

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.

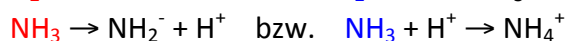
Das Proton liegt nie einzeln vor, es wird an einen Reaktionspartner abgegeben.

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

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

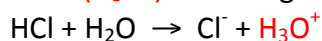
Voraussetzung ist, dass ein freies Elektronenpaar vorliegt, an das ein Proton gebunden werden kann.

- **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 Protolyse¹:

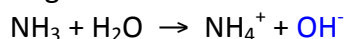


Das **Oxoniumion** ist für die typischen Eigenschaften **saurer** Lösungen (leitfähig, saurer Geschmack, aggressives Verhalten gegenüber unedlen Metallen ...) verantwortlich.

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_s- und zum pH-Wert gibt es zur Messung der Basenstärke und der OH^- -Konzentration den pK_b- 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 OH^- und H_3O^+ miteinander und bilden Wasser (Neutralisation).

H_3O^+ in einer alkalischen Lösung?

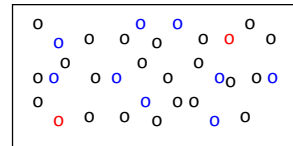
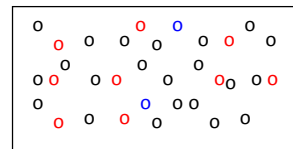
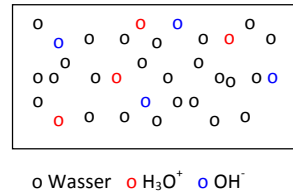
Alle wässrigen Lösungen enthalten sowohl H_3O^+ - als auch OH^- -Ionen.

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

Enthält die Lösung mehr H_3O^+ als OH^- , ist sie sauer;

enthält die Lösung mehr OH^- als H_3O^+ , ist sie alkalisch.

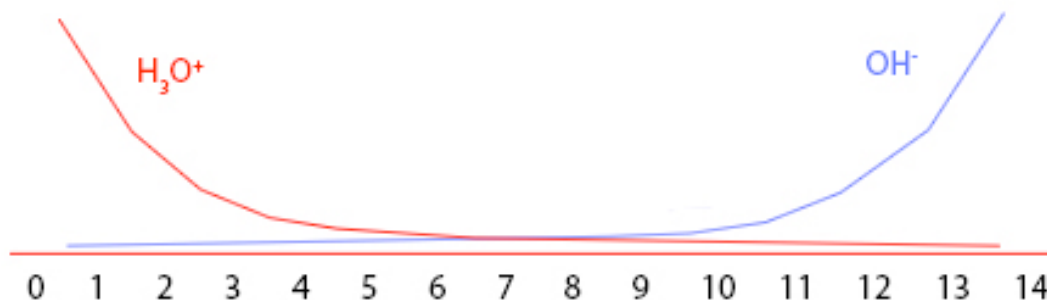
Selbst die alkalischste Lösung besitzt noch H_3O^+ -Ionen, wenn auch in sehr geringer Konzentration. Da die Mengen OH^- und H_3O^+ stets voneinander rechnerisch abhängen, genügt die Angabe eines der Ionen für die Angabe, wie sauer oder alkalisch eine Lösung ist. Üblicherweise gibt man die Konzentration 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 gängigen² Lösungen finden sich auf einer Skala von 0 bis 14.



1) Bei genauem Hinsehen merkt man, dass hier H_2O als Base wirkt, es nimmt das Proton der Säure 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.