

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [46 schwache sauren und basen]

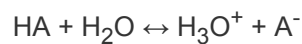
Begriffe



Schwache Säuren und Basen

Schwache Säuren:

Hier läuft die **Protolyse** (Abgabe von Protonen H^+) mit der schwachen Base Wasser **nicht vollständig** ab und sie verläuft auch rückwärts.



Es liegt ein chemisches **Gleichgewicht** vor.

$$K = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA) \cdot c(H_2O)}$$

Die Konzentration von Wasser ($c = 55,5 \text{ mol/L}$) wird als konstant angesehen und in die Konstante K reinmultipliziert:

$$K \cdot c(H_2O) = K_s = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)}$$

Die Gleichgewichtskonstante K, bzw. der **K_S-Wert** bzw. deren negativer Logarithmus pK_S-Wert, ist ein Maß dafür, **wie leicht** die Säure Protonen abgibt.

Analoges gilt für Basen, den K_B-Wert bzw. pK_B-Wert.

Merke: Je größer die K_s – Werte (**je kleiner** die pK_S-Werte) bzw. je größer die K_B-Werte (je kleiner die pK_B-Werte), **desto stärker** sind die entsprechenden Säuren bzw. Basen.

Zusammenhang: **pK_S + pK_B = 14**

Tabelle pKs-Werte einiger Säuren

Säurename	Säure	Base	pK _S	Basenname
-----------	-------	------	-----------------	-----------

10,62	X
2,88	X
55,5 mol/L	X
Carbonat-Ion	X
CH ₃ COOH	X
Chlorid-Ion	X
desto stärker	X
Gleichgewicht	X
H ₃ PO ₄	X
Hydogencarbonat-Ion	X
je kleiner	X
K _S -Wer	X
nicht vollständig	X
pK_S + pK_B = 14	X
pK _W = 14	X
Protolyse	X
wie leicht	X

Salzsäure	HCl(aq)	Cl ⁻ (aq)	-3,00	Chlorid-Ion
Oxonium-Ion	H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O(l)	-1,74	Wasser
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻ (aq)	1,96	Dihydrogenphosphat-Ion
Methansäure	HCOOH	HCOO ⁻ (aq)	3,74	Methanat-Ion
Ethansäure	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻ (aq)	4,76	Ethanat-Ion
(Kohlensäure)	CO ₂ *H ₂ O	HCO ₃ ⁻ (aq)	6,52	Hydrogencarbonat-Ion
Ammonium-Ion	NH ₄ ⁺ (aq)	NH ₃ (aq)	9,24	Ammoniak
Hydrogencarbonat	HCO ₃ ⁻ (aq)	CO ₃ ²⁻ (aq)	10,40	Carbonat-Ion
Wasser	H ₂ O(l)	OH ⁻ (aq)	15,74	Hydroxid-Ion

pH-Wert - Berechnungen:

Rechnung für schwache Säure:

$$\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{pK}_S - \log c_A(\text{HA}))$$

Beispiele: Wie groß ist der pH- Wert einer Essigsäure, c= 0,1 mol/L?

$$\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{pK}_S - \log c_A(\text{HA})) = 0,5 \cdot (4,76 - \log(0,1)) = 0,5 \cdot 5,76 = 2,88$$

Rechnung für schwache Base: $\text{pH} = 14 - 0,5 \cdot (\text{pK}_B - \log c_A(\text{B}))$

bzw.

$$\text{pH} = 14 - 0,5 \cdot (14 - \text{pK}_S - \log c_A(\text{B}))$$

Beispiel: Wie groß ist der pH- Wert einer Ammoniaklösung, c= 0,01 mol/L?

$$\text{pH} = 14 - 0,5 \cdot (14 - \text{pK}_S - \log c_A(\text{B})) = 14 - 0,5 \cdot (14 - 9,24 - \log(0,01)) = 10,62$$

Der Ionenprodukt des Wassers K_W

ergibt sich aus der Autoprotolyse des Wassers

ergibt sich aus der Autoprotolyse des Wassers



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

Die Konzentration von Wasser (=55,5 mol/L) wird immer noch als konstant angesehen und in die Konstante K reinmultipliziert

$$K_W = K_S \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14}$$

$$\text{p}K_W = 14$$