Sur l'altération à l'air du sulfite de soude cristallisé [fin]

Autor(en): **Lumière, A. / Lumière, L. / Seyewetz, A.**

Objekttyp: **Article**

Zeitschrift: **Revue suisse de photographie**

Band (Jahr): **16 (1904)**

PDF erstellt am: **23.05.2024**

Persistenter Link: https://doi.org/10.5169/seals-523973

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

SUR L'ALTÉRATION A L'AIR

DU

SULFITE DE SOUDE CRISTALLISÉ

par MM. A. et L. Lumière et A. Seyewetz.

(FIN)

2° Altération des solutions aqueuses de sulfite de soude cristallisé.

Ces essais ont été faits dans les mêmes conditions que ceux déjà décrits dans notre précédente étude[1] en exposant dans des flacons de deux litres à moitié pleins, 1 litre de solution de titres variés : 1 %, 2 %, 6 %, 10 %, 20 %, 40 %. Ces teneurs sont le double de celles que nous avions employées dans le cas du sulfite anhydre, elles correspondent donc au même poids de $SO^3 Na^2$.

Pour chaque dilution, on avait 2 flacons, l'un bouché et l'autre ouvert, mais tous deux à moitié pleins.

Nous avons répété ces expériences sur le sulfite cristallisé, bien que les ayant déjà faites avec le sulfite anhydre, parce que l'on remarque que ce dernier ne paraît se combiner que lentement à l'eau pour se transformer en sulfite hydraté. On constate, en effet, qu'à la température ordinaire, l'eau dissout sensiblement les mêmes poids de sulfite anhydre et de sulfite cristallisé, malgré que le premier renferme à poids égal deux fois plus de $SO^3 Na^2$ que le second.

Nous ne nous sommes pas bornés à étudier l'oxydation à l'air des solutions de sulfite cristallisé normal, mais nous avons recherché l'influence qu'exerce sur cette oxydation la présence dans la solution d'un excès de bisulfite ou de carbonate de soude. On a jugé inutile de répéter ces derniers essais avec tous les degrés de dilution, mais on a opéré seulement sur la solution à 2 %.

---

[1] *Bulletin de la Société française de photographie*, 1904.

Une partie de cette dernière a été additionnée de 5 cc. d'acide chlorhydrique par litre pour la rendre acide, on a ajouté à l'autre portion 2 gr. de carbonate de soude anhydre par litre, pour lui donner une forte réaction alcaline. Les solutions ont été réparties comme les précédentes, dans des flacons de deux litres à moitié pleins, en observant les phénomènes produits en flacon ouvert et en flacon bouché.

Les titrages journaliers des liqueurs ayant donné des résultats comparables à ceux que nous avons indiqués à propos du sulfite de soude anhydre, nous jugeons inutile de les donner de nouveau ici.

Nous indiquerons seulement les résultats comparatifs obtenus dans le titrage d'une solution à 2 %, préparée, d'une part, avec le sulfite cristallisé normalement, d'autre part, avec ce même sulfite dont la solution a été additionnée d'acide ou d'alcali dans les conditions indiquées plus haut.

Voici les résultats comparatifs obtenus dans ces titrages :

NATURE ET TENEUR DE LA SOLUTION	DURÉE DU CONTACT AVEC L'AIR	POIDS DE SULFITE OXYDÉ pour 100 gr. de sulfite cristal. total employé	POIDS DE SULFITE OXYDÉ pour 100 cc. de solution après 6 jours
SOLUTION A 2 % de sulfite cristallisé normalement.			
Flacon à moitié plein ouvert.	Après 6 jours . . Après 8 jours, oxydation totale.	94 %	1 gr. 88
Flacon à moitié plein et bouché.	Après 6 jours . . Après 1 mois, oxydation totale.	36 %	0 gr. 72
SOLUTION A 2 % de sulfite cristallisé en liqueur acide.			
Flacon à moitié plein ouvert.	Après 6 jours . . Après 1 mois. . .	23 % 66 %	0 gr. 46
Flacon à moitié plein et bouché.	Après 6 jours . . Après 1 mois. . .	19 % 33 %	0 gr. 38
SOLUTION A 2 % de sulfite cristallisé en liqueur alcaline			
Flacon à moitié plein ouvert.	Après 6 jours . . Après 12 jours, oxydation totale.	82 %	1 gr. 64
Flacon à moitié plein et bouché.	Après 6 jours . . Après 20 jours, oxydation totale.	55 %	1 gr. 10

Les chiffres du tableau précédent n'ont rien d'absolu, leur comparaison seule est intéressante, car ils ont été obtenus dans des conditions identiques avec les six solutions mentionnées. Ces nombres varient, en effet, suivant la dimension des flacons, la quantité de liquide qu'ils renferment, la surface de contact du liquide avec l'air, la température extérieure, la fréquence des titrages, etc. Il ressort des chiffres précédents, que la solution de sulfite cristallisé à 2 $^0/_0$, additionnée d'une petite quantité d'acide chlorhydrique (c'est-à-dire renfermant un peu de bisulfite de soude), s'altère beaucoup moins à l'air que cette même solution non additionnée d'acide ou renfermant une petite quantité de carbonate de soude [1], ces deux dernières paraissent s'altérer sensiblement de la même façon en flacon ouvert, les différences entre les chiffres des titrages sont peu importantes. En flacon bouché, la solution alcaline paraît pourtant plus altérable que l'autre.

Conclusions.

1° Le sulfite de soude cristallisé à l'état solide s'altère facilement à l'air et cela d'autant plus rapidement que la température extérieure est plus élevée et l'atmosphère moins humide ;

2° Cette altération n'est pas une oxydation dans la majorité des cas, mais une simple déshydratation, et il est possible, en exposant le sulfite cristallisé dans l'air sec pendant un temps suffisant à la température ordinaire, de le déshydrater complètement sans qu'il se produise (contrairement à ce qu'on a supposé jusqu'ici) une quantité notable de sulfate ;

3° Les solutions aqueuses de sulfite cristallisé se comportent à l'air comme les solutions correspondantes de sulfite anhydre ; en solution diluée elles absorbent très rapidement l'oxygène de l'air, tandis qu'en solution concentrée cette absorption est très lente ;

4° Les solutions diluées préparées avec du sulfite de soude cristallisé en liqueur acide sont beaucoup moins altérables à l'air que les solutions de même concentration, préparées avec du sulfite cristallisé en liqueur neutre ou alcaline.

Au point de vue pratique, cette étude démontre donc l'avantage qu'il y a à se servir pour la préparation des révélateurs du sulfite anhydre plutôt que du sulfite cristallisé.

Le sulfite cristallisé, en effet, bien que ne s'oxydant pas sensiblement à l'air, se déshydrate constamment dans l'air sec ; sa composition n'est pas constante.

En outre, les solutions de sulfite qui doivent être conservées seront préparées à un état de concentration d'autant plus grand, que l'on voudra mieux éviter leur altération.

---

[1] Nous avons vu plus haut qu'à l'état solide, c'est au contraire le sulfite de soude cristallisé en solution acide qui paraît s'altérer le plus facilement à l'air.