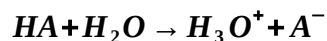


## Síla kyselin

- Kyselina je tím **silnější**, čím \_\_\_\_\_ odštěpí proton.
- Čím **silnější** kyselina, tím je její konjugovaná zásada \_\_\_\_\_ a naopak.

Necht'  $HA$  je kyselina, která bude disociovat ve vodě:



Rovnovážná konstanta dané reakce je:

$$K =$$

Ve zředěných roztocích se koncentrace vody prakticky \_\_\_\_\_, proto ji můžeme zahrnout do  $K$ :

Součin  $K \cdot [H_2O]$  označíme  $K_A$  a získáme novou konstantu, která se nazývá \_\_\_\_\_:

- Tato konstanta **jednoznačně** určuje sílu kyseliny.
- Čím je konstanta acidity  $K_A$  **menší**, tím je kyselina \_\_\_\_\_ a naopak.
- Slabé kyseliny mají  $K_A$  výrazně menší než 1.

**Příklad 1:** Zapište konstantu acidity neboli disociační konstantu kyseliny dusité.

**Příklad 2:** Zapište disociační konstantu kyseliny sírové.

**Příklad 3:** Určete konjugované páry pro reakci kyseliny bromovodíkové s vodou, rovnovážnou konstantu a konstantu acidity.

**Příklad 4:** Zapište disociační konstanty kyseliny trihydrogenfosforečné.

*Disociační konstanty některých anorganických a organických kyselin:*

Bezokyslíkaté kyseliny	
<i>kyselina</i>	$K_A$
fluorovodíková	$6,2 \cdot 10^{-4}$
chlorovodíková	$1,3 \cdot 10^6$
bromovodíková	$1 \cdot 10^9$
jodovodíková	$3 \cdot 10^9$
kyanovodíková	$4,93 \cdot 10^{-10}$
sirovodíková, I. st.	$9,1 \cdot 10^{-8}$
sirovodíková, II. st.	$1,1 \cdot 10^{-12}$
uhličitá, I. st.	$4,30 \cdot 10^{-7}$
uhličitá, II. st.	$5,61 \cdot 10^{-11}$
voda	$1 \cdot 10^{-16}$
Kyslíkaté kyseliny	
<i>kyselina</i>	$K_A$
sírová, I. st.	$3,98 \cdot 10^{-1}$
sírová, II. st.	$1,05 \cdot 10^{-2}$
siřičitá, I. st.	$1,74 \cdot 10^{-2}$
siřičitá, II. st.	$5,01 \cdot 10^{-6}$
dusičná	$2 \cdot 10^1$
dusitá	$5,1 \cdot 10^{-4}$
chlореčná	$1 \cdot 10^3$

chloristá	$1 \cdot 10^{10}$
chloritá	$1 \cdot 10^{-2}$
chlorná	$3,2 \cdot 10^{-8}$
jodičná	$1,7 \cdot 10^{-1}$
jodistá	$2,82 \cdot 10^{-2}$
pentahydrogenjodistá	$5,13 \cdot 10^{-4}$
trihydrogenfosforečná, I.st.	$7,52 \cdot 10^{-3}$
trihydrogenfosforečná, II.st.	$6,23 \cdot 10^{-8}$
trihydrogenfosforečná, III.st.	$4,80 \cdot 10^{-13}$
Organické kyseliny	
<i>kyselina</i>	$K_A$
benzoová	$6,46 \cdot 10^{-5}$
citronová, I.st.	$7,45 \cdot 10^{-4}$
chloroctová	$1,40 \cdot 10^{-3}$
trichloroctová	$2 \cdot 10^{-1}$
octová	$1,75 \cdot 10^{-5}$
šťavelová, I. st.	$5,9 \cdot 10^{-2}$
šťavelová, II. st.	$6,4 \cdot 10^{-5}$
mravenčí	$1,77 \cdot 10^{-4}$
mléčná	$1,38 \cdot 10^{-4}$

Sílu kyseliny můžeme také určit **orientačně**, zda je **silná** nebo **slabá**, bez hodnot  $K_A$ :

a) U **kyslíkatých** kyselin nás bude zajímat počet atomů vodíku a kyslíku.

Čím je v molekule **více** atomů **O** oproti atomům **H**, tím je kyselina **silnější**.

- **Velmi slabé kyseliny** – mají obecný vzorec \_\_\_\_\_  
příklady: \_\_\_\_\_
- **Slabé kyseliny** – mají obecný vzorec \_\_\_\_\_  
příklady: \_\_\_\_\_
- **Silné kyseliny** – mají obecný vzorec \_\_\_\_\_  
příklady: \_\_\_\_\_
- **Velmi slabé kyseliny** – mají obecný vzorec \_\_\_\_\_  
příklady: \_\_\_\_\_

b) Z **bezkyslíkatých** kyselin jsou **nejsilnější halogenovodíkové** (HF, HCl, HBr, HI). Jejich síla ve skupině směrem dolů \_\_\_\_\_. Nejsilnější je \_\_\_\_\_ a nejslabší je \_\_\_\_\_.

Ostatní bezkyslíkaté kyseliny, jako například  $H_2S$  (kyselina sulfanová nebo sirovodíková), jsou **velmi slabé**.

### Síla zásad

- Zásada je tím **silnější**, čím \_\_\_\_\_ váže proton.
- Čím **silnější** zásada, tím je její konjugovaná kyselina \_\_\_\_\_ a naopak.

Necht'  $BOH$  je báze, která bude disociovat:



Pak zavedeme novou konstantu  $K_B$ , která se nazývá \_\_\_\_\_:

- Tato konstanta **jednoznačně** určuje sílu zásady.
- Čím je konstanta bazicity  $K_B$  **menší**, tím je zásada \_\_\_\_\_ a naopak.
- Slabé báze mají  $K_B$  výrazně menší než 1.

Platí to stejně jako u kyselin.

**Příklad 5:** Zapište konstantu bazicity neboli disociační konstantu hydroxidu sodného.



## Vyjadřování kyselosti a zásaditosti látek

Měřením bylo zjištěno, v  $10^7$  (10 000 000) litrech čisté vody je 17,009 g aniontů  $\text{OH}^-$  (1 mol) a 1,008 g kationtů  $\text{H}_3\text{O}^+$  (1 mol).

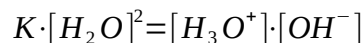
Pro **molární koncentrace** platí:

### Odvození iontového součinu vody:

autoprotolýza vody:

rovnovážná konstanta je:

počet disociovaných molekul vody vzhledem k celkovému počtu molekul vody je **zanedbatelný**



součin  $K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$  označíme  $K_v$  a získáme novou konstantu

$$K_v =$$

po dosazení

$$K_v =$$

Součin molárních koncentrací iontů \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_ se nazývá \_\_\_\_\_ a jeho hodnota je za standardních podmínek **konstantní** a **závislá na teplotě**.

V čisté vodě jsou molární koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  \_\_\_\_\_, mající hodnotu  $K_v = 1 \cdot 10^{-14}$

Rozpuštěním kyseliny ve vodě vzrůstá koncentrace \_\_\_\_\_.

Rozpuštěním hydroxidu ve vodě vzrůstá koncentrace \_\_\_\_\_.

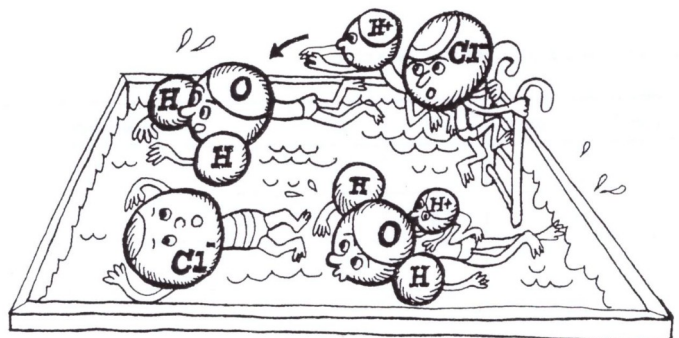


Jakékoliv \_\_\_\_\_ jednoho z iontů má za následek \_\_\_\_\_ druhého iontu a naopak.

Je-li například ve vodném roztoku  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , pak  $[\text{OH}^-]$  je rovna  $10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , protože: 
$$K_v = 10^{-4} \cdot 10^{-10} = 10^{-14}$$

### Vodné roztoky

- **kyselé**       $[\text{H}_3\text{O}^+]$        $[\text{OH}^-]$
- **neutrální**     $[\text{H}_3\text{O}^+]$        $[\text{OH}^-]$
- **zásadité**      $[\text{H}_3\text{O}^+]$        $[\text{OH}^-]$

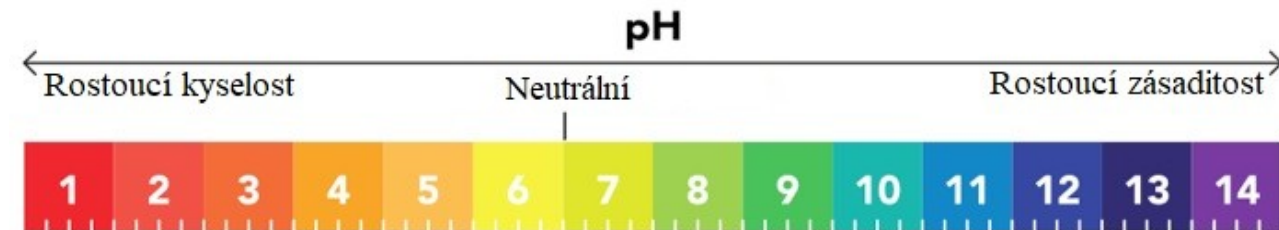


**Příklad 7:** Jaká je koncentrace iontů  $[H_3O^+]$  a  $[OH^-]$  v

a) kyselém roztoku

b) zásaditém roztoku?

Pro vyjadřování kyselosti či zásaditosti roztoků se používá stupnice **pH**.



S ohledem na iontový součin vody platí:

$$pH + pOH = 14$$

kladná hodnota exponentu  
koncentrace **oxoniových** kationtů

kladná hodnota exponentu  
koncentrace **hydroxidových** aniontů

**Příklad 8:** Jaké je pH roztoku, ve kterém je látková koncentrace  $H_3O^+$  rovna  $10^{-6} \text{ mol.dm}^{-3}$ ?

**Příklad 9:** Jaké je pH čisté vody?

**Příklad 10:** Jaké je pH roztoku, ve kterém je látková koncentrace  $OH^-$  rovna  $10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$ ?

**Příklad 11:** Doplňte tabulku:

$[H_3O^+] / \text{mol dm}^{-3}$	$[OH^-] / \text{mol dm}^{-3}$	pOH	pH	charakter roztoku
	$10^{-12}$			
		9		
			10	
0,001				
		1		

**Indikátory** měnící zbarvení v závislosti na pH roztoku.

- **kyselý** – *methylovanž* – červený v kyselém a oranžový v zásaditém prostředí
- **bazický** – *fenolftalein* – fialový v zásaditém a bezbarvý v kyselém prostředí
- **univerzální pH papírky** – červené v kyselém a modré v zásaditém prostředí