

# Säure - Base - pH-Wert

## Definition nach Brønsted: Säure und Base

- **Säuren** sind Protonendonatoren, d.h. Säuren sind Stoffe, die  $H^+$ -Ionen abgeben.

Bsp.:  $HCl$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HNO_3$ , aber auch  $H_2O$ ,  $NH_3$  ...

Voraussetzung ist, dass ein polar gebundenes H-Atom vorliegt, das m.o.w. leicht als Ion abgetrennt werden kann.

Das Proton liegt nie einzeln vor, es wird an einen Reaktionspartner abgegeben.

- **Basen** sind Protonenakzeptoren, d.h. Basen sind Stoffe, die  $H^+$ -Ionen aufnehmen.

Bsp.:  $O^{2-}$ ,  $OH^-$ ,  $NH_3$ , aber auch  $H_2O$ ,  $HSO_4^-$  ...

Voraussetzung ist, dass ein freies Elektronenpaar vorliegt, an das ein Proton gebunden werden kann.

- **Ampholyte** sind Stoffe, die beide Eigenschaften besitzen:



## wässrige Lösungen sind sauer bzw. alkalisch:

**Säuren** reagieren mit Wasser unter **Protonenabgabe** an das Wasser. Dabei entsteht ein **Oxoniumion** ( $H_3O^+$ ). Der Vorgang nennt sich Protolyse<sup>1</sup>:

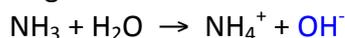


Das **Oxoniumion** ist für die typischen Eigenschaften **saurer** Lösungen (leitfähig, saurer Geschmack, aggressives Verhalten gegenüber unedlen Metallen ...) verantwortlich.

**pKs**      Der pKs-Wert (Säurestärke) gibt an, wie leicht eine Säure ihre Protonen abgibt. Starke Säuren sind zu 100% protolysiert, schwache nur zu einem geringen Anteil.

**pH**      Der pH-Wert ist ein Maß dafür, wie hoch die Konzentration der Oxoniumionen in einer Lösung ist (unabhängig von der Art der Säure, die sie gebildet hat).

**Basen** reagieren in Wasser unter **Protonenaufnahme**. Dabei verbleibt ein **Hydroxidion** ( $OH^-$ ):



Das **Hydroxidion** ist für die typischen Eigenschaften **alkalischer** (basische wässrige Lösungen nennt man "**alkalisch**") Lösungen verantwortlich.

Analog zum pK<sub>s</sub>- und zum pH-Wert gibt es zur Messung der Basenstärke und der  $OH^-$ -Konzentration den pK<sub>b</sub>- sowie den pOH-Wert.

Ob ein Ampholyt sauer oder basisch reagiert, hängt vom Reaktionspartner ab. Üblicherweise bezeichnet man ihn als Säure, wenn er gegenüber Wasser sauer, als Base, wenn er gegenüber Wasser basisch reagiert.

Vereinigt man saure und alkalische Lösungen, so reagieren  $\text{OH}^-$  und  $\text{H}_3\text{O}^+$  miteinander und bilden Wasser (Neutralisation).

### $\text{H}_3\text{O}^+$ in einer alkalischen Lösung?

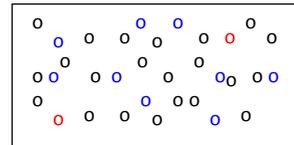
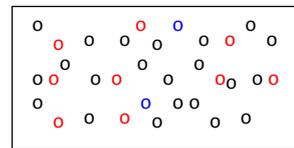
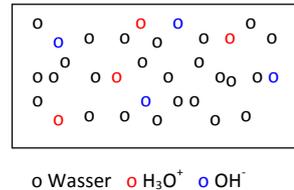
Alle wässrigen Lösungen enthalten sowohl  $\text{H}_3\text{O}^+$ - als auch  $\text{OH}^-$ -Ionen.

Bei einer neutralen Lösung sind beide Konzentrationen gleich klein (jeweils  $10^{-7} \text{ mol/l}$ ).

Enthält die Lösung mehr  $\text{H}_3\text{O}^+$  als  $\text{OH}^-$ , ist sie sauer;

enthält die Lösung mehr  $\text{OH}^-$  als  $\text{H}_3\text{O}^+$ , ist sie alkalisch.

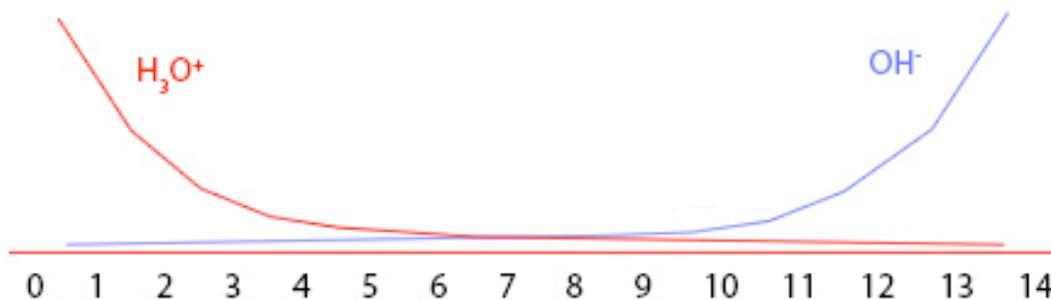
Selbst die alkalischste Lösung besitzt noch  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen, wenn auch in sehr geringer Konzentration. Da die Mengen  $\text{OH}^-$  und  $\text{H}_3\text{O}^+$  stets voneinander rechnerisch abhängen, genügt die Angabe eines der Ionen für die Angabe, wie sauer oder alkalisch eine Lösung ist. Üblicherweise gibt man die Konzentration der Oxoniumionen in Form des pH-Wertes an.



### Die pH-Skala

Mathematisch ist der pH-Wert der **negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration** einer Lösung, d.h.:  $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Eine neutrale Lösung besitzt mit  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$  einen pH von 7. Höhere Konzentrationen haben einen kleineren pH, niedrigere einen größeren. Alle gängigen<sup>2</sup> Lösungen finden sich auf einer Skala von 0 bis 14.



1) Bei genauem Hinsehen merkt man, dass hier  $\text{H}_2\text{O}$  als Base wirkt, es nimmt das Proton der Säure  $\text{HCl}$  auf.

2) Konzentrierte, starke Säuren haben einen pH unter 0; rechnerisch kann er nicht unter -1,74 gehen, das entspräche einer Konzentration von 100% Oxoniumionen.