

# Salpetersäure und Nitrate

Anna Heynkes

3.5.2005, Aachen

Dieser Text entstand als Hausaufgabe im zweiten Halbjahr der Jahrgangsstufe 10 und sollte sich allein an unserem Chemiebuch orientieren. Ausführlichere und weitergehende Informationen finden sich in einem **Text** meines Vaters.

## 1 Salpetersäure

Wohl etwas zu sehr auf die anorganische Chemie fixiert, nennt unser Chemiebuch Salpetersäure die wichtigste Stickstoffverbindung nach Ammoniak. Dennoch nennt es nur die Molekülformel  $HNO_3$ , und man sucht vergeblich nach einer **Lewis-Struktur**.

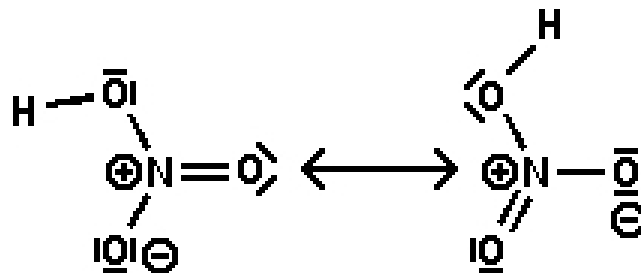


Abbildung 1: Mesomere Grenzstrukturen der Salpetersäure

Reine, 100%ige Salpetersäure ist eine farblose Flüssigkeit mit einer Siedetemperatur von  $83^{\circ}\text{C}$ , die an der Luft einen Nebel bildet und deshalb rauchende Salpetersäure genannt wird.



Unter Lichteinwirkung zerfällt Salpetersäure und bildet das braune Stickstoffdioxid ( $NO_2$ ), welches die Salpetersäure gelb färbt. Leider ohne jede Erklärung verwendet das Buch neben dem Begriff der reinen Salpetersäure mit ihrer genannten Konzentration von 100% den unbestimmten Begriff der konzentrierten Salpetersäure, deren Konzentration es mit 65-69% Massenanteilen angibt. Mit dem ebenfalls nicht erklärten Begriff Massenanteil ist wohl der Anteil des Gewichtes der Salpetersäure am Gesamtgewicht der sogenannten konzentrierten Salpetersäure gemeint. Der Rest dürfte aus  $NO_2$ ,  $NO_3^{\oplus}$ ,  $H_3O^{\oplus}$  und Wasser bestehen, das im Buch allerdings unerwähnt bleibt. Konsequenterweise verzichtet das Buch auch

auf eine Erklärung dafür, dass konzentrierte Salpetersäure keine höhere Konzentration als 69% erreicht. Wer es wissen will, muß in geeigneteren Quellen nach **azeotropen Gemischen** suchen und findet da vielleicht auch die im Buch fehlenden Hinweise auf die Gefährlichkeit der Salpetersäure.

Mit Wasser reagiert Salpetersäure als sehr starke Säure praktisch vollständig zu natürlich jeweils hydratisierten Nitrat- und **Hydronium-Ionen**:



## 1.1 Verwendung

In Deutschland sollen 1990 etwa 3 Millionen Tonnen Salpetersäure produziert worden sein. Größtenteils wurde sie zu Düngemitteln verarbeitet. Man macht aus ihr aber auch Medikamente, Pflanzenschutzmittel, Farb-, Kunst und Sprengstoffe.

## 1.2 Großtechnische Herstellung

Im großen Maßstab wird Salpetersäure durch katalytische Oxidation von Ammoniak hergestellt. Dazu wird ein Ammoniak/Luft-Gemisch bei etwa 700°C durch ein feinmaschiges, rotglühendes Platinnetz geleitet. An dem heißen Katalysator Platin reagieren Ammoniak und Sauerstoff in einer exothermen Reaktion zu Stickstoffmonoxid und Wasser.

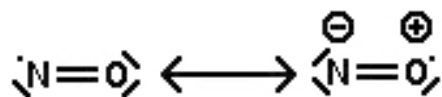


Abbildung 2: Mesomere Grenzstrukturen des Stickstoffmonoxids

Stickstoffmonoxid reagiert mit weiterem Sauerstoff sofort weiter zu Stickstoffdioxid, welches dann mit Wasser zu Salpetersäure reagiert.

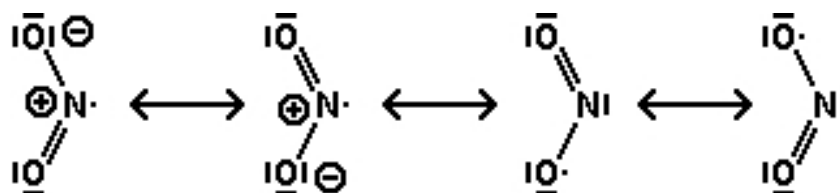
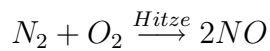


Abbildung 3: Mesomere Grenzstrukturen des Stickstoffdioxids

Man kann Stickstoffmonoxid in einer stark endothermen, also nicht freiwillig ablaufenden Reaktion, auch direkt aus dem aufgrund seiner **Dreifachbindung** sehr reaktionsträgen

Stickstoff ( $N_2$ ) erzeugen, wenn man die „wenig aneinander interessierten“ Reaktionspartner in einem über  $3000^\circ\text{C}$  heißen Lichtbogen zusammen bringt.

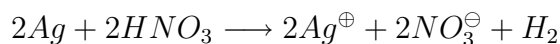


Wegen des hohen Energiebedarfs findet dieses Verfahren aber keine großtechnische Anwendung mehr.

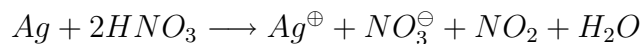
### 1.3 Salpetersäure und Nitrate wirken oxidierend

Konzentrierte Salpetersäure ist ein derart starkes Oxidationsmittel, dass sie Holzwolle spontan entzünden kann. Nach Salzsäure und Schwefelsäure ist Salpetersäure eine der stärksten Säuren und zersetzt sogar Edelmetalle wie Silber. Nur Gold und Platin sind darin beständig. Man bezeichnet Salpetersäure auch als Scheidewasser, weil man mit ihrer Hilfe Silber aus Goldlegierungen herauslösen kann. Vermischt man aber konzentrierte Salpetersäure mit Salzsäure im Volumenverhältnis 1:3, dann entsteht das sogar Gold auflösende Königswasser.

Reagiert Salpetersäure mit relativ unedlen Metallen, dann entstehen bei niedrigen Säurekonzentrationen nur Wasserstoff und die entsprechenden Metallnitate.

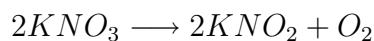


Bei höheren Konzentrationen der Salpetersäure werden auch giftige Stickoxide<sup>1</sup> gebildet.

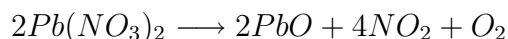


Bei mittleren Konzentrationen von 25-30 Massenprozent entsteht statt des Stickstoffdioxids hauptsächlich das farblose, wenig wasserlösliche Stickstoffmonoxid, welches aber bei Kontakt mit Sauerstoff sofort weiterreagiert und das braune, wasserlösliche Stickstoffdioxid bildet.

Bei hohen Temperaturen zerfallen Alkali- und Erdalkalimetallnitate zu Sauerstoff und Nitriten, den Salzen der salpetrigen Säure  $HNO_2$ :



Schwermetallnitate zerfallen beim Erhitzen in Metalloxide, Stickstoffdioxid und Sauerstoff:



---

<sup>1</sup>sogenannte nitrose Gase, überwiegend Stickstoffmonoxid  $NO$  und Stickstoffdioxid  $NO_2$

## 2 Vorkommen und Verwendung einiger Nitrate

Es gibt nur wenige bedeutende Nitratlagerstätten. Besonders in Indien und China findet man Kaliumnitrat, während Natriumnitrat vor allem in der nordchilenischen Wüste Atacama vorkommt. Um den lange Zeit mit sogenannten Salpeterseglern um Kap Horn herum nach Europa transportierten Chilesalpeter wurde sogar der sogenannte Salpeterkrieg geführt. Zu Beginn des 20. Jahrhunderts verloren diese Lagerstätten ihre Bedeutung, weil man in Europa lernte, Ammoniak, Salpetersäure und Nitrate großtechnisch selbst zu produzieren. Gebraucht wurden Kalium, Natrium und später auch Ammoniumnitrat seit Mitte des 19. Jahrhunderts immer stärker als Mineraldünger.

Als oxidierender Bestandteil des Schwarzpulvers findet Kaliumnitrat Verwendung in einem Sprengstoff. Feuerwerkskörper können Strontium- und Bariumnitrat enthalten.

## 3 Maßnahmen gegen Stickoxide als Teil des sauren Regens

Die durch Verbrennung von molekularem Stickstoff aus der Luft bei hohen Temperaturen gebildeten Stickstoffoxide reagieren mit Luftfeuchtigkeit zu Salpetersäure und werden dadurch zu einem Teil des sauren Regens. Da dieser Böden, Gewässer und Gebäude schädigt, wurden Maßnahmen zu seiner Vermeidung beschlossen. So werden heute im Durchschnitt umweltfreundlichere Brennstoffe verwendet und durch die Wirbelschichtfeuerung sowie andere neue Verbrennungstechniken konnten in Kraftwerken die Verbrennungstemperaturen gesenkt werden. Dadurch entstehen heute weniger Stickstoffoxide, und zusätzlich werden dennoch gebildete Stickstoffoxide durch sogenannte Entstickungsanlagen weitgehend entfernt. Man lässt zu diesem Zweck die Stickstoffoxide mit Ammoniak zu molekularem Stickstoff und Wasser reagieren. Zur Vermeidung von Stickstoffoxidemissionen von Autos werden Katalysatoren eingebaut.