

**DUDEN**

ABI GENIAL

# Chemie



DAS SCHNELL-  
MERK-SYSTEM

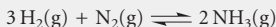
Für  
schnellen  
Lernerfolg

## Berechnung der Gleichgewichtskonstante für die Ammoniaksynthese

Gegeben: Gleichgewichtskonzentrationen (in mol l<sup>-1</sup>)

$$c(\text{NH}_3) = 1,58 \cdot 10^{-5}, \quad c(\text{N}_2) = 3,94 \cdot 10^{-3}, \quad c(\text{H}_2) = 1,14 \cdot 10^{-2}$$

Gesucht: Gleichgewichtskonstante  $K_c$



$$K_c = \frac{k(\rightarrow)}{k(\leftarrow)} = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2) \cdot c^3(\text{H}_2)} = 3,86 \cdot 10^{-2} \text{ l}^2 \text{ mol}^{-2}$$

## Berechnung der Iodkonzentration im Iod-Wasserstoff-Gleichgewicht

Gegeben: Anfangskonzentration des Wasserstoffs  $c_0(\text{H}_2) = 8,1 \text{ mol l}^{-1}$ ,

Gleichgewichtskonzentration des Iodwasserstoffs

$$c(\text{HI}) = 5,64 \text{ mol l}^{-1}, \quad \text{Gleichgewichtskonstante } K_c = 50,2$$

Gesucht: Die Konzentration des Iods  $c(x)$  im Gleichgewicht ( $\uparrow$  S. 42)

$$K_c = \frac{c^2(\text{HI})}{c(x) \cdot c(\text{H}_2)}$$

$$c(x) = \frac{c^2(\text{HI})}{K_c \cdot c(\text{H}_2)}$$

Die Gleichgewichtskonzentration des Wasserstoffs entspricht der Anfangskonzentration, verringert um den Teil, der sich zu Iodwasserstoff umgesetzt hat. Da im Gleichgewicht halb so viel Wasserstoff wie Iodwasserstoff vorliegt, beträgt die Gleichgewichtskonzentration des Wasserstoffs  $c(\text{H}_2) = c_0(\text{H}_2) - \frac{1}{2} c(\text{HI})$ .

Eingesetzt in das MWG ergibt sich nach Umstellen die gesuchte Gleichgewichtskonzentration für Iod:

$$c(x) = \frac{31,8 \text{ mol}^2 \text{ l}^{-2}}{50,2 \cdot \left[ 8,1 - \frac{5,64}{2} \right] \text{ mol l}^{-1}} = 0,12 \text{ mol l}^{-1}$$

## 1.4 Säuren und Basen

### Definitionen von Säuren und Basen

Die Begriffe Säure und Base existieren in der Chemie schon sehr lange; im Lauf der Zeit wurde ihre Bedeutung immer wieder an neue Erkenntnisse angepasst.

Historisch betrachtet versteht man unter Säuren Stoffe, deren wässrige Lösungen sauer schmecken, mit unedlen Metallen unter Wasserstoffentwicklung reagieren, bei Kontakt mit Marmor oder Kalk diese unter Kohlenstoffdioxidentwicklung zersetzen und bestimmte Pflanzenfarbstoffe charakteristisch färben. Die wässrigen Lösungen von Basen fühlen sich seifig an und führen auch bei bestimmten Pflanzenfarbstoffen zu charakteristischen Verfärbungen. Diese Stoffeigenschaften haben zu verschiedenen Definitionen für die Begriffe Säure und Base geführt.

Die Chemiker J. Brønsted (1879–1947) und T. Lowry (1874–1936) haben unabhängig voneinander das Donor-Akzeptor-Konzept bei der Beschreibung von Säure-Base-Reaktionen eingeführt. Ihre Säure-Base-Theorie ist für die heutige Chemie noch immer von großer Bedeutung.

### Nach der Theorie von Brønsted-Lowry ...

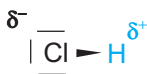
- ... sind **Säuren** solche Stoffe, die **H<sup>+</sup>-Ionen (Protonen)** abspalten können. Man nennt sie auch **Protonendonatoren**.
- ... sind **Basen** solche Stoffe, die **H<sup>+</sup>-Ionen (Protonen)** aufnehmen können. Man nennt sie auch **Protonenakzeptoren**.

**Voraussetzungen**, damit ein Stoff **als Säure reagieren** kann:

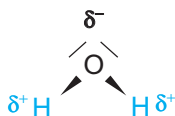
- Es muss eine polare Bindung zu einem Wasserstoffatom vorhanden sein und
- das Molekül muss insgesamt ein Dipol sein (z. B.  $\text{H}_2\text{O}$ ).

Nur dann kann es zu einer **heterolytischen** Spaltung der Bindung kommen, d. h., das elektronegravere Atom (z. B. O oder Cl) behält das Bindungselektronenpaar, das Wasserstoffatom wird als Proton ( $\text{H}^+$ ) abgespalten (↑ S. 90).

*Beispiele:*



Chlorwasserstoff

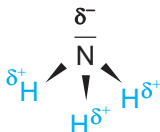


Wasser

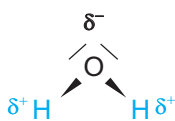
**Voraussetzungen**, damit ein Stoff **als Base reagieren** kann:

- Es muss ein freies Elektronenpaar vorhanden sein, das für die Bindung des Protons zur Verfügung gestellt werden kann, und
- die Stelle, an der das Proton gebunden werden soll, muss negativ polarisiert sein oder wie im Fall einer Anionenbase negativ geladen sein.

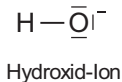
*Beispiele:*



Ammoniak



Wasser



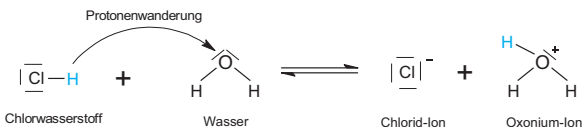
## Säure-Basen-Reaktionen (Protolysen)

Die Theorie von Brønsted-Lowry beschreibt keine Stoffklasse, sondern Eigenschaften von Verbindungen. Die Funktion einer Säure ist die Protonenabgabe, die einer Base die Protonenaufnahme. Voraussetzung, dass eine Säure ein Proton abgeben kann, ist das Vorhandensein einer Base, die dieses Proton aufnimmt.

### Säure-Basen-Reaktionen

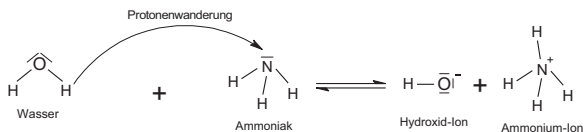
Mit der Definition von Brønsted-Lowry ist jede Reaktion, bei der es zu einer **Protonenübertragung** kommt, eine Säure-Basen-Reaktion. Man nennt diese Reaktionen auch **Protolysen**. Es handelt sich dabei um **Gleichgewichtsreaktionen** (↑ S. 40).

*Beispiel 1:* Leitet man Chlorwasserstoffgas in Wasser ein, so reagiert Chlorwasserstoff vollständig unter Bildung von  $\text{Cl}^-$ -Ionen und  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen. Die entstandene Lösung bezeichnet man als Salzsäure.



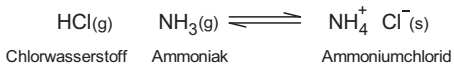
Das Chlorwasserstoffmolekül reagiert als Säure (Protonendonator) und spaltet ein Proton ab. Das abgespaltene Proton lagert sich an ein freies Elektronenpaar des negativ polarisierten Sauerstoffatoms im Wassermolekül an. Das freie Elektronenpaar des Sauerstoffatoms wird zum Bindungselektronenpaar. Somit reagiert das Wassermolekül in dieser Reaktion als Base (Protonenakzeptor). Das dabei entstehende  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ion heißt **Oxonium-Ion** (oder auch **Hydronium-Ion**).

**Beispiel 2:** Leitet man Ammoniakgas in Wasser ein, so entsteht eine alkalische Lösung (Ammoniumhydroxid in Lösung).



Bei dieser Umsetzung reagieren Wassermoleküle als Säure (Protonendonator) und Ammoniakmoleküle als Base (Protonenakzeptor).

**Beispiel 3:** Gemäß der Säure-Base-Theorie nach Brønsted muss die Reaktion nicht in Anwesenheit von Wasser stattfinden. So liegt auch bei der Reaktion zwischen Ammoniakgas und Chlorwasserstoffgas eine Protonenübertragung vor; es entsteht dabei das Salz Ammoniumchlorid. Hier reagiert das Chlorwasserstoffmolekül als Säure und das Ammoniakmolekül als Base.



Soll in der Reaktionsgleichung die Protonenwanderung verdeutlicht werden, benutzt man häufig Strukturformeln (siehe Beispiel 1 und Beispiel 2). Anderenfalls lässt sich eine Reaktion auch in Summenformeln schreiben (siehe Beispiel 3).

**Achtung:** Wie hier in den Beispielen das Wassermolekül gibt es Verbindungen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Säure als auch als Base reagieren können. Man nennt sie **amphotere Verbindungen** oder **Ampholyte**.