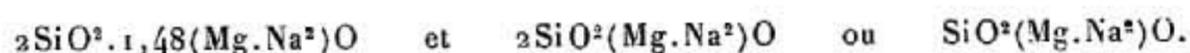
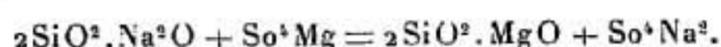


des compositions variant entre



Cette dernière composition, qui est celle d'un métasilicate mixte, correspond à la limite de saturation en soude du précipité dans les conditions de la préparation.

Cet ensemble de faits laisse penser que la double décomposition saline entre le silicate de sodium $2\text{SiO}^2 \cdot \text{Na}^2\text{O}$ et le sulfate de magnésium donne primitivement :



Au moment de la précipitation, les parties grossières du précipité de silicate magnésien absorbent une certaine proportion de silicate de sodium, de sorte qu'elles présentent finalement une composition du type $2\text{SiO}^2(\text{Mg} \cdot \text{Na}^2)\text{O}$. D'autre part, les particules les plus fines, colloïdales et chargées négativement, superposent à cette fixation l'absorption d'ions Na^+ , c'est-à-dire qu'elles se chargent de soude, présente dans la liqueur par suite de la dissociation du silicate de sodium restant. Leur composition tend alors vers celle du métasilicate $\text{SiO}^2(\text{Mg} \cdot \text{Na}^2)\text{O}$, qui est atteinte pour les particules les plus fines. Il y a nettement, pour ces particules colloïdales, tendance à la saturation de la silice.

Si, au lieu du silicate de sodium $2\text{SiO}^2 \cdot \text{Na}^2\text{O}$, on utilise une solution du silicate $3\text{SiO}^2 \cdot \text{Na}^2\text{O}$, les phénomènes sont du même ordre, avec cette différence que les parties grossières du précipité ont pour formules $3\text{SiO}^2(\text{Mg} \cdot \text{Na}^2)\text{O}$. De même $\text{SiO}^2 \cdot \text{Na}^2\text{O}$ conduit à $\text{SiO}^2(\text{Mg} \cdot \text{Na}^2)\text{O}$. Les silicates potassiques conduisent à des résultats du même ordre.

CHIMIE MINÉRALE. — *Recherches sur les complexes de l'iodure stannique.*

Note de MM. V. AUGER et T. KARANTASSIS, présentée par M. G. Urbain.

Les chlorures et les bromures stanneux et stanniques fournissent un nombre considérable de complexes très variés, aussi bien avec les sels métalliques qu'avec les sels des bases organiques; mais lorsqu'on s'adresse aux iodures, il n'en est plus de même et, en particulier, les composés du type SnI^6M^2 , dans lesquels M représente un métal, manquent totalement. Nous avons entrepris cette étude pour tâcher d'en obtenir, ou tout au moins de nous rendre compte des causes de cette lacune.

Iodure stannique, eau, acide iodhydrique. — L'iodure est soluble dans l'eau, mais son hydrolyse est immédiate, et ce n'est qu'en le traitant d'abord par une solution diluée iodhydrique qu'on peut obtenir une solution d'une stabilité relative qui se maintient pendant quelques jours sans altération; elle finit toujours par précipiter soit du SnO_2 hydraté, soit un mélange de I^4Sn et d'un oxyiodure lorsque l'acide est plus concentré que $2n$. Chauffé vers 40° - 50° , elle se prend en une masse cristalline formée principalement d'aiguilles jaunes d'un oxyiodure que nous n'avons pu isoler à l'état pur, car il est très instable et se transforme, suivant les conditions, en SnO_2 ou en SnI^4 .

L'addition de INa , IK , INH^4 à cette solution ne change rien à ses réactions, mais il en est tout autrement lorsqu'on opère avec IRb ou ICs ou avec les iodhydrates de certaines bases fortes organiques, telles que $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ ou avec les iodures de bases quaternaires : $(\text{CH}_3)_4\text{NI}$, $(\text{CH}_3)_4\text{AsI}$; dans ces cas on obtient des complexes colorés en brun foncé ou en noir.

Stanni iodures, SnI^6M^2 . — Le sel de rubidium SnI^6Rb^2 a été obtenu en broyant un mélange de I^4Sn en excès et IRb en présence d'une solution de IH . La masse orangée, étant soumise à la dessiccation, noircit peu à peu et se transforme en une masse de cristaux cubiques noirs, microscopiques. Pour obtenir un sel pur, nous avons employé un excès de I^4Sn et séché la masse noire à l'étuve à 100° jusqu'à poids constant. Nous avons en effet observé que I^4Sn est déjà très volatil à 100° : 0^g,5 de ce composé chauffé à l'étuve entre deux verres de montre se subliment totalement en 24 heures. Le mélange des composants, chauffé de même, perd après un chauffage de 40 heures tout son excès d'iodure, et le résidu cristallin a fourni à l'analyse :

	Trouvé.	Calculé pour SnI^6Rb^2 .
Sn pour 100.....	11,83	11,32
I ".....	71,78	71,49

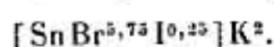
Le sel de cæsium, obtenu de la même manière, cristallise en cubes noirs microscopiques. Il a fourni à l'analyse :

Pour 100.	Calculé.
Sn 10,6.....	10,37
I 66,11.....	66,43

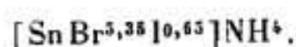
Le sel de tétraméthylarsonium $\text{SnI}^6[(\text{CH}_3)_4\text{As}]^2$ contenait :

Pour 100.	Calculé.
I 66,4.....	66,2

Cristaux mixtes de complexes iodo et bromostanniques. — On a observé, dans certains groupes de sels isomorphes tels que les aluns, que certaines formes qui ne se laissent pas préparer à l'état pur, par suite de leur instabilité, peuvent cependant se réaliser lorsqu'on les engage dans un composé isomorphe stable. Les complexes iodés de K et NH⁴, instables, peuvent exister sous forme de mixtes en présence des bromures correspondants SnBr⁶M². En mélangeant des solutions concentrées de Br⁴Sn avec IK, on obtient un précipité abondant de I⁴Sn qu'on redissout dans une solution de BrH; par évaporation, la liqueur laisse déposer des octaèdres rouges contenant 3,81 pour 100 d'iode, ce qui correspond au mixte



Avec INH⁴, les octaèdres obtenus sont de couleur grenat et contiennent



Il ne nous a pas été possible d'obtenir des mixtes chloro-iodés dont l'existence semble cependant *a priori* possible; peut-être pourrions-nous en obtenir avec Rb ou Cs dont les iodures sont stables.

CHIMIE ANALYTIQUE. — *Sur le dosage de l'anhydride carbonique et de l'oxyde de carbone.* Note de MM. P. LEBEAU et P. MARMASSE, présentée par M. H. Le Chatelier.

Au cours des nombreuses analyses de gaz que nous avons effectuées et dans lesquelles nous avons fréquemment utilisé, comme moyen de séparation de certains constituants des mélanges gazeux, leur condensation à l'aide des basses températures produites avec l'air liquide, il nous a été donné de constater que l'anhydride carbonique n'avait pas de tension appréciable dans ces conditions.

Il nous est apparu que cette propriété pouvait être mise à profit pour le dosage de petites quantités de ce gaz, et par suite pour le dosage de l'oxyde de carbone après sa transformation en gaz carbonique. On peut, en effet, obtenir aisément des résultats très satisfaisants lorsque le gaz carbonique est contenu dans un milieu tel que l'air, ainsi qu'il résulte des expériences préliminaires suivantes :

A de l'air ayant traversé plusieurs laveurs à eau de baryte, on a ajouté des quantités parfaitement déterminées d'anhydride carbonique :