De quelques réaction dans lesquelles le chlorate de potassium joue le rôle de corps chlorurant

Autor(en): **Mollins, J. de**

Objekttyp: **Article**

Zeitschrift: **Bulletin de la Société Vaudoise des Sciences Naturelles**

Band (Jahr): **12 (1873-1874)**

Heft 69

PDF erstellt am: **25.05.2024**

Persistenter Link: https://doi.org/10.5169/seals-287483

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Inhalten der Zeitschriften. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern.
Die auf der Plattform e-periodica veröffentlichten Dokumente stehen für nicht-kommerzielle Zwecke in Lehre und Forschung sowie für die private Nutzung frei zur Verfügung. Einzelne Dateien oder Ausdrucke aus diesem Angebot können zusammen mit diesen Nutzungsbedingungen und den korrekten Herkunftsbezeichnungen weitergegeben werden.
Das Veröffentlichen von Bildern in Print- und Online-Publikationen ist nur mit vorheriger Genehmigung der Rechteinhaber erlaubt. Die systematische Speicherung von Teilen des elektronischen Angebots auf anderen Servern bedarf ebenfalls des schriftlichen Einverständnisses der Rechteinhaber.

Haftungsausschluss

Alle Angaben erfolgen ohne Gewähr für Vollständigkeit oder Richtigkeit. Es wird keine Haftung übernommen für Schäden durch die Verwendung von Informationen aus diesem Online-Angebot oder durch das Fehlen von Informationen. Dies gilt auch für Inhalte Dritter, die über dieses Angebot zugänglich sind.

Ein Dienst der *ETH-Bibliothek*
ETH Zürich, Rämistrasse 101, 8092 Zürich, Schweiz, www.library.ethz.ch

http://www.e-periodica.ch

De quelques réactions dans lesquelles le chlorate de potassium joue le rôle de corps chlorurant.

Soufre et chlorate de potassium.

Au mois de novembre dernier, comme j'étais occupé à préparer les expériences du cours de chimie de l'université de Zurich, je fus frappé de l'odeur caractéristique de chlorure de soufre qui se dégage quand on fait exploder, dans un pilon, un mélange de soufre et de chlorate de potassium.

M. le professeur Merz, auquel je fis part de cette observation, me conseilla de soumettre le mélange explosible ajouté de beaucoup de sable à l'action de la chaleur, en condensant les produits qui se dégageraient.

Cette distillation s'effectua très pacifiquement, et j'obtins un liquide jaunâtre possédant l'odeur nauséabonde caractéristique du chlorure de soufre. — Le point d'ébullition du liquide encore brut était 136° (température non corrigée); le chlorure S_2Cl_2 pur distille à 138-139°.

Le sable siliceux très-sec employé à cet effet avait été préalablement traité par l'acide nitrique concentré, puis lavé.

Dix grammes de chlorate de potassium et dix grammes de soufre ajoutés de 100 grammes de sable, me donnèrent

environ 300 cent. cubes de chlorure de soufre; plusieurs expériences me donnèrent cependant beaucoup moins de ce produit.

Pour éviter toute explosion pendant le mélange des corps, l'on doit d'abord pulvériser le chlorate de potassium, ensuite y ajouter le sable, et enfin effectuer le mélange intime avec la fleur de soufre. — Après la réaction, le sable restant dans la cornue est extrait par l'eau; il cède à ce liquide du sulfate et du chlorure de potassium, mais point de sulfure de ce métal.

Une étude approfondie pourrait seule expliquer cette réaction, au sujet de laquelle plusieurs théories peuvent être émises.

Après avoir trouvé cette formation de chlorure de soufre, j'ai essayé si du chlorate de potassium en agissant sur les corps du groupe du phosphore, ne produirait pas aussi les chlorures de ces corps.

Phosphore et chlorate de potassium.

L'action du chlorate de potassium sur le phosphore amorphe est accompagnée d'une explosion si extraordinairement violente que j'ai préféré laisser le phosphore de côté et agir avec l'arsenic et l'antimoine.

Arsenic et chlorate de potassium.

L'arsenic pulvérisé très-fin et mélangé à du chlorate de potassium, également en poudre impalpable, ne produit

pas d'explosion par le frottement dans le pilon; si l'on chauffe le mélange, il se produit une faible détonation, ce qui m'a contraint d'y ajouter du sable jusqu'à ce que la réaction s'effectuât tout à fait pacifiquement. Il me serait difficile de dire au juste la quantité de sable nécessaire; il est bon d'en faire soi-même l'essai, une trop grande quantité de ce corps inerte entravant de beaucoup la réaction.

Par la distillation de ce mélange, j'ai obtenu un liquide légèrement jaunâtre, distillant encore brut à 129° (temp. non corrigée); le trichlorure d'arsenic bout à 132°. — Ce liquide, décomposé par l'eau, donne avec l'hydrogène sulfuré un beau précipité jaune, et avec le nitrate d'argent un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique.

Je n'ai pas encore recherché quels sont les produits que renferme le sable après la réaction de l'arsenic sur le chlorate de potassium.

Antimoine et chlorate de potassium.

L'antimoine pulvérisé et mélangé à du chlorate de potassium peut être chauffé sans adjonction de sable; la réaction est très vive peu après la fusion du chlorate, et si l'on adapte à l'éprouvette un long tube, il s'y dépose une poudre blanche. Cette poudre, portée sur le zinc et humectée, produit une tache d'antimoine métallique. Les oxydes de l'antimoine ne produisant point de tache sur le zinc, nous avons très probablement dans cette poudre un mélange de chlorure et d'oxydes d'antimoine.

J'espère pouvoir approfondir encore ces recherches et en tirer un appui pour la théorie qui attribue au chlorate

de potassium la structure K—O—O—O—Cl ; structure d'après laquelle le potassium ne serait pas directement uni au chlore; ce dernier élément serait facilement détaché du groupement d'atomes par des corps jouissant, vis-à-vis de lui, d'une affinité relativement plus faible que celle du potassium.

J. DE MOLLINS, Dr phil.

De l'action de quelques hydrates métalliques sur le soufre.

Peu après avoir constaté que le chlorate de potassium avec le soufre donne du chlorure de soufre par l'action de la chaleur, je voulus essayer si peut-être l'hypochlorite de calcium jouissait de la même propriété.

Je chauffai dans ce but du chlorure de chaux du commerce avec du soufre ; contre mon attente, il ne se produisit point de chlorure de soufre ; mais, par contre, de l'hydrogène sulfuré prit naissance. — Le premier assistant (préparateur), M. le Dr Abeljang, était à ce moment

auprès de moi, et je lui fis constater ce fait probablement non encore observé. Nous fîmes alors ensemble quelques essais, et nous trouvâmes que l'hydrate de calcium accompagnant l'hypochlorite de ce métal était le corps qui avait réagi sur le soufre. — D'autres hydrates métalliques, par exemple la potasse caustique et l'hydrate de fer, nous donnèrent aussi de l'hydrogène sulfuré quand nous les chauffâmes avec du soufre. — Vers la fin de la réaction, il se produisait un abondant dégagement d'acide sulfureux.

Ce fait semblant mériter considération, je l'ai depuis lors un peu approfondi en étudiant spécialement le cas du soufre en présence de l'hydrate de calcium.

Si l'on calcine un mélange de chaux éteinte et de soufre, il se dégage au premier moment de la vapeur d'eau; puis, au bout de peu temps, il se produit à une température relativement basse un dégagement d'hydrogène sulfuré; j'ai fait cela jusqu'à trois heures de suite et chaque fois il se dégageait de ce gaz en abondance.

Avec 20 grammes de soufre et 40 grammes de chaux vive (éteinte avant le mélange) j'obtins environ 10 à 12 litres d'hydrogène sulfuré.

Une fois que j'effectuais cette réaction dans un ballon muni d'un tube de dégagement, j'observai que les gouttes d'eau condensées retombant sur la masse chaude produisaient chaque fois un dégagement plus fort.

L'on pourrait faire ainsi un appareil dans lequel l'eau tomberait goutte à goutte sur le mélange chaud de soufre et d'oxyde de calcium.

Cette réaction ne nécessite pas une forte chaleur; — j'ai observé les températures en introduisant le petit ballon

de dégagement dans un bain d'air muni d'un thermomètre. Le tube de dégagement plongeait dans de l'acétate de plomb.

La réaction commence à 130°, faible jusqu'à 200; de 200 à 250° le dégagement augmente et de 250 à 270 il est très régulier. — La masse, humectée après le refroidissement, produit de nouveau, déjà à 120°, de l'hydrogène sulfuré; de 250 à 260° le courant de gaz semble plus fort que la première fois.

Le résidu de ce mélange de soufre et de chaux contient des polysulfures de calcium; probablement aussi des sulfites et des hyposulfites, je n'ai pu constater si, traité par les acides, il dégage de l'acide sulfureux dont l'odeur est probablement couverte par celle de l'hydrogène sulfuré.

Deux réactions sont possibles :

$$2Ca(OH)_2 + 4S = 2H_2S + CaO + CaS_2O_3;$$

ou bien :

$$Ca(OH)_2 + 3S = H_2S + SO_2 + CaS.$$

La seconde hypothèse semble invraisemblable, du moins quand on agit à basse température; car l'acide sulfureux ne se produit bien visiblement que lorsqu'on chauffe jusqu'au rouge, alors que le dégagement d'hydrogène sulfuré a presque cessé.

J. DE MOLLINS, Dr phil.