

# B Chemische Stoffgruppen

## B8 Säure-Base-Reaktionen

### I Information

Svante Arrhenius (1859-1927) definierte im Jahr 1887 Säuren als Stoffe, welche in Wasser Wasserstoff-Ionen ( $H^+$ -Ionen), und Basen als Stoffe, die in Wasser Hydroxid-Ionen ( $OH^-$ -Ionen) abspalten. Leitet man Ammoniak-Gas ( $NH_3$ ) in Wasser, so bilden sich ebenfalls Hydroxid-Ionen, obwohl dieser Stoff nur aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff besteht. Zudem bildet sich bei der Reaktion von Ammoniak-Gas mit Chlorwasserstoff-Gas ein weißes Salz (Ammoniumchlorid,  $NH_4^+Cl^-$ ), welches nur bei der Übergabe eines Protons ( $H^+$ -Ion) von HCl auf  $NH_3$  entstehen würde. Im Jahre 1923 formulierte daraufhin Johannes Nicolaus Brønsted (1879 – 1947) die bis heute gültige Definition von Säuren und Basen:



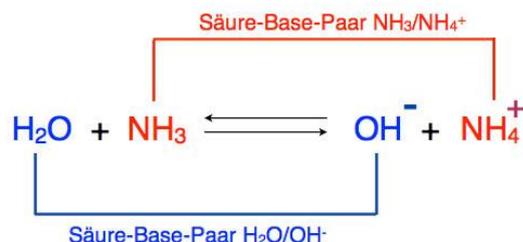
Johannes Nicolaus Brønsted

#### Säure-Base-Theorie nach Brønsted:

Teilchen, die bei einer Reaktion Protonen abgeben, heißen **Brønsted-Säuren** (Protonendonatoren) und solche, die Protonen aufnehmen **Brønsted-Basen**.

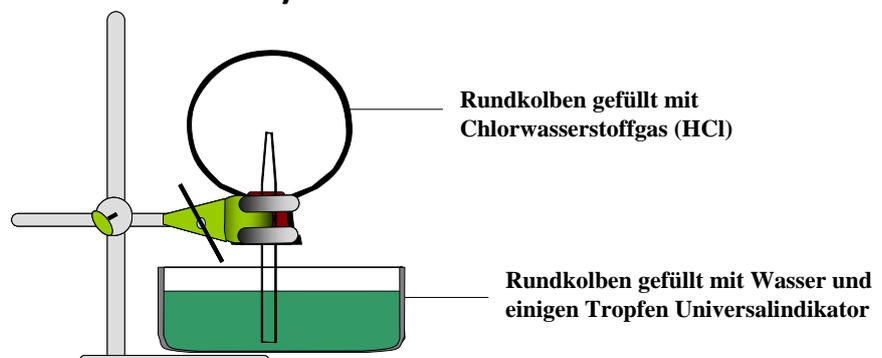
Die Reaktionen, bei denen Protonen von Säuren auf Basen übergehen, bezeichnet man als Protolyse-Reaktionen oder Säure-Base-Reaktionen. Betrachtet man darüber hinaus verschiedene Säure-Base-Reaktionen, so erkennt man Teilchenpaare, wie z.B.  $NH_4^+$  und  $NH_3$ ,  $HCl$  und  $Cl^-$ ,  $H_3O^+$  und  $H_2O$ , bei denen beide Teilchen sich um jeweils ein Proton unterscheiden. Ein solches Paar von Teilchen nennt man korrespondierendes Säure-Base-Paar. An jeder Säure-Base-Reaktion sind stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt.

Beispiel:



### II Experimente (Lehrerdemonstration)

a) Ammoniak-Springbrunnen



b) Reaktion von konzentrierter Ammoniak-Lösung mit konzentrierter Chlorwasserstoff-Lösung

### III Aufgaben

1. Vervollständige die Tabelle zu korrespondierenden Säure-Base-Paaren:

Säure	H <sub>2</sub> O		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		NH <sub>3</sub>		HBr
Base		NH <sub>3</sub>		S <sup>2-</sup>		HO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	

2. Erstelle für die folgenden Säure-Base-Reaktionen im wässrigen Milieu die Reaktionsgleichungen (das jeweils zuerst angegebene Teilchen reagiert als Säure):



3. Tropft man Natronlauge (NaOH) auf Ammoniumchlorid (NH<sub>4</sub>Cl) so entweicht Ammoniak-Gas. Stelle die Reaktionsgleichung auf. Handelt es sich hierbei um eine Säure-Base-Reaktion?
4. Magnesium (Mg) reagiert mit Salzsäure (HCl) unter Bildung von Wasserstoff. Stelle die Reaktionsgleichung auf. Handelt es sich hierbei um eine Säure-Base-Reaktion?

### IV Information

#### Ampholyte

Ein Wassermolekül kann sich gegenüber einer Säure als Base (Protonenakzeptor) verhalten oder mit einer Base als Säure (Protonenspender) reagieren. Ob sich ein Teilchen als Säure oder als Base verhält, hängt vom Reaktionspartner ab. Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base reagieren können, nennt man Ampholyte.

#### Neutralisation

Gießt man Salzsäure und Natronlauge zusammen, so erhöht sich die Temperatur der Lösung. Setzt man der Lösung einen Universalindikator zu, so entstehen beim Vermischen der beiden Lösungen grüne Schlieren. Im Bereich der Schlieren sind die Wirkungen der sauren als auch der basischen Lösungen aufgehoben, sie neutralisieren sich.

Bei der Neutralisation einer Base mit einer Säure reagieren Hydronium-Ionen (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) mit Hydroxid-Ionen (OH<sup>-</sup>-Ionen) zu Wassermolekülen. Dabei entstehen in einer exothermen Reaktion stets neutrale Salzlösungen.

#### Mehrprotonige Säuren

Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) ist eine mehrprotonige Säure. Sie spaltet im Verlauf der Reaktion mit Natronlauge zweimal so viele Protonen ab, als beispielsweise Chlorwasserstoff (HCl). Zur Neutralisation von Schwefelsäure mit Natronlauge, benötigt man demnach doppelt so viele Hydroxid-Ionen, als bei einer einprotonigen Säure.

#### Stoffmengenkonzentration und Titration

Eine Gehaltsangabe für Lösungen ist die Stoffmengenkonzentration *c*. Sie gibt an, welche Stoffmenge eines Stoffes in einem bestimmten Volumen vorliegt:  $c = \frac{n}{V}$  Einheit:  $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ .

Beispiel: Man löst 8 g Natriumhydroxid in etwas Wasser und füllt auf 100 ml auf. Die Stoffmengenkonzentration dieser Lösung ergibt sich wie folgt:

$$M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \text{ dann gilt: } n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{8 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2 \text{ mol.}$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{Lösung})} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,1 \text{ l}} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{l}}.$$

Im Labor verwendet man häufig Lösungen mit bekannten Stoffmengenkonzentrationen, so genannte Maßlösungen. Mit deren Hilfe kann dann die Stoffmengenkonzentration unbekannter Lösungen mittels Titration ermittelt werden. Man tropft dabei eine Maßlösung zur Probenlösung, bis ein Indikator umschlägt (vgl. Lehrerdemonstration).

### pH-Skala

Die pH-Skala umfasst die Zahlen von 0 bis 14. Neutrale Lösungen enthalten Hydronium-Ionen und Hydroxid-Ionen in sehr geringen, gleich großen Konzentrationen. Ihr pH-Wert ist 7. Saure Lösungen besitzen pH-Werte kleiner als 7, basische Lösungen besitzen einen pH-Wert größer als 7.

Je kleiner der pH-Wert ist, desto saurer ist die Lösung. Salzsäure mit der Konzentration  $c(\text{HCl}) = 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  hat den pH-Wert 0. Verdünnt man sie auf das zehnfache Volumen, so sinkt die Konzentration auf  $c(\text{HCl}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ , ihr pH-Wert ist dann 1, usw.

## VI Aufgaben

1. Welche Reaktion läuft bei jeder Neutralisation ab? Formuliere die Reaktionsgleichung.
2. Warum darf man keinesfalls konzentrierte Schwefelsäure mit konzentrierter Natronlauge neutralisieren?
3. 20 ml Salzsäure werden mit Natronlauge ( $c(\text{NaOH}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ ) titriert. Bis zum Umschlag des Indikators werden 15,8 ml der Natronlauge verbraucht. Berechne die Stoffmengenkonzentration der Salzsäure.
4. Aus einem Liter Salzsäure mit  $\text{pH} = 2$  soll man 1 Liter Salzsäure mit pH-Wert 4 herstellen. Wie geht man dabei am besten vor?