

Roztoky - elektrolyty



Roztoky - vodné roztoky prakticky vždy vedou elektrický proud

Elektrolyty – látky, které se štěpí – disociují na elektricky nabitě částice – ionty

Původně se předpokládalo, že k disociaci – štěpení molekul dochází při průchodu elektrického proudu - že ionty v roztoku vznikají zavedením el. proudu do roztoku

Clausius, Arrhenius dokázali , že ionty jsou v roztoku ať roztokem prochází proud či nikoliv ⇒ zavedení el. proudu do roztoku není příčinou disociace !

Elektrolytická disociace

1. Disociace látek s iontovou mřížkou

Účinkem polárního rozpouštědla dojde k oslabení vazebných sil mezi ionty v molekule (**nutná iontová vazba**).

Následkem toho dojde k uvolnění iontů z molekuly do roztoku.

Elektrolytická disociace

2. Disociace látek s silně polární kovalentní vazbou

Atomy v molekule vázány sice kovalentní, ale energeticky nevyváženou vazbou.

Polární rozpouštědlo tuto nevyváženost ještě zesílí až dojde k rozštěpení molekuly.

Rozdíl od předchozího případu – molekuly vody jsou kolem iontů organizované

- nutný solvatační obal – u vody to nazýváme **hydratační obal**.

- Elektrolyty silné
- Elektrolyty slabé
- Elektrolyty silné málo rozpustné

Základní pojmy

- Disociační konstanta

$$K_d = \frac{[A^+] [B^-]}{[AB]}$$

- Disociační stupeň

$$\alpha = \frac{\text{POČET DISOCIOVANÝCH MOLEKUL}}{\text{CELKOVÝ POČET ROZPUŠTĚNÝCH MOLEKUL}}$$

- Zředění

Ostwaldův zákon

Vyjadřuje vztah mezi koncentrací, disociačním stupněm a disociační konstantou

- Čím větší je zředění elektrolytu, tím větší část molekul elektrolytu je disociována**

Elektrolyty silné

- Plně disocijují $\alpha = 1$
- Ideální a reálné roztoky
- Koncentrace a aktivita
- Střední aktivitní koeficient
- Příklady

Elektrolyty silné

Střední aktivita

$$a = \sqrt{(a_+ \cdot a_-)}$$

Iontová síla roztoku

$$I = \frac{1}{2} \sum c \cdot z^2$$

Význam mocenství a koncentrace iontů v organismu

Elektrolyty silné

Aktivita a koncentrace

$$a = \gamma \cdot c$$

γ (gamma) = střední aktivitní koeficient

c = molární koncentrace

Elektrolyty silné

Příklady

- Soli
- Silné kyseliny a zásady

Slabé elektrolyty

- Velmi omezeně disocijují

α bývá 0 - 0,1

K_d nabývá významu na rozdíl od silných el.

Příklady : téměř všechny org. kyseliny s výjimkou některých derivátů (TCA), zásady mimo NaOH, KOH, LiOH....,

Málo rozpustné elektrolyty

Součin rozpustnosti

$$K = \frac{[A^+] [B^-]}{[AB]}$$

$$K_s = [A^+] [B^-]$$

$$s \text{ (rozpustnost)} = \sqrt{K_s}$$

Odstranění či získávání prvků

Kyseliny a zásady

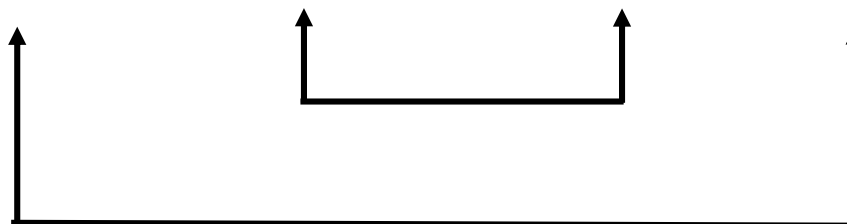
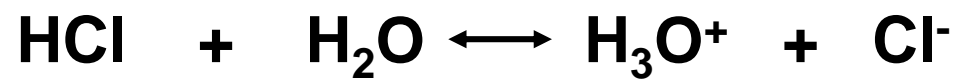
Arrhenius

- **Kyselina = H^+**
- **Zásada = OH^-**

Bronsted a Lowry

- **Kyselina = odštěpuje proton**
- **Zásada = přijímá proton**
- **Teorie konjugovaných párů – kyselina se chová jako kyselina až když může odevzdat proton a naopak**

kyselina **baze** **kyselina** **baze**



Vliv rozpouštědla

- **Amfiprotní** - protony přijímají i odevzdávají (voda, metanol)
- **Aprotní** - reakcí se neúčastní (benzen)
- **Protogenní** - donátory protonů (kyseliny)
- **Protofilní** - příjemci protonů (zásady)

Disociace kyselin a zásad

- **Disociační konstanta**
- **Disociační stupeň**

Rozhodují o síle kyselin a zásad

Disociační stupeň α

- Je kvantitativním vyjádřením disociace

$$\alpha = \sqrt{K_a v_r}$$

K_a ...pravá disociační konstanta

v_r ...zředění roztoku (Ostwald)

pH

pH je záporný dekadický logaritmus koncentrace H_3O^+ iontů
(Sørensen)

Neutrální pH

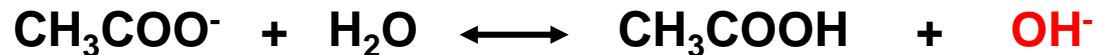
Hydrolýza a hydratace solí

Hydrolýza octanu sodného – CH_3COONa

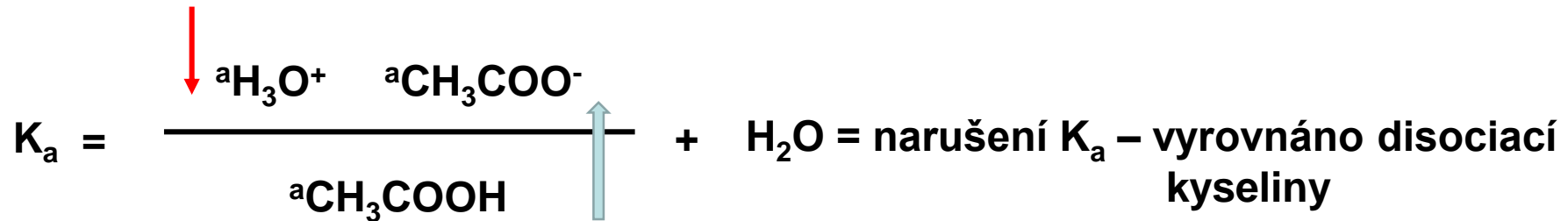
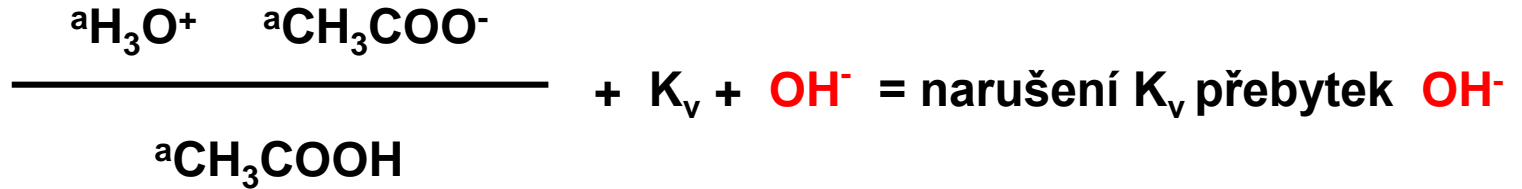


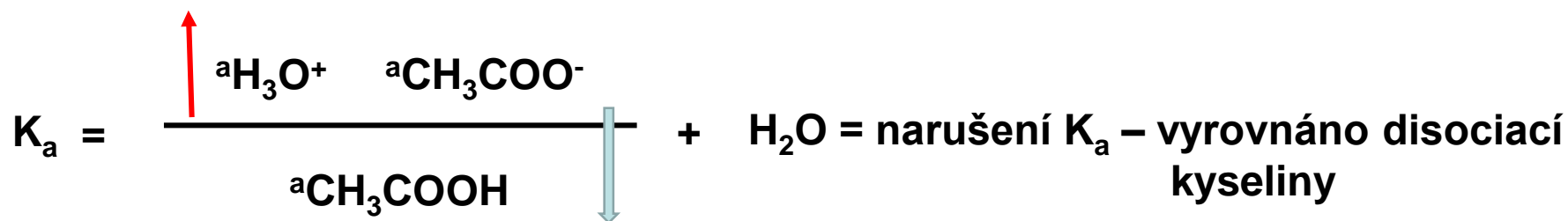
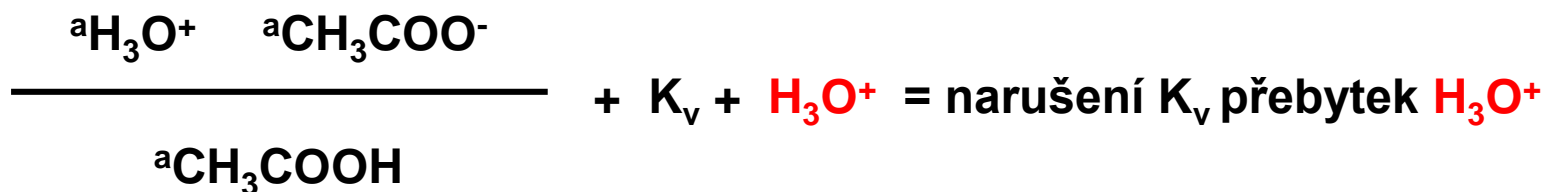
Jako sůl se úplně disocijuje na ionty.
 Na^+ je hydratován – neovlivňuje pH

CH_3COO^- vzhledem k Disociační konstantě $K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})}$
se chová jako silná zásada



Pufry (ústojné roztoky)





Vyrovnaní pomocí CH_3COO^- není možné – v kyselém prostředí disociuje kyselina velmi málo !!!

Řešení – CH_3COOX (X je kationt silné zásady)

100%ní disociace.

X hydratován neovlivňuje pH

Obecné složení jednoduchých pufců – příklady

Kapacita pufců

Henderson - Haselbach

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{(\text{C}_{\text{sol}})}{(\text{C}_{\text{kys}})}$$

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{pK}_a + \log \frac{(\text{C}_{\text{base}})}{(\text{C}_{\text{sol}})} \right)$$

Biologické pufrční systémy

Krev

Intrabuněčný prostor

Bílkoviny