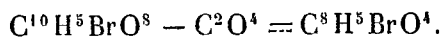


» Que l'on prenne pour point de départ l'acide bromocitraconique libre ou le bromocitraconate acide de potassium, il est indispensable d'effectuer la concentration à froid; car, à chaud, il se dégage des bulles d'acide carbonique, et l'acide bromocrotonique de M. Kékulé prend naissance :



» La nomenclature des corps qui ne diffèrent que par 2<sup>es</sup> d'hydrogène est encore à faire. Je me dispenserai donc, pour l'instant, de donner un nom nouveau à l'acide organique que je viens de faire connaître, me bornant à faire remarquer qu'il ne diffère de l'acide pyromucique que par 2<sup>es</sup> d'oxygène en plus, et de l'acide citraconique, ainsi que de ses isomères, par 2<sup>es</sup> d'hydrogène en moins, de telle sorte que l'on a la série suivante :

Acides pyrotartriques.....	C <sup>10</sup> H <sup>6</sup> O <sup>8</sup>
Acide citraconique.....	C <sup>10</sup> H <sup>8</sup> O <sup>8</sup>
Acide nouveau.....	C <sup>10</sup> H <sup>4</sup> O <sup>8</sup> .

CHIMIE. — *Sur le scandium.* Note de M. P. CLÈVE, présentée par M. Wurtz.

« Dans la séance du 24 mars 1879, M. Nilson a annoncé la découverte d'un nouvel élément, qu'il appelle *scandium* et qu'il avait extrait de l'ytterbine. Quelques semaines après cette publication, j'ai trouvé le même métal dans la gadolinite et dans l'ytrotitanite de Norvège (1). J'en ai examiné les caractères. Voici les résultats :

» *État naturel.* — Jusqu'ici on n'a trouvé le scandium que dans la gadolinite et dans l'ytrotitanite. Il se trouve dans ces deux minéraux seulement en quantités minimes. La gadolinite renferme au moins 0<sup>es</sup>,002 à 0<sup>es</sup>,003 pour 100 de l'oxyde, et l'ytrotitanite 0,005.

» *Atomicité.* — Le seul oxyde que donne le scandium, ou la scandine, doit avoir la formule Sc<sup>2</sup>O<sup>3</sup>. La composition du sulfate double ammoniacal et de l'oxalate double potassique prouve l'exactitude de cette formule, et la composition du sulfate double potassique ainsi que du sélénite le constate encore mieux.

» *Poids atomique.* — Ayant extrait 8<sup>es</sup> à 10<sup>es</sup> de l'oxyde de scandium, ayant le poids moléculaire, environ 106 (RO, nombre de M. Nilson), j'ai soumis son azotate à des décompositions répétées. Il en résulta environ 1<sup>es</sup> d'une terre blanche, tout ce que j'ai pu extraire de grandes quantités

(1) *Bull. de la Soc. chim. de Paris*, t. XXXI, p. 486. Les nombres 0<sup>es</sup>,02 pour 100 pour la gadolinite et 0<sup>es</sup>,04 pour l'ytrotitanite se rapportent à une terre de poids moléculaire 106 (RO), c'est-à-dire à un mélange de l'ytterbine, et environ 13 pour 100 de scandine.

de gadolinite et de l'yttrite. Je l'ai transformé en sulfate, et le sulfate a été calciné. 1<sup>er</sup>, 451 du sulfate a donné 0<sup>er</sup>, 5293 d'oxyde de scandium.

» Le poids atomique du métal est, d'après cette détermination, 44,91, et le poids moléculaire de l'oxyde, si l'on écrit ScO, 45,94, qui s'écarte considérablement de 105,83, nombre le plus bas que M. Nilson ait pu trouver. Cette grande différence me faisait croire que j'avais affaire à l'oxyde d'un nouvel élément qui se cachait dans la scandine; mais l'examen spectral, que M. Thalén a eu l'obligeance d'exécuter, a prouvé que la terre n'était que la scandine pure. Il est évident que la scandine, dans les 0<sup>er</sup>, 3298 de la terre de M. Nilson, se trouvait mélangée avec 7 à 8 fois son poids d'yttrine, ou que M. Nilson n'a eu qu'à peine 0<sup>er</sup>, 043 de scandine.

» Pour contrôler l'exactitude de ma détermination du poids atomique, j'ai transformé la scandine en azotate et soumis celui-ci à une décomposition partielle. L'oxyde contenu dans le sel basique insoluble a été transformé en sulfate. 0<sup>er</sup>, 4479 de Sc<sup>2</sup>O<sup>3</sup> a donné 1<sup>er</sup>, 2255 de sulfate, et le sulfate a donné par calcination 0<sup>er</sup>, 4479 de Sc<sup>2</sup>O<sup>3</sup>.

» Le poids atomique du scandium est, d'après cette détermination, 45,12. On peut donc prendre 45 comme poids atomique du scandium.

» *L'oxyde de scandium ou la scandine*, Sc<sup>2</sup>O<sup>3</sup>, est une poudre parfaitement blanche et légère, infusible, ressemblant à la magnésie. Les acides, même les plus forts, l'attaquent avec difficulté; néanmoins, il est plus soluble dans les acides que l'alumine. L'acide sulfurique donne avec la scandine une masse blanche et volumineuse de sulfate, rappelant à l'apparence le sulfate de thorium, lorsqu'il se sépare par la chaleur. L'acide chlorhydrique dissout la scandine plus facilement que l'acide azotique. La densité de l'oxyde est approximativement 3,8.

» *L'hydrate de scandium* est un précipité blanc et volumineux, ressemblant à l'hydrate d'alumine. Il ne paraît pas attirer l'acide carbonique de l'air. Séché, il forme des fragments semi-transparents. L'hydrate est insoluble dans un excès d'ammoniaque et de potasse caustique. Il ne décompose pas le sel ammoniac, si l'on chauffe avec une solution de ce sel.

» *Les sels de scandium* sont incolores ou blancs; ils possèdent une saveur astringente et fort acerbe, très différente de la saveur sucrée des autres terres d'yttria. Le sulfate ne forme pas des cristaux distincts; l'azotate, l'oxalate, l'acétate et le formiate sont cristallisables. Le chlorure donne les réactions suivantes.

» Chauffé à la flamme de gaz, il ne donne pas de spectre. La potasse et l'ammoniaque produisent un précipité volumineux, insoluble dans un excès des réactifs. L'acide tartrique empêche la précipitation par l'ammoniaque à froid; mais, lorsqu'on chauffe la solution, il se forme un précipité

abondant et volumineux. Le carbonate de sodium produit un précipité volumineux, soluble dans un excès du réactif. L'hydrogène sulfuré n'occasionne aucun changement. Le sulfure d'ammonium précipite l'hydrate. Le phosphate de sodium ( $\text{HNa}^2\text{PO}^4$ ) donne un précipité gélatineux. L'acide oxalique produit un précipité caillebotté, qui se transforme aussitôt en une poudre de cristaux microscopiques. L'oxalate est soluble dans les acides concentrés et sa séparation d'une solution acide n'est pas complète. Bien que l'oxalate paraisse être plus soluble que les oxalates des autres terres, il se trouve dans les premières fractions lorsqu'on soumet à une précipitation partielle le mélange d'un sel de scandium et d'un sel d'ytterbine. L'oxalate acide de potassium donne une poudre cristalline d'un sel double. L'hyposulfite de sodium précipite avec facilité, mais pas complètement, une solution bouillante. L'acétate de sodium donne à l'ébullition un précipité, qui se dépose aisément et qu'on peut détacher sans difficulté du filtre. La précipitation ne paraît pas être complète. Le sulfate de potassium occasionne, dans une solution concentrée, la séparation d'un sel double, poudre cristalline, soluble dans une solution saturée du sel potassique. Le sulfate de sodium se comporte de la même manière.

» Je décris, dans mon Mémoire, le chlorure, l'azotate, le sulfate, les sulfates doubles . . . . .

	{	$\text{Sc}^2\text{O}^3 3\text{SO}^3 + 2\text{K}^2\text{OSO}^3,$
sulfates doubles . . . . .	{	$\text{Sc}^2\text{O}^3 3\text{SO}^3 + 3\text{Na}^2\text{OSO}^3 + 12\text{H}^2\text{O},$
	{	$\text{Sc}^2\text{O}^3 3\text{SO}^3 + (\text{AzH}^7)^2\text{OSO}^3,$
l'oxalate double. . . . .	{	$\text{Sc}^2\text{O}^3 3\text{C}^2\text{O}^3 + \text{K}^2\text{OC}^2\text{O}^3 + 3\text{H}^2\text{O},$
le sélénite. . . . .	{	$3\text{Sc}^2\text{O}^3 10\text{SO}^2 + 4\text{H}^2\text{O},$

l'acétate et le formiate.

» Ce qui rend la découverte du scandium intéressante, c'est que son existence a été annoncée d'avance. Dans son Mémoire sur la loi de périodicité, M. Mendeleeff (1) a prévu l'existence d'un métal à poids atomique 44. Il l'appelle *ékabor*. Les caractères de l'ékabor correspondent assez bien à ceux de scandium.

» Rappelons ce que dit le savant russe sur le métal hypothétique, et comparons les caractères qu'il lui attribue avec ceux du scandium :

*Caractères supposés de l'ékabor.*  
Poids atomique, 44.

L'ékabor doit avoir seulement un oxyde stable,  $\text{Eb}^2\text{O}^3$ , base plus énergique que l'alumine, avec laquelle il doit avoir plusieurs caractères en commun. Il doit être moins basique que la magnésie.

*Caractères observés du scandium.*  
Poids atomique, 45.

Le scandium donne seulement un oxyde  $\text{Sc}^2\text{O}^3$ , base beaucoup plus énergique que l'alumine, mais plus faible que la magnésie.

(1) *Ann. der Chemie und Pharmacie*, Supplement, B. VIII, p. 133.

- Bien que l'yttria doive être une base plus énergique, on peut prévoir une grande ressemblance entre l'yttria et l'oxyde de l'ékabor. Si l'ékabor se trouvait mélangé avec l'yttrium, la séparation doit être difficile et se fonder sur des différences délicates, par exemple, sur des différences de solubilité, des différences en énergie basique.

L'oxyde d'ékabor est insoluble dans les alcalis; il est douteux qu'il décompose le sel ammoniac.

Les sels doivent être incolores et donner, avec KOH,  $\text{Na}^2\text{CO}^3$  et  $\text{HNa}^2\text{SO}^4$ , etc., des précipités gélatineux.

Avec le sulfate de potassium, il doit former un sel double, ayant la composition de l'alun, mais à peine isomorphe avec ce sel.

Seulement un petit nombre des sels de l'ékabor doivent bien cristalliser.

L'eau doit décomposer le chlorure anhydre de l'ékabor avec dégagement de HCl.

L'oxyde doit être infusible, et il doit, après la calcination, se dissoudre dans les acides, quoique avec difficulté.

La densité de l'oxyde est environ 3,5.

La scandine est moins basique que l'yttria, et leur séparation est fondée sur la stabilité différente à chaud de leurs azotates.

L'hydrate de scandium est insoluble dans les alcalis; il ne décompose pas le sel ammoniac.

Les sels de scandium sont incolores et donnent, avec KOH,  $\text{Na}^2\text{CO}^3$  et  $\text{HNa}^2\text{SO}^4$ , etc., des précipités gélatineux.

Le sulfate double de scandium et d'ammonium est anhydre, mais il possède d'ailleurs la composition de l'alun.

Le sulfate de scandium ne donne pas de cristaux distincts, mais bien l'azotate, l'acétate et le formiate.

Le chlorure cristallisé se décompose et dégage HCl lorsqu'on le chauffe.

L'oxyde calciné est une poudre infusible, qui se dissout avec difficulté dans les acides.

La densité de l'oxyde est égale à 3,8. »

CHIMIE. — *Sur les acides oxygénés du soufre.* Note de M. MAUMENÉ. (Extrait.)

« L'action de l'iode et de l'hyposulfite de baryte, qui a donné à Fordos et Gelis le tétrathionate, peut donner, d'après ma théorie, sept autres acides, les uns sous l'influence de l'excès d'iode, les autres sous l'influence de l'excès d'hyposulfite.

» Il y en a deux qui précèdent  $\text{S}^4\text{O}^8$ , savoir l'acide  $\text{S}^2\text{O}^8$  et l'acide  $\text{S}^6\text{O}^8$ .

» J'ai déjà obtenu ces deux-là. Le second s'obtient facilement en mêlant 3<sup>es</sup> d'hyposulfite  $3\text{S}^2\text{O}^2\text{Ba O}$  et 2<sup>es</sup> d'iode. Le mélange reste d'abord très coloré, mais en quelques jours (3 à 4) il se décolore. Il faut le verser de suite dans un entonnoir fermé par une mèche de coton: l'iodure de baryum s'écoule, tenant un peu du nouveau sel en dissolution; la majeure partie reste dans l'entonnoir. On lave à l'alcool, et le sel est pur; son analyse correspond exactement à  $\text{S}^6\text{O}^8, \text{Ba O}$ . Traité par l'azotate d'argent, il donne un précipité qui de blanc devient noir, avec formation d'une liqueur acide.

» Le sel de soude est très soluble et cristallise en grands cristaux incolores, avec beaucoup d'eau. Leur solution donne, avec l'azotate d'argent, un précipité qui se résout rapidement en sulfure d'argent noir spongieux ou floconneux, et une liqueur très acide, conformément à la théorie. J'aurai le sel de potasse dans peu de jours. »