

Bibliothèque numérique

medic@

**Courtois, G.. - Étude sur les sels
organiques uraniques**

1914.

Cote : BIU Santé Pharmacie Prix Flon 1914

Mémoire déposé pour le Prix Plon

M. Courtois

1914

Bux Flon 1914

ETUDE SUR LES SELS ORGANIQUES

URANIQUES.

par
G. COURTOIS



(dm) 0 0,1 0,2 0,3 0,4 0,5

ETUDE SUR LES SELS ORGANIQUES URANIQUES ,



HISTORIQUE.

Jusqu'à Peligot, l'Oxyde UO^2 était considéré comme un corps simple ^{dont l'oxyde UO^3} donnant avec les acides des sels jaunes bien cristallisés. Dans la suite, on attribua à ce radical complexe le nom d'uranyle, car dans tous les composés qui en dérivent, il se conduit comme un corps simple. Ce fait est d'ailleurs mis en évidence dans les formules représentatives des combinaisons qu'il fournit avec les acides. C'est uniquement des composés de ce genre que nous étudierons dans le cours de notre travail ,

Lorsqu'on entreprend la bibliographie des sels organiques d'uranyle, on est frappé non seulement du petit nombre de ceux qui ont été préparés mais encore du manque de détails sur leurs propriétés.

En effet, exception faite pour ceux dérivant des acides acétiques, oxalique, succinique et tartrique, on peut dire que la question reste entière. Il était donc intéressant de poursuivre l'étude de ces composés.

De tous les sels d'uranyle, le mieux connu et le plus facile à utiliser est l'azotate neutre d'uranyle; aussi a-t-il été le point de départ de la préparation de tous les autres. Pour cela, on avait recours à l'un de ces trois procédés: I)

1°) Combinaison d'un acide dilué avec le produit de décomposition de l'azotate par la chaleur vers 300°, concentration de la liqueur obtenue jusqu'à cristallisation; 2°) déplacement de l'acide azotique par un autre acide; 3°) double décomposition, entre deux solutions, l'une d'azotate d'uranyle et l'autre ^{du} ~~d'un~~ sel alcalin voulu, pour l'obtention des sels insolubles ou peu solubles.

Nous avons refait l'étude de la plupart des sels organiques d'uranyle, mais nous tenons à donner dans ^{cet} ~~cette~~ historique l'état de la question au moment de la rédaction de notre travail et cela en suivant l'ordre chronologique. Pour ceux d'entre eux qui ont été l'objet de recherches nombreuses, nous ferons dans la suite une bibliographie plus complète.

Tout d'abord, ^{et} ~~il~~ Bezélius signale dans son traité de chimie l'existence d'un certain nombre de composés, comme le formiate, le valérienate, le malate, le citrate et les décrit comme des sels jaunes, plus ou moins solubles et plus ou moins facilement cristallisables, sans insister davantage sur leur véritable nature.

C'est Peligot (I) qui le premier prépare des sels organiques d'uranyle purs. En 1842, il isole l'acétate et l'oxalate d'uranyle qui lui servent à la détermination ~~du~~ poids atomique de l'uranium. Il attribue à l'acétate d'uranyle la

(I) Peligot - C.R. XII, p.735 - An.Phys.et CH.(3) V, p.39 (1842)

formule d'un sel neutre à 2 molécules d'eau: $(\text{CH}^3\text{CO}^2)^2 \text{UO}^2$
 $2\text{H}^2\text{O}$, et à l'oxalate celle d'un composé également neutre à 3 molécules ~~24~~
d'eau: $(\text{CO}^2)^2 \text{UO}^2, 3 \text{H}^2\text{O}$.

La même année et presque en même temps, Ebelmen (2)

prépare et étudie l'oxalate d'uranyle auquel il assigne la même formule que Pélilot.

En 1843, Wertheim (3) reprend les recherches de ses prédécesseurs sur l'acétate dont il prépare l'hydrate à $2\text{H}^2\text{O}$ déjà obtenu et un autre hydrate à $3\text{H}^2\text{O}$, stable à une température inférieure à 10° . Dans le même mémoire, il étudie un certain nombre d'acétates doubles dont nous parlerons ultérieurement.

Pélilot (4) donne en 1844 la préparation de deux tartrates d'uranyle: le premier qu'il considère comme anhydre et qu'il représente par la formule: $(\text{C}^4\text{O}^6\text{H}^6)\text{UO}^3$: en fait ce sel retient une molécule d'eau, qui est énergiquement fixée et ne peut être arrachée ni dans le vide, ni même à une température de 200° ; le second, qui cristallise avec 3 molécules d'eau de plus que le précédent, les perd soit par dessiccation dans le vide, soit par exposition à la température de 150° pour donner le sel précédemment cité. Dans le même travail, il prépare aussi une combinaison complexe entre l'émétique d'antimoine et l'azotate d'uranyle à laquelle il attribue la formule suivante;

(2) Ebelmen - Ann. de Phys. et Ch. (3) V. p. 189 (1843)

(3) Wertheim - Ann. de Phys. & Ch. (3) XI. p. 49 (1843)

(4) Pélilot - Ann. Phys. & Ch. (3) XII. p. 463 (1844)

$(C^4O^6H^6)^2(Sb^2O^3)(UO^3)$, $7H^2O$. Ce composé perd ses 7 molécules d'eau dans le vide; porté à la température de 200° , il abandonne une nouvelle quantité d'eau pour donner le produit suivant: $(C^4H^2O^4)^2(Sb^2O^3)UO^3$; enfin ce dernier à plus haute température se détruit en répandant une forte odeur de caramel.

Rammelsberg (5) en 1855, isole le ^{succinate}~~auriate~~ d'uranyle corps neutre, cristallisant avec une molécule d'eau *et insoluble sans l'eau*.

En 1858, Weselsky(6) entreprend l'étude d'un assez grand nombre de sels doubles formés à partir de l'acétate d'uranyle et détermine leur formule de constitution. Puis il faut attendre une dizaine d'années pour voir apparaître de nouvelles publications; en 1872 Rammelsberg(7) établit la formule et le système cristallin de l'acétate double d'uranyle et de cobalt et de l'acétate double d'uranyle et de cuivre, puis, en 1884, ce même savant(8) publie un mémoire dans lequel il reprend et complète l'étude générale des acétates doubles d'uranyle. Pour préparer ces composés, on a indiqué les 3 procédés suivants:
1°) Quand le carbonate du métal qu'on veut combiner à l'acétate d'uranyle est soluble, on verse la solution dans la solution chaude de l'acétate, jusqu'à ce qu'il commence à se former un précipité d'uranate, puis on ajoute de l'acide acétique pour le redissoudre et on évapore jusqu'à cristallisation.

(5) Rammelsberg - J. der Chemi, 467 (1855)

(6) Weselsky - J.f.prCh. LXXV, p.55 (1858) - Rép.de Ch.Pure 177 (1859)

(7) Rammelsberg - Pogg.Ann. (CXXXV)p.158 - B.S.C.(XVII)p.209 (1872)

(8) Rammelsberg - Ann.Phys.Ch.t.XXIV, p.293 - (1884)

2°) Quand le carbonate est insoluble, on le mélange à la solution bouillante d'azotate d'uranyle jusqu'à ce que tout l'oxyde uranique soit précipité, puis on dissout ce précipité dans l'acide acétique et on fait cristalliser.

3°) On mélange 2 molécules des acétates simples et on fait cristalliser à plusieurs reprises dans une liqueur acidulée par l'acide acétique.

Les sels que l'on obtient ainsi sont généralement bien cristallisés, jaunes et solubles dans l'eau. Ils répondent aux 2 types ^(suivants) dans lesquels \bar{A} représente le radical acétyl)

1°/ $\bar{A}^2\text{UO}_2$, $\bar{A}\text{M}'$, $n\text{H}_2\text{O}$ pour les métaux monovalents;

11°/ $2(\bar{A}^2\text{UO}_2)$, $\bar{A}^2\text{M}''$, $n\text{H}_2\text{O}$ pour les métaux bivalents sauf cependant pour les acétates doubles de cadmium et d'uranyle, de plomb et d'uranyle et de glucinium et d'uranyle qui possèdent une composition donnée par la première formule. Voici d'ailleurs la liste de ces sels classés ainsi que nous venons de l'indiquer, avec le nom des auteurs qui les ont étudiés spécialement.

1°) $UO_2 \cdot A^2, M'A, nH_2O$.

- $UO_2 \cdot A^2, NH_4A$ ($3H_2O$ (Wertheim(3))
) anhydre (Rammelsberg(8) Zehenter(9))
- $UO_2 \cdot A^2, KA$ (H_2O (Wertheim, Rammelsberg)
) $1/2 H_2O$ (Zehenter)
- $UO_2 \cdot A^2, NaA$ (anhydre (Wertheim, Rammelsberg, Zehenter)
- $UO_2 \cdot A^2, LiA$ ($3H_2O$ (Rammelsberg)
) $5H_2O$ à température inférieure à 15° (Wyruloff(10))
- $UO_2 \cdot A^2, AgA$ (H_2O (Wertheim)
- $UO_2 \cdot A^2, GlA^2$ ($2H_2O$ (Rammelsberg)
- $UO_2 \cdot A^2, CdA^2$ ($6H_2O$ (Weselsky(6), Rammelsberg)
- $UO_2 \cdot A^2, PbA^2$ ($6H_2O$ (Wertheim)
) $4H_2O$ (Rammelsberg)

2°) $2(UO_2 \cdot A^2), M''A^2, nH_2O$

- $2UO_2 \cdot A^2, BaA^2$ ($6H_2O$ (Wertheim)
- $2UO_2 \cdot A^2, StA^2$ ($6H_2O$ (Wertheim, Rammelsberg)
- $2UO_2 \cdot A^2, CaA^2$ ($8H_2O$ (Weselsky)
) $6H_2O$ (Rammelsberg)
- $2UO_2 \cdot A^2, MgA^2$ ($7H_2O$ (Weselsky, Rammelsberg)
) $12H_2O$ à température inférieure à 0° (Rammelsberg)
- $2UO_2 \cdot A^2, ZnA^2$ ($3H_2O$ (Wertheim)
) $7H_2O$ (Weselsky, Rammelsberg)
- $2UO_2 \cdot A^2, NiA^2$ ($7H_2O$ (Weselsky, Rammelsberg)
- $2UO_2 \cdot A^2, CoA^2$ ($7H_2O$ (Weselsky, Rammelsberg)
- $2UO_2 \cdot A^2, FeA^2$ ($7H_2O$ (Rammelsberg)
- $2UO_2 \cdot A^2, MnA^2$ ($12H_2O$ (Weselsky, Rammelsberg)
) $6H_2O$ (Rammelsberg)
- $2UO_2 \cdot A^2, CuA^2$ ($4H_2O$ (Rammelsberg)

(9) Zehenter - Monatshefte f. Chemie 21 p.235 (1900)
 (10) Wyruloff) B. Soc. Min. 8 p.115 (1895)

Bien que ces acétates doubles aient été le sujet de travaux assez nombreux, on voit qu'il existe encore quelques doutes sur l'état d'hydratation de certains d'entre eux. L'acétate d'uranyle peut aussi fournir des acétates triples qui ont été l'objet de recherches de la part de Wyruboff(11). Ce savant a montré que les combinaisons, qui contiennent à côté de l'acétate d'uranyle et de l'acétate de sodium, un autre acétate d'un métal du groupe du magnésium, ont toute la même teneur en eau, le même système de cristallisation, et présentent les mêmes transformations à des températures déterminées. Leur formule générale est la suivante: $\text{A}^6(\text{UO}_2)^3, \text{A}^2\text{M}''$, $\text{AM}', 9\text{H}_2\text{O}$, dans laquelle M'' représente un métal de la série du Mg et M' un métal monovalent. On peut encore l'écrire d'une façon plus simple: $\text{A}^9(\text{UO}_2)^3, \text{M}'\text{M}'', 9\text{H}_2\text{O}$. En raison de la similitude de tous ces composés, Wyruboff propose de les considérer comme les sels d'un acide complexe non isolé qui répondrait à la formule: $\left\{ (\text{C}^2\text{H}_3\text{O}_2)^3\text{H}^3 \right\}^3, 9\text{H}_2\text{O}$.

Dans une étude générale sur l'action catalytique à la lumière solaire des sels d'uranyle vis-à-vis de différents acides organiques, Fay(12) isole par hasard en 1896 le malonate d'uranyle auquel il attribue la formule $(\text{CO}^2\text{-CH}^2\text{-CO}^2) \text{UO}_2, 3\text{H}_2\text{O}$ sans décrire ses propriétés.

(11) Wyruboff - B.Soc.Chim.(3) t.XI,p.531(1894)

(12) Fay - Am., 18 - p.281(1896)

En 1899, Rosenheim(13) prépare un oxalate basique, $2\text{UO}_3, \text{C}_2\text{O}_3, 7\text{H}_2\text{O}$ ainsi que certains composés doubles formés par l'oxalate d'uranyle d'une part et les oxalates des métaux alcalins-et alcalino-terreux d'autre part.

La même année, K.Dittrich(14) étudie au point de vue physico-chimique (surtout au point de vue ^{de la} conductibilité électrique) les solutions de différents sels organiques d'uranyle. Pour obtenir ces solutions, il dissolvait à la température ordinaire l'acide uranique $\text{UO}_3, \text{H}_2\text{O}$ dans les acides dilués (ces produits étant placés en quantité théorique pour former les sels neutres) au moyen d'une agitation mécanique prolongée; mais dans le cours de son travail il n'isole aucun des sels dont il a obtenu les solutions. Dans son mémoire, il insiste aussi sur la grande facilité avec laquelle les sels d'uranyle donnent des sels complexes.

Nous trouvons ensuite en 1900 une publication de Zehender(9) concernant l'acétate d'uranyle et surtout les acétates basiques d'uranyle qu'il obtient par dissociation par l'eau à froid et à chaud de l'acétate neutre.

Puis, Itzig(15) confirme en 1902 les travaux de Pélégot en ce qui concerne le tartrate d'uranyle, toutefois il propose ^(de la grandeur) par suite du pouvoir rotatoire moléculaire de ce sel qui est

-
- (13) ROsenheim - Zeit.^{anorg.} ~~anorg.~~ Ch. 20, p. 284 (1899)
 (14) K.Dittrich - Zeits.^{phys.} Ch. ~~129~~ 29, p. 449 (1899)
 (15) Itzig - Ber. Deutsch. Ch. Ges. - 34, p. 3822 (1902)

sept ^{fois} plus élevé environ que celui des tartrates neutres, de le considérer, non comme tel, mais comme une combinaison complexe uranique, comme un acide tartro-uranique, et il développe la formule ainsi: $\text{OHCO-CHOH-CHOH-CO}^2\text{-UO}^2\text{OH}$.

Il signale aussi l'existence du malate neutre qu'il ne peut obtenir cristallisé, mais qu'il considère comme le précédent par suite de son activité optique et par similitude comme un corps de formule complexe qu'on pourrait représenter de la même façon: $\text{OHCO-CH}^2\text{-CHOH-CO}^2\text{UO}^2\text{OH}$.

En 1904, Rimbach(16) étudie quelques sels doubles de divers acides organiques comme les propionates doubles, les butyrates doubles et les valérates d'uranyle et de sodium ou de potassium.

Quelques années plus tard, Wyruboff(17) en 1910 publie un travail très intéressant sur les oxalates doubles et les classe en quatre groupes répondant aux types suivants:

- 1°/ $\text{UO}^3 \text{ R}^2\text{O } 2\text{C}^2\text{O}^3$
- 2°/ $\text{UO}^3 \text{ 2R}^2\text{O } 3\text{C}^2\text{O}^3$
- 3°/ $\text{2UO}^3 \text{ 3R}^2\text{O } 5\text{C}^2\text{O}^3$
- 4°/ $\text{2UO}^3 \text{ R}^2\text{O } 3\text{C}^2\text{O}^3$

En 1912, Mazzuchelli et d'Alceo(18) cherchent à déterminer dans quelles conditions les sels d'uranyle donnent naissance à des complexes. D'après eux, le cas le plus simple est

(16) Rimbach - *Boc. Hoch. Chem. Ges.* 37, p. 461 (1904)

(17) Wyruboff - *B. Soc. fr. Min.* 32, p. 340 (1910)

(18) Mazzuchelli & d'Alceo - *Atti d. R. Acad. Lincei-Roma* 21 (11), p. 622 (1912)

celui où le sel complexe est beaucoup moins soluble que chacun des composants; dans ces conditions, il se sépare par précipitation. Au contraire, lorsque le complexe est très facilement soluble, on peut affirmer son existence lorsque les deux composants ont une solubilité anormale surtout si l'un d'eux est peu soluble. Dans les autres cas, on ne doit cependant pas conclure à l'absence de sel complexe, mais on peut être assuré que sa stabilité est très faible. Au cours de ces recherches, ils ont constaté que les composés azotés ne donnaient pas de complexe avec les sels d'uranyle. Ainsi l'acide aminocétique, l'asparagine, l'acide aminobenzoïque, l'acide sulfanilique, à l'état de sel alcalin ou alcalino-terreux, traités par le nitrate ou le sulfate d'uranyle laissent précipiter soit un sel neutre d'uranyle soit un sel basique, mais pas de sel double. Ils décrivent les sels suivants: l'asparaginate d'uranyle; sel jaune verdâtre partiellement hydrolysable par l'eau de formule $UO^2(C^4H^5O^4N)^2, 3H^2O$; l'aminobenzoate d'uranyle, jaune verdâtre aussi, devenant cristallin à chaud de composition: $UO^2(C^7O^6O^2N)^2, 4H^2O$; le sulfanilate d'uranyle qu'ils obtiennent en concentrant au bain-marie le mélange des deux sels composants et auquel ils attribuent la formule d'un sel basique jaune orangé: $UO^3C^6H^7O^3NS, H^2O$.

Enfin, en novembre 1913, Mazzuchelli & Perret (19) déterminent les spectres d'absorption des solutions de certains

(19) Mazzuchelli & Perret - *Atti d. R. Accad. Lincei, Roma* - 22 (II) p. 546 (1913)

sels d'uranyle (tartrate, malate, quinate, lactate, salicylate, glycolate) en s'attachant surtout à leur variation avec l'alcalinité du liquide, alcalinité qu'ils obtiennent par addition de base convenable (potasse, pyridine). Pour préparer leurs solutions, ils opèrent par double décomposition entre le chlorure d'uranyle et le sel alcalin voulu, puis ils les additionnent d'une quantité convenable de base jusqu'à commencement de précipité.

L'exposé que nous venons de faire nous montre que les sels organiques ^(uraniques) ont été peu étudiés en général. A part l'acétate et l'oxalate, il en est bien quelques-uns qui ont été décrits, mais d'une façon très incomplète tant au point de vue de leur état d'hydratation qu'au point de vue de leurs propriétés. D'autre part, ces corps, par leurs procédés mêmes de préparation, n'ont pas toujours été obtenus dans un grand état de pureté. Ils peuvent en effet contenir une plus ou moins grande proportion soit d'azotate d'uranyle soit de sel double ainsi que l'ont indiqué Wyruboff(10) et Zehenter(9) dans leur étude sur l'acétate d'uranyle.

Pour éviter toutes ces causes d'erreur, nous avons préparé tous nos sels par action directe de l'hydrate uranique pur UO_3 , H_2O sur les acides organiques purs dilués.

Nous avons réussi à préparer un assez grand nombre de sels organiques d'uranyle dans un état de pureté très grand,

ce qui nous a permis d'étudier avec sûreté leurs principales propriétés. Nous avons insisté à dessein sur le détail même de ces préparations afin de permettre, dans le cas où de tels composés seraient susceptibles d'application thérapeutique, de les obtenir sous un aspect et dans un état de pureté constants.

Nous avons, pour chaque sel, déterminé ses différents états d'hydratation, recherché la présence des sels acides, des sels basiques, mis en évidence l'action de l'eau 1°/ à froid et à chaud; 2°/ à la lumière et à l'obscurité.

Dans le cours de notre travail, nous étudierons d'abord les sels organiques uraniques dérivant: 1°/ des monoacides à fonction simple de la série grasse et aromatique; 2°/ des monoacides à fonction complexe (acide-alcool, acide-phénol); puis ceux provenant: 1°/ des biacides à fonction simple; 2°/ des polyacides à fonction complexe.

Ce travail a été effectué au laboratoire de Toxicologie de l'Ecole Supérieure de Pharmacie de Paris. Nous remercions bien sincèrement notre Maître M.le Professeur Lebeau, auprès de qui nous avons appris la pratique du laboratoire, de nous avoir indiqué ce sujet et de nous avoir permis, grâce à ses encouragements incessants et ses conseils éclairés de mener notre tâche à bonne fin. Nous le prions d'agréer l'hommage de notre profonde reconnaissance et de notre respectueux dévouement.

Nous exprimons de même notre plus vive gratitude et notre bien sincère attachement à M. Lafont, Pharmacien en Chef de l'Hôpital de la Pitié qui, pendant nos cinq années d'Internat, a toujours été pour nous un guide sûr et dévoué.

10/ SELS URANIQUES DERIVANT DES MONOACIDES
A FONCTION SIMPLE.

FORMIATE D'URANYLE

Le formiate d'uranyle a été signalé par ^{Benzélius} ~~Buzélius~~ comme un sel gommeux, incristallisable. Depuis cette époque, nous n'avons trouvé trace nulle part de travaux sur ce composé, exception faite toutefois pour Ditttrich(14) qui a étudié la conductibilité d'une solution de ce sel, préparée comme nous l'avons dit dans notre introduction, sans isoler pour cela le formiate lui-même. L'année dernière, MM. Oeschner de Conninck et Raynaud(20) ont analysé un formiate anhydre qui avait été préparé pour eux par une grande maison industrielle.

Lorsque nous avons entrepris notre travail, l'histoire du formiate d'uranyle était donc fort incomplète.

FORMIATE D'URANYLE HYDRATE. - Nous n'avons pu reconnaître l'existence que d'un seul hydrate, c'est le monohydrate: $(\text{HCO}^2)^2\text{UO}^2, \text{H}^2\text{O}$

Formiate à $1\text{H}^2\text{O}$

PREPARATION. Dans une capsule de porcelaine chauffée au bain-marie

(20) Oeschner de Conninck et Raynaud - B. Soc. Chim. ^{(4) 11, (1912) p. 1037} ~~5 Mars 1913~~
B. Soc. Chim. (4) 13, (1913) p. 221

nous plaçons 100gr de monohydrate uranique $\text{UO}^3, \text{H}^2\text{O}$ pur (21) avec 700 à 800cc d'eau distillée; dès que la température atteint 80° environ, nous ajoutons 60 à 70 cc d'acide formique pur et nous agitions jusqu'à dissolution complète. Lorsque la solution a diminué de moitié de son volume, nous l'abandonnons au refroidissement. Le produit cristallin qui prend naissance est essoré, puis séché convenablement à l'air.

ANALYSE. - Avant de faire l'analyse de ce sel, nous avons constaté que le produit séché à l'air, placé ensuite sous une cloche à acide sulfurique ne changeait pas sensiblement de poids (1% environ)

(21) Pour obtenir l'oxyde uranique monohydraté pur, nous avons employé l'un ou l'autre des procédés indiqués par M. Lebeau⁽²¹⁾. Nous les rappellerons ici brièvement. Le premier consiste, à exposer à l'étuve à 150° pendant une quinzaine de jours de l'azotate d'uranyle à $2\text{H}^2\text{O}$ pur préparé spécialement. Dans ces conditions, ce sel se décompose en libérant de l'acide azotique et en laissant l'acide uranique presque complètement privé d'azotate. Pour avoir l'acide uranique pur, il suffit de le laver à l'eau pour le débarrasser complètement de produits solubles nitrés ce que l'on constate facilement au moyen du réactif à la diphenylamine; le deuxième procédé consiste à calciner d'abord à une température d'environ 300° le même azotate d'uranyle à $2\text{H}^2\text{O}$ pur, puis après pulvérisation aussi complète que possible de la masse obtenue, on maintient cette poudre en présence d'un assez gros excès d'eau à l'ébullition pendant une dizaine d'heures en renouvelant de temps en temps l'eau qui s'évapore. Dans ces conditions, l'oxyde UO^3 anhydre qui s'était formé dans la calcination passe à l'état d'oxyde monohydraté cristallisé $\text{UO}^3, \text{H}^2\text{O}$ et l'azotate non décomposé entre en solution. On prive facilement par lavage et décantation l'oxyde monohydraté du nitrate qui pourrait le souiller.

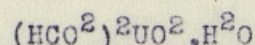
(21^{bis}). Lebeau - C.R. - t. 154 (1912) p. 1612

La composition de ce sel a été établie en soumettant à l'analyse des échantillons provenant de préparations différentes et n'ayant subi d'autre traitement que cette dessiccation sur l'acide sulfurique dont nous venons de parler.

Son analyse a été faite par combustion, ce qui nous a donné le Carbone et l'hydrogène; l'uranium a été dosé à l'état de U^3O^8 par calcination directe à l'air, voici les résultats de nos dosages:

	1°/	2°/	3°/	Calculé pour $(HCO^2)_2UO^2, H^2O$
C%	6,08	6,20	6,16	6,34
H%	1,09	1,07	1,09	1,07
$U^3O^8\%$	74,38	74,37	74,35	74,28

Le produit obtenu à la température ordinaire et séché dans un dessiccateur à acide sulfurique correspond à la formule du formiate neutre d'uranyle à une molécule d'eau:



PROPRIETES.-Ce monohydrate se présente en beaux cristaux jaunes octaédriques, réagissant fortement sur la lumière polarisée. Sa solubilité dans l'eau à +15° correspond pour 100cc de solution à 7gr20. Une telle solution additionnée d'acide formique abandonne à 0° le même monohydrate; sa solution saturée ne se conserve pas, le formiate se dissocie au bout de quelques heures en acide formique libre et en un sel basique qui sera étudié plus loin. Il est peu soluble dans l'acide formique concentré qui le précipite de ses solutions aqueuses en très beaux cristaux. Ces cristaux sont constitués par le même

me hydrate et non pas un sel acide ainsi que le montre le pourcentage en U^{308} qu'ils donnent

	1°/	2°/	Calculé pour (HCO_2) $_2UO_2 \cdot H_2O$
Prise d'essai	= 0,7004	0,5260	
U^{308} trouvé	= 0,5193	0,3903	
$U^{308}\%$	= 74,14	74,20	74,28

Dans l'alcool méthylique, sa solubilité à +18° est de 4gr90 pour 100cc de solution, il est à peine soluble dans l'alcool éthylique à 90°, insoluble dans l'éther anhydre et aqueux, le sulfure de carbone, l'acétone, la benzine, le tétrachlorure de carbone, l'éther de pétrole.

ETUDE DE LA DESHYDRATATION.- Nous avons ensuite étudié la déshydratation de ce sel. Le séjour prolongé dans un dessiccateur à acide sulfurique n'a pas d'action, après 48 heures le poids est rigoureusement constant. Il en est de même dans le vide en présence d'acide sulfurique ou même d'anhydride phosphorique.

Si l'on tente la déshydratation en faisant intervenir une élévation de température, on voit qu'un séjour même très prolongé à l'étuve ne produit aucune variation de poids à 100°-110°, à condition toutefois que le sel soit préalablement séché sur l'acide sulfurique. C'est ce que nous montre le tableau suivant:

(1) Echantillon contenant 1,75% d'eau d'interposition	(2) Echantillon sec	(3) Echantillon sec
Poids initial = 1,2113	6,1760	1,5070
Après 2 heures = 1,1850	6,1730	1,5055
Après 3 heures = 1,1463	6,1730	1,5055
Après 6 heures = 1,1329	6,1730	1,5055
Après 10 heures = 1,1325	6,1736	1,5062
Après 16 heures = 1,1325	6,1730	1,5057
Après 19 heures = 1,1323	6,1730	1,5057
Après 28 heures = 1,1321	6,1728	1,5057
Perte totale de poids = 0,0792	0,0032	0,0013
Perte % = 6,53	sensiblement nulle	sensiblement nulle

Les échantillons 2 et 3 sont parfaitement stables à 100°; par contre, avec un sel humide comme c'est le cas de l'échantillon 1, il y a une altération qui entraîne une décomposition partielle du corps; ainsi dans cette expérience nous voyons que la perte de poids s'est élevée à 6,53% et qu'elle s'est produite presque entièrement dans les trois premières heures. En retranchant de 6,53% la quantité d'eau contenue primitivement dans le sel, c'est-à-dire 1,75%, la perte de poids devient sensiblement 4,78%. De plus, le produit provenant de cette opération a donné une teneur en uranium qui exprimée en U^{308} est de 78,19%

Si on rapproche ces nombres de ceux qui correspondraient au formiate anhydre soit pour $100:H^2O=4,75$ & $U^{308}=77,98\%$, on serait tenté de conclure à une simple déshydratation. Il n'en est rien, car le composé ainsi obtenu a perdu la propriété d'être complètement soluble dans l'eau

A 150 - 160°, la perte de poids atteint après deux heures 4,80% (une partie du sel prélevé à ce moment est entièrement soluble dans l'eau), puis elle augmente dans la suite, excessivement lentement, entraînant alors la décomposition du sel par perte d'acide formique. Un coup d'oeil sur les chiffres ci-dessous nous montre la marche de cette déshydratation et de cette décomposition ultérieure:

1°/	2°/
Poids initial = 6,1730	1,5057
Après 2 heures = 5,8770	1,4334
Après 7 heures = 5,8755	
Après 10 heures = 5,8725	
Après 14 heures = 5,8705	
Après 18 heures = 5,8690	Perte de poids = 0,0723 soit 4,80%
Après 25 heures = 5,8690	
Perte de poids après 2 heures = 0,2960 soit 4,80%	
Perte totale de poids = 0,3080 soit 4,98%	

Par calcination directe à l'air en creuset ouvert ou fermé, il donne toujours l'oxyde U^{308} , contrairement à ce que MM. Oeschner de Coninck et Raynaud(22) ont observé dans la calcination de leur formiate anhydre qui leur fournit en creuset fermé l'oxyde UO^2 , et en creuset ouvert ce même oxyde souillé d'oxyde uranique. Cet oxyde à l'aspect cristallin, noir et paraît être une pseudo-morphose du formiate primitif. Nous avons réduit un échantillon de cet oxyde dans l'hydrogène à 1100° jusqu'à poids constant et voici les résultats que nous avons trouvé:

Poids initial d'oxyde	Poids de UO^2 trouvé	Poids de UO^2 calculé pr 0,7035 d' U^{308}
0,7035	0,6772	0,6762

Ceci nous montre nettement que l'oxyde obtenu par calcination directe du formiate à l'air est bien l'oxyde U^{308} et

(22) Si ces auteurs admettaient au contraire avec nous qu'il se forme U^{308} dans la calcination de leur formiate et s'ils comparaient alors le pourcentage d'oxyde trouvé par eux dans ce sel (75,08% & 74,45) à celui d'oxyde U^{308} fourni théoriquement par le formiate monohydraté (74,28%) ils concluraient avec nous qu'ils ont analysé non pas le formiate anhydre mais un formiate monohydraté ayant subi une décomposition semblable à celle que nous avons signalée plus haut pendant le séjour de 2 heures à 100° qu'ils ont fait subir dans le but de le déshydrater.

non l'oxyde UO^2

D'autre part, après calcination du formiate à l'air, nous avons repris l'oxyde obtenu par l'acide azotique, puis après concentration au bain-marie, nous l'avons calciné de nouveau et nous avons comparé les chiffres d'oxyde obtenus dans les 2 cas:

Prise d'essai	Calcination directe	Redissolution dans AzO^3H & 2 ^e calcination
0,6127	oxyde = 0,4551	U^3O^8 = 0,4550
0,7061	oxyde = 0,5237	U^3O^8 = 0,5235

Nous voyons encore que l'oxyde obtenu après calcination est bien constitué par de l'oxyde U^3O^8

ACTION DE LA CHALEUR ET DE LA LUMIERE SUR LES SOLUTIONS DE FORMIATE

D'URANYLE. - Une solution aqueuse saturée de formiate, abandonnée à elle-même laisse ^{déposer} ~~précipiter~~ au bout de quelques heures un abondant précipité blanc jaunâtre cristallisé en prismes tronqués aux angles réagissant fortement sur la lumière polarisée. Ce précipité recueilli, lavé, essoré, et séché sur l'acide sulfurique est un formiate basique répondant à la formule:

$(HCO^2)^2UO^2, H^2O; UO^3 2H^2O$, ainsi que l'établissent les deux analyses suivantes:

	1 ^o /	2 ^o /	Calculé pour $(HCO^2)^2UO^2, H^2O, UO^3, 2H^2O$
C%	3,23	3,38	3,42
H%	1,17	1,19	1,14
U^3O^8 %	80,15	80,05	80,21

C'est ce même composé qui se produit lorsqu'on soumet à l'ébullition pendant quelques minutes une solution concentrée de formiate comme le prouvent les combustions ci-dessous:

	1°/	2°/	Calculé pour (HCO ²) ₂ UO ₂ .H ₂ O, UO ₃ .2H ₂ O
C%	3,17	3,25	3,42
H%	1,22	1,21	1,14
U ³ O ₈ %	80,01	80,00	80,21

Ce sel maintenu pendant une heure au plus au sein de la solution en ébullition donne finalement de l'acide uranique UO³.H₂O, comme l'établissent les résultats qui suivent:

	1°/	2°/	Calculé pour UO ³ .H ₂ O
Prise d'essai	0,5504	1,5690	
Après calcination U ³ O ₈	0,5053	1,4450	
soit U ³ O ₈ %	91,80	92,09	92,34

Ce fait est en parfait accord avec les conditions de stabilité des hydrates uraniques établies par M. Lebeau(23) et en contradiction avec les affirmations de MM. Oeschner de Coninck et Raynaud qui dans cette opération prétendent avoir obtenu l'hydrate ~~à 2H₂O~~, UO³.2H₂O

Les solutions diluées de formiate d'uranyle ne sont pas stables, même à l'obscurité, ce sel se dissocie là aussi, lentement il est vrai, en acide formique et formiate basique très nettement cristallisé.

Nous avons étudié aussi l'influence de la lumière sur les solutions aqueuses de ce sel; c'est dans ce but que nous avons exposé à son action: 1°) une solution aqueuse de formiate d'uranyle à 2%; 2°) une solution aqueuse de formiate à 2% en présence d'un petit excès d'éther.

(23) Lebeau - C.R. t.154. (1912) p.1808

Ces deux solutions ont été versées dans deux flacons bouchés mais incomplètement remplis et abandonnés pendant trois mois à la lumière du jour. Très rapidement, il se produit une altération mise en évidence par l'apparition d'un hydrate violet uranoso-uranique analogue à celui qui se produit pour les solutions aqueuses d'oxalate uranique et aussi pour celles d'acétate uranique, la liqueur surnageante étant verdâtre et acide au tournesol. Dans ce cas cependant, la transformation n'est pas aussi complète, car par suite de l'instabilité des solutions aqueuses ~~aqueuses~~ de formiate d'uranyle, un dépôt abondant de sel basique se forme et ce dernier n'est plus alors que très lentement transformé. Le précipité jaune sale a été recueilli, lavé et essoré; par exposition à l'air il est devenu couleur jaune pâle et versé dans l'eau bouillante, il s'y dissout partiellement. Nous avons dans ce produit dosé l'uranium par calcination à l'air:

	I°/	2°/	Calculé pour
Prise d'essai	= 1,5450	0,3963	$(\text{HCO}_2)_2\text{UO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}, \text{UO}_3, 2\text{H}_2\text{O}$
Après calcination	= 1,2480	0,3193	
soit $\text{U}^{308}\%$	= 80,77	80,56	80,21

Nous voyons donc que le produit analysé contient presque uniquement du formiate basique, mélangé d'une très petite quantité d'oxyde dihydraté provenant de l'oxydation à l'air de l'hydrate uranoso uranique

En présence d'ether, l'action est identique, mais peut-

être moins rapide, le produit qui se dépose est constitué comme précédemment par du formiate basique blanc jaunâtre mélangé d'une faible portion d'hydrate violet uranoso-uranique

Dans une troisième expérience, nous avons soumis à l'action de la lumière solaire, une solution aqueuse à 5% de formiate, placé dans un tube à essai de 18cm de haut sur 2cm de large, mais en la soustrayant complètement à l'action de l'air et en recueillant les produits gazeux provenant de la réaction. Dans ces conditions, on observe d'abord rapidement un précipité blanc jaunâtre de formiate basique, et la liqueur verdit; dans la 2e journée celle-ci devient franchement verte en même temps que l'on voit apparaître quelques bulles gazeuses, puis dans les jours suivants, la réaction gazeuse se continue lentement sans qu'on remarque aucune modification dans l'aspect de la liqueur, enfin au bout d'une quinzaine de jours, il se forme un précipité vert de formiate uraneux en même temps que la liqueur se décolore. Pendant ce temps, il continue à se dégager lentement d'ailleurs, une petite quantité de gaz. Au bout d'un mois, le précipité n'est constitué que d'un mélange de formiate basique uranique et de formiate uraneux. Les gaz analysés ~~possèdent la composition suivante:~~ *sont constitués par un mélange d'anhydride carbonique et d'oxyde de carbone.*

Ceci nous montre nettement que l'air joue une action importante dans les premières expériences que nous avons faites; en effet ~~il~~ nous masque complètement la formation du sel uraneux qui se transforme au fur et à mesure en acide formique d'une part et en oxyde violet hydraté uranoso-uranique d'autre part

MM. Oeschner de Coninck et Raynaud ont dit avoir obtenu un oxyde uraneux en exposant à la lumière une petite quantité de ^{leur} formiate anhydre, en présence d'un excès d'alcool méthylique pur. Le résultat de leur observation nous a surpris et nous nous sommes permis de recommencer, dans des conditions semblables aux leurs, la même expérience

Pendant quatre mois, nous avons maintenu à l'action de la lumière du formiate d'uranyle en présence d'alcool méthylique. Nous avons remarqué que d'abord le formiate se dissout puis cette solution laisse précipiter un composé violet foncé qui s'est maintenu avec cette couleur pendant toute la durée de l'expérience. L'alcool méthylique surnageant est nettement acide.

Ce précipité violet est, non un oxyde uraneux, mais un hydrate violet d'oxyde uranoso-uranique. En effet, celui-ci ayant été recueilli, lavé et essoré, une partie en a été laissée à l'air, la couleur violette primitive est passée au jaune pâle en même temps que le produit s'est transformé en dihydrate uranique $UO^3, 2H^2O$, ainsi que le montre les deux analyses ci-dessous:

	1°/	2°/	Calculé pour $\text{UO}_3, 2\text{H}_2\text{O}$
Prise d'essai =	0,3802	0,4542	
U_3O_8 trouvé =	0,3305	0,3953	
$\text{U}_3\text{O}_8\%$ =	86,92	87,02	87,18

Une autre partie a été versée dans l'eau à l'ébullition et maintenue ainsi pendant une dizaine d'heures, elle nous a donné finalement un produit blanc jaunâtre que l'analyse nous a permis de considérer comme étant de l'acide uranique $\text{UO}_3, \text{H}_2\text{O}$

	1°/	2°/	Calculé pour $\text{UO}_3, \text{H}_2\text{O}$
Prise d'essai =	0,2522	0,3234	
U_3O_8 trouvé =			
$\text{U}_3\text{O}_8\%$ =	92,04	92,12	92,34

Ces dosages nous montrent nettement que même dans l'alcool méthylique l'oxyde formé sous l'action de la lumière solaire est encore un hydrate violet d'oxyde uranoso-uranique semblable à ceux signalés par Ebelmen et Aloy

FORMIATE ANHYDRE. - Ainsi que nous l'avons déjà dit plus haut, ^{un} ~~le~~ formiate d'uranyle anhydre a été signalé, par MM. Oeschner de Coninck et Raynaud auquel il avait été fourni par une grande maison industrielle. Ces auteurs ont donné son analyse, mais n'ont pas indiqué son mode de préparation. Nous regrettons vivement ce fait, car nous aurions pu alors comparer les propriétés de ce sel anhydre à celles de celui que nous avons obtenu.

PREPARATION. - Il suffit de maintenir pendant 2 heures à 150° le sel précédent préalablement séché sur l'acide sulfurique

Le sel ainsi obtenu est blanc jaunâtre, il est entièrement soluble dans l'eau. Nous avons dosé par combustion le

C et l'H et par calcination à l'air déterminé son pourcentage en U^{308}

	1°/	2°/	Calculé pour (HCO ²) ₂ UO ₂
C%	6,42	6,48	6,65
H%	0,62	0,61	0,55
U ³⁰⁸ %	78,08	78,02	77,98

Ce sel ~~se~~ reprend ~~par~~ son eau d'hydratation à l'air à la température ordinaire

FORMIATE BASIQUE. - Il se forme par dissociation d'une solution saturée de formiate neutre soit à froid soit à chaud

Le produit obtenu est blanc jaunâtre, parfaitement cristallisé et il répond à la formule que nous avons établi plus haut: $(HCO^2)_2UO_2, H_2O, UO_3, 2H_2O$. Il est légèrement soluble dans l'eau, à chaud il est facilement hydrolysé et se transforme en acide uranique UO_3, H_2O par perte d'acide formique

Ce sel ne perd sensiblement rien de son poids à 100°, mais à 150° il abandonne rapidement (2heures) 2,62% de son poids, puis il continue à perdre de l'eau et de l'acide formique excessivement lentement dans la suite. Cette perte de 2,62% correspond à celle d'une molécule d'eau qui représente théoriquement 2,56% du poids initial. Ainsi à 150° nous avons un composé répondant à la formule: $(HCO^2)_2UO_2, H_2O, UO_3, H_2O$

En résumé, le produit obtenu par cristallisation d'une solution d'acide uranique dans l'acide formique dilué est constitué par du formiate neutre d'uranyle à une molécule d'eau: $(HCO^2)_2UO_2, H_2O$. Ce sel préalablement séché sous l'acide sulfu-

-rique est stable à 100°; il abandonne son eau d'hydratation à 150° pour donner le sel anhydre après 2 heures de séjour à cette température. Il est dissocié facilement par l'eau avec formation d'un sel basique de formule: $(\text{HCO}_2)_2\text{UO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \cdot \text{UO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ Enfin ses solutions abandonnées à la lumière sont très instables, et laissent précipiter d'abord le sel basique, puis de l'oxyde violet uranoso-uranique.

ACETATE D'URANYLE.

C'est sûrement le sel organique d'uranyle le mieux connu. Il a donné lieu à de nombreuses publications tant au point de vue chimique que physico-chimique

Tous les auteurs l'ont préparé par calcination de l'azotate d'uranyle vers 300° , dissolution de la masse rouge obtenue dans l'acide acétique et concentration de la solution jusqu'à cristallisation. L'azotate d'uranyle non décomposé reste dans les eaux-mères.

Péligot(1) Wertheim(3) Zehenter(9) ont obtenu ainsi par cristallisation à la température ordinaire l'hydrate à $2H_2O$ du sel neutre.

Acétate à $2H_2O$; - Cet hydrate cristallise en prismes rhomboïdaux obliques dont les angles ont été déterminés par Schabus(24) et par Groth(25)

D'après Wertheim, cet hydrate ne perd complètement son eau qu'en se décomposant vers 275° . Zehenter au contraire obtient le sel anhydre en maintenant à 110° pendant 2 heures l'hydrate à $2H_2O$, vers 275° il ne reste plus que UO_3 presque pur

(24) Schabus - Best.der Kryst.^{6es} Wien. (1855) p.46

(25) Groth - Chem.Kryst.Leipzig - 1910.III.p.72

Oeschner de Coninck a déterminé les produits qu'il donne par distillation sèche, il a caractérisé la présence de CO_2 , d'acétone, d'eau, d'acide acétique et le résidu est constitué d'oxyde uraneux noir UO_2 pyrophorique qui se transforme à l'air en oxyde noir U_2O_5 . Pour Zehenter le résidu de la calcination à l'air est constitué par l'oxyde noir U_2O_5 .

Zehenter détermine sa solubilité dans l'eau et la fixe à 7,694 pour 100 parties d'eau à la température de 15° , il étudie aussi l'action de l'eau sur ses solutions à froid et à chaud, à la lumière et à l'obscurité. A l'obscurité, les solutions d'acétate d'uranyle sont stables; à la lumière solaire au contraire, elles se décomposent avec production de gaz et d'un corps violet brun d'oxyde uranoso-uranique qui par lavage à l'eau froide se transforme en un composé jaune de formule $\text{UO}_3\text{H}_2\text{O}$.

A la lumière diffuse il se sépare d'une solution concentrée d'acétate des cristaux microscopiques d'un acétate basique répondant à la formule: $\text{UO}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2, \text{UO}_2(\text{OH})_2 \cdot 3\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ facilement hydrolysable par l'eau chaude et perdant ses $3\frac{1}{2}$ molécules d'eau à 150° .

Par évaporation au bain-marie, les solutions à plus de 10% d'acétate, sont hydrolysées rapidement et laissent déposer un précipité jaune soufre presque insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther et constitué presque entièrement par un autre acétate basique de formule $\text{UO}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2, 2\text{UO}_2(\text{OH})_2$. On obtient aussi ce même produit en soumettant pendant 6 heures à 140° en tube scel-

-lé, des solutions concentrées d'acétate d'uranyle. Riban(26) dans les mêmes conditions en opérant avec des solutions diluées a obtenu de l'hydroxyde d'uranyle $\text{UO}^3, \text{H}^2\text{O}$

Aloy(27) en exposant à la lumière solaire une solution d'acétate en présence d'une petite quantité d'éther a obtenu un précipité violet d'oxyde uranoso-uranique qui décanté et traité par l'eau à l'ébullition pendant un temps assez long se transforme en acide uranique $\text{UO}^2(\text{OH})^2$

A côté de ces recherches purement chimiques, un certain nombre d'auteurs ont étudiés d'une façon plus spéciale, l'action de la lumière solaire sur les solutions de ce sel

C'est ainsi que Bach(28) affirmait tout d'abord la stabilité des solutions d'acétate d'uranyle à la lumière solaire, mais par contre il remarquait que la présence de CO^2 déterminait dans ces mêmes solutions une réduction rapide, Au contraire Euler(29) prétend que même en l'absence de CO^2 , les solutions de ce sel sont décomposées par action de la lumière seule. Enfin Bach(30) reprend complètement la question et après avoir confirmé l'opinion d'Euler détermine les conditions les plus favorables à cette action; celle-ci est d'autant plus intense

(26) Riban - C.R. 93, p. 140 (1881).

(27) Aloy - B.Soc.Chim. (3) t. XXV - p. 344 (1901)

(28) Bach - Mon.scient. (4) VII - p. 669

(29) Euler - B.Deutsch.G. 37 p. 34 II

(30) Bach - Ber.deutsch.Ch.Ges. 39, p. 1672

et d'autant plus rapide que les solutions sont plus concentrées. Il remarque en outre que, dans les mêmes conditions d'éclairage et de concentration, les temps observés entre le début de l'expérience et l'apparition d'un trouble sensible de la solution, sont pour des tubes de même diamètre d'autant plus courts que la hauteur du liquide dans ces tubes est plus élevée

Bacon(31) étudia l'action catalytique de l'acétate d'uranyle sur la décomposition de l'acide oxalique à la lumière solaire, il l'attribue non à la radioactivité du sel mais plutôt à sa fluorescence. L'acétate d'uranyle peut décomposer ainsi jusqu'à 15 fois son poids de $(\text{CO}^2\text{H})^2$

Les spectres d'absorption des solutions de ce sel ont été étudié à plusieurs reprises par Jones et Strong(32)

Acétate à $3\text{H}^2\text{O}$; - Cet hydrate a été obtenu en laissant cristalliser une solution d'acétate d'uranyle à une température inférieure à 10° . Seul Wertheim(3) l'a signalé jusqu'ici. Son système de cristallisation a été étudié par Groth et Schabus. Il se présente sous forme d'octaèdres quadratiques. D'après Wertheim, il perd une molécule d'eau à 100° et le reste de son eau en se décomposant vers 275° .

Acétate anhydre; - Ce composé a été obtenu par Zehenter en maintenant l'hydrate à $2\text{H}^2\text{O}$ à 110° pendant 2 heures

(31) Bacon- The Philippine journal of science, 2, 129

(32) Jones et Strong - Phys.Z.X.p.499 - Am.Ch.J.XLIII.p.97

Vanino (33) l'obtient cristallisé en chauffant un mélange de nitrate d'urane cristallisé et d'anhydride acétique en excès, additionné d'un peu d'acide chlorhydrique ou d'acide acétique. Le sel ainsi préparé est formé de beaux cristaux jaunes

Nous venons de voir dans cet exposé bref que l'acétate d'uranyle est assez bien connu, mais nous avons tenu à faire par notre procédé de l'acétate parfaitement pur et reprendre ensuite sur certains points l'étude de ce composé

ACETATES NEUTRES HYDRATES. - Nous avons isolé 2 hydrates de ce sel: le 1er à $2H_2O$; le 2e à $3H_2O$

ACETATE A $2H_2O$. - Pour le préparer, nous délayons dans 600cc à 700cc d'eau 100gr d'acide uranique UO_3H_2O et nous portons au bain-marie. Lorsque la température atteint 80° environ, nous ajoutons ~~alors~~ 50cc d'acide acétique; après dissolution complète de l'oxyde et concentration jusqu'à 200 ou 300cc, nous laissons cristalliser à la température du laboratoire.

ANALYSE. - Nous avons obtenu ainsi un sel jaune verdâtre nettement cristallisé, après essorage convenable à l'air, nous l'avons maintenu jusqu'à poids constant dans un dessiccateur à acide sulfurique pour le sécher complètement tout en notant sa perte de poids. Au bout de 24 heures, il a perdu toute son eau d'interposition qui d'ailleurs existe en très faible proportion pour

(33) Vanino - Chem.Z., XXXV, p. 1005

un produit bien essoré (0,25 à 0,50%). Nous avons alors fait l'analyse du sel; par combustion nous avons dosé le C et l'H et après calcination à l'air nous avons pesé l'uranium à l'état d' U_3O_8

	I ^e combustion	2 ^e combustion	Calculé pour (CH_3CO_2) $_2$ $UO_2 \cdot 2H_2O$
C%	11,08	11,16	11,30
H%	2,44	2,46	2,37
U_3O_8 %	66,16	66,12	66,22

Le sel que nous avons ainsi obtenu répond à la formule de l'hydrate à 2 molécules d'eau: $(CH_3CO_2)_2UO_2 \cdot 2H_2O$

PROPRIETES. - Ce sel est jaune verdâtre fluorescent nettement cristallisé en prismes rhomboïdaux, identique à celui isolé par les divers auteurs. Il est assez soluble, dans l'eau, nous avons trouvé un chiffre voisin de celui signalé par Zehenter; (7gr73 pour 100gr de solution à la température de 17°) un peu moins soluble dans l'alcool méthylique (environ 5%), dans l'alcool éthylique (1 à 2%), peu soluble dans l'acétone (1% environ). Il est complètement insoluble dans l'éther, dans le chloroforme, le sulfure de carbone, la benzine. Il est légèrement soluble dans l'acide acétique cristallisable, aussi lorsqu'on ajoute à une solution aqueuse saturée d'acétate d'uranyle, un grand excès de cet acide, il se dépose lentement en de très jolis cristaux que nous avons essoré rapidement et dans lesquelles nous avons dosé immédiatement l'uranium par calcination, le C & l'H par combustion,

nous avons trouvé les résultats suivants:

	1°/	2°/	Calculé pour (CH ³ CO ²) ₂ UO ₂
C%	11,36		11,30
H%	2,47		2,37
U ₃ O ₈ %	66,06	66,10	66,22

Nous voyons par là qu'en milieu acétique ^{fusionnée} ~~chaud~~, le sel qui cristallise est encore l'hydrate à 2H²O et non pas le sel acide. Dans la préparation, si l'on veut obtenir de jolis cristaux, on a donc intérêt à opérer en milieu fortement acétique.

ETUDE DE LA DESHYDRATATION. - Nous avons cherché à le déshydrater d'abord en le soumettant à l'action du vide sulfurique, puis à l'action de la chaleur. Dans le vide sulfurique, il perd à la longue une partie de son poids d'eau, mais excessivement lentement ainsi qu'il est facile de s'en rendre compte en jetant les yeux sur le tableau suivant

Poids initial	=	1,5056	1,8054
Après 24 heures	=	1,5050	1,8050
Après 3 jours	=	1,5032	1,8040
Après 6 jours	=	1,5013	1,8015
Après 1 mois	=	1,4927 (0,88%)	1,7920 (0,74%)

Soit perte de poids % = 0,80% après un mois de séjour dans le vide sulfurique

A 100° au contraire la perte de poids se fait très rapidement et en 2 heures à cette température, l'hydrate à 2H²O est complètement privé d'eau; cependant si on l'y maintient très longtemps il se décompose très lentement dans la suite

Poids initial	=	4,0870	Poids initial	=	2,5240
Après 2 heures	=	3,7360			2,3095
Après 7 heures	=	3,7320			2,3085
Après 10 heures	=	3,7270			2,3062
Après 16 heures	=	3,7210			2,3020
Après 26 Heures	=	3,7130			2,2990

Après 2 heures de séjour à cette température, on constate que la perte de poids dans les 2 expériences sont les mêmes:
 Perte de poids 0,3510 = 8,51% - Perte de poids 0,2145 = 8,50%
 La perte de poids correspondante à la quantité d'eau contenue dans l'hydrate est de 8,48%. D'autre part, le sel obtenu ainsi est entièrement soluble dans l'eau, de plus nous y avons dosé l'uranium par calcination à l'air:

	1°/	2°/	U^{308} calculé pour $(CH^3CO^2)_2UO^2$
Poids du poids du produit =	0,5442	0,7580	
U^{308} trouvé =	0,3934	0,5488	
$U^{308}\%$	72,30	72,40	72,37

Un séjour plus prolongé à cette température ou à une température plus élevée entraîne la décomposition du sel par perte d'acide acétique et il devient incomplètement soluble dans l'eau. Enfin au rouge il donne par calcination à l'air un oxyde noir verdâtre constitué par l'oxyde de U^{308}

ACTION DE LA CHALEUR & DE LA LUMIERE SUR LES SOLUTIONS DE CE SEL

Les solutions de ce sel dans l'eau ont retenu notre attention et nous avons repris à ce sujet le travail de Zehenter. D'abord les solutions concentrées et à plus forte raison les diluées sont stables à l'obscurité.

A la lumière diffuse et à la lumière ^{solaire} ^{en} il est tout autrement. Nous avons maintenu à la lumière du laboratoire pendant 2 mois une solution concentrée d'acétate d'uranyle, nous avons observé au bout de quelques jours l'apparition d'un faible précipité qui a été en augmentant jusqu'au jour où nous l'avons recueilli.

Ce précipité essoré, séché convenablement à l'air, a été mis dans un dessiccateur à acide sulfurique jusqu'à poids constant (la perte de poids a d'ailleurs été très faible 0,35%). Nous l'avons soumis ensuite à l'analyse, nous avons trouvé:

	1°/	2°/	Calculé pour (CH ³ CO ²) ² ,UO ² ,2H ² O,UO ³ ,2H ² O
C%	6,22	6,32	6,42
H%	1,94	1,93	1,87
U ³ O ₈ %	75,22	75,37	75,41

Le produit qui précipite dans les conditions indiquées plus haut est donc un sel basique auquel nous attribuons la formule suivante (CH³CO²)²UO²,2H²O,UO³,2H²O. Zehenter a représenté ainsi le même composé: (CH³CO²)²UO²,UO²(OH)²,3¹/₂H²O

A la lumière solaire, l'action reductrice est plus profonde. Nous avons exposé à son action plusieurs solutions concentrées et cela dans diverses conditions: 1°) en présence d'un petit excès d'éther; 2°) en l'absence d'éther, mais en contact avec l'air; 3°) à l'abri complet de l'action de l'air avec une solution privée d'air dissout

La réduction la plus rapide et la plus complète se fait en présence d'éther, dans le 2e cas elle est assez lente à se produire, mais dans le 3e elle est très retardée.

Dans tous ces cas, il se forme un précipité violet d'oxyde uranoso-uranique, mais la réaction n'est jamais complète. Nous avons étudié plus spécialement l'action de la lumière solaire sur les solutions concentrées d'acétate d'uranyle à l'air et en son absence. En présence d'air, elles laissent précipiter

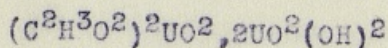
assez rapidement un produit violet qui, lavé à l'eau à la température ordinaire, devient jaune au bout de 2 ou 3 jours et est constitué non pas par le monohydrate uranique UO^3, H^2O , comme le dit Zehenter, mais par le dihydraté. Les dosages d'uranium faits sur ces produits nous ont donné les résultats suivants:

	1°/	2°/	Calculé pour $HO^3, 2H^2O$
Prise d'essai	0,2532	0,3454	
U^3O^8 trouvé	0,2201	0,2999	
$U^3O^8\%$	86,92	87,10	87,18

En l'absence d'air, la décomposition est très retardée la solution se trouble rapidement, mais ne laisse déposer de l'oxyde violet que lentement. D'autre part, la réaction gazeuse ne commence pas immédiatement et ne se fait que d'une façon très lente. Nous avons recueilli ces gaz et ~~ils sont constitués par un mélange d'oxyde carbonique et de méthane ainsi que le montre la combustion faite sur le gaz traité par les divers réactifs (potasse, pyrogallol, chlorure cuivreux chlorhydrique)~~ ^{ils sont constitués par un mélange d'oxyde carbonique et de méthane ainsi que le montre la combustion faite sur le gaz traité par les divers réactifs (potasse, pyrogallol, chlorure cuivreux chlorhydrique)} ~~ils possèdent la composition suivante:~~

Volume du gaz =	0,96	Calculé pour CH^4
Contraction =	1,86	1,92
Volume du CO^2 =	0,98	0,98

A chaud, les solutions aqueuses concentrées s'hydrolysent rapidement. Ainsi au bain-marie, d'après Zehenter, des solutions de concentration supérieure à 10/100 abandonnent un précipité jaune soufre presque insoluble dans l'eau, presque entièrement constitué par un acétate basique de formule:



Nous avons répété cette opération. Des solutions de concentration de 12% en acétate ont été mises au bain-marie et y

ont été maintenues pendant des temps de plus en plus longs

Dans une première expérience, nous l'avons laissée pendant une dizaine de minutes à la température du bain-marie (85°-90°), il s'est formé un précipité assez abondant, qui essoré, séché dans l'air sec a été analysé par calcination directe à l'air, nous avons trouvé:

	1°/	2°/	Calculé pour (CH ³ CO ²) ² UO ² , 2H ² O, UO ³ , 2H ² O
Prise d'essai =	0,5286	0,4650	
U ³ O ⁸ trouvé =	0,4000	0,3518	
U ³ O ⁸ % =	75,67	75,65	75,41

Ce précipité est peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, et est formé presque intégralement par le sel basique précédemment étudié: (CH³CO²)²UO², 2H²O, UO³, 2H²O

Dans une deuxième expérience, nous l'avons maintenue pendant trois quarts d'heure environ à cette même température, le précipité formé soumis aux mêmes manipulations que le précédent nous a donné comme teneur en uranium

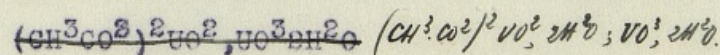
	1°/	2°/
Prise d'essai =	0,7460	0,5250
U ³ O ⁸ trouvé =	0,6024	0,4237
U ³ O ⁸ % =	80,75	80,70

Le sel basique primitif s'est hydrolysé pour donner un composé plus basique, nous avons cherché à séparer une partie insoluble, au moyen de l'eau comme solvant, mais le produit s'est dissous presque intégralement pour laisser un résidu en très faible quantité constitué par de l'UO³, 2H²O. Ceci nous montrent qu'il devait y avoir un acétate plus basique soluble dans une solution aqueuse du premier

Nous avons alors, dans une troisième expérience, pousser la concentration jusqu'à dessiccation, puis nous avons lavé à l'eau froide le résidu pour le priver de produit soluble, ce qui a été assez rapide, car dans ce cas nous avons constaté presque aussitôt l'existence d'un composé à peine soluble dans l'eau. Nous l'avons alors essoré, séché dans l'air sec et analysé par combustion et calcination à l'air:

	1°/	2°/	Calculé pour $(CH^3CO^2)_2UO^2, 2(UO^3H^2O)$
C%	4,76		4,81
H%	1,05		1,00
U ³ O ⁸ %	84,39	84,34	84,56

Le sel basique obtenu en poussant la concentration très loin est bien celui qui a été décrit par Zehenter et qui a pour formule: $(CH^3CO^2)_2UO^2, 2(UO^3H^2O)$, mais il ne se sépare pas d'emblée par hydrolyse d'une solution concentrée d'acétate d'uranyle, il résulte ainsi que nous venons de le prouver d'une décomposition par l'eau d'un sel moins basique de composition:



A l'ébullition, les solutions d'acétate d'uranyle, laissent déposer un produit jaune qui représente le stade ultime de la décomposition par l'eau, il est entièrement constitué par l'hydrate uranique UO^3, H^2O

ACETATE A $3H^2O$. - Une solution concentrée à chaud d'acétate d'uranyle a été mise à cristalliser à une température inférieure à 0°. Le produit provenant de la cristallisation a été essoré séché convenablement à une température très basse environ 4 à 5° et

placé d'une part dans un dessiccateur à acide sulfurique, d'autre part dans un vase taré à la température du laboratoire qui était d'environ 20°. Nous avons alors déterminé sa perte de poids par simple pesée

Dessiccateur à SO_4H_2	Laboratoire	Perte de poids
Poids initial = 2,1766	Poids initial = 1,2096	théorique pour
après 24 heures = 2,6839	après 2 jours = 1,1878	passer du trihydrate
après 48 heures = 2,0885	après 5 jours = 1,1624	au dihydrate.
Perte de poids = 0,0981	après 10 jours = 1,1576	
Soit % = 4,28%	Perte de poids = 0,0520	
	Soit % = 4,30%	4,06%

A une température assez basse, il existe donc un sel plus hydraté déjà signalé par Wertheim, qui répond à celle d'un hydrate neutre à $3\text{H}_2\text{O}$. Cet hydrate perd une molécule d'eau dès la température ordinaire pour donner le sel à $2\text{H}_2\text{O}$, à plus haute température, il se conduit d'une façon identique au sel précédemment étudié.

ACETATE ANHYDRE. Obtenu par deshydratation du sel à $2\text{H}_2\text{O}$ à 100° pendant 2 heures (voir plus haut). Ce sel ~~se~~ reprend ^{son} eau par exposition à l'air à la température ordinaire

ACETATES BASIQUES.

I°/ $(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2\text{UO}_2, 2\text{H}_2\text{O}, \text{UO}_3, 2\text{H}_2\text{O}$. - Nous avons vu plus haut dans quelle condition il prend naissance c'est par ce procédé que nous l'avons obtenu. C'est aussi ce sel basique qui se forme dans le début de l'hydrolyse des solutions concentrées d'acétate d'uranyle à la température du bain-marie. Ce sel basique est stable dans le vide sulfurique. Maintenu 2 heures à 150° il de-

-vient anhydre. A plus haute température il se décompose lentement par perte d'acide acétique. Il est nettement cristallisé en petits cristaux réagissant fortement sur la lumière polarisée. Il est très peu soluble dans l'eau sans dissociation à froid, il s'hydrolyse rapidement à la température de l'ébullition avec formation d'acide acétique d'une part et d'acide uranique $\text{UO}^3, \text{H}^2\text{O}$ d'autre part. Il est insoluble dans l'alcool 2°/ $(\text{CH}^3\text{CO}^2)^2\text{UO}^2, 2(\text{UO}^3, \text{H}^2\text{O})$. - Provient de l'action de l'eau à la température du bain-marie sur des solutions concentrées d'acétate d'uranyle ainsi que nous l'avons vérifié plus haut

Ce sel est jaune foncé à peine soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

De cette étude sur l'acétate il résulte que 1°) notre procédé de préparation nous permet d'obtenir l'acétate à $2\text{H}^2\text{O}$, donnant, ainsi que l'a déjà dit Zehenter, l'acétate anhydre après un séjour de 2 heures à 100° ; 2°) que l'hydrate à $3\text{H}^2\text{O}$ indiqué par Wertheim se produit dans les conditions données par l'auteur; 3°) que dans l'action de la lumière diffuse sur les solutions d'acétate d'uranyle il se forme le composé suivant: $(\text{CH}^3\text{CO}^2)^2\text{UO}^2, \text{UO}^2(\text{OH})^2, 3\text{H}^2\text{O}$ auquel Zehenter avait attribué la formule $(\text{CH}^3\text{CO}^2)^2\text{UO}^2, \text{UO}^2(\text{OH})^2, 3\frac{1}{2}\text{H}^2\text{O}$; 4°) que la lumière solaire ^{fournit} ~~forme~~ un oxyde uranoso-uranique se transformant lentement à l'air en dihydrate uranique contrairement à l'opinion de Zehenter qui considérait ce produit comme un monohydrate; 5°) que dans la concentration à secité au bain marie d'une solution aqueuse d'acétate de concentration supérieure à 10/100 il se produit bien le sel basique $(\text{CH}^3\text{CO}^2)^2\text{UO}^2, 2(\text{UO}^2(\text{OH})^2)$ indiqué par Zehenter.

PROPIONATE D'URANYLE.

Ce sel n'a pas encore été préparé et à part C.Dittrich qui a signalé son existence en solution, aucun autre chimiste ne l'a étudié jusqu'ici

PROPIONATE D'URANYLE HYDRATE. - Nous n'avons pu isolé que le dihydrate de ce sel.

Propionate à $2H_2O$

PREPARATION. Dans une capsule de porcelaine chauffée au bain-marie, nous plaçons 50gr d'oxyde $UO_3 \cdot H_2O$ pur délayé dans 400cc d'eau distillée, lorsque la masse atteint la température de 80° nous ajoutons alors 50cc d'acide propionique pur. Par agitation, la solution de l'oxyde ne tarde pas à être complète et après filtration, la solution est concentrée jusqu'à 150cc environ et abandonnée alors à la cristallisation

Nous avons ainsi obtenu un sel jaune pâle, qui a été essoré et séché convenablement à l'air à la température ordinaire. Pour être en présence d'un composé nettement défini, nous avons placé une petite quantité de ce produit dans un dessiccateur en présence de propionate anhydre dont nous donnerons plus loin le mode de préparation et nous l'y avons maintenu jusqu'à poids constant(34)

(34) Guye et Tsakalotos - Journal de Chimie Physique, an.1909 p.215 - Sur la détermination rigoureuse de l'eau de cristallisation d'un sel.

Nous avons alors déterminé la composition du sel ainsi obtenu; la teneur en C et H nous a été donnée par combustion, celle en U^{3O8} par calcination directe à l'air, nous avons trouvé:

	1°/	2°/	Calculé pour $(C^2H^5.CO^2)_2UO^2, 2H^2O$
C%	15,85	15,76	15,91
H%	3,12	3,14	3,09
U^{3O8} %	62,18	62,08	62,18

Le sel obtenu à la température ordinaire est donc cristallisé avec 2 molécules d'eau et répond à la formule suivante: $(C^2H^5.CO^2)_2UO^2, 2H^2O$

Le produit que nous avons préparé a été repris par l'eau distillée et une solution concentrée à froid a été mise au bain-marie jusqu'à commencement de cristallisation. Ce composé, convenablement séché est de couleur jaune plus foncé, nous l'avons analysé comme précédemment et voici les chiffres obtenus:

	1°/	2°/	Calculé pour $(C^2H^5.CO^2)_2UO^2, 2H^2O$
C%	15,67	15,77	15,91
H%	3,08	3,10	3,09
U^{3O8} %	62,33	62,24	62,18

Ceci montre que le propionate recristallisé d'une solution concentrée par évaporation lente au bain-marie est encore le même sel neutre à 2 molécules d'eau; ceci le différencie nettement du formiate et de l'acétate d'uranyle qui dans les mêmes conditions, laissent déposer tous deux un sel basique

PROPRIETES - Le propionate d'uranyle dihydraté est parfaitement cristallisé, en tables prismatiques réagissant fortement sur la lumière polarisée. Il est assez soluble dans l'eau (1000e de solution saturée à 19° en contiennent 8gr48)

Par cristallisation d'une solution à 0° il se forme encore le même hydrate, mais il paraît exister à température plus basse un sel plus hydraté que nous n'avons pu isoler.

Sa solubilité est très grande dans l'alcool méthylique elle s'élève à 42gr33 pour 100cc de solution, il est peu soluble dans l'alcool éthylique, dans l'acétone, et moins encore dans l'éther anhydre. Il est complètement insoluble dans le tétrachlorure de carbone, le chloroforme, l'éther de pétrole, la benzine, le sulfure de carbone

L'action de l'éther mérite une mention particulière; en effet bien que faiblement soluble dans l'éther anhydre, il donne avec lui une combinaison peu stable à l'air à la température ordinaire. Si l'on ajoute à une telle solution éthérée une trace d'eau (ce qu'on réalise facilement en ajoutant de l'éther aqueux), il se dépose un précipité qui, séparé immédiatement, est entièrement soluble dans l'eau, mais qui, laissé quelques heures au contact de l'éther surnageant, se dissocie et § devient alors complètement insoluble

L'acide propionique dissout faiblement le propionate dihydraté et abandonne par cristallisation le sel anhydre ainsi que nous l'établirons plus loin.

ETUDE DE LA DESHYDRATATION. - Nous avons alors étudié la déshydratation de ce sel à froid dans l'air sec et dans le vide sec, puis à chaud à l'étuve aux températures de 100° et 150°

Dans un dessiccateur à acide sulfurique, la déshydratation est très lente, mais continue jusqu'à perte totale de

toute l'eau de cristallisation. Dans les premiers jours, la perte de poids est très minime pour ainsi dire négligeable, puis elle s'accuse nettement et se fait d'une façon lente avec perte de poids assez constante, les dernières traces d'eau s'éliminant difficilement. Pour s'en rendre compte, il suffit de consulter le tableau ci-dessous:

	1°/	2°/	
Poids initial =	1,1620	2,3180	
Après 24 heures =	1,1610	2,3162	
Après 4 jours =	1,1586	2,3134	
Après 7 jours =	1,1501	2,3059	Perte en eau pour 100
Après 9 jours =	1,1406	2,2866	de l'hydrate à $2H_2O$
Après 14 jours =	1,1182	2,2442	pour passer au sel an-
Après 17 jours =	1,1062	2,2184	-hydre
Après 20 jours =	1,0936	2,1958	
Après 35 jours =	1,0758	2,1602	7,95%
Après 60 jours =	1,0709	2,1406	
Après 95 jours =	1,0690	2,1341	
Après 110 jours =	1,0692	2,1339	
Perte totale de poids =	0,0928	0,1841	
soit =	7,98	7,94%	

Ce procédé très lent déshydrate complètement le sel précédent en donnant un produit jaune très pâle. Sous l'anhydride phosphorique, elle est aussi très lente et conduit au même résultat

Dans le vide sulfurique ou phosphorique, on obtient aussi une déshydratation complète mais beaucoup plus rapide ainsi que le montrent les chiffres suivants:

	1°/	2°/	
Poids initial =	4,8790	2,7375	
Après 24 heures =	4,7650	2,6695	Perte en eau pour 100
Après 3 jours =	4,5538	2,5590	de l'hydrate à $2H_2O$
Après 6 jours =	4,4922	2,5265	pour passer au sel an-
Après 9 jours =	4,4900	2,5215	-hydre
Après 12 jours =	4,4904	2,5215	
Perte totale de poids =	0,3890	0,2160	
soit =	7,97%	7,89%	7,95%

Le séjour dans le vide sec du propionate à $2H^2O$ pendant une dizaine de jours, nous fournit donc ~~de~~ le sel anhydre

Nous avons également étudié l'action de la chaleur sur cet hydrate. A 100° la déshydratation est totale après 2 heures et donne par conséquent le sel anhydre qui sous l'influence d'un séjour plus long ne subit plus alors de variation sensible de poids

Par calcination à l'air, il laisse comme résidu un oxyde noir à reflets verdâtres constitué par l'oxyde U^3O_8

ACTION DE LA CHALEUR & DE LA LUMIERE SUR LES SOLUTIONS DE CE SEL. -

Le propionate d'uranyle en solution aqueuse étendue ou concentrée est très stable à la lumière diffuse et à l'obscurité. A la lumière solaire, en présence de l'air ou en son absence, ce sel se comporte de la même façon. Ses solutions aqueuses laissent déposer un précipité violet d'oxyde uranoso-uranique en même temps qu'il y a libération d'acide propionique, l'acide propionique dans la suite subit une décomposition plus profonde avec production de gaz que nous avons recueilli et qui

sont constitués par un mélange d'anhydride carbonique et d'éthane ainsi que l'établit la combustion effectuée sur le gaz traité comme précédemment.

Volume du gaz	= 1,01	Théorique C_2H_6
Combustion	= 2,42	2,52
Volume du CO_2	= 2,05	2,02

En solution concentrée, l'action réductrice peut être totale, ce qui ne se produit jamais avec l'acétate. En présence d'un petit excès d'éther, elle s'accélère et est entière même dans les solutions diluées

En solution dans l'alcool méthylique, il se conduit à la lumière solaire d'une façon identique au formiate, ici encore il y a formation d'un dépôt violet d'oxyde uranoso-uranique transformable par action de l'air en dihydrate uranique $\text{UO}^3, 2\text{H}^2\text{O}$ et par action de l'eau à l'ébullition en monohydrate $\text{UO}^3\text{H}^2\text{O}$

Nous avons vu que dans les solutions aqueuses de propionate chaudes, le sel est assez stable pour se déposer à l'état primitif; mais si l'on maintient longtemps au bain-marie des solutions de ce sel en renouvelant de temps en temps l'eau qui s'évapore, le sel s'hydrolyse peu à peu et il se dépose un produit blanc jaunâtre. Ce précipité lavé à froid pour le priver de matière soluble, essoré et séché dans l'air sec a été soumis à l'analyse. Nous avons répété plusieurs fois cette expérience et nous avons trouvé dans les différents cas les chiffres suivants:

	1°/	2°/	3°/	Calculé pour $\text{UO}^3, 2\text{H}^2\text{O}$	Calculé pour $\text{UO}^3, \text{H}^2\text{O}$
Prise d'essai	0,2240	0,7500	0,4670		
U^3O_8 trouvé	0,1953	0,6300	0,4150		
$\text{U}^3\text{O}_8\%$ = soit	87,18	88	88,87	87,18	92,34

Le produit qui se dépose est donc constitué par du $\text{UO}^3, 2\text{H}^2\text{O}$ soit par un mélange de dihydrate et de monohydrate, *(est en faible quantité; celui-ci provenant de la décomposition du dihydrate)* dans lequel le monohydrate à la température à laquelle on observe, existe en plus forte proportion quand le séjour au bain-marie a été plus long.

Si on fait cette expérience à la température de l'ébullition, le produit final est constitué par du monohydrate $\text{UO}^3, \text{H}^2\text{O}$ ainsi qu'en font foi nos dosages:

	1°/	2°/	Calculé pour $\text{UO}_3, \text{H}_2\text{O}$
Prise d'essai =	0,3955	0,2703	
U_3O_8 trouvé =	0,3645	0,2486	
$\text{U}_3\text{O}_8\%$ =	92,16	91,97	92,34

PROPIONATE ANHYDRE. - PREPARATION. 1°/ On l'obtient parfaitement cristallisé en déshydratant le dihydrate par dissolution à chaud dans l'acide propionique anhydre. Le sel ainsi préparé, séché en lieu frais et sec, présente la composition suivante:

	1°/	2°/	Calculé pour $(\text{C}_2\text{H}_3\text{CO}_2)_2\text{UO}_2$
C%	17,34	17,24	17,28
H%	2,47	2,44	2,40
$\text{U}_3\text{O}_8\%$	66,97	67,28	67,50

Cette méthode constitue plutôt un mode de formation par suite de la faible solubilité du sel dans l'acide

2°/ Pour le préparer, le mieux est de déshydrater le même dihydrate en maintenant celui-ci soit dans le vide sec pendant une dizaine de jours soit à 100° pendant 2 heures

PROPRIETES. - Il se conserve bien à l'air. Il est stable à 100° mais déjà à 150° il commence à se décomposer très lentement par perte d'acide

Il se dissout à chaud dans l'acide propionique pur qui l'abandonne par refroidissement sans fixation d'acide, même dans un milieu parfaitement anhydre

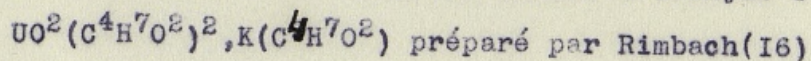
Il a les mêmes solvants que le propionate hydraté, exception faite toute fois pour l'éthanol anhydre. Agité avec ce liquide il forme avec lui une combinaison peu stable sans s'y dissoudre si nous y ajoutons une trace d'eau, nous remarquons d'abord une dissolution rapide suivie aussitôt d'une précipitation d'un

produit blanc jaunâtre entièrement soluble dans l'eau. C'est déjà une observation de ce genre que nous avons faite à propos du propionate hydraté

En résumé, nous avons réussi à préparer pour la première fois le propionate dihydraté et le sel anhydre correspondant. Contrairement à ce que nous avons remarqué pour le formiate et l'acétate, c'est un sel résistant assez ^{bien} à l'hydrolyse

BUTYRATE D'URANYLE NORMAL.

Le butyrate d'uranyle n'a pas encore été signalé, on connaît seulement un butyrate double d'uranyle et de potasse:



BUTYRATE D'URANYLE HYDRATE.

BUTYRATE DIHYDRATE. - PREPARATION. Ce composé se prépare en délayant à la température du bain-marie 20gr de $\text{UO}_3\text{H}_2\text{O}$ dans 100cc d'eau distillée, et en ajoutant ensuite 20cc d'acide butyrique pur. Après dissolution totale on filtre, on concentre de manière à réduire le volume à 50cc environ et on abandonne à la cristallisation à la température ordinaire.

Nous avons ainsi obtenu après séchage convenable à l'air un sel jaune, très nettement cristallisé en prismes. Pour établir sa formule de constitution, nous avons maintenu, jusqu'à poids constant deux échantillons différents de ce sel dans un dessiccateur en présence d'un excès de sel anhydre suivant la technique de Guye et Tsakalotos(34). Nous les avons alors soumis à l'analyse en suivant les mêmes procédés (dosage du C et de l'H par combustion, de l'U à l'état de U_3O_8 par calcination à l'air) nous avons trouvé:

	1 ^{re} combustion	2 ^e combustion	Calculé pour $(\text{C}^3\text{H}^7\text{CO}_2)_2\text{UO}_2, 2\text{H}_2\text{O}$
C%	19,70	19,77	19,97
H%	3,79	3,80	3,74
$\text{U}_3\text{O}_8\%$	58,51	58,43	58,51

Le sel cristallisant à la température ordinaire répond donc à la formule suivante $(\text{C}^3\text{H}^7\text{CO}_2)_2\text{UO}_2, 2\text{H}_2\text{O}$

PROPRIETES. - Le dihydrate se présente sous formes de beaux cristaux jaunes. Il est assez soluble dans l'eau, 100cc de solution ^{saturée} à la température de 17° en dissolvent 10gr53. Une solution saturée à chaud, abandonnée en refroidissement à la température de 0° laisse cristalliser un sel plus hydraté probablement à 3 molécules d'eau perdant rapidement une partie de cette eau à la température ordinaire pour fournir le sel dihydraté. Il se dissout dans de très grandes proportions dans l'alcool méthylique, moins dans l'alcool éthylique et encore moins dans l'acétone. Dans le chloroforme sa solubilité est très faible, enfin elle est nulle dans le tétrachlorure de carbone, le sulfure de carbone ~~et~~, la benzine et l'éther de pétrole. L'acide butyrique pur le dissout facilement à froid, beaucoup à chaud et donne alors un sel acide que nous étudierons plus loin.

Les solutions aqueuses concentrées de butyrate agitées avec de l'éther, cèdent à ce dissolvant une partie de leur butyrate et il s'établit un coefficient de partage.

L'éther anhydre le dissout assez abondamment (environ une partie dans 10 parties d'éther) et forme avec lui une combinaison assez stable, parfaitement cristallisée, dans laquelle une molécule de butyrate dihydraté fixe sensiblement une demi-molécule d'éther. L'éther aqueux le dissout aussi mais cette solution se trouble instantanément et abandonne alors un précipité blanc jaunâtre, qui, séparé immédiatement est entiè-

-rement soluble dans l'eau. Si au contraire le précipité précédemment obtenu, est maintenu quelques heures au contact de l'éther, il devient alors complètement insoluble dans l'eau. Nous avons recueilli ce résidu et les analyses ci-dessous montrent qu'il est constitué par du dihydrate uranique

	1°/	2°/	Calculé pour $UO_2 \cdot 2H_2O$
Prise d'essai	0,3550	0,2150	
UO_2 trouvé	0,3080	0,1868	
UO_2 %	86,76	86,89	87,18

Si l'on ajoute goutte à goutte à une solution de ce sel dans l'éther anhydre une quantité d'eau inférieure à celle que peut dissoudre l'éther, dans ces conditions, le sel semble s'empêcher de l'eau et vient se fixer sur les parois du flacon en même temps qu'il y a dissociation rapide du sel en acide d'une part et oxyde dihydraté d'autre part nous avons :

	1°/	2°/	Calculé pour $UO_2 \cdot 2H_2O$
Prise d'essai	0,3694	0,2570	
UO_2 trouvé	0,3199	0,2233	
UO_2 %	86,60	86,90	87,18

ETUDE DE LA DESHYDRATATION. Nous avons ensuite étudié la façon de se comporter de ce sel vis-à-vis des déshydratants, d'abord dans l'air sec, et dans le vide sec, puis à l'étuve à 100° et 150°

Dans un dessiccateur à acide sulfurique, il suffit de 48 heures pour le transformer en sel anhydre ainsi qu'il est facile d'en juger

Poids initial	± 1,4874	2,5976	
Après 24 heures	± 1,3759	2,4020	
Après 48 heures	± 1,3751	2,4010	Teneur en H_2O
Après 144 heures	± 1,3752	2,4012	de l'hydrate à
Perte de poids	± 0,1123	0,1966	$2H_2O$
Soit pour 100	7,55	7,56	7,49

Dans le vide sulfurique, la perte de poids est la même Elle est totale en 24 heures.

A 100° le butyrate à $2H_2O$ fond dans son eau de cristallisation, qu'il perd ensuite complètement sans décomposition appréciable ainsi que permet d'en juger le tableau ci-dessous qui nous montre comparativement que dans les mêmes espaces de temps l'action de cette température sur le sel anhydre formé dans cette opération et sur un sel anhydre préalablement obtenu est absolument semblable .

	Sel à $2H_2O$	Sel anhydre
Poids initial =	1,3605	2,4012
Après 2 heures =	1,2570	2,4002
Après 6 heures =	1,2555	2,3991
Après 12 heures =	1,2550	2,3972
Après 19 heures =	1,2538	2,3960
Après 24 heures =	1,2523	2,3947

Après 2 heures de séjour la perte de poids de l'hydrate est de 0,1035 ce qui donne pour 100 7,60 alors que théoriquement la perte de poids en H_2O correspondant à la formation du sel anhydre est de 7,49%. Dans la suite on voit nettement qu'il y a une décomposition du sel anhydre obtenu par perte d'acide; de plus celui-ci prend une couleur jaune un peu plus foncée

ACTION DE LA CHALEUR & DE LA LUMIERE SUR LES SOLUTIONS DE BUTYRATE D'URANYLE. - Les solutions ^{aqueuses} de butyrate sont très stables à l'obscurité ainsi qu'à la lumière diffuse, mais il n'en est pas de même à la lumière solaire. En présence d'air ou en son absence il y a d'abord scission en acide butyrique et oxyde violet

Nous avons exposé à la lumière solaire dans un tube à essai de 18cm de haut sur 2cm de diamètre, une solution à saturation de butyrate en cherchant à recueillir les produits de la décomposition; elle se trouble très rapidement et laisse déposer dans la première journée un abondant précipité d'oxyde violet, la liqueur restant étant peu colorée. Dans cette première partie de la réaction il n'y a pas formation de gaz en quantité appréciable, ce n'est que le lendemain que la réaction gazeuse commence lentement pour augmenter dans la suite d'une façon continue et assez rapide. Au bout de 2 mois le précipité est toujours violet, lavé à l'eau froide il donne un composé jaune constitué par du dihydrate uranique. Les gaz recueillis ~~présentent la composition suivante~~ *sont constitués par un mélange d'anhydride carbonique et de divers carbures d'hydrogène saturés.*

Les solutions aqueuses diluées ou concentrées de butyrate s'hydrolysent rapidement à chaud avec formation de précipités jaunes. L'hydrolyse est d'autant plus rapide que la solution est plus concentrée. Les produits provenant de cette dissociation par l'eau sont d'une part de l'acide butyrique, d'autre part soit de l'oxyde dihydraté d'uranyle, soit un mélange de dihydrate et de monohydrate dans la plupart des cas; tout dépend uniquement de la durée de l'expérience, C'est ainsi que

des solutions à 10% de butyrate chauffées au bain-marie ont donné naissance à des précipités jaunes qui séparés par décantation de la solution mère, lavés à l'alcool pour les priver de sel soluble, séchés convenablement ont fournis après calcination à l'air les teneurs suivantes en U^{308}

	Après 10' de chauffage	Après 1/2 heure	Après 1 1/4	Théorique pour $(UO_2, 2H_2O)$	Théorique pour UO_2, H_2O
Poids initial	0,1815	0,3620	0,4560		
U^{308} trouvé	0,1583	0,3186	0,4136		
$U^{308}\%$	87,20	88,01	90,71	87,18	92,34

Nous n'avons donc pu caractériser la présence de composé basique intermédiaire dans cette action hydrolysante à chaud

BUTYRATE ANHYDRE. - Pour l'obtenir, on peut avoir recours aux 2 procédés indiqués plus haut:

1°/ Dessécher pendant 48 heures dans le vide le sel déshydraté

2°/ Priver de son eau de cristallisation le sel dihydraté en le maintenant pendant 2 heures à l'étuve à 100°

Ce sel est blanc jaunâtre, stable dans le vide sulfurique et n'est nullement hygroscopique. A 100° il n'est pas sensiblement décomposé; mais à 150° la décomposition par perte d'acide s'accroît quoiqu'étant très lente encore ainsi que permet de s'en rendre compte les chiffres ci-dessous:

	1°/	2°/
Poids initial	= 1,2523	2,3947
Après 2 heures	= 1,2504	2,3908
Après 6 heures	= 1,2482	2,3862
Après 14 heures	= 1,2453	2,3802
Après 22 heures	= 1,2415	2,3724

Le sel possède alors une couleur jaune rougeâtre. Il a les mêmes propriétés que le sel hydraté, mais il est insoluble dans

L'éther anhydre avec lequel il donne une combinaison peu stable à l'air qui a la température ordinaire retient une molécule et demie d'éther ^{sel anhydre} pour une de dihydrate. Avec l'éther aqueux, il se conduit d'une façon identique à celle décrite à propos du propionate anhydre

BUTYRATE ACIDE. - Le butyrate à $2H^2O$ se dissout facilement dans l'acide butyrique pur en formant un sel acide. Pour obtenir ce dernier composé nous avons mis en solution 5gr de butyrate dans 10 à 12cc d'acide butyrique à la température de l'ébullition, puis nous avons abandonné à la cristallisation à basse température. Après essorage aussi rapide que possible et dessiccation complète sur papier filtre à température peu élevée, nous avons déterminé sa formule de constitution à la façon habituelle:

	1°/	2°/	Calculé Pour $(C^3H^7CO^2)^2UO^2, C^3H^7CO^2H$
C%	27,25	26,70	27,04
H%	4,23	4,19	4,13
U ³⁰⁸ %	52,58	52,79	52,80

Le sel acide obtenu répond à la formule: $(C^3H^7CO^2)^2UO^2, C^3H^7CO^2H$. Il est assez stable à la température ordinaire en flacon fermé, mais abandonné à lui-même ^{à l'air} pendant une dizaine de jours, il perd de l'acide butyrique en laissant finalement le sel neutre anhydre comme le montrent les 2 dosages d'uranium suivants:

	1°/	2°/	Calculé pour $(C^3H^7CO^2)^2UO^2$
Poids initial =	0,4264	0,3549	
U ³⁰⁸ trouvé =	0,2686	0,2233	
U ³⁰⁸ % =	63,00	62,93	63,25

Ce sel est nettement cristallisé, soluble dans les mêmes dissolvants que le butyrate anhydre. Il est insoluble dans l'éther anhydre qui le dissocie en acide butyrique d'une part et buty-

-rate anhydre d'autre part; enfin il se dissout dans l'éther aqueux avec formation d'une solution assez stable.

En résumé, il se forme par cristallisation à la température ordinaire d'une solution concentrée à chaud d'oxyde d'uranyle monohydraté dans l'acide butyrique dilué un butyrate neutre dihydraté répondant à la formule: $(C^3H^7CO^2)^2UO^2, 2H^2O$

Par dessiccation dans le vide pendant 48 heures ou à 100° pendant 2 heures il donne naissance au sel anhydre

Le butyrate d'uranyle est soluble dans l'acide butyrique pur avec formation d'un sel acide: $(C^3H^7CO^2)^2UO^2, C^3H^7CO^2H$

Ses solutions aqueuses sont stables à l'obscurité, mais se décomposent rapidement à la lumière solaire; à chaud, elles s'hydrolysent très rapidement en donnant naissance à un précipité d'oxyde d'uranyle hydraté sans que nous ayons pu isoler ce composé basique intermédiaire.

ISOBUTYRATE D'URANYLE.

Ce sel n'a pas encore été préparé, nulle part dans notre bibliographie nous n'avons trouvé de publications à son sujet

ISOBUTYRATE D'URANYLE HYDRATE. -

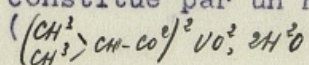
ISOBUTYRATE DIHYDRATE. - PREPARATION. - Dans une capsule placée au bain-marie nous pesons 20gr d'oxyde monohydraté $UO_3 \cdot H_2O$, nous délayons dans 300cc d'eau, puis lorsque la masse atteint une température d'environ $80^\circ-90^\circ$ nous ajoutons alors 20gr d'acide isobutyrique pur. Nous agitons jusqu'à dissolution totale de l'oxyde et le liquide filtré est concentré jusqu'à 200cc environ et abandonné à la cristallisation.

L'isobutyrate ^{se} dépose en beaux cristaux jaunes verdâtres

Le produit essoré, séché convenablement à l'air et débarrassé de son eau d'interposition par le procédé de Guye et Tsakalotos a été analysé par les moyens habituels:

	1°/	2°/	Calculé pour $\left(\frac{CH_3}{CH}\right)_2 CH-CO^2 UO_3 \cdot 2H_2O$
C%	19,64	19,69	19,97
H%	3,78	3,82	3,74
UO_3 %	58,71	58,62	58,51

Le sel cristallisant à la température ordinaire est donc constitué par un hydrate à 2 molécules d'eau de formule:



PROPRIETES. L'isobutyrate dihydraté est moins soluble dans l'eau que le butyrate normal, 100cc de solution aqueuse saturée à 20° contiennent 4gr25 d'isobutyrate à $2H_2O$. Il se dissout dans de grandes proportions dans l'alcool méthylique, moins dans l'

alcool éthylique et encore moins dans l'acétone, toutes ces solubilités étant plus faibles pour l'isobutyrate que pour le butyrate normal; il est insoluble par contre dans le chloroforme, la benzine, le tétrachlorure de carbone, le sulfure de carbone, L'acide isobutyrique le dissout facilement et donne avec lui un sel acide que nous étudierons plus loin.

Une solution aqueuse saturée, agitée en présence d'éther, cède à ce dissolvant une partie de son isobutyrate. L'isobutyrate à $2H^2O$ est peu soluble dans l'éther anhydre et donne avec lui une combinaison étherée assez stable. Il se dissout aussi dans l'éther aqueux, mais dans ce cas, cette dissolution est suivie presque immédiatement d'une précipitation d'un produit blanc jaunâtre soluble dans l'eau, mais qui maintenu un certain temps en présence de l'éther surnageant y devient complètement insoluble en donnant finalement l'oxyde $UO^3_2H^2O$. Nous avons déjà observé ce fait dans l'étude du propionate et du butyrate normal.

Nous avons cherché à caractériser l'existence d'un hydrate inférieur, mais ici, tout en opérant dans des conditions identiques à celles que nous avons décrites à propos du butyrate, nous n'avons pu isoler d'autre hydrate que celui déjà connu.

ETUDE DE LA DESHYDRATATION. - Nous avons cherché à le déshydrater d'abord dans l'air et le vide sec, puis par action de la chaleur à 100°

Dans un dessiccateur à acide sulfurique on parvient à le priver complètement d'eau. Cette déshydratation est assez lente ainsi que le montre le résultat de nos observations consignées dans le tableau ci-dessous:

		1°/	2°/
Poids initial	=	1,1500	1,6250
Après 24 heures	=	1,1490	1,6220
Après 48 heures	=	1,1382	1,6030
Après 6 jours	=	1,0910	1,5410
Après 8 jours	=	1,0780	1,5270
Après 10 jours	=	1,0730	1,5196
Après 13 jours	=	1,0690	1,5136
Après 15 jours	=	1,0680	1,5099
Après 25 jours	=	1,0635	1,5030
Après 30 jours	=	1,0635	1,5031
Perte de poids	=	0,0865	0,1219
soit %	=	7,52	7,50

Dans le vide sulfurique, la déshydratation est plus rapide et devient complète au bout d'une dizaine de jours, les chiffres suivants nous indiquent dans quelles conditions elle s'opère:

		1°/	2°/
Poids initial	=	1,3964	1,2070
Après 24 heures	=	1,3720	
Après 3 jours	=	1,3142	
Après 7 jours	=	1,2942	
Après 9 jours	=	1,2923	1,1164
Après 12 jours	=	1,2924	1,1164
Perte de poids	=	0,1040	0,0906
soit %	=	7,45	7,51

La perte en H²O ^{du sel dihydraté} pour passer au sel anhydre est théoriquement de 7,49%, nous obtenons donc ainsi le sel anhydre.

Nous avons étudié comme dans le cas du butyrate, l'action de la chaleur à 100° sur le sel dihydraté comparativement au sel anhydre

	Sel à $2H_2O$	Sel anhydre
Poids initial =	1,4268	1,2924
Après 2 heures =	1,3194	1,2921
Après 6 heures =	1,3188	1,2914
Après 15 heures =	1,3169	1,2902
Après 30 heures =	1,3150	1,2888

La perte de poids du sel à $2H_2O$ après 2 heures de séjour à 100° est de 0,1074, ce qui représente 7,53% de perte. De l'ensemble de ces résultats on peut conclure qu'il est possible d'obtenir le sel anhydre, celui-ci étant stable dans les conditions de l'expérience. De plus le produit que nous avons obtenu est entièrement soluble dans l'eau, et le pourcentage d'oxyde U^{3O_8} qu'il donne par calcination à l'air, nous permet d'affirmer que nous avons préparé ainsi le sel anhydre.

	1°/	2°/	Calculé pour $(\frac{CH_3}{CH_3} > CH-CO)^2 UO^2$
Prise d'essai =	0,2525	0,3275	
U^{3O_8} trouvé =	0,1596	0,2074	
$U^{3O_8}\%$ =	63,22	63,32	63,25

Par calcination au rouge à l'air, il donne comme résidu un oxyde noir à reflets verdâtres constitué par l'oxyde U^{3O_8} .

ACTION DE LA LUMIERE & DE LA CHALEUR SUR LES SOLUTIONS D'ISOBUTYRATE. -

Les solutions aqueuses saturées ou diluées sont très stables à l'obscurité et à la lumière diffuse, mais très instables à la lumière solaire. Une solution saturée d'isobutyrate soit à l'air soit à l'abri de l'air, se scinde d'abord en acide butyrique et oxyde violet uranoso-uranique pendant que la liqueur se décolore complètement. Dans la suite, la décomposition est plus rapide que celle du butyrate normal; en se plaçant dans des conditions identiques, on constate que la production gazeuse apparaît dès la première journée pour

augmenter rapidement. Au bout de 2 mois le précipité violet obtenu lavé à l'eau froide fournit un composé jaune constitué par l'oxyde $UO^3, 2H^2O$. Les gaz recueillis ~~présentent la composition suivante:~~ *sont constitués par un mélange d'anhydride carbonique et de divers carbures et hydrogène saturés.*

Les solutions aqueuses sont facilement hydrolysées à chaud. Une solution saturée à froid chauffée au bain-marie se concentre sans altération visible jusqu'à une diminution de volume correspondant à la moitié du volume primitif, puis la dissociation se fait très rapidement avec départ d'acide ^{iso}butyrique et formation d'un précipité jaune très bien cristallisé. Ce précipité recueilli, lavé à l'alcool et séché à été analysé:

	1°/	2°/	Calculé pour $UO^3, 2H^2O$
Prise d'essai =	0,2427	0,1770	
U^3O_8 trouvé =	0,2121	0,1542	
$U^3O_8\%$ =	87,39	87,12	87,18

Ici par suite de la dissociation rapide du sel nous voyons que le résultat de l'hydrolyse est constitué par de l'oxyde hydraté d'uranyle à l'état de dihydrate presque pur, sans que nous ayons pu caractériser la présence d'un sel basique

ISOBUTYRATE ANHYDRE. - PREPARATION. - On peut avoir recours à 2 procédés:

1°/ Dessiccation dans le vide de l'hydrate à $2H^2O$ pendant 10 jours.

2°/ Déshydratation de l'hydrate à $2H^2O$ à 100° pendant 2 heures. L'isobutyrate anhydre est jaune pâle, il est stable dans le vide sulfurique. A 100° il ne se décompose pas sensiblement.

A 150° il ne subit qu'une très faible décomposition par perte d'acide même après un séjour prolongé, comme le montrent les chiffres suivant

	1°/	2°/
Poids initial =	0,7580	1,2888
Après 4 heures =	0,7570	1,2872
Après 10 heures =	0,7562	1,2864

Ce sel présente les mêmes propriétés que le sel dihydrate
 Il n'est pas hygroscopique à l'air. Il ne se différencie que par son insolubilité dans l'éther anhydre avec lequel il fournit une combinaison peu stable à l'air. En présence d'éther aqueux il se conduit comme le butyrate anhydre

ISOBUTYRATE ACIDE. - PREPARATION. - L'acide isobutyrique dissout abondamment le sel neutre pour donner un sel acide. Nous avons dissous à chaud 3gr de sel neutre dans 6 ou 8cc d'acide isobutyrique. Après dissolution complète nous avons abandonné à la cristallisation en un endroit frais. Le produit obtenu a été essoré et privé aussi bien que possible de l'acide qui le souillait à basse température, puis a été analysé par combustion:

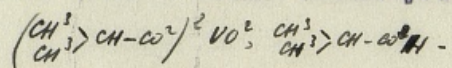
	1°/	2°/	Calculé pour $(\frac{CH_3}{CH_3})CH-CO^2VO^2$, $\frac{CH_3}{CH_3}CH-CO^2H$
C%	26,62	26,72	27,04
H%	4,21	4,23	4,13
U ³ O ₈ %	52,67	52,59	52,80

Le produit analysé répond à la formule suivante d'un sel acide
 $(\frac{CH_3}{CH_3})CH-CO^2VO^2$, $\frac{CH_3}{CH_3}CH-CO^2H$

Ce sel acide perd assez rapidement son acide²butyrique à l'air. Il se conduit vis à vis de l'éther comme le butyrate acide.

En résumé l'acide isobutyrique dilué dissout le monohydrate uranique pour abandonner par cristallisation d'une solution concentrée à chaud un hydrate à 2H²O perdant assez len-

-tement son eau de cristallisation dans le vide, rapidement à chaud pour former le sel anhydre. Cet hydrate dissout lui-même dans l'acide isobutyrique donne naissance au sel acide:



Si nous comparons les 2 sels isomères, nous remarquons qu'ils se ressemblent dans toutes leurs propriétés. Cependant, l'eau est fixée plus énergiquement dans la molécule de l'isobutyrate que dans celle du butyrate normal, et la solubilité de l'isobutyrate dans les divers dissolvants est beaucoup moins grande que celle du butyrate

64

VALERIANATE D'URANYLE.

Nous n'avons trouvé nulle part d'indication bibliographique sur ce composé

VALERIANATE D'URANYLE DIHYDRATE. - Ne disposant que d'une très faible quantité d'acide valérianique normal, nous n'avons pu étudier ce sel aussi complètement que nous l'aurions désiré.

PREPARATION. - Pour le préparer, nous avons mis en présence dans un flacon d'un litre 5gr d'oxyde monohydraté pur et 6 gr d'acide valérianique dans 900cc d'eau distillée. Après une agitation mécanique de quelques jours à la température ordinaire, la solution était totale.

La concentration a été effectuée dans le vide sulfurique. Le produit qui se dépose est blanc jaunâtre à faible odeur d'acide valérianique. Ce sel séché convenablement à l'air a été analysé par combustion et calcination directe à l'air

	1°/	2°/	Calculé pour (C ⁴ H ⁹ CO ²) ₂ UO ² .2H ² O
C%	23,55		25,59
H%	4,41		4,32
U ³ O ⁸ %	55,18	55,09	55,29

Le valérianate normal répond donc à la formule d'un sel neutre dihydraté: (C⁴H⁹CO²)₂.UO².2H²O

PROPRIETES. - Il est blanc jaunâtre, en petites lamelles cristallines. Il est peu soluble dans l'eau; sa solubilité dans les différents dissolvants est du même ordre que celle de l'isovalérianate. Il donne aussi avec l'éther anhydre une solution en formant une combinaison que nous n'avons pas étudiée. L'acide valérianique

le dissout facilement

Dans un dessiccateur à acide sulfurique, il abandonne en 24 heures de 7,15 à 7,20 % de son poids, c'est-à-dire ses deux molécules d'eau (la teneur théorique en eau du dihydrate étant de 7,08 %). Le sel anhydre ainsi obtenu est stable dans le vide sulfurique

A l'étuve à 100° il perd en 2 heures 7,20 % de son poids en donnant le sel anhydre qui se ne décompose pas sensiblement à cette température.

Ses solutions aqueuses sont facilement hydrolysables à chaud et laissent précipiter un produit jaune constitué par de l'oxyde d'uranyle hydraté.

A la lumière solaire, elles se décomposent facilement en donnant naissance à un oxyde violet uranoso-uranique, qui se dépose et à un dégagement gazeux constitué par un mélange d'anhydride carbonique et de carbures d'hydrogène saturés

VALERIANATE ANHYDRE. - On l'obtient facilement par deshydratation du dihydrate dans l'air sec pendant 24 heures ou à 100° pendant 2 heures

Il présente les mêmes propriétés que son hydrate; il ne se différencie que par son insolubilité dans l'éther anhydre.

En résumé, nous avons isolé le valérianate normal dihydrate de formule: $(C^4H^9CO^2)^2UO^2.2H^2O$ se déshydratant facilement pour donner le sel anhydre. Cette courte étude nous montre aussi la similitude des propriétés du valérianate et de l'isovalérianate.

ISOVALERIANATE D'URANYLE

^{iso}Le valérianate a été signalé par ^{Bergélius}~~Beselius~~ comme un sel gommeux, jaune fort soluble, dans l'eau, l'alcool et l'éther. Depuis cette époque Rimbach(16) a obtenu par double décomposition le valérianate double d'uranyle et de potassium auquel il a donné la formule: $UO_2(C^5H_9O_2)_2 \cdot K(C^5H_9O_2) \cdot 2H_2O$. A part l'existence de ce composé double la bibliographie est complètement muette sur l'histoire de l'isovalérianate d'uranyle

Dans nos premiers essais, nous avons observé des variations dans la composition des cristaux qui se déposent, lorsque sans précaution spéciale, on fait agir l'acide isovalérique dilué sur l'hydrate uranique dans une capsule chauffée au bain-marie. Des analyses faites sur des produits différents ont en effet donné à la calcination des proportions d'oxydes suivantes:

	1°/	2°/	3°/	Calculé pour $(C^4H_9CO_2)_2UO_2 \cdot 2H_2O$	Calculé pour $(C^4H_9CO_2)_2UO_2$
$U^{308}\%$	55,77	56,21	58,93	55,29	59,50

Nous avons pensé que ces divergences étaient dues à la cristallisation d'hydrates différents dans le cours du refroidissement. Pour nous en rendre compte, nous avons précisé nos conditions expérimentales et nous avons tour à tour étudié:

1°/ Les cristaux qui se font lorsqu'on laisse évaporer la solution à la température ordinaire.

2°/ ceux qui se déposent dans le cours de la concentration au bain-marie

67

C'est ainsi que nous avons constaté que dans le premier cas, il se forme uniquement l'isovalérianate bihydraté alors que dans le second c'est le sel anhydre qui se dépose. Nous avons d'ailleurs été conduit à la même constatation dans un essai d'^{la} un autre ordre consistant dans l'examen de l'action exercée par l'éther anhydre sur les premiers produits étudiés et désignés plus haut sous les N°1,2,3. Le premier se dissolvait à peu près complètement dans l'éther, le second laissait un résidu notable et le troisième était presque complètement insoluble. En rapprochant ces faits de l'action exercée par l'éther sur les sels précédemment étudiés, nous avons été conduit à supposer que le produit soluble devait être le sel dihydraté et l'insoluble le sel anhydre.

ISOVALERIANATE HYDRATE.-

ISOVALERIANATE DIHYDRATE. - PREPARATION. - Nous pesons 20gr de monohydrate uranique UO_3H_2O , nous ajoutons dans une capsule 25cc d'acide isovalérianique et nous chauffons légèrement au bec Bunsen. La combinaison de l'acide avec l'oxyde se fait rapidement et le tout se prend en masse. Nous divisons grossièrement le produit obtenu, nous ajoutons 800cc d'eau distillée et nous continuons l'opération au bain-marie. Le valérianate formé se mouille difficilement par suite de l'excès d'acide valérianique, puis se dissout entièrement au fur et à mesure que la température s'élève. Après dissolution complète et filtration de la solution nous concentrons au bain-marie jusqu'à apparition de petites lamelles à la partie supérieure du li-

-quide, ce qui correspond environ dans le cas actuel à un volume de 500cc. Nous refroidissons alors rapidement la masse pour que la cristallisation s'effectue à la température ordinaire, de plus nous maintenons le produit de cristallisation en présence de la solution saturée pendant 2 ou 3 jours; dans ces conditions la petite quantité de sel anhydre, qui a pu se former, passe à l'état de sel hydraté, car le sel anhydre n'est pas en équilibre vis à vis de la solution saturée de sel hydraté

II°/ Nous opérons la concentration de la solution primitive dans le vide sulfurique

Nous obtenons ainsi après séchage convenable à l'air un produit blanc jaunâtre, se présentant en lamelles nacrées, grasses au toucher, Après l'avoir maintenu dans le vide en présence de sel anhydre jusqu'à poids constant selon le procédé de Guye et Tsakalotos, sa composition a été établie par les résultats analytiques suivants:

	1 ^{er} procédé	2 ^e procédé	Calculé pour (C ⁴ H ⁹ CO ²) ₂ UO ² ·2H ² O
C%	23,37	23,40	23,59
H%	4,39	4,42	4,32
U ³ O ₈ %	55,25	55,21	55,29

Nous obtenons donc ainsi du sel rigoureusement à 2H²O
 $\left(\begin{smallmatrix} \text{CH}_3 \\ \text{CH} \end{smallmatrix}\right) \text{CH}-\text{CH}=\text{CO}^2 \cdot \text{UO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}.$

PROPRIETES. - L'isovalériante à 2H²O se présente sous forme de lamelles blanc jaunâtres, grasses au toucher, à odeur faible d'acide valérianique lorsqu'il est bien sec, se mouillant difficilement par l'eau et tournoyant rapidement à sa surface avant de se dissoudre. 100cc de solution aqueuse sa-

89

-turée à la température de 14° en contiennent 3gr72. Il se dissout facilement dans l'alcool méthylique, moins dans l'alcool éthylique, et l'alcool ^mnylique, peu dans l'acétone. Il est complètement insoluble dans le chloroforme, dans l'éther de pétrole, la benzine, le sulfure de carbone. L'acide isovalérianique le dissout abondamment en donnant un sel acide que nous étudierons tout à l'heure.

Comme pour le butyrate dihydraté, l'éther mérite dans ce cas une attention spéciale. L'isovalérianate dihydraté est en effet assez soluble dans l'éther anhydre et donne avec lui une combinaison parfaitement cristallisée dans laquelle une molécule de valérianate fixe une demi^e molécule d'éther. Nous ne développerons pas ici l'action de l'eau sur une solution étherée d'isovalérianate dans l'éther anhydre; ce que nous avons dit à ce sujet pour le butyrate à $2H^2O$ s'applique en tout point pour l'isovalérianate

ETUDE DE LA DESHYDRATATION. - Nous avons alors étudié sa déshydratation à froid dans l'air et le vide sec et à chaud à la température de 100 et 150°

Dans un dessiccateur à acide sulfurique, celle-ci est complète au bout de 4 jours ainsi que le montre le tableau ci-dessous:

	$10^{\circ}/$	$20^{\circ}/$
Poids initial	= 1,8710	1,6655
Après 24 heures	= 1,7738	1,5722
Après 2 jours	= 1,7494	1,5586
Après 4 jours	= 1,7381	1,5472
Après 8 jours	= 1,7385	1,5470
Perte de poids	= 0,1329	0,1185
Soit %	= 7,10	7,11

Ces deux échantillons placés dans le vide sulfurique pendant une dizaine de jours sont restés à poids constant. La perte de poids due au départ de l'eau pour passer du dihydrate au sel anhydre est théoriquement de 7,08%.

Nous avons étudié, comme pour les sels précédents, l'action de la chaleur à 100° sur le sel à $2H_2O$ comparativement au sel anhydre, et nous avons réuni ci-dessous les chiffres résumant la marche de la déshydratation et de la décomposition ultérieure

	Sel à $2H_2O$	Sel anhydre
Poids initial	± 1,7560	1,5470
Après 2 heures	± 1,6309	1,5465
Après 5 heures	± 1,6300	1,5460
Après 10 heures	± 1,6295	1,5460
Après 18 heures	± 1,6290	1,5455
Après 30 heures	± 1,6288	1,5450
Perte de poids au bout de 2 heures = 0,1251 soit 7,12%		

Ces résultats nous montrent clairement qu'au bout de 2 heures à cette température le sel à $2H_2O$ donne le sel anhydre. Dans la suite, il se décompose si lentement qu'on peut considérer le sel anhydre comme stable à cette température

ACTION DE LA LUMIERE & DE LA CHALEUR SUR LES SOLUTIONS D'ISOVALERIANATE.

Les solutions aqueuses d'isovalérienate sont très stables à l'obscurité de même qu'à la lumière diffuse, mais elles se décomposent très rapidement à la lumière solaire. Comme pour les autres sels, elles se scindent d'abord en acide ^{iso}valérianique et oxyde violet, puis il se produit une décomposition plus complète de l'acide valérianique avec formation gazeuse. C'est ainsi que nous avons exposé à son action une solution

saturée à froid en la soustrayant complètement à l'action de l'air, nous avons constaté très rapidement le trouble de la solution, puis la précipitation abondante d'oxyde violet dans la première journée d'exposition; la réaction gazeuse est nulle dans cette première phase de la décomposition.

Les jours suivants nous voyons apparaître quelques bulles gazeuses, pendant que la décomposition s'accroît pour aboutir à une décoloration totale du liquide. Dans la suite, la réaction gazeuse augmente lentement. L'oxyde violet ainsi obtenu lavé à l'eau froide se transforme au bout de quelques jours en oxyde uranique dihydraté $UO_3 \cdot 2H_2O$. ~~Les gaz recueillis présentent la composition suivante~~ *L'analyse des gaz*

recueilli nous a montré qu'ils étaient formés par un mélange d'anhydride carbonique et de divers carbures d'hydrogène saturés.

Les solutions aqueuses sont facilement hydrolysées à chaud à la température du bain-marie ou à l'ébullition; elles laissent déposer rapidement un précipité jaune en même temps qu'elles perdent de l'acide valérianique.

Nous avons maintenu au bain-marie pendant une demi-heure une solution saturée à froid d'isovalérianate; au bout de quelques minutes elle abandonne un précipité jaune qui va en augmentant au fur et à mesure. Celui-ci, privé par décantation de la liqueur surnageante, puis lavé à l'alcool, et séché convenablement a été analysé:

	1°/	2°/	Calculé pour $\text{UO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Prise d'essai =	0,2712	0,3234	
U^{308} trouvé =	0,2362	0,2816	
$\text{U}^{308}\%$ =	87,09	87,06	87,18

En opérant à l'ébullition, la solution se trouble presque aussitôt et le précipité se forme rapidement. Nous avons recueilli celui-ci 10 minutes après le début de l'expérience; après l'avoir lavé complètement et séché nous y avons dosé l'uranium

	1°/	2°/
Prise d'essai =	0,2190	0,2460
U^{308} trouvé =	0,1920	0,2160
$\text{U}^{308}\%$ =	87,67	87,80

Le produit final de l'hydrolyse est ici encore l'oxyde d'uranyle dihydraté plus ou moins mélangé de monohydrate suivant la durée de l'expérience et la température à laquelle elle s'effectue.

Nous avons cherché l'existence d'un sel plus hydraté, en opérant comme nous l'avons déjà dit; de l'ensemble de nos recherches il nous semble évident que cet hydrate existe mais nous n'avons pu l'isoler à l'état de pureté.

ISOVALERIANATE ANHYDRE. - PREPARATION I^o/A partir d'une solution aqueuse d'isovalérianate d'uranyle additionnée d'un petit excès d'acide valérianique ou ce qui revient au même à partir d'une solution obtenue comme précédemment. Il suffit de pousser la concentration au bain-marie. Dans ces conditions, il se forme à l'intérieur de la solution des lamelles nacrées blanc jaunâtre dont la quantité augmente au fur et à mesure que la solution se concentre. Si l'on interrompt alors celle-ci vers 100 ou 150cc, et qu'on sépare le produit obtenu par décantation et

essorage, on obtient d'une part un sel blanc jaunâtre que nous allons analyser; d'autre part une solution qui abandonnée à la cristallisation nous donnera l'isovalérianate à $2H_2O$

Le composé ainsi préparé a été séché convenablement et soumis à l'analyse

	1°/	2°/	Calculé pour ($C^4H^9CO_2$) $2UO_2$
C%	25,09	25,22	25,39
H%	3,91	3,89	3,81
$U_3O_8\%$	59,39	59,37	59,50

Nous avons donc obtenu l'isovalérianate anhydre

Il est absolument nécessaire d'opérer la concentration à la température du bain-marie, car à celle de l'ébullition, on obtient un produit jaune qui est constitué par de l'isovalérianate anhydre souillé d'une petite quantité d'oxyde, comme le montre le pourcentage d'oxyde U_3O_8 fourni par ce produit

	1°/	2°/	Calculé pour ($C^4H^9CO_2$) $2UO_2$
Prise d'essai =	0,2998	0,5380	
U_3O_8 trouvé =	0,1797	0,3270	
$U_3O_8\%$ =	59,93	60,78	59,50

2°/ A partir du sel à $2H_2O$. Par deshydratation soit dans l'air ou le vide sec pendant 3 jours soit à l'étuve à 100° pendant 2 heures.

Le sel anhydre ressemble exactement à son hydrate. Il est stable à 100° ; à 150° il ne se décompose par perte d'acide que très lentement en devenant plus jaune. Il n'est pas hygroscopique. Il a les mêmes dissolvants que son hydrate, sauf toutefois l'éther dans lequel il est insoluble et avec lequel il donne une combinaison d'ailleurs peu stable qui retient à la température ordinaire une molécule et demie d'éther pour une

de sel anhydre. Il se conduit vis à vis de l'éther anhydre et aqueux d'une façon identique au butyrate anhydre.

ISOVALERIANATE ACIDE. - PREPARATION. - Nous avons dissous à chaud 5gr d'isovalérianate à $2H_2O$ dans 12cc environ d'acide isovalérianique pur et nous avons abandonné à la cristallisation. Le produit essoré et séparé aussi complètement que possible de l'acide valérianique en excès a été analysé aussitôt. Toutes ces opérations ont été faites alors que la température de l'atmosphère ne dépassait ^{pas} 10° , c'est là une condition importante, car si la température s'élève, ce sel perd facilement une partie de son acide.

Nous l'avons analysé par combustion nous avons trouvé les chiffres suivants:

	1er échantillon	2e échantillon	Calculé pour $(C^4H^9CO^2)^2VO^2, C^4H^9CO^2H$
C%	30,52	30,87	31,33
H%	4,83	4,93	4,87
U ³⁰⁸ %	49,89	49,97 49,12	48,77 48,94

Le sel acide obtenu répond donc à la formule $(C^4H^9CO^2)_2VO^2, C^4H^9CO^2H$. Il perd rapidement à l'air son acide pour donner finalement de l'isovalérianate anhydre. Il est rapidement dissocié par l'eau, ses dissolvants sont les mêmes que ceux du sel anhydre. L'action de l'éther donne lieu à des observations semblables à celles que nous avons signalées à propos du butyrate acide.

En résumé, une solution d'acide uranique dans l'acide isovalérianique dilué donne 1°/ par concentration à froid le sel dihydraté 2°/ par concentration à chaud le sel anhydre. Le valérianate à $2H_2O$ se transforme d'ailleurs facilement en

sel anhydre par perte de $2\text{H}_2\text{O}$ dans le vide ou à 100° . Ces 2 produits sont solubles dans l'acide isovalérianique pur pour abandonner par cristallisation le sel acide : $(\text{C}^4\text{H}^9\text{CO}^2)^2\text{UO}^2$, $\text{C}^4\text{H}^9\text{CO}^2\text{H}$. Il présente donc des propriétés comparables à celles du butyrate et de l'isobutyrate d'uranyle

BENZOATE D'URANYLE

Ce sel a été préparé en solution par C. Dittrich, mais n'a jamais été isolé.

D'une part l'acide benzoïque étant d'une faible solubilité dans l'eau à la température ordinaire, d'autre part, le benzoate d'uranyle y étant lui-même peu soluble, nous avons été conduit pour la préparation de ce composé à l'étude de plusieurs milieux (aqueux, alcoolique)

PREPARATION EN MILIEU AQUEUX. - La préparation en milieu aqueux par action d'un excès d'acide benzoïque sur le monohydrate d'uranyle permet d'obtenir suivant que l'on est en solution diluée ou concentrée soit le benzoate neutre d'uranyle anhydre soit le benzoate acide. Voici d'ailleurs comment nous opérons:

D'une part.
Dans une capsule de porcelaine chauffée au bain-marie, nous délayons 10gr de monohydrate uranique $UO_3 \cdot H_2O$ dans 1000cc d'eau distillée. D'autre part, dans 2000cc d'eau nous dissolvons 30gr d'acide benzoïque pur. Lorsque la température de l'eau s'élève à 80° environ dans les deux récipients, nous versons rapidement la solution acide dans la capsule contenant l'oxyde tout en agitant continuellement. La dissolution se fait petit à petit et ne tarde pas à être complète. La concentration est effectuée au bain-marie jusqu'à 800cc environ. Pendant cette opération le benzoate cristallise et se dépose exempt d'acide benzoïque.

A ce moment, nous décantons la liqueur restante et nous l'abandonnons à la cristallisation

Le benzoate qui s'est formé pendant la concentration de la liqueur, a été essoré, séché convenablement à l'air et placé jusqu'à poids constant dans un dessiccateur à acide sulfurique. La solution abandonnée à la cristallisation, laisse déposer la plus grande partie du benzoate ainsi que l'acide benzoïque en excès. Le mélange essoré et séché à l'air a été privé à froid de son acide benzoïque au moyen d'un lavage à la benzine pure et anhydre qui est sans aucune action sur le benzoate (la quantité de benzine à employer est d'environ 15 fois le poids d'acide en excès). Le résidu de cette opération a été recueilli, séché à l'air, puis maintenu comme le précédent pendant 24 heures dans l'air sec.

Nous avons obtenu ainsi deux produits que nous avons analysé par combustion et par calcination directe à l'air:

	1°/	2°/	Calculé pour (C ⁶ H ⁵ CO ²) ₂ UO ₂
C%	32,52	32,67	32,78
H%	2,03	1,99	1,95
U ³ O ₈ %	54,67	54,62	54,86

La préparation précédente nous donne donc le benzoate d'uranyle anhydre de formule: (C⁶H⁵.CO²)₂UO₂

Si dans l'opération précédente, nous poussons plus loin la concentration, nous voyons, lorsque le volume de la solution est d'environ 400 ou 500cc apparaitre des croutelles cristallines à la surface du liquide. Jusque là, il ne s'est déposé que du benzoate anhydre. Le liquide décanté à ce moment étant ré-

-duit à 200cc laisse déposer à son tour un produit qui essoré, séché convenablement et lavé à la benzine anhydre est constitué par du benzoate acide.

C'est encore le même sel acide mais mélangé d'un gros excès d'acide benzoïque libre qui cristallise par refroidissement du liquide surnageant.

Les analyses suivantes établissent sa composition:

	1°/	2°/	Calculé pour (C ⁶ H ⁵ .CO ²) ₂ UO ₂ .C ⁶ H ⁵ .CO ² H
C%	39,29	39,48	39,72
H%	2,60	2,61	2,52
U ³ O ₈ %	44,30	44,22	44,31

Le benzoate anhydre en milieu aqueux saturé en acide benzoïque cristallise donc avec une molécule d'acide benzoïque pour donner le sel acide de formule: (C⁶H⁵.CO²)₂UO₂.C⁶H⁵.CO²H

PREPARATION EN MILIEU ALCOOLIQUE. - Le procédé de préparation que nous venons de donner exige des récipients très grands et donne une faible quantité de produit. On remédie à cet inconvénient en employant l'alcool comme dissolvant. En effet, ce dernier dissout facilement l'acide benzoïque et le benzoate d'uranyle y est ^{aussi} très soluble ~~aussi~~. 10gr d'oxyde uranique sont délayés dans 60cc d'alcool à 90° auxquels on ajoute 60cc d'une solution alcoolique contenant 15gr d'acide benzoïque.

On évapore au bain-marie jusqu'à 40cc et on abandonne au refroidissement. Le dépôt cristallisé qui se forme, traité comme précédemment, présente la composition suivante:

	1°/	2°/	Calculé pour (C ⁶ H ⁵ .CO ²) ² UO ² .C ² H ⁵ OH
C%	33,98	34,09	34,37
H%	2,89	2,92	2,86
U ³ O ⁸ %	50,08	50,12	50,34

En milieu alcoolique concentré, le benzoate cristallise donc avec une molécule d'alcool et donne le composé: (C⁶H⁵.CO²)²UO².C²H⁵OH

Il est toutefois préférable d'opérer en milieu alcoolique dilué, car dans ces conditions, la solubilité du sel étant moins grande, quoique suffisante, celui-ci se dépose plus facilement et les cristaux sont mieux formés. On pourra donc délayer au bain-marie le monohydrate d'uranyle dans l'eau dans la proportion de 10gr pour 70cc d'eau, puis ajouter l'acide benzoïque dissous dans l'alcool à 90° (15gr pour 120cc). La solution que l'on obtient est évaporée jusqu'à 90cc environ et abandonnée au refroidissement. Le produit qui se dépose, isolé comme précédemment, présente la même composition que le sel provenant de la préparation en milieu alcoolique concentré:

	31°/	2°/	Calculé pour (C ⁶ H ⁵ .CO ²) ² UO ² .C ² H ⁵ OH
C%	34,07		34,37
H%	2,93		2,86
U ³ O ⁸ %	50,18	50,16	50,34

Même en milieu alcoolique très dilué (10° à l'alcoomètre) c'est encore ce même composé qui se forme

BENZOATE CRISTALLISANT A UNE MOLECULE D'ALCOOL. (C⁶H⁵.CO²)²UO².C²H⁵.OH. -

PROPRIETES. - Ce composé est blanc jaunâtre, cristallisé. Il est légèrement soluble dans l'eau et sa solution saturée s'y maintient stable pendant quelques heures, pour laisser précipiter ensuite, du benzoate anhydre et donner alors une solution saturée de benzoate. Sa solubilité dans l'alcool à 95° est assez

élevée; 100cc de solution saturée à la température de 18° en contiennent 10gr20; cette solution est très stable à l'obscurité et abandonne par cristallisation lente de très jolis cristaux. Dans le chloroforme sa solubilité est très faible à froid, un peu plus grande à chaud (2 pour 100 environ) et il cristallise de cette solution complètement privé d'alcool. Il est complètement insoluble dans la benzine, dans le sulfure de carbone, l'éther de pétrole.

L'éther anhydre ne le dissout pas, pas plus d'ailleurs que l'éther ordinaire; ^{mais} Il y a fixation d'une demi¹ molécule d'éther pour une molécule de benzoate alcoolique. Cette combinaison ne perd son éther qu'au bout d'une quinzaine de jours dans le vide sulfurique en même temps qu'une très petite quantité d'alcool. Elle abandonne la totalité de son éther ^{d'alcool} à 100° au bout de 2 heures et donne le sel anhydre.

Le benzoate alcoolique est stable dans l'air sec.

Dans le vide sec, en présence d'acide sulfurique, il perd du poids d'une façon continue mais excessivement lente ainsi que le montre le tableau suivant:

	1°/	2°/
Poids initial	= 1,7304	2,2430
Après 3 jours	= 1,7274	2,2392
Après 5 jours	= 1,7248	2,2370
Après 7 jours	= 1,7242	2,2364
Après 11 jours	= 1,7210	2,2302
Après 20 jours	= 1,7182	2,2252
Après 35 jours	= 1,7162	2,2232
Perte de poids	= 0,0142	0,0198
soit % moins que 1		moins que 1

On constate qu'après un mois de séjour dans le vide sulfurique, la perte de poids n'atteint pas 1% alors que théori-

-quement la teneur en alcool du sel est de 8,23%

Ces mêmes échantillons ont été alors maintenus à l'étuve à 100° et pesés à intervalles de temps déterminés, nous avons alors obtenu les nombres ci-dessous:

	1°/	2°/	
Après 2 heures =	1,5880	2,1598	Teneur en alcool $(C^6H^5CO^2)^2UO^2,2(C^2H^5)^2O$
Après 4 heures =	1,5878	2,1590	
Après 12 heures =	1,5876	2,1585	
Après 16 heures =	1,5878	2,1590	
Perte de poids totale	0,1426	0,1840	
soit%	8,24	8,20	8,23

A 100° le sel est complètement privé d'alcool après 2 heures et il ne se modifie plus à cette température

BENZOATE CRISTALLISANT AVEC 2 MOLECULES D'ETHER. - $(C^6H^5CO^2)^2UO^2,2((C^2H^5)^2O)$

Nous avons remarqué que lorsqu'on agite une solution concentrée de benzoate en présence d'un léger excès d'éther, celui-ci dissout d'abord une certaine quantité du sel, puis laisse précipiter après quelques instants de repos au niveau de séparation des deux liquides de très jolis cristaux jaunes. Ces cristaux contiennent de l'éther. Pour en préparer une quantité suffisante, nous opérons de la façon suivante: Une solution aqueuse de benzoate d'uranyle préparée, comme nous l'avons indiqué au début de l'étude de ce sel, par action de UO^3H^2O sur l'acide benzoïque en excès est refroidie rapidement sous un courant d'eau, additionnée aussitôt de 2 à 3cc d'éther pour 100 et abandonnée à elle-même pendant 24 heures. Au bout de ce temps on trouve la solution complètement décolorée et tout le benzoate d'uranyle souillé de trace d'acide benzoïque est rassemblé au fond du récipient. Nous décantons la liqueur, nous lavons rapidement le

produit restant avec quelques centimètres cubes d'éther, nous l'essorons et le faisons sécher à l'air

Nous obtenons ainsi un corps jaune, bien cristallisé, contenant une forte proportion d'éther qu'il ne perd que lentement à l'air, ce qui nous a permis d'effectuer l'analyse de ce composé; par combustion nous avons eu la teneur en C et H, une calcination directe à l'air nous a donné celle en U^3O_8 ; nous avons trouvé:

	1°/	2°/	Calculé pour $(C^6H^5CO_2)_2UO_2, 2((C^2H^5)_2O)$
C%	39,27	39,42	39,97
H%	4,49	4,51	4,54
$U^3O_8\%$	42,72	42,45	42,56

Le produit analysé est constitué par le sel anhydre cristallisant avec deux molécules d'éther de formule: $(C^6H^5CO_2)_2UO_2, 2((C^2H^5)_2O)$

Nous avons aussi pour ce composé étudié la perte de poids dans l'air sec et nous donnons dans le tableau cidessous les nombres obtenus, ce qui permet de juger de la stabilité de ce composé:

Déssicateur à SO^4H^2

	1°/	2°/
Poids initial	± 1,7000	2,0393
Après 48 heures	± 1,5240	1,8520
Après 4 jours	± 1,5095	1,8308
Après 8 jours	± 1,5010	1,8120
Après 12 jours	= 1,4952	1,8046

Dans le vide sulfurique la perte d'éther est plus rapide et devient totale en une huitaine de jours

Après 24 heures	= 1,4584	1,6948	Teneur % en éther du composé $(C^4H^5CO_2)_2UO_2, 2((C^2H^5)_2O)$
Après 3 jours	± 1,3372	1,6224	
Après 4 jours	± 1,3184	1,5966	
Après 6 jours	= 1,3062	1,5909	
Après 10 jours	= 1,3060	1,5908	
Perte totale de poids	= 0,3940	0,4485	
soit %	23,17	21,99	22,40

Cette combinaison mise à l'étuve à 100° pendant 2 heures abandonne la totalité de son éther pour donner le sel anhydre

Le sel étheré a les mêmes dissolvants que le sel alcoolique, il est insoluble dans l'éther anhydre ainsi que dans l'éther ordinaire

BENZOATE ANHYDRE. - En dehors du procédé de ^{préparation} ~~précipitation~~ signalé plus haut le benzoate anhydre peut être obtenu par la dissociation des combinaisons étherée ou alcoolique dans les diverses conditions énoncées dans l'étude de ces deux corps
Selon son procédé de préparation le benzoate d'uranyle anhydre a une couleur plus ou moins pâle Il est peu soluble dans l'eau: 1 litre de solution saturée à +18° en contient 3gr20 et cette solution laisse déposer à la longue un sel basique. Il est assez soluble dans l'alcool éthylique, très soluble dans l'alcool méthylique, insoluble dans la plupart des dissolvants organiques. Avec l'éther, il forme sans se dissoudre une combinaison étherée relativement stable à la température ordinaire et que nous avons déjà étudié. Une solution de benzoate cristallisant à basse température donne un hydrate instable à la température ordinaire sur lequel nous reviendrons plus loin. Il est stable à l'étuve à 100°; à 150° il commence à se décomposer, mais excessivement lentement. Au rouge, il laisse comme résidu un oxyde vert constitué par l'oxyde U_3O_8

Les solutions aqueuses de benzoate d'uranyle laissent déposer à la longue lorsqu'elles sont concentrées, ^{une} ~~de~~ petite quantité d'un sel basique aussi bien à la lumière qu'à l'obscurité.

Une solution concentrée exposée à la lumière solaire ne donne nullement de composé violet comme nous l'avons constaté pour tous les sels que nous avons signalés jusqu'ici; elle s'y conduit de la même façon qu'à l'obscurité et abandonne peu à peu un précipité jaune de sel basique.

En solution saturée dans l'alcool éthylique, la décomposition à la lumière solaire se fait rapidement en laissant déposer un précipité violet d'oxyde uranoso-uranique devenant jaune par lavage à l'eau en présence de l'air. La réaction n'est pas complète.

A chaud, les solutions aqueuses s'hydrolysent rapidement et là encore il y a formation de sel basique que nous avons pu isoler et analyser.

Des solutions concentrées au bain-marie laissent précipiter petit à petit un produit jaune cristallin constitué par un mélange de benzoate anhydre et de sel basique d'autant plus riche en sel basique que l'action de la température a été plus prolongée. Nous avons recueilli ce précipité, nous l'avons lavé à l'alcool pour le priver de benzoate soluble, puis séché dans un dessiccateur à acide sulfurique. Nous y avons dosé le C et l'H par combustion et l'uranium à l'état de U^{308} par calcination directe à l'air:

	1°/	2°/	Calculé pour ($C^6H^5CO^2$) 2 UO 2 ,UO 3 H 2 O
C%	20,17	20,32	20,56
H%	1,49	1,52	1,46
U 308 %	68,89	68,93	68,82

Le produit de l'hydrolyse au bain-marie lavé à l'alcool pour le priver entièrement de sel soluble est donc constitué

par le sel basique de formule: $(C^6H^5CO^2)_2UO^2, UO^3H^2O$

Les solutions de benzoate d'uranyle maintenues entre une demi-heure à une heure à l'ébullition sont plus fortement hydrolysées en donnant encore le même composé. Le précipité provenant de cette opération n'abandonne rien à l'alcool, il est donc complètement privé de benzoate anhydre. Nous avons dosé dans ces produits simplement l'uranium par calcination directe à l'air:

	I°/	2°/	Calculé pour $(C^6H^5CO^2)_2UO^2, UO^3H^2O$
Poids initial =	0,5046	0,2355	
U^3O^8 trouvé =	0,3490	0,1625	
$U^3O^8\%$ =	69,15	69,00	68,82

Si l'ébullition dure plus longtemps, ce composé peut perdre une petite quantité d'acide pour devenir de plus en plus basique

BENZOATE A $2H^2O$. - Pour l'obtenir, on prend une solution concentrée à chaud qu'on refroidit aussi rapidement que possible de manière que la cristallisation ^{l'effectu} à une température inférieure à 5°. L'essorage du produit doit également être effectué au-dessous de cette température; cet hydrate est en effet fort peu stable à la température ordinaire.

Nous avons d'une part déterminé sa teneur en eau par déshydratation dans l'air sec:

	I°/	2°/	Teneur théorique pour 100 en eau du dihydrate
Poids de l'hydrate =	0,8720	0,7674	
Perte de poids =	0,0549	0,0492	
Eau pour 100 =	6,30	6,41	6,56

D'autre part, le dosage direct de l'uranium par calcination à l'air, nous a donné

	I°/	2°/	Théorique pour le dihydrate =
$U^3O^8\%$	51,43	51,51	51,26

Ce sel est donc bien l'hydrate à $2\text{H}_2\text{O}$ de formule:
 $(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2)_2\text{UO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Il perd rapidement son eau à la température ordinaire en donnant le sel anhydre. Il est soluble dans l'éther anhydre, mais la solution obtenue laisse rapidement précipiter d'elle-même à la température ordinaire la combinaison étherée de benzoate anhydre que nous avons déjà étudiée. C'est ce dihydrate qui existe dans les solutions aqueuses de benzoate à la température ordinaire ainsi que le prouve la solution étherée instable que l'on obtient lorsqu'on agite celles-ci avec un petit excès d'éther.

BENZOATE ACIDE. - $(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2)_2\text{UO}_2 \cdot \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$. - 1°/ Nous rappellerons que ce sel prend naissance dans la cristallisation des eaux-mères provenant de la préparation du benzoate anhydre.
 2°/ Nous avons aussi cherché à l'obtenir par action directe de l'oxyde $\text{UO}_3\text{H}_2\text{O}$ sur l'acide benzoïque fondu et bouillant. Nous avons pour cela dissous dans une fiole d'Erlenmeyer 2gr de $\text{UO}_3\text{H}_2\text{O}$ dans 35gr d'acide benzoïque fondu et bouillant et nous avons maintenu l'action de la chaleur jusqu'à solution totale. Après avoir coulé le produit nous l'avons laissé refroidir.

La masse obtenue est homogène, examinée au microscope, on y voit des aiguilles d'acide benzoïque entourant des cristaux en losange de benzoate. Pour isoler le benzoate nous avons dû éliminer l'acide benzoïque au moyen d'un lavage à la benzine à froid (environ 500cc) le produit obtenu a été analysé par combustion et calcination directe à l'air.

87

	1°/	2°/	Calculé pour $(C^6H^5CO^2)^2UO^2, C^6H^5CO^2H$
C%	39,22		39,71
H%	2,58		2,52
U ³ O ⁸ %	43,98	44,19	44,31

Ceci nous montre que dans ce cas encore, nous avons obtenu le sel acide de même formule: $(C^6H^5CO^2)^2UO^2, C^6H^5CO^2H$

Ce sel acide est dissocié par l'eau dans laquelle il se dissout en petite proportion, il est insoluble dans l'éther ordinaire et l'éther anhydre, qui le dissocie en lui enlevant son acide benzoïque

BENZOATE BASIQUE. $-(C^6H^5CO^2)^2UO^2, UO^3H^2O$. - Ce sel ^{se} forme par hydrolyse à chaud d'une solution de benzoate neutre d'uranyle soit à la température du bain-marie soit à l'ébullition, ainsi que nous l'avons vu précédemment.

Ce sel est jaune, cristallisé. Il est insoluble dans l'eau froide, l'eau chaude le dissocie en donnant finalement l'oxyde d'uranyle; il est de même insoluble dans l'alcool froid, mais à chaud il y est aussi dissocié.

En résumé, nous sommes parvenus à préparer d'abord le benzoate neutre d'uranyle, sel parfaitement stable à 100°. D'autre part, nous avons obtenu l'hydrate à deux molécules d'eau, mais ce composé est instable à la température ordinaire. Le sel anhydre fournit par contre avec l'alcool et l'éther des combinaisons ^{elles} ~~qui~~ ^{à la température ordinaire} sont stables. La première répond à la formule: $(C^6H^5CO^2)^2UO^2, C^2H^5OH$ et ne perd son alcool que très lentement dans le vide sulfurique. La seconde correspond à la composition suivante: $(C^6H^5CO^2)^2UO^2, 2((C^2H^5)^2O)$ elle n'abandonne entièrement son éther qu'après un séjour d'une dizaine de jours dans le vide sec.

Les solutions aqueuses sont hydrolysées soit à froid soit à chaud. A froid, cette action de l'eau est lente, à chaud elle est rapide et dans ces conditions, nous avons pu caractériser la formation d'un sel basique de formule: $(C^6H^5CO^2)_2UO^2$, UO^3H^2O

Enfin nous avons obtenu un sel acide de formule : $(C^6H^5CO^2)_2UO^2, C^6H^5CO^2H$

Dans l'étude de ce benzoate, ce qui nous a surtout frappé et paru intéressant est la stabilité des combinaisons alcooliques et étherées alors que celle de l'hydrate que nous avons isolé est pour ainsi dire nulle.

CHAPITRE II

SELS DERIVANT DES ACIDES MONOBASIQUES A FONCTION COMPLEXE.

Dans ce groupe, nous avons étudié des sels provenant d'acides à fonction alcool et à fonction phénol: acide glycolique lactique, quinique et salicylique. Nous commencerons par le glycolate d'uranyle

GLYCOLATE D'URANYLE

Ce sel n'avait pas encore été isolé

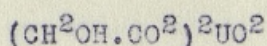
GLYCOLATE ANHYDRE. - PREPARATION. - On utilise pour la préparation de ce sel pour 20gr de monohydrate uranique 15gr d'acide glycolique. L'acide est ajouté en une seule fois au monohydrate délayé dans 250cc d'eau, le tout étant placé au bain-marie chauffé à la température de 80°. Celui-ci se dissout rapidement et se combine avec l'oxyde pour donner une solution jaune que l'on filtre, puis on continue la concentration à chaud jusqu'à 50cc. Pendant cette opération le glycolate, qui est presque aussi soluble dans l'eau à froid qu'à chaud, cristallise et se dépose au fond de la capsule. Le produit obtenu ainsi est débarrassé de la solution mère qui contient l'excès d'acide glycolique. Il peut lui-même, surtout si la concentration est poussée trop loin, renfermer une petite quantité d'acide que l'on élimine en lavant les cristaux avec l'alcool à 90°

Après essorage on obtient un produit que l'on sèche sous l'acide sulfurique jusqu'à poids constant

Son analyse nous a donné les résultats suivants:

	1°/	2°/	Calculé pour (CH ² OH.CO ²) ₂ UO ₂
C%	11,31	11,24	11,41
H%	1,47	1,49	1,43
U ³ O ₈ %	66,59	66,71	66,86

Le sel obtenu est donc un sel neutre anhydre de formule:



La cristallisation d'une solution de ce sel par concentration dans le vide sulfurique à la température ordinaire fournit encore ce même sel anhydre ainsi que l'établissent les dosages ci-dessous:

	1°/	2°/	Calculé pour (CH ² OH.CO ²) ₂ UO ₂
Prise d'essai =	0,6215	0,4134	
U ³ O ₈ trouvé =	0,4125	0,2739	
U ³ O ₈ % =	66,37	66,74	66,86

PROPRIÉTÉS. - Le glycolate d'uranyle est un sel jaune nettement cristallisé. Sa solubilité dans l'eau correspond à 15gr60 % de solution saturée à +19°. Il est à peine soluble dans l'alcool méthylique, dans l'alcool éthylique, complètement insoluble dans le chloroforme, le sulfure de carbone, l'acétone, l'éther de pétrole, l'éther anhydre ou aqueux. Il est plus soluble dans l'eau que dans des solutions très concentrées en acide glycolique d'où il précipite lentement à l'état anhydre en de magnifiques cristaux; les résultats ci-dessous se rapportent à un produit ainsi obtenu:

	1°/	2°/	Calculé pour (CH ² OH.CO ²) ₂ UO ₂
Prise d'essai =	0,2210	0,1860	
U ³ O ₈ trouvé =	0,1470	0,1239	
U ³ O ₈ % =	66,52	66,61	66,86

Ca sel parfaitement séché dans l'air sec n'est nullement décomposé à 100°. A 150° il perd 0,10 à 0,20 % de son poids après un séjour de 10 heures. Si on tente de dessécher un sel humide à 100° il ne perd que la quantité d'eau qu'il contenait, mais le produit final n'est pas entièrement soluble dans l'eau, il y a donc eu hydrolyse du composé primitif; aussi ne peut-on avoir recours à ce procédé pour obtenir un produit sec sans risquer de le décomposer.

Une solution concentrée de ce sel, placée à l'obscurité, laisse déposer au bout de 4 à 5 jours, un précipité cristallin jaune foncé dont la quantité croît avec le temps et qui est constitué par le sel basique: $(CH^2OH.CO^2)UO^2.UO^3H^2O$. Ce composé se produit aussi mais d'une façon beaucoup plus lente dans les solutions diluées

	1°/	2°/	Calculé pour $(CH^2OH.CO^2)UO^2.UO^3H^2O$
C%	6,42		6,62
H%	1,15		1,10
U ³ O ₈ %	77,59	77,46	77,56

L'hydrolyse des solutions aqueuses de glycolate se fait rapidement à chaud avec formation d'acide glycolique et de monohydrate uranique UO^3H^2O

	1°/	2°/	Calculé pour $UO^3.H^2O$
Prise d'essai =	0,3033	0,2560	
U ³ O ₈ trouvé =	0,2797	0,2448	
U ³ O ₈ % =	92,21	92,11	92,34

Une solution concentrée de glycolate abandonnée à la lumière solaire laisse déposer d'abord le sel basique indiqué plus haut, puis elle devient verte et abandonne un précipité vert uraneux dont nous n'avons pas poursuivi l'étude; la solu-

-tion surnageante répand une forte odeur d'aldéhyde formique. Cette transformation s'effectue avec dégagement gazeux. En opérant de manière à recueillir ce gaz, nous avons constaté qu'il était entièrement constitué par de l'anhydride carbonique

SEL BASIQUE. - $(\text{CH}^2\text{OH.CO}^2)^2\text{UO}^2.\text{UO}^3\text{H}^2\text{O}$. - Obtenu par hydrolyse d'une solution aqueuse saturée de glycolate neutre ainsi que nous l'avons vu précédemment. Il est jaune foncé et cristallisé. Il est stable dans le vide sulfurique. L'eau chaude le dissocie rapidement avec formation de monohydrate uranique comme résidu

En résumé, nous n'avons pu isoler d'une solution aqueuse d' $\text{UO}^3\text{H}^2\text{O}$ dans l'acide glycolique en excès soit à froid soit à chaud qu'un seul produit, le sel anhydre de formule: $(\text{CH}^2\text{OH.CO}^2)^2\text{UO}^2$. Ce composé ne forme pas de sel acide, mais par contre à l'abri de la lumière en solution saturée aqueuse, il abandonne à froid peu à peu un sel basique auquel nous avons attribué la composition suivante: $(\text{CH}^2\text{OH.CO}^2)^2\text{UO}^2.\text{UO}^3\text{H}^2\text{O}$. A la lumière solaire, il subit une décomposition plus complète avec production d'un composé uraneux et d'anhydride carbonique.

LACTATE D'URANYLE.

Ce sel a été obtenu en solution par Dittrich par la méthode que nous avons déjà indiquée, mais n'a jamais été étudié.

LACTATE ANHYDRE. - PREPARATION. - On ajoute 15gr d'acide lactique à 400cc d'eau et on chauffe au bain-marie; puis on additionne de 20gr de monohydrate UO^3H^2O . La solution est concentrée jusqu'à 50cc. Pendant cette opération, la plus grande partie du sel cristallise. On peut si l'on veut arrêter la concentration à 200cc environ, dans ce cas le sel cristallise pendant le refroidissement. Quelque soit le procédé adopté, le composé formé est toujours le lactate anhydre: $(CH^3.CHOH.CO^2)^2UO^2$ ainsi que l'établissent les analyses suivantes:

	1°/	2°/	Calculé pour $(CH^3.CHOH.CO^2)^2UO^2$
C%	15,87	15,92	16,05
H%	2,27	2,29	2,23
$U^3O^8\%$	62,54	62,49	62,69

Les échantillons de sel qui ont servi à l'analyse avaient été placés préalablement dans l'air sec jusqu'à poids constant (la perte de poids a été d'ailleurs très faible)

Ce sel redissous dans l'eau cristallise de nouveau anhydre, les dosages ci-dessous se rapportent à un échantillon ayant subi cette deuxième cristallisation:

	1°/	2°/	Calculé pour $(CH^3.CHOH.CO^2)^2UO^2$
Poids d'essai =	0,5490	0,6254	
U^3O^8 trouvé =	0,3430	0,3915	
$U^3O^8\%$ =	62,47	62,60	62,69

Ce sel est parfaitement stable à 100° et à 150°. On peut même en partant d'un sel humide le dessécher à cette température de 100°. Nous avons vu que dans ces conditions le glycolate

est légèrement altéré. Il peut être maintenu à 200° pendant plusieurs heures sans changer de poids

Ce sel est soluble dans l'eau; à 18°, 100cc de solution saturée en contiennent 2gr92, il est beaucoup plus soluble à chaud; il se dissout à peine dans l'alcool méthylique et l'alcool éthylique, il est complètement insoluble dans le chloroforme, l'éther anhydre et aqueux, la benzine, le sulfure de carbone, l'éther de pétrole, l'acétone

Il est à peine soluble dans l'acide lactique; celui-ci le précipite de sa solution saturée aqueuse

Ses solutions aqueuses sont très stables à l'obscurité et à la lumière diffuse. Elles peuvent être maintenues pendant plusieurs heures à l'ébullition sans qu'il y ait hydrolyse, la concentration donne lieu à un dépôt de sel anhydre ainsi que l'établissent les résultats ci-dessous

	1°/	2°/	Calculé pour (CH ³ .CHOH.CO ²) ² UO ²
Prise d'essai	0,4075	0,3362	
U ³ O ₈ trouvé	0,2552	0,2106	
U ³ O ₈ %	62,62	62,64	62,69

A la lumière solaire, les solutions aqueuses saturées subissent une décomposition assez profonde. Suivant qu'elles soit en présence d'air ou non celle-ci ne s'effectue pas de la même façon. Ainsi dans un flacon mal fermé, la solution devient d'abord verte, puis brunâtre sans rien laisser précipiter et enfin au bout de 4 ou 5 jours, elle abandonne un précipité violet ^{A oxyde} uranosouranique, et la liqueur se décolore à peu près complètement.

En l'absence d'air, avec un dispositif permettant de pouvoir recueillir des gaz, la réaction se présente d'une autre

manière. D'abord, la liqueur passe au vert rapidement, puis au bout de 3 ou 4 jours, on voit apparaître quelques bulles gazeuses et une dizaine de jours après le début de l'expérience, un précipité de sel uraneux vert. La solution se décolore complètement et la production gazeuse est très faible. Au bout de deux mois, l'aspect n'a pas changé. La petite quantité de gaz recueillie est entièrement constituée par du CO_2

En résumé, le lactate d'uranyle préparé soit à froid soit à chaud, en milieu acide ou neutre est toujours le sel anhydre. Celui-ci est d'une très grande stabilité vis-à-vis de l'eau à chaud et à froid. La lumière solaire exerce une action réductrice profonde sur ses solutions aqueuses.

QUINATE D'URANYLE.

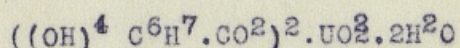
QUINATE DIHYDRATE. - PREPARATION. Exceptionnellement, pour le quinate d'uranyle, nous avons été conduit à prendre pour sa préparation, des proportions théoriques d'acide quinique et de monohydrate uranique. Il est en effet fort difficile d'obtenir un sel pur en présence d'un excès de l'un ou l'autre des deux constituants. Dans le cas d'excès d'acide quinique on est gêné par la grande solubilité du sel, et en présence d'un excès de monohydrate on obtient un mélange de sel neutre et de sel basique. On prend donc 19gr20 d'acide quinique, 15gr225 d'acide uranique et 80cc d'eau. Le tout est chauffé au bain-marie. L'acide quinique se dissout rapidement et se combine avec l'acide uranique d'une façon complète. Lorsque le volume de la solution est réduit de moitié, nous versons celle-ci dans un cristalliseur à fond plat présentant un assez grand diamètre, de façon que la couche de liquide ait une faible hauteur, Nous continuons alors la concentration jusqu'à ce que la masse ait une consistance gommeuse très épaisse et nous l'abandonnons alors au refroidissement.

On achève la dessiccation dans le vide sulfurique où à l'étuve à 50°. Nous obtenons une masse jaune foncée cristalline

Le sel a été analysé après avoir été laissé à l'air pendant plusieurs jours il possède la composition suivante:

	1°/	2°/	3°/	Calculé pour
C%	24,37	24,28		24,40
H%	3,84	3,83		3,77
U ³ O ₈ %	40,71	40,66	40,72	40,83

C'est donc le quinate neutre à deux molécules d'eau:



PROPRIETES. - Le quinate d'uranyle nettement cristallin , réagit fortement sur la lumière polarisée. Il est excessivement soluble dans l'eau à froid et à chaud, il est à peine soluble dans l'alcool à 95°. Il est complètement insoluble dans l'éther anhydre et aqueux, l'acétone, la benzine, le sulfure de carbone, le chloroforme.

La déshydratation a été étudié tout d'abord dans l'air sec mais en raison de sa lenteur même nous l'avons observé dans le vide sulfurique. Après un mois de séjour, la perte d'eau correspond à la formation du sel anhydre; le tableau ci-dessous montre la marche de la déshydratation

		1°/	2°/	Teneur en eau théorique % de l'hydrate à 2H ² O
Poids initial	=	2,6570	1,3070	
Après 24 heures	=	2,6025	1,2825	
Après 3 jours	=	2,5735	1,2684	
Après 5 jours	=	2,5625	1,2628	
Après 7 jours	=	2,5555	1,2532	5,23
Après 11 jours	=	2,5305	1,2485	
Après 21 jours	=	2,5260	1,2432	
Après 28 jours	=	2,5160	1,2385	
Après 30 jours	=	2,5160	1,2391	
Perte de poids	=	0,1410	0,0679	
Soit %	=	5,30	5,19	

La déshydratation de ce sel va assez vite au début mais les dernières traces d'eau sont très difficiles à arracher. Le sel anhydre obtenu s'hydrate assez rapidement à l'air ordinaire pour donner l'hydrate à 2H²O ainsi que l'établissent les chiffres ci-dessous:

	1°/	2°/
Poids du produit	= 2,5160	1,2391
Après 24 heures à l'air	= 2,6124	1,2836
Après 2 jours	= 2,6496	1,3054
Après 3 jours	= 2,6560	1,3065
Après 4 jours	= 2,6555	1,3074
Après 8 jours	= 2,6562	1,3070

A l'étuve à 100° le sel à $2H^2O$ perd ses deux molécules d'eau et devient anhydre après 2 heures de séjour à cette température. De plus le sel obtenu, maintenu pendant 24 heures y est parfaitement stable. A 150° le sel ne perd pas sensiblement de son poids, mais brunit légèrement pour devenir complètement brun à 200° température à laquelle sa décomposition s'opère lentement. Enfin à plus haute température, au rouge, il se décompose complètement en laissant comme résidu de l'oxyde U^3O_8 noir à reflets métalliques

Les solutions aqueuses de quinate d'uranyle concentrées ou non sont très stables à l'obscurité. Elles le sont également à chaud

Les solutions concentrée de quinate d'uranyle dissolvent facilement à chaud de l'hydrate uranique pour former un composé basique ce qui confirme que dans la préparation du sel neutre, nous devons éviter la présence d'un excès d'acide uranique

Une solution à 25% abandonnée à la lumière solaire prend peu à peu une teinte brun rougeâtre sans laisser déposer aucun précipité, mais il se dégage une quantité notable d'acide carbonique.

QUINATE ANHYDRE. - Pour l'obtenir, on peut recourir à deux procédés

1°/ Deshydratation de l'hydrate à $2H^2O$ dans le vide sulfurique en l'y maintenant pendant un mois environ

2°/ Déshydratation du même sel à l'étuve à 100° après un séjour de 2 heures.

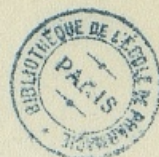
Le sel ainsi obtenu est anhydre ainsi que l'établissent les pertes qui ont été déterminées plus haut et les dosages d'uranium ci-dessous:

	1°/	2°/	Calculé pour $((OH)_4 C_6H_7.CO_2)_2UO_2$
Prise d'essai =	0,5234	0,4462	
U ₃ O ₈ trouvé =	0,2247	0,1919	
U ₃ O ₈ % =	42,92	43,01	43,09

Nous avons vu que le sel anhydre reprend totalement en quelques jours à l'air ordinaire la quantité d'eau nécessaire à la formation du sel à 2H₂O

En résumé, nous avons préparé pour la première fois le quinate anhydre et son dihydrate. Le sel anhydre est hygroscopique et se transforme à l'air ordinaire en dihydrate.

Les solutions aqueuses concentrées de ce sel sont très stables même à la température de l'ébullition. C'est là une propriété que nous avons déjà rencontrée chez le lactate.



SALICYLATE D'URANYLE.

Dittrich a préparé des solutions de ce sel et a signalé que celles-ci étaient de couleur rouge

PREPARATION. - On chauffe dans une capsule placée au bain-marie 15gr d'hydrate uranique UO^3H^2O pur et 15gr d'acide salicylique avec 3 litres d'eau distillée. L'oxyde se dissout petit à petit et finalement il se forme une solution rouge. Celle-ci concentrée à la température du bain-marie jusqu'à moitié de son volume initial, laisse déposer pendant cette cristallisation à chaud un composé jaune orangé. Ce produit isolé aussitôt, séché convenablement à l'air a été analysé par combustion et calcination à l'air

	1 ^o /	2 ^o /	Calculé pour $(C^6H^4<\overset{OH}{\underset{CO^2}{\text{C}}})^2UO^2$
C%	30,56	30,61	30,85
H%	1,93	1,94	1,83
$U^3O^8\%$	51,48	51,59	51,63

Ce sel correspond à la formule d'un salicylate neutre anhydre: $(C^6H^4<\overset{OH}{\underset{CO^2}{\text{C}}})^2UO^2$

La solution rouge restant est abandonnée au refroidissement, il se dépose d'abord une grande quantité d'un produit rougeâtre, puis à température un peu plus basse vers 50° des cristaux jaunes. L'ensemble de ce précipité laissé en contact des eaux-mères à la température ordinaire se transforme intégralement après 24 heures ou 48 heures au plus en de très jolis cristaux jaunes complètement exempts d'acide salicylique, l'excès d'acide restant en solution. Ces cristaux isolés et

séchés à l'air possèdent la composition suivante

	1°/	2°/	Calculé pour $(C^{OH}_6H^4CO_2)_2UO_2 \cdot 2H_2O$
C%	28,82	28,35	28,94
H%	2,49	2,50	2,41
U ₃ O ₈ %	48,42	48,51	48,43

Le sel ainsi obtenu répond donc à la formule d'un salicylate neutre dihydraté : $(C^{OH}_6H^4CO_2)_2UO_2 \cdot 2H_2O$

SALICYLATE D'URANYLE ANHYDRE. - Le sel anhydre est jaune orangé. Il se présente sous forme de petites lamelles cristallines. Il est faiblement soluble dans l'eau en donnant lentement une solution rouge peu foncé; dans l'alcool méthylique et l'alcool éthylique il se dissout dans d'assez grandes proportions mais assez lentement. Il est à peine soluble dans l'éther et complètement insoluble dans le $CHCl_3$, le CS_2 , la benzine, l'éther de pétrole. Il est stable jusqu'à 150° sans changer de couleur

SALICYLATE D'URANYLE DIHYDRATE. - Le salicylate d'uranyle dihydraté est en petits cristaux jaunes ayant la forme de prismes probablement clinorhombiques avec troncatures aux angles. Il est peu soluble dans l'eau, sa solubilité à la température de 18° s'élève à 0gr52 pour 100cc de solution saturée. Cette solution aqueuse est rouge orangé, chauffée à l'ébullition elle devient rouge foncé pour revenir à sa teinte primitive par refroidissement. Les alcools méthylique et éthylique le dissolvent abondamment en donnant une solution rouge rubis. Il est peu soluble dans l'éther aqueux et anhydre avec formation d'une liqueur faiblement coloré en jaune orange

Ce sel dihydraté est stable dans le vide sulfurique, stable à chaud jusqu'à 90°, il commence à se déshydrater lentement vers 100° en prenant une couleur orangé, puis à 140, 150° il

perd de 6,20 à 6,30 % de son poids, devient rouge et ne se décompose plus sensiblement à cette température, (la teneur en eau du dihydrate est de 6,20%); il doit se produire sous l'action de la chaleur une déshydratation accompagnée d'une légère décomposition.

Ses solutions aqueuses et alcooliques saturées sont stables à l'obscurité et à la lumière solaire.

Des solutions aqueuses de salicylate d'uranyle concentrées au bain-marie se comportent exactement comme nous l'avons dit plus haut dans la préparation bien qu'il n'y est plus ici d'acide salicylique libre.

Si la concentration est effectuée à la température de l'ébullition, la solution prend alors une couleur rouge très foncée, il y a formation d'un produit rouge plus ou moins basique dont nous n'avons pas poursuivi l'étude.

En résumé, nous avons réussi à préparer 1°/ un salicylate anhydre coloré en jaune orangé 2°/ un salicylate jaune dihydrate: $(C_6H_4 \begin{smallmatrix} OH \\ \diagdown \\ CO \end{smallmatrix})_2 UO_2 \cdot 2H_2O$ donnant des solutions rouges plus ou moins foncées, fait probablement dû à une faible dissociation du sel avec formation de sel basique très coloré. Ces composés n'avaient pas encore été obtenus.

CHAPITRE III.

SELS DERIVANT DES DIACIDES A FONCTION SIMPLE

Nous avons étudié dans ce groupe l'oxalate, le malonate et le succinate d'uranyle.

OXALATE D'URANYLE

Comme l'acétate, ce sel a depuis l'époque de Berzélius, retenu le plus l'attention des chimistes.

Son mode de préparation est toujours le même, il consiste à déplacer l'acide azotique de l'azotate d'uranyle en solution concentrée au moyen de l'acide oxalique soit à froid soit à chaud. L'oxalate d'uranyle précipite

C'est Berzélius qui le prépara le premier, mais il faut attendre jusqu'à 1842 pour avoir sa formule de constitution époque à laquelle Pélignot(1) se servit de ce sel pour la détermination du poids atomique de l'uranium. Il représente sa composition de la façon suivante: $(CO^2)^2UO^2, 3H^2O$. Ebelmen(2) au même moment publie un mémoire dans lequel il étudie avec soin ce composé. D'abord, il lui attribue la même formule que celle de Pélignot, puis il expose très clairement ses principales propriétés.

C'est une poudre jaune soufre lorsqu'il est préparé à froid, un sel en grains cristallins lorsqu'il est préparé à

chaud. Il est peu soluble dans l'eau à froid (une partie dans 125 d'eau à +14°), plus à chaud (30 parties à l'ébullition). Ce sel perd de 100 à 120° 9% d'eau (ce qui correspond à deux molécules d'eau) qu'il reprend rapidement à l'air. Chauffé à 300° à l'abri de l'air dans un courant d'hydrogène, il devient brun et se transforme en un produit de couleur cuivreuse constitué par de l'oxyde UO_2 (que Berzélius avait pris pour le métal uranium) en perdant du CO_2 et de l' H_2O . Cet oxyde fixe facilement de l'oxygène à température plus élevée. Calciné à l'air ce sel donne l'oxyde U_3O_8 comme résidu.

Sa solution aqueuse exposée à la lumière solaire fournit un dégagement gazeux de CO & CO_2 (en proportions variables) un précipité de flocons bruns violets d'hydrate d'oxyde uranoso-uranique jusqu'à ce que la réaction soit totale. Ce précipité exposé à l'air se transforme en dihydrate uranique $UO_3 \cdot 2H_2O$

Traité par une solution d'hydrosulfite de soude, l'oxalate d'uranyle est réduit et donne naissance à l'oxalate uraneux: $C_2O_4U + 3H_2O$ ainsi que l'a montré Aloy(35)

Plus récemment, Oeschner de Coninck et Raynaud(36) confirment l'opinion d'Ebelmen pour ce qui est de la préparation du dihydrate uranique, mais contrairement à cet auteur, ils prétendent qu'il est assez soluble dans l'eau sans insister da-

(35) Aloy - B.Soc.Chim.(4) I.p.569 (1907)

(36) Oeschner de Coninck - C.R. ~~23 Mars 1912~~ t.153 (1911) p.63 - B.S.C(4) t.XI, p.531 (1912)

107

-avantage, qu'il perd ses 3 molécules d'eau après dessiccation au bain-marie à 100° pendant 4 heures et qu'alors il ne les reprend à l'air que très lentement et encore d'une façon incomplète. De plus d'après ces chimistes par calcination en creuset fermé, il se scinde en CO^2 & UO^2 , mais pendant cette opération, il faut avoir soin d'éviter toute rentrée d'air qui donnerait naissance à une petite quantité d'oxyde uranique UO^3 . Ce sel séché à 100° se prête alors parfaitement ainsi que l'affirme M. Oeschner de Coninck(37) à la détermination du poids atomique de l'uranium et cet auteur propose le chiffre 238,4 pour le poids atomique de ce métal.

En présence des résultats contraires observés, il nous a paru nécessaire de reprendre l'étude de ce composé.

OXALATE NEUTRE D'URANYLE HYDRATE. Nous avons pu caractériser avec certitude l'existence de 2 hydrates: le premier à une molécule d'eau, le deuxième à 3 molécules d'eau

OXALATE D'URANYLE A $3\text{H}^2\text{O}$. Pour le préparer, nous opérons ainsi: nous plaçons dans une capsule 30 gr de monohydrate uranique délayé dans 1200cc d'eau puis nous ajoutons 15gr d'acide oxalique pur. La combinaison se fait rapidement et la dissolution devient complète. Par concentration à chaud jusqu'à 500 ou 600cc nous obtenons ainsi un produit finement cristallisé. Nous avons recueilli ce sel, nous l'avons séché à l'air avec beaucoup de soin et nous l'avons maintenu ainsi jusqu'à poids sensiblement constant

(37) Oeschner de Coninck - C.R. 23Xbre 1912

Nous avons alors soumis cet échantillon à l'analyse: par combustion nous avons dosé le C et l'H, par calcination directe à l'air, nous avons dosé l'uranium à l'état de U^3O_8 , nous avons trouvé:

	1°/	2°/	Calculé pour $(CO_2)^2UO_2, 3H_2O$
C%	5,71	5,69	5,81
H%	1,54	1,53	1,45
$U^3O_8\%$	66,03	66,07	66,15

Nous avons donc obtenu par ce procédé l'oxalate d'uranyle cristallisant avec 3 molécules d'eau de formule; $(CO_2)^2UO_2, 3H_2O$

PROPRIETES. - Cet hydrate est nettement cristallisé et de couleur jaune verdâtre. Il est peu soluble dans l'eau à froid (100cc de solution saturée à +16° en contiennent 0gr 86), il est à peine soluble dans l'alcool éthylique et méthylique, complètement insoluble dans le chloroforme, l'acétone, l'éther, le sulfure de carbone, l'éther de pétrole. Les solutions aqueuses saturées d'oxalate d'uranyle ne précipitent pas par addition d'acide oxalique en excès. Cette remarque nous avait fait croire à la présence d'un sel acide; mais en présence d'un très gros excès d'acide, en opérant la concentration soit à chaud au bain-marie, soit à froid dans le vide sulfurique et en privant le produit obtenu de l'excès d'acide pouvant le souiller au moyen de l'alcool, nous n'avons pu isoler d'autre sel que celui que nous venons d'analyser, ainsi que le montrent les dosages d'uranium ci-dessous:

	1°/	2°/	Calculé pour $(CO_2)^2UO_2, 3H_2O$
Prise d'essai =	0,3395	0,4965	
U^3O_8 trouvé =	0,2299	0,3381	
$U^3O_8\%$	=68,01	68,09	66,15

Le sel obtenu en présence d'un excès d'acide est donc encore l'oxalate trihydrate, mais il est beaucoup mieux cristallisé.

Nous avons ensuite étudié sa déshydratation. Dans un dessiccateur à acide sulfurique celle-ci rapide au début devient ensuite très lente. Au contraire dans le vide sulfurique, ce sel se déshydrate facilement et en 48 heures il perd 2 molécules d'eau. Le tableau ci-dessous rend compte de la vitesse de cette déshydratation:

	1°/	2°/
Poids initial =	1,5950	2,3240
Après 24 heures =	1,4580	2,1284
Après 48 heures =	1,4550	2,1195
Après 10 jours =	1,4560	2,1190
Après 15 jours =	1,4550	2,1195
Perte de poids =	0,1400	0,2045
soit % =	8,77	8,80

La perte d'eau théorique pour 2 molécules est de 8,72% le produit obtenu répond donc à la formule: $(CO^2)^2UO^2, H^2O$

A l'étuve à 100° il perd rapidement de son poids pendant les deux premières heures. Cette perte s'élève à 8,80% environ et correspond comme dans le cas précédant à celle de 2 molécules d'eau; puis elle augmente un peu dans la suite c'est ce que nous montre les résultats ci-dessous:

	1°/	2°/
Poids initial =	1,4990	2,3240
Après 2 heures =	1,3674	2,1190
Après 5 heures =	1,3631	2,1132
Après 9 heures =	1,3628	2,1124
Après 10 heures =	1,3626	2,1120
Perte totale de poids =	0,1364	0,2120
Soit % =	9,10	9,12

MM. Oeschner de Coninck et Raynaud disent avoir obtenu

après 4 heures de dessiccation à 100° l'oxalate anhydre; nous n'avons pu préparé dans ces conditions que l'oxalate retenant encore 4% environ d'eau confirmant ainsi l'opinion d'Ebelmen. D'ailleurs nous reviendrons tout à l'heure sur l'étude de ce monohydrate.

Si l'on porte les échantillons précédents à 160° le monohydrate perd sa molécule d'eau et nous obtenons finalement l'oxalate anhydre de couleur blanc jaunâtre ainsi que le montrent les chiffres suivants:

	1°/1°/	2°/
Poids initial de monohydrate =	1,3671	1,3950
Après 2 heures =	1,3014	1,3281
Après 3 heures =	1,3015	1,3280
Perte de poids totale =	0,1976	0,0669
Soit % =	13,18	4,79

Perte de poids partielle = 0,0669
Calculé sur le poids initial = 13,19

La teneur théorique en eau de l'oxalate trihydraté est de 13,09 et correspond sensiblement à celle que nous avons trouvée. Nos résultats diffèrent ici de ceux d'Ebelmen qui considère la déshydratation impossible sans qu'il y ait décomposition du corps.

Les mêmes échantillons maintenus à 200° ne subissent pas encore de décomposition sensible. Le sel anhydre abandonné à l'air libre à la température ordinaire fixe peu à peu son eau d'hydratation. Plusieurs échantillons avaient repris leurs 3 molécules d'eau après 24 heures.

Chauffé à l'air entre 300-400°, il se déshydrate d'abord et se décompose et donne comme résidu un mélange d'oxyde noir ^{et} d'oxyde ~~noir et~~ rouge brique; puis calciné au rouge il donne l'oxyde U³O⁸ pur.

Les solutions de ce sel sont stables à l'obscurité; à la lumière solaire ainsi que l'a montré Ebelmen et confirmé MM.

Oeschner de Coninck et Raynaud, elles se décomposent en laissant d'une part précipiter un oxyde violet uranoso-uranique se transformant au sein même de la solution en dihydrate uranique $UO^3, 2H^2O$, et d'autre part dégager un mélange de CO & CO^2 provenant de la décomposition de l'acide oxalique ainsi que l'ont observé de nombreux expérimentateurs.

A l'ébullition, les solutions aqueuses d'oxalate uranique ne sont pas hydrolysées, elles se concentrent tout simplement en donnant le même hydrate que celui d'où l'on était parti.

OXALATE MONOHYDRATE. - On l'obtient à partir du sel trihydraté en maintenant celui-ci dans le vide sulfurique pendant 2 ou 3 jours ou à 100° pendant 2 heures

C'est sensiblement ce composé qu'ont obtenu et qu'ont analysé MM. Oeschner de Coninck et Raynaud, et qu'ils ont considéré comme étant de l'oxalate anhydre. De notre côté, nous avons aussi dosé dans ce produit l'uranium par calcination jusqu'à poids constant en opérant en creuset ouvert ou fermé. Dans les deux cas, nous avons obtenu le même pourcentage en oxyde, mais en creuset fermé, la durée de la calcination est plus longue. L'oxyde, obtenu dans les deux cas, est noir à reflets verdâtres et se trouve constitué par de l'oxyde U^3O^8 ainsi que l'a déjà dit Ebelmen et non par de l'oxyde UO^2 comme l'affirme les deux auteurs précédemment cités; ^{d'ailleurs} voici les résultats que nous avons trouvés:

	Creuset ouvert	Creuset fermé	Calculé pour (CO ²) ₂ UO ₂ .H ₂ O
Prise d'essai =	0,3762	0,2945	
U ³ O ₈ =	0,2800	0,2199	
U ³ O ₈ % =	74,70	74,66	74,67

Pour plus de certitude, nous avons repris ces deux échantillons d'oxyde par l'acide azotique qui les dissout rapidement; après évaporation de l'acide azotique en excès, nous avons calciné l'azotate formé, pesé l'oxyde U³O₈ résultant de cette calcination et comparé les résultats

	1°/	2°/
Poids initial d'oxyde	= 0,2800	0,2199
Après dissolution dans AzC ³ H & calcination	= 0,2799	0,2200

Nous voyons par là que le résidu de la calcination au rouge est constitué en creuset ouvert ou fermé par l'oxyde U³O₈

De plus, alors que nous obtenons pour un produit séché comme précédemment pendant 4 heures un pourcentage en oxyde voisin de 75%, W.Oeschner de Coninck dans sa méthode de détermination du poids atomique de l'uranium donne comme pourcentage en oxyde de ce produit un chiffre variant entre 75,41 & 75,49, différant du notre de 0,50% environ en plus.

Nous avons fait alors des dosages d'uranium par calcination en creuset ouvert ou fermé sur de l'oxalate desséché pendant 4 heures à 100° en opérant avec des quantité de matière variant entre 0,25 & 0,30. Nous avons constaté que la perte en H²O dans le cas où il y a peu de substance est un peu plus élevée et peut atteindre 9,50% sans jamais dépasser ce chiffre. De plus, il est très difficile de faire une pesée

111

rigoureuse, car le sel desséché reprend rapidement de l'eau et suivant la durée de cette opération, l'augmentation de poids peut-être facilement de 0,50 à 1%, ainsi le pourcentage en oxyde varie-t-il sensiblement; c'est ainsi que nous avons trouvé dans trois opérations différentes les teneurs suivantes:

$U^3O_8\%$	=	1°/ 75,18	2°/ 75,47	3°/ 74,82
------------	---	--------------	--------------	--------------

Ce monohydrate comme nous l'avons déjà vu redonne rapidement le sel trihydraté par exposition à l'air libre. MM. Oschner de Coninck et Raynaud prétendent qu'en l'espace de 4 mois ce sel n'a pu reprendre que 2 molécules $1/6$ d'eau, fait qu'ils attribuent à la forte chaleur qui a régné dans le midi en 1912 (de $+29^\circ$ à $+33^\circ$) et ils trouvent pour ce composé une teneur en $UO_2\%$ de 68,03. Qu'ils admettent avec nous que l'oxyde pesé dans ces conditions est U^3O_8 et qu'ils comparent le pourcentage qu'ils ont obtenu avec la teneur théorique en $U^3O_8\%$ de l'oxalate trihydraté qui est de 68,15, ils conclueront que leur sel était bien revenu à l'état d'oxalate trihydraté et que le produit d'où ils étaient partis était non pas l'oxalate anhydre mais un oxalate ayant une teneur en eau voisine de celle du monohydrate

OXALATE ANHYDRE. - L'oxalate à $3H^2O$ maintenu à 160° pendant 2 ou 3 heures perd intégralement son eau et donne le sel anhydre

C'est un composé blanc jaunâtre qui revient rapidement comme nous l'avons déjà dit, à l'état de sel trihydraté

Par calcination à l'air en creuset ouvert ou fermé, il donne aussi l'oxyde U^3O_8 ainsi qu'en font foi les 2 dosages ^{l'analysant}

suivants:

	1°/	2°/	Calculé pour (CO ²) ₂ UO ₂
Poids initial ±	0,5250	0,4875	
U ³ O ₈ trouvé =	0,4110	0,3819	
U ³ O ₈ % =	78,27	78,54	78,42

En résumé, nous avons préparé l'oxalate d'uranyle trihy-
-draté de formule: (CO²)₂UO₂.3H₂O. Nous avons montré que:

1°/ à 100° pendant 2 heures ou dans le vide jusqu'à poids cons-
-tant, il donne le monohydrate, confirmant ainsi l'opinion d'
Ebelmen contredite par MM. Oeschner de Coninck et Raynaud;
2°/ qu'à 160°, il perd entièrement son eau sans se décomposer
pour fournir le sel anhydre;

3°/ qu'à l'air en creuset ouvert ou fermé, il donne par calci-
-nation au rouge l'oxyde U³O₈ et non l'oxyde UO₂ ainsi que l'
affirment les deux auteurs précédemment cités;

4°/ enfin que l'oxalate monohydraté et anhydre laissés à l'air
à la température ordinaire, reviennent en 24 heures à l'état de
sel trihydraté, contrairement aux dires des mêmes auteurs.

MALONATE D'URANYLE.

Ce sel a déjà été signalé par Fay(12) qui l'obtint par hasard dans une étude générale de l'action de l'oxalate d'uranyle sur les différents acides organiques à la lumière solaire. Ce sel précipite quand on ajoute de l'acide malonique à une solution d'oxalate d'uranyle sous forme d'une poudre cristalline jaune clair auquel l'auteur a attribué la formule:
 $(C^3H^2O_6)UO_2, 3H^2O$

Nous sommes facilement parvenus à isoler deux hydrates de ce sel: le premier à $3H^2O$, le second à $1H^2O$

MALONATES HYDRATES

MALONATES A $3H^2O$. - D'abord nous avons essayé notre méthode de préparation générale, mais ici par suite de la faible solubilité du malonate elle constitue plutôt un mode de formation, cependant elle nous a permis ^{d'obtenir} quelques grammes de ce sel. Voici comment nous avons opéré:

I^o/ Dans une capsule chauffée à feu nu, nous versons 6gr de monohydrate uranique dans 3000cc d'eau distillée et nous portons à l'ébullition. Nous ajoutons alors 10gr d'acide malonique. L'oxyde se dissout petit à petit pour donner une solution jaune verdâtre. Après filtration nous la concentrons au bain-marie jusqu'à 50 ou 100cc. Pendant cette opération, il se dépose à chaud un produit cristallin jaune verdâtre qui a été essoré, séché à l'air jusqu'à poids sensiblement constant, puis soumis à l'analyse

II^o/ Dans une deuxième méthode qui constitue le mode ^{de} prépara-

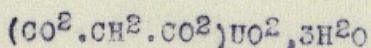
-tion, nous déplaçons à froid et à l'obscurité l'acide acétique de l'acétate d'uranyle en solution très concentrée au moyen de l'acide malonique. Nous dissolvons donc 20gr d'acétate d'uranyle dans 300cc d'eau distillée, puis nous ajoutons 10gr d'acide malonique pur.

Après dissolution de l'acide, il se forme rapidement un trouble de la liqueur, suivi presque aussitôt d'un précipité qui va en s'accroissant jusqu'à décoloration presque totale de la liqueur au bout de quelques heures. Le produit ainsi obtenu a le même aspect que le précédent soumis aux mêmes manipulations nous l'avons alors analysé

Nous avons dosé le C et l'H par combustion et l'uranium a été pesé à l'état d' U^3O_8 après calcination à l'air, nous avons trouvé:

	1 ^o /	2 ^o /	Calculé pour ($CO^2.CH^2.CO^2$) $UO^2,3H^2O$
C%	8,32	8,37	8,44
H%	1,94	1,97	1,87
$U^3O_8\%$	65,78	65,75	65,92

Ces deux analyses nous montrent que dans les deux cas, nous avons obtenu le même hydrate répondant à la formule:



PROPRIETES. - Le malonate trihydraté est un sel bien cristallisé jaune verdâtre, très peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool méthylique et éthylique, le chloroforme, le sulfure de carbone, l'éther, la benzine. Il est plus soluble dans l'eau chargée d'acide malonique ce qui tend à prouver l'existence d'un sel acide en solution.

A l'air, la déshydratation s'effectue normalement ainsi

que le montrent les tableaux suivants:

		1°/	2°/
Poids initial	=	2,7690	0,9480
Après 2 jours	=	2,7570	0,9375
Après 5 jours	=	2,7290	0,9280
Après 7 jours	=	2,6840	0,9015
Après 9 jours	=	2,6245	0,8820
Après 12 jours	=	2,5860	0,8735
Après 16 jours	=	2,5360	0,8656
Après 1 mois	=	2,5360	0,8660
Perte de poids	=	0,2330	0,0820
Soit %	=	8,42	8,65

On constate qu'au bout d'une quinzaine de jours la perte en eau est voisine de celle qui correspond à la perte de deux molécules d'eau du trihydrate (qui théoriquement est de 8,44%)

Le produit obtenu peut être représenté par la formule: $(\text{CO}^2.\text{CH}^2.\text{CO}^2)\text{UO}^2.\text{H}^2\text{O}$. Ce monohydrate est stable à l'air à la température ordinaire.

Dans le vide sulfurique, ce monohydrate ne change pas de poids même après un séjour prolongé.

A 100° il perd en 2 heures 8,50% de son poids ce qui correspond à la perte de deux molécules d'eau, et il est sensiblement stable ensuite à cette température:

		1°/	2°/
Poids initial	=	2,5150	1,2440
Après 2 heures	=	2,3012	1,1357
Après 5 heures	=	2,3008	1,1352
Après 7 heures	=	2,3002	1,1348
Perte de poids après 2 heures	=	0,2138	0,1083
Soit %	=	8,50	8,70

A 150° il continue à se déshydrater lentement, ainsi les échantillons précédents donnent

Après 2 heures	=	2,2922	1,1252
Après 5 heures	=	2,2810	1,1180

A 180°, il perd le reste de son eau pour laisser le sel

anhydre stable à cette température; le produit obtenu est blanc jaunâtre

	1°/	2°/
Après 2 heures	2,1954	1,0840
Après 7 heures	2,1949	1,0835
Perte totale de poids	0,3201	0,1605
Soit %	12,73	12,90

La teneur en eau du malonate trihydraté qui est théoriquement de 12,73%, est très voisine de celle que nous venons d'observer; nous pouvons dire qu'à cette température il se produit le malonate anhydre: $(\text{CO}^2.\text{CH}^2.\text{CO}^2)\text{UO}^2$

Par calcination au rouge, il donne finalement un oxyde noir à reflets verdâtres qui est constitué par l'oxyde U^3O^8

MALONATE MONOHYDRATE. - Pour l'obtenir, il suffit de déshydrater le malonate trihydraté 1°/ au moyen d'un séjour à poids constant dans le vide sulfurique ou 2°/ par un séjour de 2 heures à 100°

Nous avons dosé dans ce sel l'uranium par calcination à l'air:

	1°/	2°/	Calculé pour $(\text{CO}^2.\text{CH}^2.\text{CO}^2)\text{UO}^2.\text{H}^2\text{O}$
Poids initial	0,3435	0,2250	
U^3O^8 trouvé	0,2468	0,1621	
$\text{U}^3\text{O}^8\%$	71,85	72,05	72,00

Ce sel contrairement à l'oxalate monohydraté, est stable à l'air ~~ordinaire~~ *libre*

MALONATE ANHYDRE. - Sa préparation consiste à déshydrater entièrement le malonate ordinaire, en maintenant celui-ci pendant 3 heures environ à 180°

Nous avons analysé ce sel par combustion et calcination à l'air:

	1°/	2°/	Calculé pour (CO ² .CH ² .CO ²)UO ²
C%	9,51		9,66
H%	0,61		0,54
U ³ O ⁸	75,37	75,52	75,48

Ce sel est blanc jaunâtre, il est stable aussi à l'air ordinaire ce qui le différencie de l'oxalate anhydre

En résumé, nous avons donc obtenu le malonate trihydraté de formule: (CO².CH².CO²)UO².3H²O. Ce sel perd dans le vide et à 100° deux molécules d'eau pour donner le monohydrate: (CO².CH².CO²)UO².H²O.

Enfin à 180°, il abandonne entièrement son eau de cristallisation, ce qui nous conduit au sel anhydre: (CO².CH².CO²)UO²

SUCCINATE D'URANYLE

Le succinate d'uranyle a été préparé et analysé par Ram-melsberg(5). Il l'obtenait en évaporant à siccité une solution formée de 4 parties de nitrate d'uranyle cristallisé avec une partie d'acide succinique. Pour purifier le produit, il suffit de le laver avec ^{un} peu d'eau. Il lui attribua la formule suivante: $(CO^2.CH^2.CH^2.CO^2)UO^2.H^2O$

Nous avons réussi à préparer deux hydrates de ce sel:
1°/ l'un à froid cristallisant avec 2 molécules d'eau,
2°/ l'autre à chaud avec une molécule d'eau

SUCCINATES HYDRATES D'URANYLE. -

SUCCINATE A $2H^2O$. - PRÉPARATION. - Nous avons recours ici au déplacement de l'acide acétique de l'acétate d'uranyle en solution concentrée par l'acide succinique en excès; le succinate précipite.

Nous dissolvons donc 20gr d'acétate d'uranyle dans 300 à 350cc d'eau distillée, à cette solution nous ajoutons 8gr d'acide succinique. L'acide succinique se dissout assez rapidement et au bout de quelques minutes, la solution se trouble et laisse précipiter un produit jaune verdâtre nettement cristallisé. Au bout de 24 heures, le succinate s'est presque entièrement déposé. Nous avons alors séché convenablement à l'air le produit obtenu et nous y avons dosé l'hydrogène et le carbone par combustion et l'uranium à l'état de U^3O^8 par calcination à l'air

nous avons trouvé:

	1°/	2°/	Calculé pour (CO ² .CH ² .CH ² .CO ²)UO ² .2H ² O
C%	11,24	11,26	11,36
H%	1,96	1,97	1,89
U ³ O ⁸ %	66,42	66,49	66,62

Le sel répond à la formule du succinate neutre dihydraté
(CO².CH².CH².CO²)UO².2H²O

PROPRIETES. - Le succinate dihydraté se présente sous forme de petits cristaux jaunes verdâtres. Il est presque insoluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool méthylique et éthylique, l'éther, le chloroforme, la benzine, l'éther de pétrole.

Il est absolument stable dans l'air sec ainsi que dans le vide sulfurique

A 100° il commence à se déshydrater, mais très lentement comme l'établissent les résultats ci-dessous:

	1°/	2°/
Poids initial =	2,0000	1,2240
Après 2 heures =	1,9930	1,2196
Après 5 heures =	1,9850	1,2142

A 150° il abandonne après 2 heures une quantité d'eau supérieure à celle qui correspondrait à la perte d'une molécule d'eau et maintenu à cette température il continue à en perdre:

	1°/	2°/
Après 2 heures =	1,9100	1,1685
Après 4 heures =	1,9024	1,1636
Après 6 heures =	1,8978	1,1604

Enfin à 190 - 195°, il se déshydrate complètement en donnant le sel anhydre stable à cette température.

	1°/	2°/
Après 3 heures =	1,8314	1,1206
Après 5 heures =	1,8290	1,1190
Après 10 heures =	1,8290	1,1167
Perte totale de poids =	0,1710	0,1053
Soit % =	8,55	8,60

La teneur en H^2O du sel dihydraté est théoriquement de 8,52%. On obtient donc finalement le succinate anhydre, comme nous le prouve indiscutablement les analyses suivantes:

	1°/	2°	Calculé pour $(C_4H_2.CH_2.CO_2)_2UO_2$
C%	12,32		12,42
H%	1,09		1,03
$U^3O_8\%$	72,72	72,64	72,74

Au rouge par calcination à l'air, il donne un oxyde noir constitué par l'oxyde U^3O_8

SUCCINATE MONOHYDRATE. - PREPARATION. - 10gr de monohydrate uranique sont placés dans une capsule avec 20gr d'acide succinique, c'est à dire d'un grand excès d'acide, le tout en présence de 500cc d'eau distillée; nous chauffons au bain-marie. L'acide succinique se dissout rapidement et se combine avec l'oxyde pour donner une solution qui maintenue au bain-marie ne tarde pas à laisser précipiter tout à coup et intégralement la totalité du sel dissous. Dans ce cas, il y a d'abord formation d'un sel acide soluble, puis dédoublement de ce sel sous l'action de la chaleur en acide d'une part et sel neutre d'autre part

Ce composé se produit encore à chaud sans passer à l'état de solution; c'est ainsi que le monohydrate d'uranyle chauffé au bain-marie en présence d'une petite quantité d'eau tenant en solution un petit excès d'acide succinique, se transforme complètement et assez rapidement en un produit jaune verdâtre sans qu'à aucun moment nous ayons observé de solution

Le composé ainsi obtenu séché convenablement à l'air jusqu'à poids constant a été soumis à l'analyse, nous avons trouvé:

	1°/	2°/	Calculé pour (CO ² .CH ² .CH ² .CO ²)UO ² .H ² O
C%	11,56	11,62	11,86
H%	1,56	1,55	1,48
U ³ O ⁸ %	69,50	69,42	69,51

Ce sel répond donc à la formule du sel neutre monohydraté déjà obtenu par Rammelsberg: (CO².CH².CH².CO²)UO².H²O

PROPRIETES. - Le succinate monohydraté est jaune verdâtre, cristallisé finement, Il se conduit vis-à-vis des divers dissolvants comme le dihydrate. Il est stable à 100°, mais il commence à se ~~dé-~~
déshydrater
~~composer~~ lentement vers 150°, pour devenir anhydre vers 190 - 195°

	1°/	2°/
A 150°		
Poids initial =	1,4485	1,1220
Après 2 heures =	1,4446	1,1194
Après 6 heures =	1,4392	1,1128
A 190 - 195°		
Après 3 Heures =	1,3792	1,0742
Après 5 heures =	1,3850	1,0718
Après 10 heures =	1,3845	1,0715
Perte de poids =	0,0640	0,0505
Soit % =	4,42	4,50

La teneur en eau du sel monohydraté est de 4,45% théoriquement. Le produit que nous obtenons alors est blanc jaunâtre

SUCCINATE ANHYDRE. - PREPARATION. - Elle consiste dans la déshydratation des deux hydrates étudiés plus haut à 190 - 195° pendant 4 heures

Ce sel est d'un blanc légèrement jaunâtre. Il est stable à 200°, abandonné à l'air il n'est pas hygroscopique

En résumé, nous avons obtenu deux succinates hydratés: l'un à deux molécules d'eau qui n'avait ^{pas} encore été signalé, l'autre à une molécule, déjà décrit antérieurement à nous, mais que nous avons obtenu différemment.

La déshydratation de l'un ou l'autre des deux hydrates
à 190 - 195° pendant 4 heures nous donne le sel anhydre.

C H A P I T R E I V .

SELS DERIVANT DES POLYACIDES A FONCTION COMPLEXE

Nous n'avons étudié dans ce chapitre que deux sels:
le tartrate et le citrate d'uranyle.

TARTRATE D'URANYLE.

Ce sel a été étudié par Pélégot(4). Il le préparait par action de l'oxyde uranique UO_3 sur l'acide tartrique en solution aqueuse et concentration de la solution ainsi obtenue. Par cristallisation à chaud, il isola un sel neutre qu'il considéra comme anhydre et auquel il attribua la formule: $(C^4O^6H^6)UO_3$. Ce sel est stable dans le vide sulfurique ainsi qu'à la température de 200° . Par évaporation à froid, il obtint un sel hydraté contenant $3H_2O$ et qu'il représenta: $(C^4O^6H^6)UO_3, 3H_2O$. Cet hydrate perd ses trois molécule d' H_2O dans le vide sec ou à l'étuve à 150° en donnant le sel précédemment cité

Plus récemment Itzig(15) a préparé d'après le procédé de Pélégot du tartrate d'uranyle auquel il a attribué la même composition; $(C^4O^6H^6)UO_3, 3H_2O$

Walden(38) ayant constaté que les solutions alcalines des

(38) Walden - Ber.Dstch.Ch.Ges. 30, P.2889

sels d'urane provoquaient un accroissement important de l'activité optique de l'acide tartrique et malique, Itzig étudia alors spécialement l'activité optique du tartrate d'uranyle et il constata que le pouvoir rotatoire moléculaire de ce sel était environ 7 fois plus élevé que celui des tartrates neutres. D'autre part, ce sel ne précipite ni par le chlorure de baryum, ni par le chlorure de calcium et de plus la potasse ne produit de précipité qu'après addition de plus de deux molécules. Aussi cet auteur propose de considérer cette combinaison, non comme un sel mais comme un acide tartro-uranique condensé dont on peut écrire la formule développée ainsi: $(\text{COOH}.\text{CHOH}.\text{CHOH}.\text{CO}^2)\text{UO}^2.\text{OH}$, ce qui permet d'expliquer les faits d'expérience signalés plus haut.

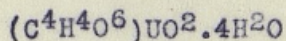
L'étude que nous avons faite du tartrate d'uranyle nous a permis de préciser davantage les conditions de formation de ces différents hydrates

TARTRATES D'URANYLE HYDRATES

TATRATE D'URANYLE QUADRIHYDRATE. - $(\text{C}^4\text{H}^4\text{O}^6)\text{UO}^2.4\text{H}^2\text{O}$, ou d'après Itzig $\text{COOH}.\text{CHOH}.\text{CHOH}.\text{CO}^2.\text{UO}^2.\text{OH}, 3\text{H}^2\text{O}$. - PREPARATION. - Nous chauffons dans une capsule contenant 700 à 800cc d'eau 20gr d'hydrate uranique et 10 à 12gr d'acide tartrique. Il se forme une solution jaune verdâtre que l'on concentre jusqu'à commencement de cristallisation. Nous abandonnons alors au refroidissement. Il se dépose très lentement de petits cristaux jaune verdâtre qui ont été maintenus au sein des eaux-mères pendant une huitaine de jours. Le sel isolé alors a donné à l'analyse les résultats suivants:

	1°/	2°/	Calculé pour (C ⁴ H ⁴ O ⁶)UO ₂ .4H ₂ O
C%	9,69		9,78
H%	2,51		2,44
U ³ O ₈ %	57,21	57,23	57,33

Le sel obtenu est donc le tartrate quadrihydraté:



Le maintien au contact de la solution saturée est indispensable pour obtenir le sel dans cet état d'hydratation. Péligot avait constaté que la cristallisation d'une solution concentrée chaude de tartrate d'uranyle donnait des produits de composition variable. Nous avons reconnu que cette variation était due à la cristallisation d'un mélange des deux hydrates formés successivement pendant le refroidissement et dont les proportions relatives seront fonction notamment de la masse de la solution et de la vitesse de refroidissement

PROPRIETES. - Le tartrate quadrihydraté se présente sous forme de petits cristaux jaunes verdâtres. Il se dissout très lentement dans l'eau à la température ordinaire quoique sa solubilité ne soit pas négligeable (100cc de solution saturée à 17° en contiennent 3gr82). Il est à peine soluble dans l'alcool méthylique et éthylique, insoluble dans les autres dissolvants organiques

Nous avons repris l'étude de la déshydratation de ce composé à froid dans l'air et le vide sec; à chaud à 100°, 150°, 200°, et 220°

Dans un dessiccateur à acide sulfurique, il est impossible même après un séjour d'un mois de lui enlever plus de 7,50% d'eau ce qui correspond sensiblement à deux molécules d'eau. Le sel ainsi privé d'eau reprend en 24 heures l'eau qu'il

avait perdu pour redonner le sel initial

Dans le vide sulfurique, il abandonne en une quinzaine de jours, de II à II,10 % de son poids, ce qui correspond à une perte de trois molécules d'eau (la perte théorique étant de II,02) et le sel obtenu^y est stable.

Sous l'action de la chaleur, on observe au bout de 3 heures à 150° une perte en eau correspondant également à II% et le produit obtenu est stable aussi à cette température. Ces deux procédés de déshydratation nous conduisent donc au monohydrate: $(C^4O^6H^4)UO^2, H^2O$, ce qui confirme les dires de Pélilot.

ACTION DE LA CHALEUR & DE LA LUMIERE SUR LES SOLUTIONS DE TARTRATE.

Les solutions aqueuses de tartrate ne subissent aucune action hydrolysante, il est facile de le purifier par recristallisation.

Elles sont très stables à l'obscurité, mais à la lumière solaire elles se décomposent très rapidement.

Ainsi en l'absence d'air, c'est-à-dire dans un tube complètement clos, permettant de recueillir les gaz provenant de la décomposition une solution saturée de tartrate se trouble rapidement, devient jaune brunâtre, puis laisse précipiter au bout de 3 ou 4 jours un composé jaune sale. C'est alors que se produit un dégagement gazeux qui augmente très rapidement sans que le précipité ait changé d'aspect et que la liqueur soit devenue incolore. Le produit jaune sale est un sel basique, dont nous n'avons pas poursuivi l'étude. Quant aux gaz, ils ~~présentent la composition suivante:~~ ne sont uniquement constitués que par de l'anhydride carbonique

En présence d'air, la décomposition s'effectue d'une façon semblable, mais le sel basique qui précipite se transforme lentement dans la suite en un produit marron, puis rouge violacé pour donner finalement au bout de trois mois environ l'oxyde violet uranoso-uranique

TARTRATE MONOHYDRATE. - $(C^4H^4O^6)UO^2.H^2O$; ou d'après Itzig: $C^4H^5O^6.UO^2.OH$

PREPARATION. - On le prépare à l'état de pureté par cristallisation à chaud d'une solution de tartrate d'uranyle obtenue comme précédemment ainsi que l'a montré Pélignot et que nous avons vérifié en soumettant à l'analyse le sel convenablement séché à l'air:

	1°/	2°/	Calculé pour $(C^4O^6H^4)UO^2.H^2O$
C%	10,79		10,99
H%	1,46		1,37
$U^3O^8\%$	64,21	64,32	64,41

On peut encore l'obtenir par déshydratation du sel quadrihydraté dans le vide sulfurique pendant une quinzaine de jours ou par la chaleur à 150° pendant 3 heures

PROPRIETES. Le monotartrate d'uranyle a le même aspect que le quadritartrate et il possède les mêmes dissolvants. Il est plus soluble dans l'eau contenant un gros excès d'acide d'où il cristallise avec le même état d'hydratation mais sous un plus bel aspect. Abandonné à l'air il reprend lentement de l'eau. Il est stable dans le vide sulfurique de même qu'à 150°. A 200° il ne se décompose pas encore, mais à 220°, il perd de l'eau lentement en prenant une couleur grise. Par calcination au rouge, il donne comme résidu un oxyde noir constitué par l'oxyde U^3O^8

En résumé nos observations concernant le tartrate d'ura-

-nyle sont en parfait accord avec celles de Péligré, nous a-
-vons cependant fait connaître les conditions à remplir pour
préparer facilement le quadrihydrate à l'état de pureté.

CITRATE D'URANYLE.

Le citrate d'uranyle a été signalé par Bérzélius comme un sel jaune et peu soluble. Depuis cette époque, Dittrich(I4) a étudié les propriétés d'une solution de ce sel, sans pour ce-la isoler ce composé.

CITRATES D'URANYLE HYDRATES. -

CITRATE A 6H²O. - PREPARATION. - Pour obtenir ce sel, il est nécessaire d'opérer en présence d'un faible excès de monohydrate d'uranyle. On chauffe dans une capsule contenant 150cc d'eau, 22gr d'UO³.H²O et 10gr d'acide citrique. Quand la réaction est terminée ce que l'on constate par la constance du volume du résidu, on décante la liqueur que l'on concentre ensuite au bain-marie jusqu'à consistance très épaisse. On répartit alors en mince couche dans des cristallisoirs et l'on achève la concentration dans l'air ou le vide sec à l'abri de la lumière. On obtient facilement une masse cristalline jaune que l'on abandonne à l'air afin de lui permettre de se saturer d'humidité. Il se produit ainsi un corps de composition constante qui est le citrate neutre d'uranyle à 6 molécules d'eau: (C⁶O⁷H⁵)²(UO²)³.6H²O ainsi que l'établissent les analyses suivantes:

	1°/	2°/	Calculé pour (C ⁶ O ⁷ H ⁵) ² (UO ²) ³ .6H ² O
C%	10,92	11,04	11,09
H%	1,73	1,75	1,69
U ³ O ⁸ %	64,82	64,86	65,00

PROPRIETES. - Le citrate neutre d'uranyle est jaune, il est excessivement soluble dans l'eau, à peine soluble dans l'alcool mé-

-thylique et éthylique et complètement insoluble dans l'éther, le chloroforme, la benzine, l'éther de pétrole.

Dans un dessiccateur à acide sulfurique, la déshydratation est lente et n'augmente plus sensiblement lorsqu'elle a atteint 2% du poids initial.

Dans le vide sulfurique, elle s'effectue assez rapidement et au bout d'une quinzaine de jours le sel est à poids constant. Le tableau ci-dessous nous montre la marche de cette opération:

		1°/	2°/
Poids initial.	=	2,3590	1,2240
Après 2 jours	=	2,2542	1,1734
Après 4 jours	=	2,2504	1,1718
Après 6 jours	=	2,2462	1,1702
Après 9 jours	=	2,2326	1,1634
Après 11 jours	=	2,2302	1,1592
Après 15 jours	=	2,2292	1,1561
Après 30 jours	=	2,2295	1,1560
Perte de poids	=	0,1298	0,0679
Soit %	=	5,50	5,55

La perte en eau de cet hydrate correspond à celle de 4 molécules d'eau qui théoriquement répond à une perte de poids de 5,54%, nous sommes donc conduit ainsi au citrate triuranique déshydraté stable dans le vide, mais qui exposé à l'air reprend en deux ou trois jours la totalité de son eau.

A l'étuve à 100 - 110° il perd en trois heures 5,50% environ de son poids et fournit le citrate dihydraté qui ne se décompose pas à cette température.

A 150 - 160° il abandonne en 3 heures une quantité d'eau voisine de 7 pour 100, (le pourcentage théorique de la perte en H_2O ^{pour 5 molécules d'eau} est de 6,93) et donne alors le citrate monohydraté qui s'y maintient stable. Il est impossible d'éliminer la dernière mo-

-lécule d'eau; en élevant la température on entraîne en même temps la décomposition du sel qui commence déjà vers 180° et qui est mise en évidence par l'apparition d'une couleur jaune brun.

Par calcination à l'air, il laisse comme résidu l'oxyde U_3O_8

Les solutions concentrées de citrate d'uranyle ne sont pas très stables même à l'obscurité, elles abandonnent à la longue un précipité de sel basique que nous étudierons plus loin. A la lumière solaire, on observe d'abord la formation d'un dépôt jaune de sel basique au bout de 2 ou 3 jours, puis la liqueur brunit et le précipité devient jaune sale pour se transformer à la longue en un composé violet. Dans cette décomposition, on obtient une production gazeuse qui augmente très rapidement dès le deuxième jour. *et qui est formé d'anhydride* ~~Ces gaz présentent la composition suivante:~~ *carbonique.*

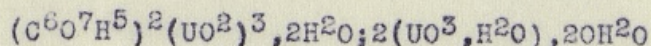
Il est facile de concentrer au bain-marie une solution de citrate d'uranyle jusqu'à apparition d'une pellicule sans craindre aucune décomposition; mais si l'on continue alors l'évaporation, on remarque au bout de quelque temps la formation abondante d'un composé jaune pâle à peine soluble dans l'eau, que nous allons étudier.

CITRATE BASIQUE D'URANYLE. - Il se forme rapidement dans l'opération précédente et dans l'hydrolyse lente à froid des solutions concentrées de citrate neutre d'uranyle.

C'est un composé jaune pâle; les analyses suivantes établissent sa composition:

	1°/	2°/	Calculé pour $(C_6O_7H_5)_2(UO_2)_3 \cdot 2H_2O; 2(UO_3 \cdot H_2O) \cdot 2OH_2O$
C%	6,48	6,32	6,56
H%	2,69	2,71	2,64
U ³ O ₈ %	63,89	63,84	64,03

C'est donc un citrate basique d'uranyle:



Ce sel est très faiblement soluble dans l'eau, insoluble dans la plupart des dissolvants organiques

Dans l'air sec, il ne perd de son poids que très lentement. Dans le vide sulfurique, la deshydratation est plus rapide et au bout d'une dizaine de jours, le poids reste constant; le sel perd environ 16,50% d'eau, ce qui correspond à une teneur en eau de 20 molécules (le pourcentage théorique en eau pour le sel de composition indiquée plus haut est de 16,40). Le tableau ci-dessous résume la marche de cette opération:

	1°/	2°/
Poids initial	0,8410	0,9220
Après 2 jours	0,7292	0,8104
Après 4 jours	0,7284	0,8064
Après 6 jours	0,7152	0,7924
Après 9 jours	0,7020	0,7805
Après 15 jours	0,7020	0,7800
Après 1 mois	0,7020	0,7800
Perte de poids	0,1390	0,1420
Soit %	16,50	16,48

Le composé ainsi obtenu reprend en 24 heures à l'air toute son eau.

A 100° il n'abandonne guère que 10% de son poids, mais à 150°, il donne naissance après 3 heures par perte de 16,50% d'eau au corps déjà obtenu dans le vide auquel on peut donner la formule: $(C^6O^7H^5)^2(UO^2)^3 \cdot 2H^2O; 2(UO^3H^2O)$. Ce sel est stable à cette température et on ne peut arracher les deux molécules d'eau restant sans entraîner sa décomposition qui commence vers 200°

En résumé, nous avons préparé un citrate neutre d'urany-le contenant 6 molécules d'eau à la température ordinaire: $(C^6O^7H^5)^2(UO^2)^3 \cdot 6H^2O$. Celui-ci perd dans le vide ainsi qu'à 100° quatre molécules d'eau pour donner le sel dihydraté. A 150° il donne naissance au composé monohydraté d'où il est impossible d'enlever l'eau restant sans décomposition. Les sels mono et dihydraté sont très hygroscopiques.

Nous avons aussi obtenu un citrate basique de formule: $(C^6O^7H^5)^2(UO^2)^3 \cdot 2H^2O; 2(UO^3H^2O), 2OH^2O$. Dans le vide et à 150° il abandonne ses 20 molécules d'eau, sans qu'on puisse éliminer dans la suite l'eau qu'il contient encore.

CONCLUSIONS.

De l'ensemble des recherches que nous venons d'exposer il résulte que:

- I°/ L'action du monohydrate uranique $\text{UO}^3\text{H}^2\text{O}$ sur les acides organiques en présence de l'eau est un très bon procédé de préparation de ces sels.
- II°/ Dans la série des sels dérivant des monoacides à fonction simple nous avons pu obtenir cristallisés à l'état d'hydrates:

- 1°/ le formiate d'uranyle: $(\text{HCO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
- 2°/ l'acétate d'uranyle: $(\text{CH}^3\text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
- 3°/ le propionate d'uranyle: $(\text{C}^2\text{H}^5\text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
- 4°/ le butyrate d'uranyle: $(\text{C}^3\text{H}^7\text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
- 5°/ l'isobutyrate d'uranyle: $(\text{CH}^3)_2\text{CH} \cdot \text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
- 6°/ le valérianate d'uranyle: $(\text{C}^4\text{H}^9\text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
- 7°/ l'isovalérianate d'uranyle: $(\text{CH}^3)_2\text{CH} \cdot \text{CH}^2 \cdot \text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
- 8°/ le benzoate d'uranyle: $(\text{C}^6\text{H}^5\text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$

Tous ces composés, à l'exception du formiate, font partie d'une série très homogène dont l'acétate était le seul terme connu jusqu'ici.

Tous ces sels peuvent donner les sels anhydres correspondants.

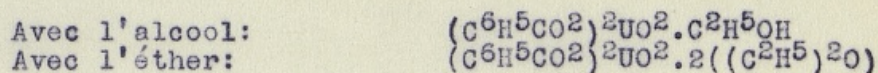
Ils sont tous hydrolysables en fournissant un hydrate uranique et parfois un composé basique intermédiaire ainsi que nous l'avons constaté pour les sels suivants/

- le formiate d'uranyle donne le sel basique: $(\text{HCO}^2)_2\text{UO}^2\text{H}^2\text{O} \cdot \text{UO}^3 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
- l'acétate d'uranyle donne les sels basiques: $(\text{CH}^3\text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O} \cdot \text{UO}^3 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$
 $(\text{CH}^3\text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot 2(\text{UO}^3 \cdot \text{H}^2\text{O})$
- le benzoate d'uranyle donne le sel basique: $(\text{C}^6\text{H}^5\text{CO}^2)_2\text{UO}^2 \cdot \text{UO}^3 \cdot \text{H}^2\text{O}$

Tous sauf le formiate et l'acétate, sont solubles dans l'éther

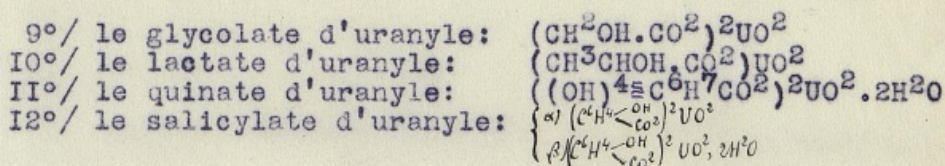
anhydre en donnant une combinaison étherée qui dans le cas du butyrate et de l'isovalériate retient une demie molécule d'éther pour une de dihydrate.

Le benzoate, qui forme un dihydrate peu stable, fixe énergiquement l'alcool et l'éther en donnant respectivement les composés suivants:



Les solutions aqueuses sauf celles de benzoate sont décomposées sous l'action de la lumière solaire en produisant généralement un précipité violet d'oxyde uranoso-uranique et un dégagement gazeux formé d'anhydride carbonique et de carbures d'hydrogène saturés. *Sans le cas du formiate, le gaz est constitué par un mélange* d'oxyde de carbone et d'anhydride carbonique et il se dépose du formiate uraneux

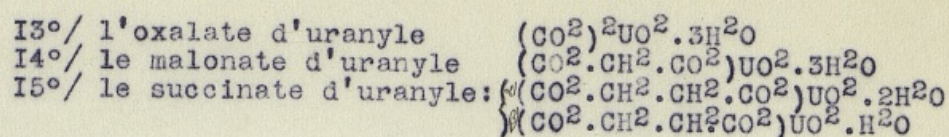
III°/ Avec les monoacides à fonction complexe, nous avons préparé et étudié pour la première fois:



Ils résistent en général bien à l'hydrolyse sauf le glycolate qui donne le sel basique de formule: $(\text{CH}_2\text{OH} \cdot \text{CO}_2)_2\text{UO}_2 \cdot \text{UO}_3\text{H}_2\text{O}$

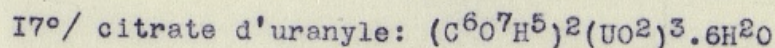
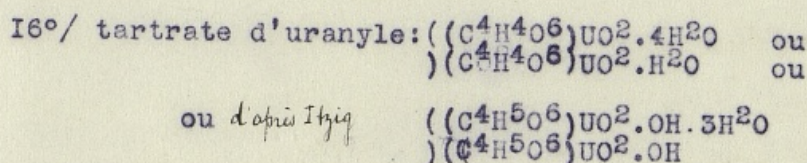
L'action de la lumière les décompose sauf le salicylate en fournissant un dégagement d'anhydride carbonique et un précipité de sel uraneux.

IV°/ Parmi les sels dérivant des diacides à fonction simple de la série grasse, nous avons préparé par notre même procédé les composés suivants déjà obtenus:



Ces divers hydrates donnent facilement les monohydrates correspondants qui sont eux-mêmes susceptibles de conduire aux sels anhydres

V°/ Dans le groupe des sels provenant des polyacides à fonction complexe, nous avons préparé le tartrate et le citrate d'uranyle de formule:

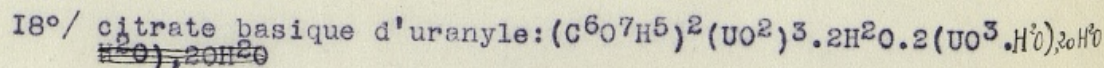


Pour le tartrate, déjà étudié avant nous, nous avons indiqué un procédé pratique de préparation du quadrihydrate

Ces deux sels ne peuvent perdre à 200° leur dernière molécule d'eau sans décomposition

Sous l'action de la lumière solaire, les solutions de ces deux composés laissent déposer un sel basique avec dégagement de CO_2

Le tartrate n'est pas hydrolysable, par contre le citrate en solution très concentrée donne naissance à chaud à un sel basique de formule:



Le citrate basique ainsi obtenu ne peut être privé de ses deux dernières molécules d'eau à 200° sans décomposition

Dans l'étude de tous les composés décrits dans notre travail, nous avons eu soin de préciser et de détailler les conditions dans lesquelles on doit se placer pour les obtenir dans un état d'hydratation parfaitement défini. Nous avons également insisté sur les circonstances influant sur la stabilité de leurs solutions. Nous avons ainsi en vue de fournir, pour l'étude physiologique dans le but d'application thérapeutique, des corps très purs et de propriétés bien connues.



TABLE DES MATIÈRES

	PAGES
Historique	1
Formiate d'uranyle	12
Acétate d'uranyle	26
Propionate d'uranyle	41
Butyrate d'uranyle	49
Isobutyrate d'uranyle	57
Valérianate d'uranyle	64
Isovalérianate d'uranyle	66
Benzoate d'uranyle	76
Glycolate d'uranyle	89
Lactate d'uranyle	93
Quinate d'uranyle	96
Salicylate d'uranyle	100
Oxalate d'uranyle	103
Malonate d'uranyle	113
Succinate d'uranyle	118
Tartrate d'uranyle	123
Citrate d'uranyle	129
Conclusions	134

