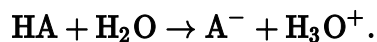


# pH silných kyselin a zásad

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  $\text{H}_3\text{O}^+$  bude podle výše uvedené rovnice stejné jako  $\text{A}^-$ , 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  $\text{A}^-$  a  $\text{H}_3\text{O}^+$ , proto označíme  $[\text{A}^-]$  její koncentraci, tedy  $[\text{A}^-] = c_{\text{HA}}$

Odvodíme tedy:

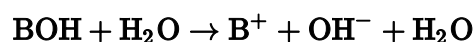
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [\text{A}^-] = -\log c_{\text{HA}},$$

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  $\text{B}^+$  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:

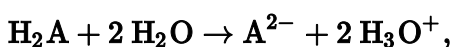
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \log [\text{OH}^-] - \log K_w = \log [\text{B}^+] - \log K_w = \log c_{\text{BOH}} - \log K_w.$$

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  $\text{A}^{2-}$  je – na rozdíl od jednosytných kyselin – v poměru 1:2, tedy  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot c_{\text{H}_2\text{A}}$ .

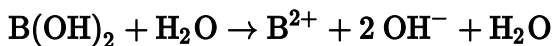
$$\text{Z toho odvodíme } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [\text{A}^{2-}] = -\log(2 \cdot c_{\text{H}_2\text{A}}) = -\log 2 - \log c_{\text{H}_2\text{A}}$$

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  $\text{B}^{2+}$  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