

www.e-rara.ch

Traité théorique et pratique de l'impression des tissus

Persoz, J.

Paris, 1846

ETH-Bibliothek Zürich

Shelf Mark: Rar 1207

Persistent Link: <https://doi.org/10.3931/e-rara-13361>

Chapitre VII. Nitrogène (azote) et ses composés oxydés.

www.e-rara.ch

Die Plattform e-rara.ch macht die in Schweizer Bibliotheken vorhandenen Drucke online verfügbar. Das Spektrum reicht von Büchern über Karten bis zu illustrierten Materialien – von den Anfängen des Buchdrucks bis ins 20. Jahrhundert.

e-rara.ch provides online access to rare books available in Swiss libraries. The holdings extend from books and maps to illustrated material – from the beginnings of printing to the 20th century.

e-rara.ch met en ligne des reproductions numériques d'imprimés conservés dans les bibliothèques de Suisse. L'éventail va des livres aux documents iconographiques en passant par les cartes – des débuts de l'imprimerie jusqu'au 20e siècle.

e-rara.ch mette a disposizione in rete le edizioni antiche conservate nelle biblioteche svizzere. La collezione comprende libri, carte geografiche e materiale illustrato che risalgono agli inizi della tipografia fino ad arrivare al XX secolo.

Nutzungsbedingungen Dieses Digitalisat kann kostenfrei heruntergeladen werden. Die Lizenzierungsart und die Nutzungsbedingungen sind individuell zu jedem Dokument in den Titelinformationen angegeben. Für weitere Informationen siehe auch [Link]

Terms of Use This digital copy can be downloaded free of charge. The type of licensing and the terms of use are indicated in the title information for each document individually. For further information please refer to the terms of use on [Link]

Conditions d'utilisation Ce document numérique peut être téléchargé gratuitement. Son statut juridique et ses conditions d'utilisation sont précisés dans sa notice détaillée. Pour de plus amples informations, voir [Link]

Condizioni di utilizzo Questo documento può essere scaricato gratuitamente. Il tipo di licenza e le condizioni di utilizzo sono indicate nella notizia bibliografica del singolo documento. Per ulteriori informazioni vedi anche [Link]

paraître. Les choses ne se passent plus ainsi quand ce même tissu, avant d'être lavé, est préalablement plongé dans de l'eau tenant en suspension de l'arséniate, parce qu'alors l'oxide se combine avec le tissu. C'est en vertu de cette propriété que possède l'arséniate de favoriser l'union des oxides avec les tissus que quelques fabricants l'emploient comme sel à bouser, après toutefois l'avoir saturé : 2028^{gr.},68 de bi-arséniate exigent, pour être saturé,

$$\text{Savoir : } \left\{ \begin{array}{l} 642,36 \text{ craie.} \\ 866,35 \text{ carbonate potassique.} \\ 667,34 \text{ carbonate sodique.} \\ 1792,17 \text{ cristaux de soude.} \end{array} \right.$$

Malgré tous les services que rendent à la toile peinte les préparations arsenicales, on doit désirer vivement que celles du moins qui sont oxidées soient remplacées par les combinaisons correspondantes du phosphore, car l'usage considérable qu'on fait des premières exerce inévitablement une fâcheuse influence sur l'état hygiénique des personnes qui s'abreuvent de l'eau dans laquelle s'écoulent ces préparations empoisonnées.

CHAPITRE VII.

NITROGÈNE (AZOTE) ET SES COMPOSÉS OXIDÉS.

ACIDE NITRIQUE, NITRATE POTASSIQUE.

Acide nitrique.

	Anhydre.	Hydraté.
Formule.	$\ddot{\text{N}}$	$\ddot{\text{N}} + \text{H}^2\text{O}$
Équivalent.	677,02	789,50

§ 64. L'acide nitrique anhydre est inconnu; il n'existe qu'en combinaison avec les bases salifiables et avec l'eau. C'est la combinaison qu'il forme avec cette dernière qui est désignée depuis longtemps dans les arts sous le nom d'eau-forte;

dénomination que des chimistes ont remplacée, dans ces derniers temps, par celle d'*acide azotique*.

L'acide nitrique pur est incolore; étendu d'eau, il ne doit précipiter ni par les sels barytiques ni par les sels argentiques; chauffé, il ne doit point dégager de vapeur rutilante; et enfin, évaporé sur une lame de platine, il doit disparaître sans laisser de résidu.

§ 65. L'acide nitrique du commerce peut renfermer :

1° *Une quantité plus ou moins grande de vapeur nitreuse*, provenant de la décomposition qu'éprouve durant sa préparation une portion de l'acide nitrique. Un acide de cette nature est reconnaissable à sa couleur jaune-orangé, et à la propriété qu'il a de décolorer une dissolution de sulfate manganique ou de manganate potassique.

2° *Du chlorure hydrique* provenant des chlorures qui se trouvaient dans le nitrate employé à la préparation de l'acide nitrique. Depuis que, pour la préparation de ce corps, on fait usage de nitrate sodique, il contient souvent de très fortes proportions de chlorure hydrique, reconnaissable par le nitrate argentique, lequel y détermine un précipité abondant de chlorure argentique qui, lavé et desséché, fait connaître le poids du chlorure hydrique contenu dans l'acide nitrique.

3° *Des quantités variables d'acide sulfurique*, de sulfate potassique ou sodique de nitrates des mêmes bases qui ont pu être entraînées mécaniquement pendant la distillation. La présence de l'acide sulfurique libre ou combiné se décèle par le chlorure ou le nitrate barytique, puisque ces derniers font naître un précipité blanc de sulfate barytique insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique pur, et qu'au besoin on peut recueillir, laver, dessécher et peser, pour en déduire la quantité d'acide sulfurique.

En faisant évaporer quelques gouttes d'acide nitrique sur une lame de platine, elles y laisseront un résidu dans le cas où l'acide contiendrait des matières salines. Pour connaître la

nature de celles-ci, on fera alors évaporer 30 ou 40 gr. d'acide dans une capsule de platine ou de porcelaine, et l'on constatera la nature du résidu obtenu. S'il renferme des sulfates, on les reconnaîtra par les sels barytiques; si ce sont des nitrates, un mélange de sulfate ferreux et d'acide sulfurique permettra d'en constater la présence. Quant à la nature de la base, si c'est de la potasse, le chlorure platinique y déterminera un précipité jaune; si c'est de la soude, il n'y aura pas de précipité par ce réactif, mais on en obtiendra un en y versant une dissolution d'antimoniate potassique pur.

§ 66. L'acide nitrique étant susceptible de former plusieurs combinaisons avec l'eau, celui qui est livré par le commerce peut en renfermer des quantités variables qui en changent la valeur et que, par cela même, il est nécessaire de déterminer. Les procédés de dosage qu'on emploie à cette fin sont du genre de ceux dont nous avons déjà parlé en traitant de l'acide sulfurique du commerce, § 13-14; ils consistent à faire servir la densité ou la capacité de saturation d'un sel acide étendu d'eau, pour arriver à la connaissance exacte de la quantité d'acide réel qu'il contient sous un poids ou sous un volume donné.

Voici, d'après M. Thénard, le rapport qui existe entre la densité de divers acides nitriques et la quantité d'acide réel qu'ils renferment.

Densité.	Acide sec ou réel pour 100 parties.
1,513	85,7
1,498	84,2
1,478	72,9
1,434	62,9
1,422	61,9
1,376	51,9

Nous donnons enfin, d'après le docteur Ure, un tableau plus étendu, et où se trouvent indiquées les quantités d'acide nitrique

anhydre et hydraté que renferment les acides nitriques étendus d'eau.

DENSITÉ.	100 parties d'acide renferment :		DENSITÉ.	100 parties d'acide renferment :		DENSITÉ.	100 parties d'acide renferment :	
	Acide nitrique anhydre.	Acide nitrique hydraté à 1,50.		Acide nitrique anhydre.	Acide nitrique hydraté à 1,50.		Acide nitrique anhydre.	Acide nitrique hydraté à 1,50.
1,5000	79,700	100	1,3783	52,602	66	1,1833	25,504	32
1,4980	78,903	99	1,3732	51,805	65	1,1770	24,707	31
1,4960	78,106	98	1,3681	51,068	64	1,1709	23,900	30
1,4940	77,309	97	1,3630	50,211	63	1,1648	23,113	29
1,4910	76,512	96	1,3579	49,414	62	1,1587	22,316	28
1,4880	75,715	95	1,3529	48,617	61	1,1526	21,519	27
1,4850	74,918	94	1,3477	47,820	60	1,1465	20,722	26
1,4820	74,121	93	1,3427	47,023	59	1,1403	19,925	25
1,4790	73,324	92	1,3376	46,226	58	1,1345	19,128	24
1,4760	72,527	91	1,3323	45,429	57	1,1286	18,331	23
1,4730	71,730	90	1,3270	44,632	56	1,1227	17,534	22
1,4700	70,933	89	1,3216	43,835	55	1,1168	16,737	21
1,4670	70,136	88	1,3163	43,038	54	1,1109	15,940	20
1,4640	69,339	87	1,3110	42,241	53	1,1051	15,143	19
1,4600	68,542	86	1,3056	41,444	52	1,0993	14,346	18
1,4570	67,745	85	1,3001	40,647	51	1,0935	13,549	17
1,4530	66,948	84	1,2947	39,850	50	1,0878	12,752	16
1,4500	66,155	83	1,3887	39,053	49	1,0821	11,955	15
1,4460	65,354	82	1,2826	38,256	48	1,0764	11,158	14
1,4424	64,557	81	1,2765	37,459	47	1,0708	10,360	13
1,4385	63,760	80	1,2705	36,662	46	1,0651	9,564	12
1,4346	62,963	79	1,2644	35,865	45	1,0595	8,767	11
1,4306	62,166	78	1,2583	35,068	44	1,0540	7,970	10
1,4269	61,369	77	1,2523	34,271	43	1,0485	7,173	9
1,4228	60,572	76	1,2462	33,474	42	1,0430	6,376	8
1,4189	59,775	75	1,2402	32,677	41	1,0375	5,579	7
1,4147	58,978	74	1,2341	31,880	40	1,0320	4,782	6
1,4107	58,181	73	1,2277	31,083	39	1,0267	3,985	5
1,4065	57,384	72	1,2212	30,286	38	1,0212	3,188	4
1,4023	56,587	71	1,2148	29,489	37	1,0159	2,391	3
1,3978	55,790	70	1,2084	28,692	36	1,0106	1,594	2
1,3945	54,993	69	1,2019	27,895	35	1,0055	0,797	1
1,3882	54,196	68	1,1958	27,098	34			
1,3833	53,399	67	1,1895	26,301	33			

§ 67. **Applications.** L'acide nitrique, ainsi que tous les acides en général, peut être employé à saturer des bases en formant avec elles des sels, et, sous ce rapport, il est souvent préféré

à d'autres acides, par la raison que les composés salins auxquels il donne naissance (les nitrates) sont, pour la plupart, solubles. Contenant une grande quantité d'oxygène qu'il cède avec facilité à tous les corps simples ou composés susceptibles de s'unir à ce gaz, l'acide nitrique sert à oxider : 1° les métaux, soit qu'on ait en vue d'obtenir un métal simplement oxidé, soit qu'on veuille l'obtenir en combinaison avec lui (voyez la préparation des nitrates zincique, cuivrique, plombique, bismuthique et mercurique); 2° plusieurs sels ferreux, non seulement pour faire passer ceux-ci à l'état de sels ferriques, mais aussi, comme nous le verrons en traitant des mordants de fer, pour y déterminer la formation de l'ammoniaque; 3° l'étain et le chlorure stanneux, en formant ce qu'on appelle vulgairement la composition d'étain, employée tant à la teinture qu'à l'avivage des roses garancés, et de quelques couleurs d'application; 4° et enfin le bois, le sucre et la fécule pour préparer l'acide oxalique artificiel. Mélangé avec le chlorure hydrique, il constitue l'*eau régale*, dans laquelle on dissout l'or et le platine. En contact avec le chlorate potassique, il joue le rôle d'agent oxidant énergique; enfin il sert à teindre en jaune et même à produire des impressions de cette couleur sur tissus de laine et de soie, ces tissus animaux étant, comme on le sait, désorganisés et colorés en jaune par cet acide. Cette coloration doit rendre le fabricant circonspect dans l'emploi qu'il fait des nitrates acides pour les impressions sur laine et sur soie quand il s'agit des couleurs qui sont modifiées par la présence du jaune.

Nitrate potassique.

Formule. KNO_3

Équivalent. 1266 gr.

§ 68. Il est connu dans le commerce sous les dénominations de *salpêtre*, de *nitre*, et enfin d'*azotate et nitrate de potasse*. Le nitrate potassique fuse fortement sur les charbons allumés; il est très soluble dans l'eau, et, comme sa solution

est la seule qui ne trouble aucune solution saline à base barytique, plombique ou argentique, il est facile de s'assurer de sa pureté; celui du commerce contient toujours de très faibles proportions de chlorure sodique, et par conséquent détermine un léger trouble dans une dissolution de nitrate argentique.

§ 69. **Applications.** Le nitrate potassique entre dans la composition de quelques mordants, principalement de ceux à base de fer. Il fait aussi partie de quelques dissolutions d'étain, et, mélangé avec du chlorure hydrique, il constitue une véritable eau régale.

En apportant une scrupuleuse attention au rôle que joue le nitrate potassique dans les circonstances très variées où on l'utilise, il est facile de se convaincre que les applications qu'on en fait dépendent toutes de l'acide nitrique qui le constitue; c'est pour cette raison que nous en avons parlé ici.

CHAPITRE VIII.

CARBONE ET HYDROGÈNE.

HYDROGÈNE CARBONÉ, OXIDE CARBONIQUE, ACIDE CARBONIQUE,
EAU, EAU OXIGÉNÉE.

	Carbone.	Hydrogène.
Formule.	C	H
Équivalent.	75	12,48

§ 70. Nous n'avons point à examiner ici ces corps dans leur isolement ou dans leur état de pureté, mais bien dans leurs combinaisons, soit seulement entre eux, soit avec des corps étrangers, combinaisons qui constituent une classe de matières premières de la plus haute importance pour le fabricant; je veux parler du combustible. Si, vu la spécialité qui nous occupe, nous ne pouvons examiner cette question dans tous ses détails et avec l'étendue que son importance réclame, ce qui nous conduirait trop loin, nous voulons du moins essayer de poser quelques principes qui se rattachent à ce sujet, et indiquer les sources où l'on pourra puiser tous les éclaircissements désirables.