



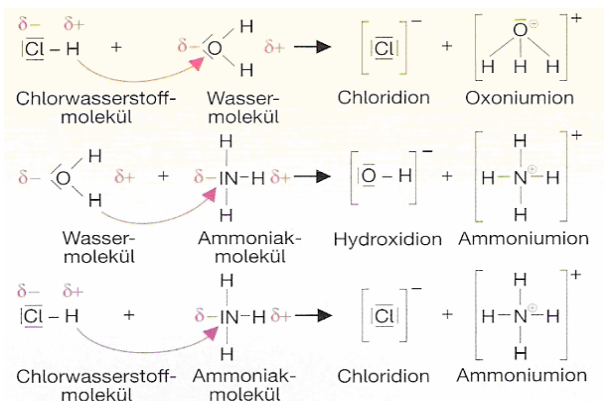
- Definieren Sie die Begriffe Brønsted-Säure, Brønsted-Base, Ampholyt, Säure-Base-Reaktion, korrespondierendes Säure-Base-Paar, Oxonium-Ion und Hydroxid-Ion!
- Begründen Sie, weshalb Säure-Base-Reaktionen nach Brønsted nicht nur in wässrigen Medien ablaufen!
- Formulieren Sie das Kohlensäure-Gleichgewicht!
- Ordnen Sie tabellarisch die beteiligten Stoffe (außer CO<sub>2</sub>) den Stoffklassen Brønsted-Säure, Brønsted-Base, und Ampholyt zu! Legen Sie eine Tabelle nach folgendem Muster an und markieren Sie Ihre Zuordnungen durch Kreuze!

Stoff	Brønsted-Säure	Brønsted-Base	Ampholyt

- Formulieren Sie Gleichungen der Gleichgewichtsreaktionen dieser Stoffe mit Wasser! Begründen Sie, weshalb es sich um Säure-Base-Reaktionen handelt und kennzeichnen Sie die korrespondierenden Säure-Base-Paare!

**Säure-Base-Reaktionen.** Die Begriffe Säure und Base beschreiben im Sinne von Brønsted keine Stoffklassen, sondern die Funktion von Teilchen (Abgabe bzw. Aufnahme von Protonen). Eine Säure muss mindestens ein als Proton abspaltbares Wasserstoffatom aufweisen. Allen Basen ist gemeinsam, dass sie freie Elektronenpaare zur Ausbildung von Atombindungen mit Protonen besitzen. Damit eine Säure ein Proton abgeben kann, muss eine geeignete Base vorhanden sein, die dieses Proton aufnimmt. Chemische Reaktionen, bei denen Protonen übertragen werden, bezeichnet man als *Säure-Base-Reaktionen* oder auch als **Protolysen** (Protonenübertragungsreaktionen).

Protolysen sind chemische Reaktionen, bei denen Protonen von Säuren auf Basen übergehen.



**Aus Molekülen entstehen durch Protonenübertragung Ionen**

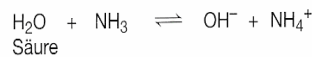
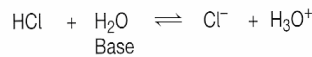
Das aus einem Proton und einem Wassermolekül gebildete **H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-Ion** heißt **Oxoniumion**. Dieses ist, wie auch andere Ionen, in wässriger Lösung von Wassermolekülen umhüllt (hydratisiert). Diese hydratisierten Oxoniumionen, die H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(aq)-Ionen, werden manchmal auch *Hydroniumionen* genannt.

Leitet man Ammoniak in Wasser, so leitet die Lösung ebenfalls den elektrischen Strom. Dies ist auf die Bildung von Hydroxid- und Ammoniumionen durch Protonenabgabe von Wassermolekülen auf Ammoniakmoleküle zurückzuführen. Die verhältnismäßig geringe elektrische Leitfähigkeit der Lösung zeigt, dass nur eine geringe Ionenkonzentration vorliegt. Auch bei der Salzbildung aus Chlorwasserstoff- und Ammoniakgas finden Protonenabgabe und -aufnahme statt.

Um die Gemeinsamkeiten solcher Reaktionen herauszustellen, hat der Däne J. N. BRØNSTED (1879–1947) den Säure-Base-Begriff 1923 neu gefasst. Etwa zur gleichen Zeit wurde diese Neufassung auch von dem englischen Chemiker T. LOWRY (1874–1936) unabhängig von BRØNSTED vorgeschlagen.

Teilchen, die bei einer Reaktion Protonen abgeben, nennt man im Sinne von Brønsted Säuren (Protonendonatoren). Teilchen, die bei einer Reaktion Protonen binden, nennt man Brønstedbasen (Protonenakzeptoren).

**Ampholyte.** Die Begriffe Brønstedsäure und Brønstedbase charakterisieren keine Stoffeigenschaften, sondern das Verhalten von Teilchen gegenüber einem Reaktionspartner. So kann sich ein Wassermolekül gegenüber einer Brønstedsäure (z. B. Chlorwasserstoffmolekül) als Brønstedbase verhalten oder mit einer Brønstedbase (z. B. Ammoniakmolekül) als Brønstedsäure reagieren.

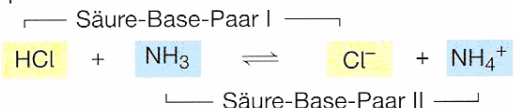


Teilchen, die je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagieren, bezeichnet man als amphotere Teilchen oder Ampholyte.

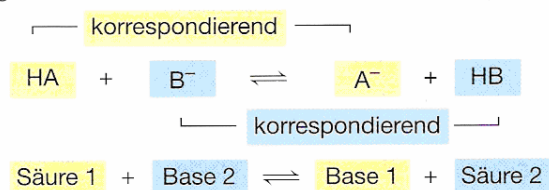
Es hängt vom Reaktionspartner ab, ob ein Teilchen sich als Säure oder Base verhält. Das Hydrogencarbonat reagiert z. B. gegenüber Wassermolekülen als Base, gegenüber Hydroxidionen als Säure. Bei der Reaktion der Hydrogencarbonationen mit Oxoniumionen bilden sich Moleküle der Kohlensäure, die in Kohlenstoffdioxid- und Wassermoleküle zerfallen.

**Säure-Base-Paare.** Betrachtet man verschiedene Säure-Base-Reaktionen, so erkennt man Teilchenpaare wie NH<sub>4</sub><sup>+</sup> und NH<sub>3</sub>, HCl und Cl<sup>-</sup>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> und H<sub>2</sub>O, bei denen die beiden Teilchen sich jeweils um ein Proton unterscheiden. Ein solches Paar von Teilchen nennt man korrespondierendes (von mlat. correspondere, in Beziehung stehen) Säure-Base-Paar. An jeder Säure-Base-Reaktion sind stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt.

Beispiel:



Allgemeines Funktionsschema:



HA und HB stehen für beliebige Brønstedsäuren. Die Lage des Gleichgewichts einer Säure-Base-Reaktion hängt von der Stärke der Säuren bzw. Basen ab.



- Definieren Sie die Begriffe Autoprotolyse und Ionenprodukt des Wassers sowie  $K_w$ -Wert!
- Erklären Sie, in welcher Richtung die Autoprotolyse des Wassers durch Temperatur beeinflusst wird!
- Begründen Sie, weshalb in destilliertem Wasser Oxonium- und Hydroxid-Ionen zu gleichen Teilen vorhanden sind, egal bei welcher Temperatur!

Auch reines Wasser zeigt eine, wenn auch sehr geringe, elektrische Leitfähigkeit. Es müssen also Ionen vorhanden sein, die offensichtlich aus den Wassermolekülen gebildet wurden.

**Das Ionenprodukt des Wassers.** Wassermoleküle sind amphotere Teilchen, sie können also sowohl Protonen aufnehmen als auch abgeben. Ein Protonenübergang ist zwischen den Wassermolekülen möglich, also sogar zwischen gleichen Molekülen.



Diese **Autoprotolyse des Wassers** (von griech. auto, selbst) führt zu einem chemischen Gleichgewicht, das weitgehend auf der Seite der Wassermoleküle liegt. Hierfür lässt sich das Massenwirkungsgesetz formulieren:

$$\frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})} = K$$

Die Konzentrationen der Oxoniumionen und der Hydroxidionen können z.B. durch Leitfähigkeitsmessungen ermittelt werden. Bei 25 °C betragen diese Konzentrationen:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Die Konzentration dieser Ionen in reinem Wasser ist also sehr klein im Vergleich zur „Konzentration“ der Wassermoleküle, die sich wie folgt berechnen lässt (die Masse von 1 l Wasser bei 25 °C ist  $m = 997 \text{ g}$ ):

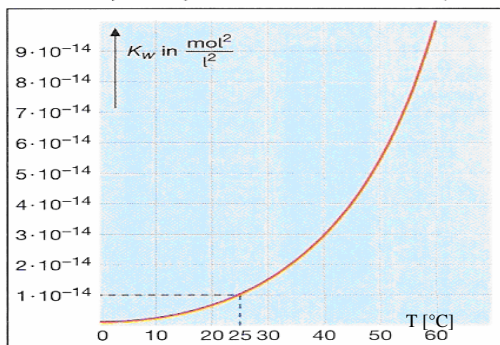
$$c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Wasser})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{997 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 55,4 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Das Anzahlverhältnis der Wassermoleküle zu den Oxoniumionen bzw. Hydroxidionen in reinem Wasser beträgt also:  $(55,4 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}) : (10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}) = 554\,000\,000 : 1$ . Die Autoprotolyse kann deshalb bei der Berechnung der Konzentration der Wassermoleküle vernachlässigt werden, sodass deren Konzentration als konstant angesehen werden kann. Die Konzentration der Wassermoleküle lässt sich mit der Konstante  $K$  zu einer neuen Konstante  $K_w$  zusammenfassen.

$$K \cdot c^2(\text{H}_2\text{O}) = K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Das Produkt der Konzentrationen der Oxoniumionen und der Hydroxidionen nennt man das Ionenprodukt des Wassers. Bei einer Temperatur von 25 °C ist  $K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$ .

#### Temperaturabhängigkeit des $K_w$ -Wertes (Ionenprodukt des Wassers)



- Definieren Sie die Begriffe pH- und pOH-Wert!
- Wie groß ist der pH-Wert einer  $10^{-1}$ ,  $10^{-3}$  und  $10^{-12}$  molaren (mol pro Liter) Säurelösung?
- Wie groß ist der pH-Wert einer Lösung, deren pOH 1, 3 und 12 beträgt?
- Ermitteln Sie die Oxoniumionen-Konzentration von Lösungen der pH-Werte 2, 4 und 14!
- Erklären Sie, in welcher Richtung die Autoprotolyse des Wassers durch Säure- und Basenzugabe beeinflusst wird!

**Der pH-Wert.** Die Beziehung für das Ionenprodukt des Wassers,  $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$ , ist nicht nur für reines Wasser, sondern mit hinreichender Genauigkeit auch für verdünnte Lösungen gültig. Daraus folgt, dass die Konzentration der Oxonium- und die der Hydroxidionen voneinander abhängen. Bei Zunahme der Konzentration einer Ionenart nimmt die Konzentration der anderen Ionenart so weit ab, dass der Wert von  $K_w$  wieder erreicht wird. In sauren Lösungen sind also nicht nur  $\text{H}_3\text{O}^+$ -, sondern auch  $\text{OH}^-$ -Ionen vorhanden. In alkalischen Lösungen sind nicht nur  $\text{OH}^-$ -Ionen, sondern auch  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen vorhanden.

Wässrige Lösungen kann man aufgrund ihrer Oxonium- oder Hydroxidionenkonzentration in saure, alkalische und neutrale Lösungen einteilen. Da durch die Oxoniumionenkonzentration auch die Hydroxidionenkonzentration festgelegt ist, weil diese sich aus dem Ionenprodukt berechnen lässt, genügt zur Charakterisierung einer Lösung die Angabe der Oxoniumionenkonzentration. Man nennt eine wässrige Lösung **neutral**, wenn gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Ist  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  größer als  $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ , ist die Lösung **sauer**. Bei  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  kleiner als  $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$  überwiegt also die Hydroxidionenkonzentration, und die Lösung ist **alkalisch**.

Um einfachere **Zahlenwerte** zu erhalten, gibt man die Oxoniumionenkonzentration auch in Form des **pH-Wertes** an. Der pH-Wert ist der mit -1 multiplizierte dekadische Logarithmus des Zahlenwertes ( $\{c\}$ ) der Stoffmengenkonzentration  $c$  der Oxoniumionen. Die Stoffmengenkonzentration wird dabei in mol/l angegeben.

$$\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} \quad \{c\} = \frac{c}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

Ist der pH-Wert in einer wässrigen Lösung bekannt, so ergibt sich die Oxoniumionenkonzentration aus der Beziehung:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Entsprechend definiert man den pOH-Wert:

$$\text{pOH} = -\lg \{c(\text{OH}^-)\}$$

Aus  $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$  ergibt sich:

$$-\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} + \lg \{c(\text{OH}^-)\} = -\lg \{K_w\} = -\lg 10^{-14}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w = 14 \quad (\text{bei } 25^\circ\text{C})$$

Vereinfacht wird der pH-Wert häufig in der folgenden Weise definiert:

Der pH-Wert ist der mit -1 multiplizierte Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration.

Bei  $\text{pH} = 7$  ist eine wässrige Lösung neutral. Der pH-Wert saurer Lösungen ist kleiner als 7, der alkalischer Lösungen größer als 7. Die gebräuchliche pH-Wert-Skala für wässrige Lösungen erstreckt sich über den Bereich von  $\text{pH} = 0$  bis  $\text{pH} = 14$ , sie endet selbstverständlich nicht bei 0 und 14.

Außer Wasser sind auch andere flüssige Stoffe, deren Teilchen Protonen aufnehmen und abgeben können, zur Autoprotolyse fähig.