

Notproviant für Säure-Base-Reaktionen

1. Säure-Base-Reaktionen sind H^{\ominus} -Übertragungsreaktionen.

2. **Wann ist ein Teilchen eine Säure?**

Das H muss an ein O, ein S oder an ein Halogen-Atom gebunden sein.

Ausnahme: NH_4^{\ominus} ist ebenfalls eine Säure.

Wann ist ein Teilchen eine Base (=Lauge)?

Basen sind Stoffe, die H^{\ominus} -Ionen aufnehmen können. Dazu muss mindestens ein nichtbindendes Elektronenpaar vorhanden sein.

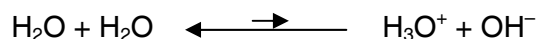
3. Wenn eine Säure ein H^{\ominus} abgibt, so muss zwingend eine Base dieses aufnehmen!

Allgemein: Säure + Base \rightarrow (konj.) Base + (konj.) Säure

Beispiel: HCl + $H_2O \rightarrow Cl^{\ominus} + H_3O^{\ominus}$

4. **Autoprotolyse**

Wasser ist ein *Ampholyt*, kann also sowohl als Säure, als auch als Base reagieren. Daher reagiert es mit sich selbst:



In reinem Wasser gilt $c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7} \text{ mol/L}$

5. **Der pH-Wert: $pH = -\log c(H_3O^{\ominus})$**

Der pH-Wert ist ein Mass dafür, wie sauer eine Lösung von einer Säure/Base ist. Er stellt nichts anderes als die Konzentration von H_3O^{\ominus} -Ionen in einer wässrigen Lösung dar.

Ist $c(H_3O^{\ominus})$ grösser als 10^{-7} mol/L so überwiegen die H_3O^{\ominus} - die OH^{\ominus} - Ionen (=saure Lösung)

Ist $c(H_3O^{\ominus})$ kleiner als 10^{-7} mol/L so überwiegen die OH^{\ominus} -Ionen (=basische Lösung)

6. **Ionenprodukt des Wassers: $K_W = c(H_3O^{\ominus}) * c(OH^{\ominus}) = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$**

Damit kann aus $c(H_3O^{\ominus})$ jederzeit $c(OH^{\ominus})$ ausgerechnet werden, oder umgekehrt!

7. **Die Säurekonstante K_S** $pK_S = -\log K_S \leftrightarrow K_S = 10^{-pK_S}$

- K_S ist die Säurekonstante für die Reaktion dieser Säure mit Wasser.
- Der pK_S -Wert ist ein **quantitatives** Mass für die Säurestärke. Je **tiefere** der pK_S -Wert, desto stärker ist die Säure.

8. **Die Titration** ist eine quantitative Methode zur Konzentrations-Bestimmung

Bsp: Die Konzentration einer Säure soll ermittelt werden: Mit einer Bürette wird Base einer bekannten Konzentration zugegeben, bis der Äquivalenzpunkt erreicht ist (pH-Sprung)

$$V_S \cdot c_S \cdot z_S = V_B \cdot c_B \cdot z_B \quad (V=\text{Volumen, } c=\text{Konz., } z=\text{Wertigkeit})$$

9. **pH-Puffer** Puffergleichung: $pH = pK_S + \lg \frac{c(A^{\ominus})}{c(HA)}$

- Puffer dienen dazu, starke pH-Schwankungen zu verhindern. Trotz Zugabe von Säuren oder Basen bleibt der pH-Wert also relativ konstant.
- Kombiniert man eine Säure mit der gleichen Stoffmenge ihrer konjugierten Base, erhält man eine Pufferlösung im Bereich des pK_S -Wertes.