Chemisches Gleichgewicht

Starke und Schwache Basen

Starke Basen protolysieren in Wasser vollständig.

Alle löslichen Hydroxidionen bilden im Wasser OH^--Ionen.
Wichtige für uns: Alkali-Hydroxide
Beispiel:

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow[\text{Lösen in Wasser}]{H_2O} Na^+_{aq} + OH^-_{aq}$$

Nach einem vollständigen Lösungsvorgang gilt: $c_0(NaOH) = c(OH^-)$
Bsp.: $c_0(NaOH) = 0{,}1 mol/l$ pOH=1 pH=14-pOH=13

Schwache Basen geben in Wasser Gleichgewichtsreaktionen.

Beispiel:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+{}_{aq} + OH^-{}_{aq}$$

Für die Gleichgewichtsreaktion kann man das Massenwirkungsgesetz anwenden:

$K_c = \frac{c(NH_4^+)\cdot c(OH^-)}{c(NH_3)\cdot c(H_2O)}$ für $c(H_2O) \approx$ const. kann man die neue Konstante K_B definieren:

$K_B = K_c \cdot c(H_2O) = \frac{c(NH_4^+)\cdot c(OH^-)}{c(NH_3)}$ da $c(NH_4^+) = c(OH^-)$ gilt: $K_B = \frac{c^2(OH^-)}{c(NH_3)}$

$c(OH^-) = \sqrt{K_B \cdot c(NH_3)}$

Ab $pK_B > 4$ darf man vereinfacht sagen: $c_0(Base) \approx c(Base)$

Mit $pOH = -\lg(c(OH^-))$ und der Vereinfachung (erlaubt, da $pK_B(NH_3) = 4{,}75 > 4$) ergibt sich:

$$pOH = -\lg(\sqrt{K_B \cdot c_0(NH_3)})$$

$$pOH = -\frac{1}{2}\lg(K_B \cdot c_0(NH_3)) = -\frac{1}{2}\cdot[\lg(K_B) + \lg(c_0(NH_3))] = \frac{1}{2}\cdot(-\lg(K_B)) - \frac{1}{2}\lg(c_0(NH_3))$$

$$= \frac{1}{2}\cdot pK_B - \frac{1}{2}\cdot\lg(c_0(NH_3)) = \boxed{pOH = \frac{1}{2}\cdot[pK_B - \lg(c_0(NH_3))]}$$

Für $pK_B(NH_3) = 4{,}75$ und $c_0(NH_3) = 0{,}1 mol/l$ ergibt sich: pOH = 2,875 und mit pH = 14-pOH ergibt sich pH = 11,125