

Chemisches Gleichgewicht

Starke und Schwache Säuren

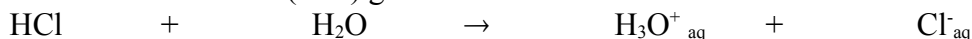
V: Es wird der pH-Wert von drei verschiedenen Säuren gemessen. Alle drei Säuren wurden so verdünnt, dass die Konzentration in allen Proben gleich groß ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) sein sollte.

B: Gibt man aber Universalindikator hinzu, so unterscheiden sich die pH-Werte der Verdünnungen stark voneinander; ersichtlich an den unterschiedlichen Farben.

A: Die Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ist also offensichtlich nicht überall gleich groß.

Erklärung:

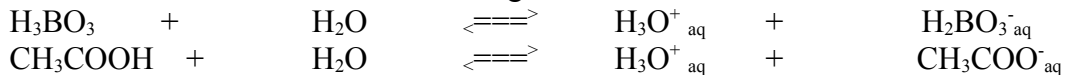
A) Für REAKTIONEN MIT SALZSÄURE (HCl) gilt:



Es findet eine vollständige Protolyse* statt. Es gilt also: $c_0(\text{HCl}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)^{**} = 0,1 \text{ mol/l} \rightarrow \text{pH}=1$

Säuren, die in Wasser vollständige Protolyse betreiben, nennt man *starke Säuren*.

B) Für die REAKTIONEN MIT H_3BO_3 ODER CH_3COOH gilt:



Säuren, die mit Wasser eine Gleichgewichtsreaktion eingehen, nennt man *schwache Säuren*.

Da es sich um eine Gleichgewichtsreaktion handelt, kann man das Massenwirkungsgesetz

anwenden: $K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{HAc})} \rightarrow K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$

da $c(\text{H}_2\text{O}) \gg c(\text{HAc})$ ist $c(\text{H}_2\text{O}) \approx \text{const.}$ So ergibt sich:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \quad \text{und mit} \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{Ac}^-) \quad \text{ergibt sich:}$$

$$K_s = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HAc})} \rightarrow c^2(\text{H}_3\text{O}^+) = K_s \cdot c(\text{HAc}) \rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_s \cdot c(\text{HAc})}$$

Bei $\text{p}K_s \geq 4$ gilt eine Vereinfachung: Die Konzentration der Säure vor der Reaktion darf mit der Konzentration der Säure im Gleichgewicht gleichgesetzt werden.

Da Essigsäure eine schwache Säure ist ($\text{p}K_s = 4,75 > 4$), gilt: $c_0(\text{HAc}) \approx c(\text{HAc})$.

Da $\text{pH} = -\lg(c(\text{H}_3\text{O}^+))$ gilt: $\text{pH} = -\lg(\sqrt{K_s \cdot c_0(\text{HAc})}) = -\frac{1}{2} \cdot \lg(K_s \cdot c_0(\text{HAc}))$

$$-\frac{1}{2} \cdot (\lg(K_s) + \lg(c_0(\text{HAc}))) = \frac{1}{2} \cdot (-\lg(K_s)) - \frac{1}{2} \cdot \lg(c_0(\text{HAc})) \quad \text{mit} \quad \text{p}K_s = -\lg(K_s) \quad \text{gilt:}$$

$$\frac{1}{2} \text{p}K_s - \frac{1}{2} \lg(c_0(\text{HAc})) = \frac{1}{2} (\text{p}K_s - \lg(c_0(\text{HAc}))) = \text{pH}$$

Es ergibt sich für $\text{p}K_s(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,76$ und $c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$: $\text{pH} = 2,88$

Die Rechnung für Borsäure ist entsprechend, es ergibt sich mit $\text{p}K_s = 9,25$ und

$c_0(\text{H}_3\text{BO}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$: $\text{pH} = 5,125$.

Anhand der Färbung hatten wir die pH-Werte 1 (Salzsäure), 3 (Essigsäure) und 5 (Borsäure) geschätzt, und lagen damit also ganz gut.

* Die korrespondierende Base der Säure ist zu schwach, ein Proton aufzunehmen.

** c_0 ist die Ausgangskonzentration, c die Konzentration im Gleichgewicht