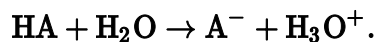


pH silných kyselin a zásad

Při výpočtu pH je nutné vždy uvažovat, co je v daném prostředí zdrojem oxoniových kationtů.

Silné jednosytné kyseliny

U **silných jednosytných kyselin** probíhá disociace podle rovnice



Pro výpočet předpokládáme:

- látkové množství H_3O^+ bude podle výše uvedené rovnice stejné jako A^- , což vzhledem k totožnému objemu platí i pro koncentraci, tedy $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$;
- všechna kyselina se – neboť je kyselinou silnou – přemění na A^- a H_3O^+ , proto označíme $[\text{A}^-]$ její koncentraci, tedy $[\text{A}^-] = c_{\text{HA}}$

Odvodíme tedy:

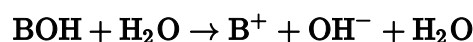
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [\text{A}^-] = -\log c_{\text{HA}},$$

a pro výpočet pH dostáváme vzorec

$$\text{pH} = -\log c_{\text{HA}}.$$

Silné jednosytné zásady

U **silných jednosytných zásad** probíhá disociace podle rovnice



Předpokládáme, stejně jako v případě silných jednosytných kyselin, že:

- látkové množství, resp. koncentrace, hydroxidových iontů a vzniklého B^+ je podle výše uvedené chemické rovnice stejné, tedy $[\text{OH}^-] = [\text{B}^+]$;
- disociace probíhá úplně, tedy $[\text{B}^+] = c_{\text{BOH}}$.

Výpočet je tedy analogický, musíme si jen uvědomit, že na rozdíl od kyselin není zásada zdrojem oxoniových kationtů, ale oxoniové kationty z prostředí odebírá (viz teorie kyselin a zásad), proto dosadíme z rovnice pro iontový součin vody:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

a z těchto předpokladů odvodíme:

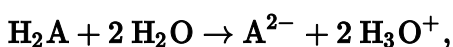
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \log [\text{OH}^-] - \log K_w = \log [\text{B}^+] - \log K_w = \log c_{\text{BOH}} - \log K_w.$$

Při 25 °C pH spočítáme podle vzorce

$$\text{pH} = 14 + \log c_{\text{BOH}}.$$

Silné dvousytné kyseliny

Silné dvousytné kyseliny disociují podle rovnice



předpokládáme tedy:

- úplnou disociaci, tedy $c_{\text{H}_2\text{A}} = [\text{A}^{2-}]$;
- ovšem látkové množství oxoniových kationtů a látkové množství vzniklého A^{2-} je – na rozdíl od jednosytných kyselin – v poměru 1:2, tedy $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot c_{\text{H}_2\text{A}}$.

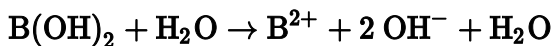
$$\text{Z toho odvodíme } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [\text{A}^{2-}] = -\log(2 \cdot c_{\text{H}_2\text{A}}) = -\log 2 - \log c_{\text{H}_2\text{A}}$$

a pH spočítáme podle vzorce

$$\text{pH} = -\log c_{\text{H}_2\text{A}} - \log 2.$$

Silné dvousytné zásady

U **silných dvousytných zásad** probíhá disociace podle rovnice



jako u jednosytných zásad a dvousytných kyselin předpokládáme:

- úplnou disociaci, tedy $c_{\text{B(OH)}_2} = [\text{B}^{2+}]$;
- koncentrace vzniklého B^{2+} a koncentrace hydroxidových aniontů je v poměru 1:2, tedy $[\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{B}^{2+}]$, podle předchozího předpokladu navíc $[\text{OH}^-] = 2 \cdot c_{\text{B(OH)}_2}$
- hydroxidové anionty odčerpávají z prostředí oxoniové kationty, $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$.

Poté odvodíme

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \log [\text{OH}^-] - \log K_w = \log(2 \cdot c_{\text{B(OH)}_2}) - \log K_w = \log 2 + \log c_{\text{B(OH)}_2} - \log K_w$$

a pH při 25 °C se spočítá podle vzorce

$$\text{pH} = 14 + \log 2 + \log c_{\text{B(OH)}_2}.$$

Odkazy

Související články

- pH slabých kyselin a zásad
- pH-metrie
- Měření pH
- pH pufrů
- pH moči
- pH solí