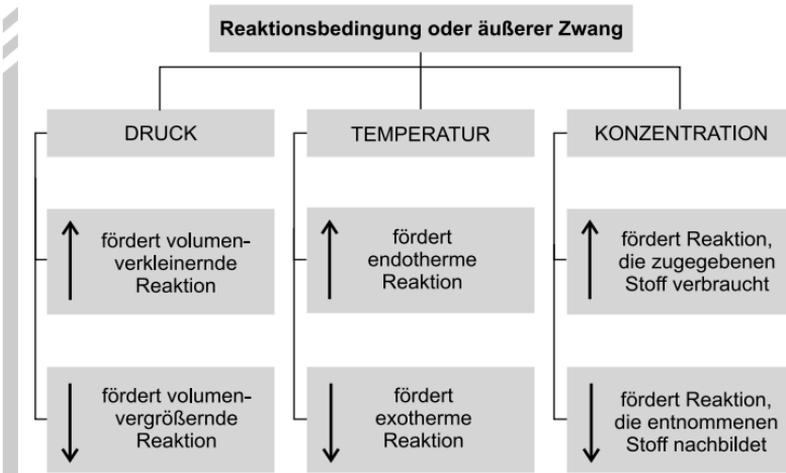


3 Störung des Chemischen Gleichgewichts

Werden die äußeren Reaktionsbedingungen verändert, so wird die Lage des Chemischen Gleichgewichts nach dem **Prinzip des kleinsten Zwangs** von HENRY LE CHATELIER beeinflusst.

Wortlaut: Ein System im chemischen Gleichgewicht reagiert auf Veränderungen der Reaktionsbedingungen so, dass das System dem jeweiligen äußeren Zwang ausweicht.

Die Lage des Gleichgewichts verschiebt sich wie folgt:



Die Beeinflussung der Gleichgewichtslage spielt eine große Rolle für **industrielle Prozesse**. Das Ziel ist, die Konzentration des gewünschten Produkts und damit auch den ökonomischen Gewinn möglichst hoch zu halten.

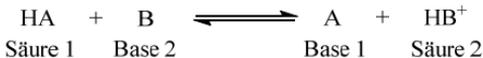
Säuren, Basen & Analytische Verfahren

Schon gewusst?

- ❶ BRÖNSTED definiert Säuren als Protonendonatoren und Basen als Protonenakzeptoren.
 - ❷ Der pH-Wert ist ein Maß für die Stoffmengenkonzentration der Oxonium-Ionen in einer Lösung.
 - ❸ Die Säure- bzw. Basenkonstante K_S bzw. K_B sind ein Maß für die Stärke einer Säure bzw. Base.
 - ❹ Mit der (Ausgangs-)Konzentration der Säure und dem pK_S -Wert lässt sich der pH-Wert ihrer wässrigen Lösung berechnen.
 - ❺ Titrationskurven stellen ein wichtiges Werkzeug zur Unterscheidung schwacher und starker Säuren bzw. Basen dar.
 - ❻ Die unterschiedliche Beweglichkeit der Ionen in wässrigen Lösungen wird beim konduktometrischen Analyseverfahren genutzt.
-

1 Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED

BRÖNSTED definiert in seiner Säure-Base-Theorie Teilchen, die in der Lage sind, Protonen abzugeben, als Säuren (**Protonendonatoren**), und Teilchen, die in der Lage sind Protonen aufzunehmen, als Basen (**Protonenakzeptoren**). Die Protonen-Übertragungsreaktionen zwischen solchen Säuren und Basen werden als **Protolysen** bezeichnet:

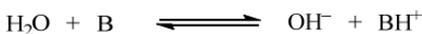


Säuren (HA), die bei der Protolyse ein Proton übertragen haben, werden dabei selbst zu Basen (A^-), da sie dann in der Lage sind, wieder ein Proton aufzunehmen. Entsprechendes gilt für die Base (B), die durch Aufnahme des Protons zu einer Säure (HB^+) wird. Man bezeichnet diese als **korrespondierende Säure-Base-Paare** HA/A^- und HB^+/B .

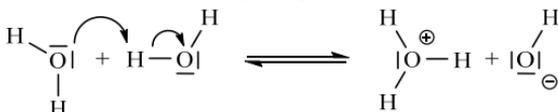
2 Autoprotolyse des Wassers und pH-Wert

Die Teilchen einiger Stoffe, wie z. B. Wasser, können sowohl als Säure als auch als Base wirken. Stoffe mit dieser Eigenschaft nennt man **Ampholyte**. Der Charakter der Teilchen dieser Stoffe wird als amphoter bezeichnet.

Bei der Protolyse mit einer starken Säure nimmt Wasser ein Proton auf, mit einer starken Base dagegen kann Wasser ein Proton abgeben.



In reinem Wasser liegt folgendes dynamisches Gleichgewicht vor:



Die Konzentration der im Gleichgewicht vorliegenden Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen ist dabei sehr klein:

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

Aus dieser Gleichung lässt sich mithilfe des Massenwirkungsgesetzes das sogenannte **Ionenprodukt** des Wassers berechnen:

$$K_{\text{W}} = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

Das Ionenprodukt des Wassers gilt nicht nur für reines Wasser, sondern auch für verdünnte Lösungen, d. h., $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ hängen voneinander ab.

Der **pH-Wert** einer Lösung ist definiert als der **negative dekadische Logarithmus** des Betrags der Stoffmengenkonzentration der Oxonium-Ionen:

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Analog gilt für den pOH-Wert:

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

Aus dem Ionenprodukt des Wassers folgt mit diesen Definitionen:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Aus einem gegebenen pH-Wert lässt sich die Konzentration der Oxonium-Ionen folgendermaßen berechnen:

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

Saure Lösung	pH < 7	$c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}^{-1}$
Neutrale Lösung	pH = 7	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}^{-1}$
Alkalische Lösung	pH > 7	$c(\text{H}_3\text{O}^+) < 10^{-7} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}^{-1}$

3 Stärke von Säuren und Basen

Die Säure- und die Basenstärke sind **Stoffkonstanten**, mit deren Hilfe sich das Bestreben von Teilchen, in wässrigen Lösungen Protonen abzugeben bzw. aufzunehmen, vergleichen lässt.



Für die Protolyse-Gleichgewichte einer Säure bzw. Base gilt nach dem Massenwirkungsgesetz:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \quad \text{bzw.} \quad K_c = \frac{c(\text{HB}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Das Produkt aus der Gleichgewichtskonstante und der quasi konstanten Konzentration von Wasser bezeichnet man als **Säure-** bzw. **Basenkonstante** eines Stoffes (K_S bzw. K_B).

$$K_S = K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \quad \text{bzw.}$$

$$K_B = K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{HB}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{B})}$$

Für den Vergleich von Säuren bzw. Basen untereinander eignet sich der zugehörige pK_S - bzw. pK_B -Wert:

$$pK_S = -\lg K_S \quad pK_B = -\lg K_B$$

$$K_S = 10^{-pK_S} \quad K_B = 10^{-pK_B}$$

Je kleiner der pK_S -Wert bzw. pK_B -Wert ist, desto stärker ist die Säure bzw. Base. Man unterscheidet näherungsweise:

starke Säuren bzw. Basen	mittelstarke Säuren bzw. Basen	schwache Säuren bzw. Basen
$pK_S / pK_B < 1,5$ nahezu vollständige Protolyse	$1,5 < pK_S / pK_B < 4,75$ unvollständige Protolyse	$pK_S / pK_B > 4,75$ unvollständige Protolyse

Je stärker eine Säure ist, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base und umgekehrt.

Für korrespondierende Säure-Base-Paare gilt:

$$K_S \cdot K_B = 10^{-14} \quad \text{oder} \quad pK_S + pK_B = 14$$

4 pH-Wert wässriger Lösungen von Säuren und Basen

Mithilfe der Säure- bzw. Basenkonstanten lassen sich die **pH-Werte** von wässrigen Lösungen berechnen. Umgekehrt kann man mit dem pH-Wert die **Konzentration** einer Säure bzw. Base ermitteln.

Starke Säuren bzw. starke Basen

Bei starken Säuren oder Basen liegen alle Säure- bzw. Basenteilchen in Wasser nahezu vollständig protolysiert vor. Im Gleichgewichtszustand entsprechen die Konzentrationen der Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen den Anfangskonzentrationen c_0 der Säure bzw. Base:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c_0(\text{HA}) \quad \text{bzw.} \quad c(\text{OH}^-) \approx c_0(\text{B})$$