyen ne peut réussir; que, excepté les cas où le métal peut se combiner à froid avec l'autre, comme cela arrive pour le mercure avec l'argent et avec le cuivre, le métal précipité est ordinairement pur; et que lorsqu'il paraît allié, ce qui n'est jamais qu'en petite quantité, il ne contient le métal étranger qu'à l'état de mélange. Il fait observer à l'appui de son opinion, que l'argent précipité du nitrate par le cuivre est très-pur; que l'on sait par une longue expérience que le fer et le zinc précipitent

le cuivre à l'état de pureté, et enfin qu'ayant plongé une lame de zinc dans de l'acétate de plomb, le métal précipité avait tous les caractères du plomb le plus pur.

*De l'influence des métaux sur la production du potassium à l'aide du charbon; par M. Vauquelin. (Annales de Chimie, t. VII, p. 30.)*

Lorsqu'on fond du sulfate d'antimoine grillé avec du tartre, on obtient un métal d'une couleur blanche grise sans éclat, et d'une texture grenue. Ce métal décompose l'eau avec dégagement de gaz hydrogène; l'eau devient fortement alcaline: le volume du gaz dégagé est à-peu-près 30 centimètres cubes pour deux grammes. Lorsqu'on expose un culot au contact de l'air, il se recouvre d'une sorte d'humidité de laquelle on voit se dégager une infinité de bulles de gaz. Au bout de quelque temps ce phénomène cesse, et alors le métal ne décompose plus l'eau. La propriété qu'a le métal de décomposer l'eau se conserve lorsqu'on le tient plongé dans le naphte. L'antimoine du commerce fondu avec du tartre donne un résultat semblable.

Le bismuth fondu avec du tartre acquiert aussi la propriété de décomposer l'eau avec effervescence.

De l'oxide de plomb réduit avec du tartre a donné un culot d'une couleur grisé, d'une structure fibreuse et cassant. La langue appliquée sur une cassure fraîche de ce métal a éprouvé une saveur très-alkaline, et un morceau de papier de tournesol rougi par un acide et appliqué humide sur cette même cassure, a été

rappelé à l'instant à sa couleur naturelle. Cependant, mis avec de l'eau, il n'a pas donné de gaz hydrogène.

M. Vauquelin présume que ces effets sont dus à la présence du potassium dans l'antimoine et dans les autres métaux fondus avec le tartre, et il pense que la production de cette substance éminemment combustible est favorisée par la présence des autres métaux: effectivement, à cette température, le charbon ne décompose pas la potasse.

Pour vérifier cette théorie, il a fait fondre dans un tube de verre fermé par en haut, du potassium avec de l'antimoine et avec du plomb, et il a obtenu des alliages semblables à ceux faits avec le tartre.

D'après le volume du gaz hydrogène dégagé, on trouve que l'antimoine fondu avec le tartre doit contenir environ 0,05 de potassium.

*Deuxième mémoire sur le caméléon minéral; par MM. Chevillot et Edwards (Annales de Chimie, tome VIII, p. 337) (1).*

La soude forme, avec l'oxide noir de manganèse, un caméléon vert qui passe promptement au rouge pourpre, comme la potasse; mais elle ne fournit pas comme celle-ci un sel cristallisé.

La baryte et la strontiane, lorsqu'on chauffe convenablement, donnent un caméléon vert-pré insoluble dans l'eau.

On ne peut point obtenir de caméléons avec

(1) Voyez l'extrait du premier mémoire, *Annales des Mines*, tome III, p. 188.

la chaux, les oxides métalliques terreux; ni avec l'ammoniaque.

Le caméléon de potasse dans l'état de combinaison neutre formant des cristaux en aiguilles, chauffé à la température de 230 à 270° centigrades, laisse dégager 100,106 de gaz oxigène, et il reste une poudre noire composée de 0,540 d'oxide noir de manganèse et de 0,354 de caméléon vert. Il est très-vraisemblable que l'oxigène dégagé était combiné à l'oxide noir de manganèse, et formait avec cet oxide un acide particulier: dès-lors les caméléons seraient des manganésiates.

Les cristaux de caméléon rouge sont décomposés, avec flamme, par l'hydrogène, à l'aide d'une légère chaleur: le résidu est l'oxide vert de M. John, qui forme les sels cristallisés.

Le même caméléon est décomposé, avec détonnation, par le phosphore, soit qu'on chauffe légèrement le mélange, soit qu'on le triture. Il en est de même avec le soufre, mais la détonnation est plus faible. Le charbon brûle sans produire de détonnation, l'arsenic s'enflamme, l'antimoine entre en ignition; l'un et l'autre sans détonner.

Le caméléon rouge tenu en dissolution dans l'eau, est décomposé très-rapidement par un corps combustible quelconque, comme la gomme, le sucre, l'alcool, le papier, le mercure, les particules végétales et animales qui flottent dans l'air et tombent dans la liqueur. De là vient qu'il se décompose spontanément et complètement lorsqu'on le laisse exposé au contact de l'air, et souvent même en vaisseaux clos, et qu'il se décompose en partie lorsqu'on le filtre. Le résultat

de la décomposition à froid par un combustible est du sous-carbonate de potasse et de l'oxide de couleur fauve qui renferme moins d'oxigène que l'oxide noir, dans la proportion de 13 à 24.

La potasse caustique en dissolution fait passer le caméléon rouge au vert par les nuances du pourpre, de l'indigo et du bleu. Il y a quatre conditions qui influent sur les changemens de couleur: la quantité de potasse et l'agitation qui favorisent la combinaison bleue; la quantité d'eau et la température qui produisent l'effet contraire en affaiblissant l'action de la potasse sur le caméléon.

Lorsque, par l'ébullition, on a changé du caméléon vert en rouge, et qu'on le laisse refroidir, il conserve sa couleur; mais si on l'agite pendant quelques minutes, on le voit bientôt passer au vert.

Le caméléon vert est une combinaison d'acide manganésique et de potasse, dans laquelle la potasse est en grand excès.

La soude, la baryte et la strontiane, en dissolutions suffisamment concentrées, verdissent le caméléon rouge en formant avec lui des combinaisons doubles solubles dans l'eau. La chaux n'agit pas sensiblement.

Les acides rougissent le caméléon vert en lui enlevant l'excès de potasse qu'il contient.

Le caméléon rouge en cristaux se dissout dans les acides suffisamment étendus sans changer de couleur. La dissolution se décompose au bout d'un certain temps, et plus ou moins promptement selon le degré de concentration de l'acide, son degré d'affinité pour la potasse, etc. Il en résulte un sel de potasse, une plus ou moins

grande quantité de sel de manganèse, selon la nature de l'acide, une précipitation d'oxide noir, et un dégagement de gaz oxigène, à moins que l'acide, comme par exemple l'acide sulfureux, n'ait de l'affinité pour ce gaz. Les acides, tels que l'acide sulfurique et l'acide phosphorique, qui, par la concentration, peuvent être amenés à une densité de plus de 1,5, produisent, avec les cristaux de caméléon rouge, des dissolutions de couleurs variées. Lorsque l'acide est très-concentré, la liqueur est d'un vert olive; en y versant de l'eau, elle passe successivement, et à mesure que l'on augmente la proportion du liquide, au jaune cerise, à l'orangé, au rouge éclatant et à l'écarlate.

*Expériences sur le mode de traitement le plus convenable des mines de cobalt et de nickel, et sur les moyens d'opérer la séparation de ces métaux; par M. Laugier. (Annales de Chimie, tome IX, p. 267.)*

Pour obtenir le nickel pur, M. Tuputi dissout la substance du commerce nommée *speiss* dans l'acide nitrique, sans la griller; il évapore la dissolution pour séparer la portion d'arsenic à l'état d'oxide; il verse dans la dissolution, peu-à-peu et à plusieurs reprises, du carbonate de soude, pour séparer les arseniates de fer, de cuivre, de cobalt, jusqu'à ce que le précipité soit vert, époque à laquelle il ne doit plus, selon lui, rester dans l'acide nitrique que de l'arseniate de nickel.

Il décompose cet arseniate par l'acide hydrosulfurique qu'il y fait passer jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Il fait chauffer pour

euler l'excès d'acide hydrosulfurique, et en précipitant la dissolution par le carbonate de soude, il obtient du carbonate de nickel qu'il considère comme pur (1).

M. Laugier, aidé de M. Silveira, a préparé du carbonate de nickel par ce procédé: 1<sup>o</sup>. en grillant préalablement; 2<sup>o</sup>. sans griller. Dans le premier cas, quatre courans de gaz acide hydrosulfurique provenant chacun de 60<sup>s</sup> de sulfure ont suffi pour séparer l'arsenic d'une dissolution de 500<sup>s</sup> de minerai; dans le second il a fallu 26 courans. M. Laugier s'aperçut bientôt que son carbonate de nickel n'était pas pur, et qu'il renfermait du cobalt et un peu de fer; il essaya un grand nombre de réactifs pour séparer ces métaux, et il découvrit le moyen suivant: on traite le carbonate par l'acide oxalique qui enlève un peu de fer et qui ne dissout pas la moindre quantité d'oxalates de cobalt et de nickel. Après avoir réduit ces oxalates en poudre, on les triture avec de l'ammoniaque étendue d'une fois et demie son volume d'eau, et on introduit le tout dans une fiole ou dans un matras; par l'agitation à froid, la dissolution s'opère facilement; on peut l'accélérer en l'exposant à une douce chaleur: la dissolution est d'autant plus violette que l'ammoniaque est plus concentrée et d'autant plus bleue que l'ammoniaque est plus étendue d'eau.

Lorsque la dissolution est opérée, on la filtre, et on verse le liquide dans une capsule, où on

(1) Ce procédé est imité de celui qu'on suit depuis longtemps dans les manufactures de porcelaine pour préparer l'oxide de cobalt.

l'abandonne au repos. A mesure que l'ammoniaque se dégage, la dissolution devient plus rouge, et il se fait un dépôt cristallisé en houppes aiguillées comme soyeuses, d'une couleur verte foncée. Au bout de trois jours tout le nickel est déposé avec un peu de cobalt, et la dissolution, d'un brun rouge, ne renferme absolument que du cobalt : on lave le dépôt avec de l'eau pure, et on le traite de nouveau par l'ammoniaque, une ou deux fois, si cela est nécessaire; mais ordinairement on ne sépare pour une troisième opération qu'une quantité insignifiante de cobalt.

En traitant les oxalates de nickel et de cobalt par l'ammoniaque, il se forme des sels doubles : l'un, celui de nickel, soluble dans l'ammoniaque, est absolument insoluble dans l'eau ; et l'autre, celui de cobalt, également soluble dans l'ammoniaque, est soluble dans l'eau froide, et plus encore dans l'eau chaude. La dissolution d'oxalate de cobalt et d'ammoniaque fournit, par évaporation lente, des cristaux aiguillés d'une belle couleur rouge de grenat.

Lorsque le cobalt est très-pur, il forme un hydrochlorate, qui cristallise spontanément en cristaux prismatiques rouges de rubis et inaltérables à l'air. Le mélange du fer ou du nickel le rend déliquescant.

En employant son moyen d'analyse, M. Laugier a trouvé que le cobalt gris de Tunaberg, dans lequel on ne soupçonnait pas la présence du nickel, donnait environ 0,01 d'oxalate double de ce métal et d'ammoniaque (1).

(1) On ne connaissait aucun moyen de séparer exactement

*Expériences relatives à l'action de l'acide hydrochlorique sur les alliages de cuivre et d'étain; par M. Chaudet, essayeur provisoire des monnaies. (Annales de Chimie, t. VII, p. 275.)*

L'étain pur se dissout complètement et facilement dans l'acide hydrochlorique d'une pesanteur spécifique de 1,190. Le cuivre pur traité à froid par cet acide, perd 0,0525 de son poids; en le faisant bouillir pendant deux heures avec le même acide, il perd 0,12 : il est plus soluble à chaud qu'à froid dans l'acide hydrochlorique.

On peut, au moyen de cet acide, reconnaître la présence d'une très-petite quantité de cuivre dans l'étain ; mais il est impossible de déterminer les justes proportions dans lesquelles ces deux métaux seraient alliés. C'est ce que M. Chaudet a constaté par les expériences suivantes :

Il a allié du cuivre et de l'étain pur dans les proportions de

	1 <sup>e</sup> .	2 <sup>e</sup> .	3 <sup>e</sup> .	4 <sup>e</sup> .	5 <sup>e</sup> .	6 <sup>e</sup> .
Cuivre.	0,75 ..	0,50 ..	0,25 ..	0,09 ..	0,9525 ..	0,962
Étain.	0,25 ..	0,50 ..	0,75 ..	0,91 ..	0,0575 ..	0,028

et après avoir pulvérisé ou laminé les alliages, il les a traités par l'acide hydrochlorique et fait bouillir. Le premier alliage donna un résidu de 0,80, le

le cobalt du nickel; la découverte de M. Laugier sera donc très-précieuse pour la docimasie. Nous croyons néanmoins que l'analyse des mines de cobalt et de nickel peut être encore simplifiée. Nous indiquerons incessamment la marche qui nous semble la meilleure à suivre pour doser toutes les substances que ces mines renferment, P. B.

second de 0,07, le troisième de 0,23, le quatrième de 0,115, le cinquième de 0,05 à 0,06, et le sixième de 0,07 à 0,08. Les liqueurs contenaient un peu de cuivre, mais d'autant moins que l'alliage en contenait moins lui-même, et les résidus étaient composés de cuivre et d'étain. M. Chaudet ayant traité le sixième alliage par de l'acide d'une pesanteur spécifique de 1,20, trouva, dans une première expérience, 0,0125 de résidu, et dans une autre 0,0350; différence qui tient évidemment au plus ou moins de minceur de l'alliage, ainsi qu'au degré de chaleur appliquée à la dissolution. Dans ces deux expériences, il y avait eu beaucoup de cuivre de dissous. En opérant à froid, il s'en dissout peu, mais le résidu retient beaucoup d'étain. Lorsque l'alliage ne renferme que quelques millièmes de cuivre, la dissolution hydrochlorique laisse déposer, après quelques heures de repos, une poudre noire extrêmement légère, dont le volume est assez considérable, parce qu'elle contient avec le cuivre beaucoup d'étain.

L'acide hydrochlorique est donc, dit M. Chaudet, le meilleur réactif qu'on puisse employer pour découvrir les plus petites traces d'antimoine, de bismuth, d'arsenic et de cuivre alliés à l'étain.

*Sur la volatilité du bismuth; par M. Chaudet, essayeur provisoire des monnaies. (Annales de Chimie, tome IX, p. 397.)*

M. Chaudet a constaté la volatilité du bismuth, à l'égard de laquelle il restait encore quelques doutes, par des expériences directes. Il a fait ces expériences sur du bismuth du commerce, qui

renferme quelquefois du soufre et de l'arsenic, et sur du bismuth purifié. Il a obtenu celui-ci en traitant le premier par l'acide nitrique à 30°, filtrant, précipitant la dissolution par un hydrosulfaté, redissolvant le précipité bien lavé, dans l'acide nitrique, précipitant le bismuth par un sous-carbonate alkalin, et réduisant enfin le carbonate métallique en le chauffant avec 0,03<sup>e</sup> de charbon. M. Chaudet espère n'avoir précipité que du bismuth sans mélange d'arsenic ou d'arseniate, au moyen d'un hydrosulfate.

Le bismuth du commerce et le bismuth purifié se sont comportés de la même manière au feu du fourneau de coupelle, à la température d'environ 30° pyrométriques. Un gramme soumis à cette température dans un petit creuset et recouvert de charbon, a perdu 0<sup>s</sup> 335 en trois heures; 0<sup>s</sup> 704 en six heures, et s'est totalement volatilisé en huit heures.

*Mémoire contenant quelques expériences sur l'emploi du bismuth dans la détermination du titre des matières d'or et d'argent; par M. Chaudet, essayeur provisoire des monnaies. (Annales de Chimie, tome VIII, p. 113.)*

Le bismuth du commerce ne peut servir à déterminer le titre des matières d'or et d'argent, en raison de l'arsenic qu'il contient toujours, lequel, en se vaporisant, projette au dehors des coupelles une plus ou moins grande quantité des métaux précieux dont on recherche la proportion, et lors même que le phénomène n'est point sensible à l'œil.

Le bismuth donnant à ses alliages une fluidité très-grande, et favorisant ainsi l'introduc-

tion d'une plus grande quantité d'argent ou d'or dans les pores des coupelles, ne peut point non plus, et lors même qu'il est parfaitement pur, servir à déterminer le titre de ces matières en suivant le procédé en usage, et il ne devient propre à cette opération qu'en employant des coupelles moins perméables que celles employées ordinairement. Pour préparer ces coupelles, il faut calciner les os moins fortement, les passer dans un tamis plus fin, mettre moins d'eau dans la pâte, les tasser plus fortement et faire sécher plus lentement. Une coupelle fabriquée avec ces précautions et faite dans un moule qui emploie ordinairement 14 grammes de matière, doit peser 16,95.

Le bismuth propre à la coupellation est celui qui réduit au moyen de deux parties de flux noir des coupelles dans lesquelles on l'a fait passer, ne laisse rien au-dessus de ce vase, qu'il doit colorer en beau jaune orangé. Sur 100 grammes de bismuth soumis à la coupellation, on en obtient 91,25 par ce procédé (même résultat que pour le plomb) (1). Le bismuth coupellé et réduit deux fois est beaucoup plus ductile que ne l'est ordinairement ce métal. Un petit lingot de six pouces de longueur sur deux lignes d'épaisseur s'est plié sans casser, jusqu'à faire joindre les deux bouts, et en faisant entendre un *cri* tout-à-fait semblable à celui de l'étain. Le bismuth du commerce contient très-

(1) M. Chaudet en conclut que la volatilisation de l'un et de l'autre métal est de 0,0875; mais cela n'est pas exact, car on n'obtient point à l'aide de l'essai, par le flux noir, tout le plomb que renferme l'oxide imbibé dans les coupelles. P. B.

souvent de l'argent, qu'on ne peut en séparer exactement qu'en employant des coupelles extrêmement serrées.

Les quantités de bismuth qu'exigent les divers titres de l'argent et de l'or pour leur affinage complet sont beaucoup moins considérables que celles du plomb employées sur ces mêmes titres; on aurait pu prévoir cette différence en se rendant compte de la manière d'agir de ces deux métaux dans l'essai de l'or et de l'argent, qu'ils ne laissent privés de cuivre que par la propriété qu'ils ont de favoriser l'oxidation de ce métal, oxidation d'autant plus grande qu'il y a plus d'oxygène en présence, ce qui est en effet, puisque 100 parties de bismuth exigent 11,27 d'oxygène pour passer à l'état d'oxide, tandis qu'une même quantité de plomb n'en exige que 7,70 pour être amenée à l'état de protoxide jaune qui se forme dans l'opération de la coupellation; à cette cause vient encore se joindre le temps plus considérable que le bismuth met à s'introduire dans les pores des coupelles; l'oxidation du cuivre étant en raison directe du temps que ce métal reste en contact avec les oxides de plomb ou de bismuth.

En comparant la manière dont se comportent le bismuth et le plomb dans l'opération de la coupellation en petit, on trouve qu'avec le bismuth le bain est rarement rond; que les points lumineux sont sensiblement moins intenses, sur-tout vers la fin de l'essai; que le mouvement dont la matière est agitée durant l'opération est moins rapide; que l'éclair est plus prononcé, mais qu'il lui faut moins de temps pour se produire à température égale; que l'essai

n'est pas parfaitement rond à tous les titres; qu'il ne cristallise presque jamais, adhère quelquefois légèrement à la coupelle, doit être fait à une plus basse température, végète beaucoup plus rarement, suite naturelle de la plus petite quantité de bismuth employée, donne des coupelles presque noires, au lieu du vert foncé dont sont colorées les coupelles dans lesquelles on a passé des essais avec le plomb.

Le tableau suivant indique les quantités de bismuth nécessaires pour faire les essais d'argent dans un fourneau qui marquerait 80° pyrométriques sur le devant de la moufle, 12 au milieu et 21 au fond. L'essai des trois premiers titres doit être terminé à une plus basse température que celle que l'on emploie ordinairement. L'essai des autres titres doit être commencé tout-à-fait sur le devant de la moufle, et terminé là où commencent ordinairement les autres essais.

TITRE de L'ARGENT.	QUANTITÉS de cuivre allié à l'argent sui- vant les titres corresponds.	DOSES de bismuth nécessaires pour l'affinage com- plet de l'argent.	RAPPORT qui existe dans le bain entre le bismuth et le cuivre.
Argent à 1000	0	$\frac{1}{10}$	0
950	50	2 gr.	40
900	100	3	30
800	200	6	30
700	300	8	26,5
600	400	10	25
500	500	11	22
400	600	12	20
300	700	12	17
200	800	12	15
100	900	12	13,3
Cuivre pur.	1000	8	8

On suppose la prise d'essai de un gramme, elle n'est ordinairement que d'un demi-gramme pour les trois premiers titres.

*Sur la préparation de l'oxide rouge de mercure; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome VI, p. 99.)*

La variation de la couleur et du grain du peroxide de mercure du commerce dépend de l'état cristallin du nitrate de mercure que l'on décompose par le feu. Si l'on prend du nitrate bien broyé, on obtient un oxide jaune orangé en poudre: des cristaux volumineux et denses du même sel donnent un oxide d'un orange foncé; mais si le nitrate est en petits grains cristallins, l'oxide est cristallisé et d'un rouge orangé; le pernitrate donne un plus bel oxide.

*Réduction du chlorure d'argent par l'hydrogène. (Annales de Chimie, tome VIII, p. 441.)*

La méthode suivante de réduire le chlorure d'argent par l'hydrogène, due à M. Arfwedson, n'est peut-être pas assez connue. Dégagez de l'hydrogène en contact avec le chlorure d'argent, en mêlant ensemble le chlorure, du zinc en limailles, de l'acide sulfurique et de l'eau, et l'argent sera réduit à l'état métallique. Le zinc est aisément dissous par un excès d'acide, et l'argent est obtenu pur après avoir été lavé.

*Sur les dissolutions de l'argent dans l'ammoniaque; par M. Faraday. (Annales de Chimie, tome IX, p. 107.)*

L'oxide d'argent précipité par les alkalis ou  
Tome IV. 1<sup>re</sup> livr.

par les terres alcalines se dissout complètement dans l'ammoniaque. La liqueur ammoniacale exposée à l'air se recouvre d'une pellicule brillante qui est le protoxide d'argent, composé de : argent, 150; oxigène, 7,5; tandis que le péroxide renferme : argent, 101,6; oxide, 715.

En faisant bouillir pendant quelques instans une dissolution ammoniacale d'argent, elle se colore, il se dégage de l'azote et il se dépose de l'argent fulminant en poudre noire. En faisant bouillir de nouveau, il se dégage toujours de l'azote, mais il ne se dépose plus que du protoxide.

Le protoxide se dissout très-bien dans l'ammoniaque, mais il ne produit point de poudre fulminante.

*Sur la forme cristalline du protoxide de plomb; par M. Houtton Labillardière. (Annales de Chimie, tome VII, p. 218.)*

Une dissolution de litharge dans la soude, abandonnée à elle-même pendant l'hiver, a laissé déposer des cristaux blancs demi-transparens, de la grosseur d'une tête d'épingle, ayant la forme de dodécaèdres réguliers. M. Labillardière a reconnu que ces cristaux étaient de l'oxide de plomb pur.

*Sur le platine fondu; par M. Prechtel. (Annales de Physique de Gilbert. Janvier 1818.)*

M. Prechtel, directeur de l'institut polytechnique à Vienne, a réussi à fondre le platine à l'aide d'un feu extrêmement violent et dans des creusets très-réfractaires. Le plus grand degré de chaleur qu'il ait produit, peut être évalué

à 180°. Le platine ainsi fondu perd beaucoup de sa pesanteur spécifique; il ne pèse plus que 17 $\frac{2}{3}$ . On peut le rayer avec le couteau. Il cède aisément aux coups du marteau, il s'écaille et présente une fracture granuleuse semblable à celle de pareilles pièces de fer cru. La mine de platine ne se fond pas au même degré que le platine pur.

*Détails de quelques expériences faites sur le platine brut et sur un nouveau procédé pour en séparer le palladium et le rhodium; par Joseph Cloud, essayeur à la monnaie des Etats-Unis. Lu à la Société Philosophique Américaine de Philadelphie, le 3 novembre 1809. (Extrait des Transactions de la Société Philosophique de Philadelphie, 2<sup>e</sup> série, tome I<sup>er</sup>, 1818.) Traduit par M. Kéating.*

Le platine brut, tel que nous le recevons de l'Amérique méridionale, est un composé hétérogène, ordinairement mélangé d'une grande quantité de sable ferrugineux très-sensiblement attirable à l'aimant; du moins tel était l'échantillon qui a servi à mes expériences. Afin donc de le séparer autant que possible du mélange ferrugineux, je me suis servi du barreau aimanté tant qu'il en a séparé quelque chose. Après quoi je l'ai soumis au traitement suivant.

1°. Le platine cru a été soumis à l'action de l'acide nitromuriatique bouillant jusqu'à ce qu'il ait cessé d'agir. L'acide employé était formé de parties égales en volumes d'acides nitrique et muriatique. La liqueur qui tenait alors en dissolution le platine, le palladium, le rhodium, le fer et peut-être quelques autres métaux,

a été décantée de dessus le résidu insoluble qui, d'après M. Tennant, contient l'iridium et l'osmium.

2°. A la dissolution ci-dessus obtenue j'ai ajouté une dissolution saturée à chaud de muriate d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il ne se formât plus de précipité de platine, ayant soin de séparer la liqueur le plus tôt possible pour empêcher les précipités de palladium et de rhodium de se mêler avec celui de platine, ces métaux étant aussi précipités par le muriate d'ammoniaque, mais moins facilement que le platine. Le précipité fut bien lavé à l'eau distillée, et les eaux de lavage furent réunies à la dissolution.

3°. Le précipité de muriate ammoniacal de platine fut calciné au rouge pour en séparer le muriate d'ammoniaque, puis redissous dans l'acide nitromuriatique, et la liqueur précipitée de la même manière et avec les mêmes précautions que précédemment; j'obtins ainsi un superbe précipité orange qui, chauffé au rouge blanc dans un creuset, était aggloméré, parfaitement métallique et très-brillant; après avoir été fondu au moyen des courans réunis de gaz oxygène et hydrogène, il était parfaitement ductile et malléable, en sorte que, au moyen du laminoir, je l'ai réduit en lames extrêmement minces. Sa pesanteur spécifique dans l'eau distillée à 62° du thermomètre de Fahrenheit, à très-peu près 17° du therm. centig., prise à une balance sensible à  $\frac{1}{1000}$  de grain, était de 23,543.

4°. Les dissolutions acides et les eaux de lavage provenant des expériences 2 et 3 retenant toujours une petite quantité de platine et tous les

métaux qui se trouvaient dans le minéral brut, excepté l'iridium et l'osmium, furent réunies ensemble, et au moyen de lames de zinc j'ai précipité le platine, le palladium, le rhodium, et peut-être quelques petites portions d'autres métaux à l'état métallique. Le précipité fut lavé et séché.

5°. Le précipité métallique de l'expérience dernière fut mêlé avec quatre fois son poids d'argent fin et coupellé avec une quantité suffisante de plomb pour enlever tous les métaux vils qui auraient pu être précipités par le zinc. Il me restait alors un alliage d'argent, de platine, palladium, rhodium, et peut-être d'une petite portion d'or.

6°. Cet alliage fut réduit en petites lames et soumis à l'action de l'acide nitrique bouillant, jusqu'à ce que l'argent et le palladium aient été dissous et que l'acide ait cessé d'agir. La dissolution fut décantée et les métaux non dissous bien lavés. Cette opération est indispensable pour éviter la formation du muriate d'argent, qui aurait lieu dans l'expérience suivante, s'il restait un peu de nitrate d'argent.

7°. A la liqueur obtenue dans l'expérience précédente j'ai ajouté de l'acide muriatique pur en excès. L'argent fut précipité à l'état de muriate. L'acide décanté ne retenait plus que du palladium en dissolution (1). On peut en précipiter ce métal par la potasse caustique ou par le

(1) On sait que le platine, allié à une grande quantité d'argent, se dissout très-bien dans l'acide nitrique: il est donc étonnant que dans cette circonstance M. Cloud n'ait pas trouvé de platine dans la liqueur nitrique.  
R.

prussiate de mercure; ce précipité doit être fondu avec du borax. Par le procédé précédent j'ai obtenu du palladium pur et ductile dont la pesanteur spécifique prise à 64° du thermomètre de Fahrenheit, dans l'eau de rivière, était de 11,040.

8°. Les métaux non dissous dans l'expérience 6 étaient du platine, du rhodium, et peut être de l'or. Ils furent soumis à l'action de l'acide nitromuriatique bouillant jusqu'à ce que la liqueur cessât de rien dissoudre. Le platine (et l'or s'il y en avait), furent dissous, et le rhodium resta sous la forme d'une poudre noire. La dissolution étant décantée, j'ai chauffé au rouge blanc la poudre lavée. Elle a pris le brillant métallique, puis je l'ai fondue complètement au chalumeau hydropneumatique à environ 160° du pyromètre de Wedgwood. Sa pesanteur spécifique était de 11,20.

Le rhodium ainsi obtenu ressemble beaucoup par sa couleur à de la fonte; il se brise comme elle sous le marteau en opposant la même résistance. Les acides nitrique et nitromuriatique sont sans action sur ce métal.

9°. Le platine et l'or peuvent être successivement retirés de la dissolution (8) au moyen du muriate d'ammoniaque et du sulfate de fer.

---

## MINÉRAUX

*Envoyés du Brésil au Cabinet de l'École royale des Mines;*

PAR M. DE MONLEVADE, Aspirant.

L'AMOUR seul de la minéralogie et de la géologie a déterminé M. de Monlevade à entreprendre à ses frais un voyage au Brésil, avec la permission de M. le directeur général des Ponts et Chaussées et des Mines. Il est parti au commencement de 1817; il a déjà employé une partie de cette année et de la suivante à parcourir plusieurs *comarcas* ou districts; ceux de Rio-Janeiro, San-Joa del Rey, Villarica et Sabara. Après en être revenu à Rio-Janeiro, il a dû repartir, en juin 1818, pour de nouvelles excursions.

Il a observé, sur une vaste étendue, cette grande chaîne dont les roches sont si abondamment mélangées de fer oxidulé et oligiste souvent aurifères, et qui paraît appartenir essentiellement aux terrains de transition. Il a visité des nitrières naturelles extrêmement productives; et il a pu constater la véritable position géologique d'un grand nombre des substances pierreuses et métalliques, qui sont déjà connues en Europe comme provenant du Brésil.

Ces détails sont consignés dans les lettres qu'il a adressées à M. le directeur général et à plusieurs membres du corps des Mines. Il annonçait qu'il se proposait de rédiger plusieurs mémoires géologiques, mais qu'il attendait pour cela que les caisses renfermant ses récoltes lithologiques, et qu'il avait laissées en arrière, dans l'intérieur;