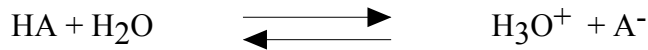


Starke Säuren, schwache Säuren

Zusammenfassung

Reaktion einer Säure mit Wasser:



Anwenden des Massenwirkungsgesetzes:

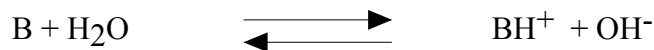
$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{HA})} \longrightarrow K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

K _s -Wert	pK _s -Wert
1000	-3
10	-1
1	0
0.1	1
0.001	3
0.00001	5

Die Konzentration des Wassers bleibt während der Protolyse so gut wie konstant. Daher können $c(\text{H}_2\text{O})$ und K zu einer neuen Konstante K_s vereint werden: Säure-Konstante $K_s = K \cdot c(\text{H}_2\text{O})$.

Je stärker eine Säure ist, desto höher ist ihr K_s -Wert. Der **pK_s-Wert** ist der **negative dekadische Logarithmus des K_s-Wertes**. Starke Säuren haben daher einen niedrigen, teils sogar negativen pK_s-Wert.

Reaktion einer Base mit Wasser:



Anwenden des Massenwirkungsgesetzes:

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

Bei Basen wird das Massenwirkungsgesetz auf die Protolyse angewandt, $c(\text{H}_2\text{O})$ und K werden zu einer neuen Konstante K_B zusammengefasst. Der **pK_B-Wert** ist der negative dekadische Logarithmus des K_B -Wertes.

HA	pK _s	A ⁻	pK _B
HCl	≈-7	Cl ⁻	≈21
H ₂ SO ₄	≈-3	HSO ₄ ⁻	≈17
HSO ₄ ⁻	1,92	SO ₄ ²⁻	12,08
H ₃ PO ₄	2,13	H ₂ PO ₄ ⁻	11,87
H ₂ S	6,92	HS ⁻	7,08
CH ₃ COOH	4,75	CH ₃ COO ⁻	9,25
H ₂ CO ₃	6,52	HCO ₃ ⁻	7,48
NH ₄ ⁺	9,25	NH ₃	4,75
⌬-OH	9,98	⌬-O ⁻	4,02
HCO ₃ ⁻	10,40	CO ₃ ²⁻	3,60
HPO ₄ ²⁻	12,32	PO ₄ ³⁻	1,68
abnehmende Säurestärke		zunehmende Basenstärke	

Zusammenhänge

Bei einer starken Säure liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der rechten Seite. Die konjugierte Base nimmt nur ungern Protonen auf, es handelt sich also um eine schwache Base: **niedriger pK_s-Wert = hoher pK_B-Wert**

Bei einer starken Base liegt das Protolyse-Gleichgewicht weit rechts, die konjugierte Säure HB⁺ wird kaum Protonen abgeben, es ist somit eine schwache Säure:

hoher pK_s-Wert = niedriger pK_B-Wert.

Die konjugierte Base einer starken (schwachen) Säure ist eine schwache (starke) Base. Es gilt: pK_s + pK_B = 14.

Faustregel:

pK_{S/B} < 1,5 = starke Säure / Base
 pK_{S/B} ≤ 4,75 = mittelstarke Säure / Base
 pK_{S/B} > 4,75 = schwache Säure / Base

pK_s-Berechnung

Aus dem pH-Wert und der Konzentration einer Säure kann man den pK_s-Wert berechnen, zumindest bei mittelstarken und schwachen Säuren. Bei starken Säuren liegt vollständige Dissoziation vor, so dass im Gleichgewicht $c(\text{HA}) = 0$.

Rechenbeispiel: Eine schwache Säure der Konzentration 0,01 mol/l hat einen pH-Wert von 4,7. Wie groß ist ihr pK_s-Wert?

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \longrightarrow K_s = \frac{10^{-4,7} * 10^{-4,7}}{10^{-2}} = 10^{-7,4} \longrightarrow \text{p}K_s = 7,4$$

Bei schwachen Säuren können zwei Vereinfachungen gemacht werden:

- 1.) $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{A}^-)$
- 2.) $c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$

Bei mittelstarken Säuren muss dagegen so gerechnet werden:

- 2.) $c(\text{HA}) = c_0(\text{HA}) - c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Dann hätte man im obigen Beispiel nahezu den gleich pK_s-Wert:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c_0(\text{HA}) - c(\text{H}_3\text{O}^+)} \longrightarrow K_s = \frac{10^{-4,7} * 10^{-4,7}}{10^{-2} - 10^{-4,7}} \sim 10^{-7,4} \longrightarrow \text{p}K_s = 7,4$$

pH-Berechnung bei einer schwachen Säure

Aus dem pK_s-Wert und der Konzentration einer Säure kann man den pH-Wert berechnen. Dies soll am Beispiel von Kohlensäure der Konzentration 0,33 mol/l ($\log 0,33 = -0,48$) gezeigt werden.

$$10^{-6,52} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{0,33} \longrightarrow 10^{-6,52} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{0,33} \longrightarrow 10^{-7} = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 \longrightarrow$$

$$10^{-3,5} = c(\text{H}_3\text{O}^+) \longrightarrow \text{pH} = 3,5$$

pH-Berechnung bei einer Base

Welchen pH-Wert hat eine Ammoniaklösung der Konzentration 0,1 mol/l? Ammoniak ist eine schwache Base mit dem pK_b-Wert 4,75.

$$K_B = \frac{c(\text{BH}^+) * c(\text{OH}^-)}{c(\text{B})} \longrightarrow 10^{-4,75} = \frac{c(\text{OH}^-)^2}{0,1} \longrightarrow 10^{-5,75} = c(\text{OH}^-)^2 \longrightarrow$$

$$10^{-2,875} = c(\text{OH}^-) \longrightarrow \text{pOH} = 2,875 \longrightarrow \text{pH} = 14 - 2,875 = 11,125$$