

5/5 Iontový součin vody, pH, indikátory

Iontový součin vody

- citlivými přístroji lze zjistit, že i velmi čistá voda nepatrně vede elektrický proud (je disociována)
 - na více než 500 000 000 nedisociovaných molekul vody je 1 molekula vody disociována (na H^+ a OH^-) (\Rightarrow autoprotolýza vody)
 - $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{K_1} \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$; $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \xleftarrow{K_2} \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ (K_1 a K_2 jsou rychlosti reakce)
- rovnovážná konstanta $K = \frac{K_1}{K_2}$; $n = \frac{m \text{ (1 litru vody)}}{M \text{ vody}} = \frac{1000}{18} = 55,5 \text{ [mol]}$ (to je konstanta \Rightarrow)
 - iontový součin vody $K_v = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$
- měřením vodivosti vody bylo zjištěno, že K_v (při 25°C) = $10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$ a že v tomto množství vody je přítomno 0,000 000 1 molu $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{OH}^-]$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \Rightarrow$ při rovnováze $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{OH}^-]$: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$
- shrnutí: $5,55 \cdot 10^8 \rightarrow$ (= 555 milionů) molů vody je nedisociováno a 1 mol vody je disociován (v 10 000 tunách vody je (disociovaný) 1 gram H^+ a 17 gramů OH^-)

Vodíkový exponent pH

- aby se nepočítalo se zápornými mocninami, zavedl 1909 dánský fyzik S. P. L. Sørensen pojem vodíkový exponent pH (pH = záporný logaritmus koncentrace H_3O^+ iontů v roztoku; dříve H^+ iontů $\Rightarrow pH$ pondus Hydrogenii = síla vodíku)
- $pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ ($[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \Rightarrow pH = 7$)
 - $pH \in (0; 7) \Rightarrow$ roztok kyselý ($[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$)
 - $pH = 7 \Rightarrow$ roztok neutrální ($[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$)
 - $pH \in (7; 14) \Rightarrow$ roztok zásaditý ($[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$)
- s klesajícím pH stoupá kyselost; se stoupajícím pH stoupá zásaditost ($[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{OH}^-] = 14$)

Acidobazické indikátory

- určují pH roztoku (kyselost, neutralitu, zásaditost) podle zabarvení (mění se v závislosti na pH)
 - fenolftalein v kyselém (a neutrálním) bezbarvý, v zásaditém fialový
 - methylooranž v kyselém červený, v zásaditém oranžový
 - lakmus v kyselém červený, v zásaditém modrý
- přesně lze pH stanovit měřicími přístroji – tzv. pH -metry

Příklady – určete pH

- a) \odot : $c [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ b) \odot : $c [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ c) čisté vody

Výpočet

- a) $pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = +$ hodnota exponentu $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6$
 b) $pOH = 8$; $pH = 14 - pOH \Rightarrow pH = 14 - 8 = 6$
 c) V čisté vodě platí, že látkové koncentrace $c [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \Rightarrow pH = 7$

Příklady – určete pH

- a) 0,0001 M roztoku silné (plně disociované) jednosytné kyseliny
 b) 0,001 M plně disociovaného roztoku KOH.

Výpočet

- a) 0,0001: $c [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $1 \cdot 10^{-4} \Rightarrow pH = 4$
 b) 0,001: $c [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $1 \cdot 10^{-3} \Rightarrow pOH = 3$; $pH = 14 - pOH = 14 - 3 \Rightarrow pH = 11$

Určení pH z koncentrace silné dvojsytné kyseliny a zásady

- silná dvojsytná kyselina (zásada): $pH = -\log 2 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$ ($14 - \log 2 \cdot [\text{OH}^-]$)

Úkol

- Určete koncentraci roztoku (poměr $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{OH}^-]$) a napište, o jaký roztok jde, je-li pH 6, 7, 8.

Řešení