

Zeitschrift: Archives des sciences physiques et naturelles
Band: 7 (1925)

Artikel: Étude de la solubilité du fluorure de calcium dans l'acide acétique
Autor: Duparc, L. / Wenger, P. / Graz, G.
DOI: <https://doi.org/10.5169/seals-740724>

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist die Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Zeitschriften und ist nicht verantwortlich für deren Inhalte. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern beziehungsweise den externen Rechteinhabern. [Siehe Rechtliche Hinweise.](#)

Conditions d'utilisation

L'ETH Library est le fournisseur des revues numérisées. Elle ne détient aucun droit d'auteur sur les revues et n'est pas responsable de leur contenu. En règle générale, les droits sont détenus par les éditeurs ou les détenteurs de droits externes. [Voir Informations légales.](#)

Terms of use

The ETH Library is the provider of the digitised journals. It does not own any copyrights to the journals and is not responsible for their content. The rights usually lie with the publishers or the external rights holders. [See Legal notice.](#)

Download PDF: 07.10.2024

ETH-Bibliothek Zürich, E-Periodica, <https://www.e-periodica.ch>

que cette colonne devient trop lourde pour la cohésion que présente le liquide pour lui-même, la colonne se rompra et la continuité avec le liquide qui est à sa base étant interrompue, toute nouvelle ascension devient impossible. Au contraire, si l'on suppose que le liquide mouille ou imbibe les parois des canaux, sans qu'il soit nécessaire qu'il les remplisse totalement, il semble que la continuité sera toujours assurée et que tout ou partie de l'énergie libérée à la partie supérieure pourra être ainsi utilisée à l'ascension de la sève. Mais c'est là un point qu'il serait intéressant de contrôler par quelques expériences directes.

Séance du 19 mars 1925.

L. DUPARC, P. WENGER, G. GRAZ. — *Etude de la solubilité du fluorure de calcium dans l'acide acétique.*

Au cours d'une étude sur la séparation de l'acide phosphorique et du fluorure de calcium, nous avons pu constater que la méthode basée sur l'insolubilité de CaF_2 dans l'acide acétique nous conduisait toujours à des résultats inexacts, dus probablement à une solubilité plus ou moins grande de CaF_2 dans ce réactif. Il nous a donc paru indispensable de procéder, avant de continuer notre travail, à une étude complète de la solubilité de ce composé dans l'acide acétique et de vérifier en même temps le pouvoir dissolvant des acides chlorhydrique et nitrique.

Nos expériences, qualitatives d'abord, puis quantitatives, ont porté sur la solubilité de la fluorine, séchée à 100° puis calcinée pour enlever toute trace d'humidité, dans :

1. de l'acide chlorhydrique de concentration $2N, N, \frac{N}{2}$;
2. de l'acide nitrique de concentration $2N, N, \frac{N}{2}$;
3. de l'acide acétique de concentration $2N, N, \frac{N}{2}$.

Expériences avec acide chlorhydrique.

Nous avons pris 0,5 gr de fluorine très finement pulvérisée et calcinée que l'on chauffe à ébullition pendant 15 minutes dans 25 cm^3 d'acide chlorhydrique de différentes concentrations.

On laisse reposer, puis filtre sur un filtre gravimétrique et lave à l'eau distillée. On sèche alors filtre et précipité, puis calcine en creuset de platine. La quantité trouvée soustraite de 0,5 gr nous donne la quantité de CaF_2 qui a été dissoute.

Résultats des expériences.

Réactifs	% de CaF_2 entré en solution
$\text{HCl}2\text{N}$ (titre: 0,0729) :	51,04 %
HClN (titre: 0,03645) :	32,96 %
$\text{HCl} \frac{\text{N}}{2}$ (titre: 0,018225):	21,92 %

Expériences avec acide nitrique.

Nos expériences avec l'acide nitrique ont été faites de même façon qu'avec l'acide chlorhydrique. En soustrayant la quantité de CaF_2 non attaquée, de la quantité totale, on obtient la quantité réellement dissoute dans les acides nitriques de différentes concentrations.

Résultats des expériences.

Réactifs	% de CaF_2 entré en solution
$\text{HNO}_3 2\text{N}$ (titre: 0,12604):	48,74 %
$\text{HNO}_3 \text{N}$ (titre: 0,06302):	30,32 %
$\text{HNO}_3 \frac{\text{N}}{2}$ (titre: 0,03151):	20,25 %

On voit que dans les acides chlorhydrique et nitrique, la fluorine est très soluble.

Ce sont du reste des faits constatés depuis longtemps, mais nous avons jugé bon de refaire les expériences, afin de pouvoir tabler sur des chiffres précis.

Pour l'acide acétique, par contre, la théorie prétend que la fluorine est pratiquement insoluble dans cet acide. Nous avons fait des essais très précis dans un appareil spécial pour la solubilisation de façon à ce que les résultats soient rigoureusement exacts.

La tâche que nous nous sommes proposée est d'étudier la

solubilité, à différentes températures, de la fluorine dans l'acide acétique de concentration:

1. 2N (de titre: 0,120);
2. N (de titre: 0,060);
3. $\frac{N}{2}$ (de titre: 0,030).

La méthode consiste donc à soumettre le fluorure de calcium pendant un certain nombre d'heures à l'influence de la solution, agissant comme dissolvant; de faire une prise de 100 cm³; d'analyser cette prise pour connaître la quantité de sel qui a passé en solution, ensuite de répéter ces mêmes opérations pour chaque nouvelle température à laquelle nous voulons opérer.

Les résultats trouvés par l'expérience nous ont permis de tracer deux courbes qui résument notre travail.

Soumettre un sel à l'influence d'une solution pendant un temps assez long et à une température rigoureusement constante est une opération qui nécessite l'emploi d'un thermostat.

L'appareil que nous avons utilisé au cours de nos recherches est du modèle ordinaire, aussi serait-ce superflu de le décrire en détail (appareil en tôle, rempli d'eau, muni d'un agitateur mù par un moteur hydraulique et d'un appareil de chauffe permettant d'obtenir toutes les températures, depuis la température ordinaire jusqu'à 100°).

Pour que la température reste constante pendant toute la durée de l'expérience, nous avons adapté au thermostat, un régulateur basé sur la dilatation assez régulière d'une solution de chlorure de calcium, qui permettait à du mercure placé dans un tube en « U » de diminuer ou d'augmenter la flamme qui servait à chauffer notre appareil. Un thermomètre placé à l'intérieur du thermostat, indiquait à chaque instant la température.

Le premier point à connaître était le temps nécessaire aux solutions d'acides pour dissoudre la quantité maxima de sel à une température donnée. Pour cela, nous avons placé dans le thermostat 3 erlenmeyer de 300 cm³; nous y avons introduit un poids déterminé de notre sel (1 gramme) nous les avons remplis des différentes solutions, nous avons mis en marche

l'appareil, en notant exactement le commencement de l'expérience. Après un intervalle de 3 heures, nous avons fait une prise de 100 cm³ que nous avons analysée; nous avons répété la même opération au bout de 4 heures. Ceci nous a permis de conclure que la durée de nos expériences devait être de 3 heures si nous voulions obtenir une saturation complète.

Un deuxième point à établir était la pureté des solutions d'acide acétique employées; nous en avons pris 100 cm³ que nous avons évaporés en capsule de platine, puis nous avons calciné.

Si les solutions ne contenaient pas d'impuretés, nous devions retrouver pour la capsule le même poids avant et après l'analyse; c'est en effet ce que l'expérience nous a montré.

Ceci établi, nous n'avions plus qu'à commencer nos essais. Nous avons pris trois erlenmeyer de 300 cm³. Dans chacun d'eux, nous avons introduit 1 gramme de fluorure de calcium, puis nous les avons remplis:

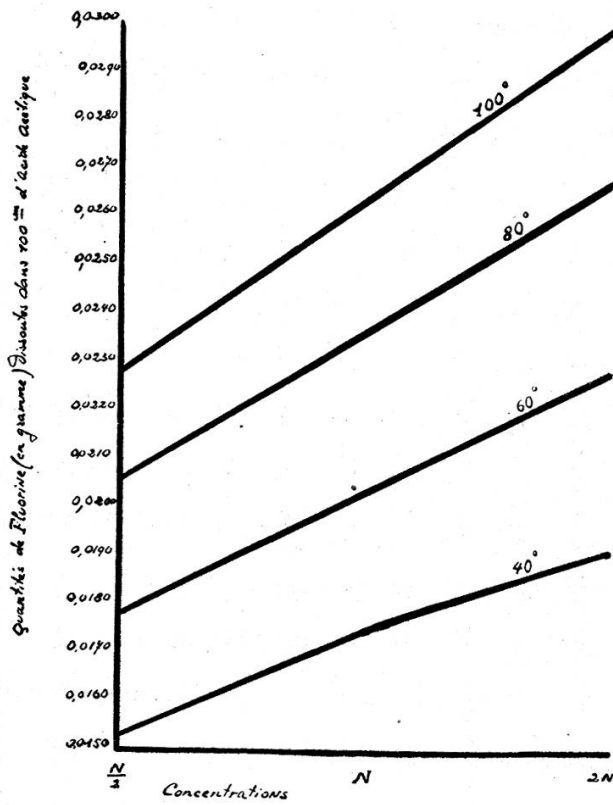
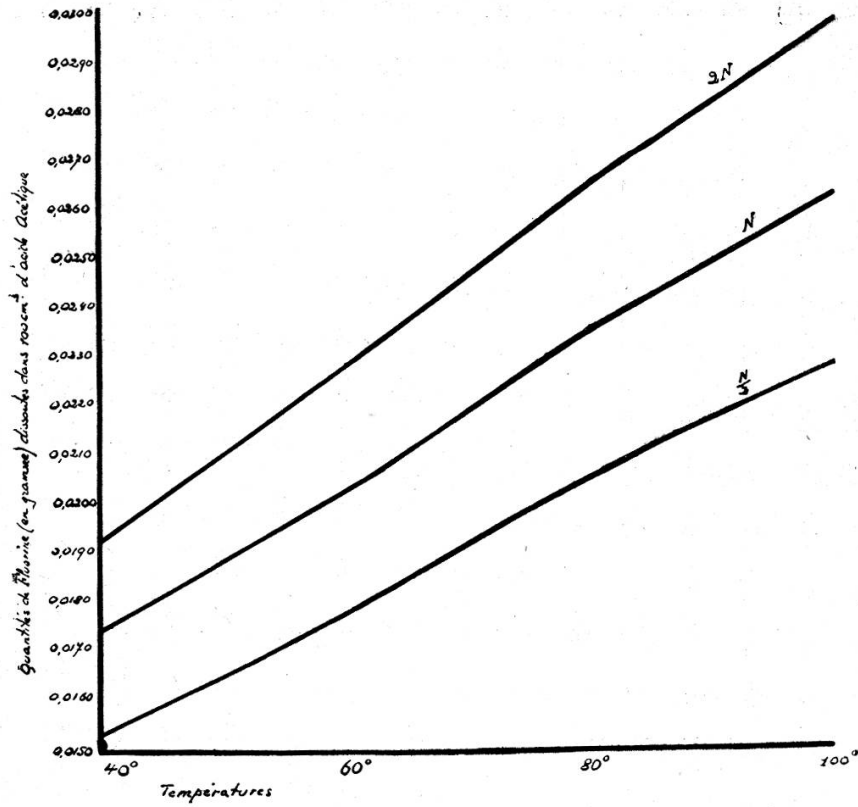
- I. de 200 cm³ d'acide acétique 2N (de titre 0,120);
- II. de 200 cm³ d'acide acétique N (de titre p,060)
- III. de 200 cm³ d'acide acétique $\frac{N}{2}$ (de titre 0,030).

puis nous les avons soigneusement bouchés.

Les trois récipients furent introduits dans le thermostat et l'appareil mis en marche (ce mode de faire nous permettait d'opérer en même temps pour les 3 dissolvants). Il était nécessaire d'agiter continuellement pour que la dissolution se poursuive convenablement. Au bout de 3 heures, nous faisons une prise de 100 cm³ en opérant comme suit: la dissolution est filtrée à travers un entonnoir porté à la même température que le thermostat grâce à une enveloppe remplie d'eau qu'on chauffe plus ou moins. Le liquide filtré est reçu dans un ballon jaugé de 100 cm³.

Cette prise, évaporée à sec, en capsule de platine est calcinée au chalumeau pendant trois heures et pesée comme CaO, puis en ajoutant H₂SO₄, on transforme en sulfate et dose comme tel.

La différence de poids entre la capsule vide et la capsule



après l'expérience, nous donne la quantité de fluorure de calcium dissous.

Résultats des expériences.

Le fluorure de calcium sec et calciné, nous avons fait nos expériences dans les trois solutions différentes à 40°, 60°, 80°, 100°. Ceci, pour avoir un nombre de points suffisant pour établir notre courbe d'une façon certaine. A chaque température, nous avons fait deux essais parallèles, de manière à être sûrs de nos résultats qui nous ont donné les chiffres suivants :

(Tous les poids indiquent la quantité du sel dissous dans 100 cm³ du dissolvant).

40°	Dans CH ₃ .COOH de concentration	$\frac{N}{2} = 0,0153$
»	»	N = 0,0175
»	»	2N = 0,0192
60°	» concentration	$\frac{N}{2} = 0,0178$
»	»	N = 0,0203
»	»	2N = 0,0229
80°	» concentration	$\frac{N}{2} = 0,0206$
»	»	N = 0,0237
»	»	2N = 0,0267
100°	» concentration	$\frac{N}{2} = 0,0229$
»	»	N = 0,0264
»	»	2N = 0,0300

D'après ces résultats, nous avons tracé les deux courbes de la page 49.

I. L'une représente la quantité de sel dissous en fonction des concentrations. En abscisse, nous avons porté les concentrations et en ordonnée la quantité de fluorure dissous en grammes.

II. L'autre la quantité de sel dissous (en ordonnée) en fonction des températures (en abscisse).