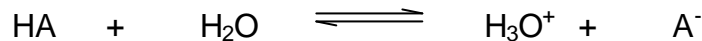


Formelsammlung Säure-Base-Gleichgewichte

Allgemeines zu Säure-Basegleichgewichten:



Da Wasser im großen Überschuss vorliegt und daher die Konzentration des Wassers kaum verändert wird, wird $c(\text{H}_2\text{O})$ mit in die Gleichgewichtskonstante K einbezogen und man erhält die Säurekonstante K_S :

$$K_S = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Die im Massenwirkungsgesetz enthaltenen Konzentrationen $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{A}^-]$ und $[\text{HA}]$ sind Gleichgewichtskonzentrationen.

pH-Werte:

Der pH-Wert ist als der negative dekadische Logarithmus der Konzentration der im Wasser dissoziierten Säure. Der pOH-Wert gilt dementsprechend für Basen.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log c_A \\ \text{pOH} &= -\log c_B \end{aligned}$$

Zwischen pH- und pOH-Wert gilt die folgende Beziehung:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w$$

Unter Normalbedingungen bedeutet dies: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Vereinfachte Formeln zur Berechnung der Hydronium-Konzentration:

Um die H^+ -Konzentration schnell ausrechnen zu können gibt es für die unterschiedlich starken Säuren und Basen vereinfachte Formeln, welche sich aus dem Massenwirkungsausdruck für Säure-Base-Gleichgewichte herleiten lassen.

Stärke	K_S	Formel	K_B	Formel
stark	$K_S > 10$	$\bar{c}_{\text{H}^+} = c_{0S}$ $\text{pH} = -\log c_{0S}$	$K_B > 10$	$\bar{c}_{\text{OH}^-} = c_{0B}$ $\text{pOH} = -\log c_{0B}$
mittelstark	10^{-4}	$\bar{c}_{\text{H}^+} = -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_S}{2}\right)^2 + K_S c_{0S}}$	10^{-4}	$\bar{c}_{\text{OH}^-} = -\frac{K_B}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_B}{2}\right)^2 + K_B c_{0B}}$
schwach	$10^{-4} - 10^{-11}$	$\bar{c}_{\text{H}^+} = \sqrt{K_A c_{0S}}$ $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_S - \log c_{0S})$	$10^{-4} - 10^{-11}$	$\bar{c}_{\text{OH}^-} = \sqrt{K_B c_{0B}}$ $\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_B - \log c_{0B})$
sehr schwach	$10^{-11} - 10^{-15}$	$\bar{c}_{\text{H}^+} = \sqrt{K_W + K_S c_{0S}}$	$10^{-11} - 10^{-15}$	$\bar{c}_{\text{OH}^-} = \sqrt{K_W + K_B c_{0B}}$

Puffergemische

Säure-Base-Puffer sind gleichmolare Gemische aus schwachen Säuren und schwachen Basen. Ein Beispiel für ein solches Gemisch ist das Essigsäureacetat-Puffersystem. Dies ist ein Gemisch aus Essigsäure und aus Natriumacetat. Das besondere an solchen Gemischen ist, dass sie den pH-Wert von Lösungen auf einem bestimmten Wert halten können auch wenn starke Säuren oder starke Basen in begrenzten Mengen hinzu gegeben werden. In Pufferlösungen ist im Äquivalenzpunkt der pH-Wert gleich dem $\text{p}K_S$ -Wert. Den Zusammenhang zwischen $\text{p}K_S$ - und pH-Wert stellt die sogenannte **Henderson-Hasselbach-Gleichung** her.

$$\text{pH} = \text{p}K_S - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

Aus der Formel geht somit hervor warum der pH-Wert eines gleichmolaren Puffergemisches gleich dem $\text{p}K_S$ -Wert sein muss.