

# Základy chemického názvosloví a výpočtů

---

## Základy chemického názvosloví

Základní informační jednotkou v chemii je symbol/vzorec a název prvku či sloučeniny. Musí tedy existovat přesná pravidla pro tvorbu pojmenování sloučenin tak, aby bylo přesné a srozumitelné všem uživatelům.

Chemické názvosloví se zabývá formulací přesných pravidel, podle kterých se zapisují chemické vzorce a tvoří se názvy chemických sloučenin. Chemický vzorec je souborem značek prvků, názvoslovných jednotek a strukturních předpon uspořádaných podle dohodnutých pravidel, která specifikují uspořádání jednotlivých složek. Symboly jednotlivých prvků (periodická tabulka prvků) jsou základem pro tvoření zápisu chemických vzorců.

**Oxidační číslo** prvku je základním pojmem, na kterém je vybudováno názvosloví anorganické chemie. Oxidační číslo prvku můžeme ve většině anorganických sloučenin zjistit jednoduchým výpočtem podle následujících pravidel:

- Oxidační číslo atomu prvku v základním stavu je nulové a vazba mezi atomy téhož druhu nepřispívá k oxidačnímu číslu
- Oxidační číslo atomu v jednoatomovém iontu se rovná jeho náboji
- Oxidační číslo vodíku ve sloučeninách s nekovy je konvenčně I, v hydridech kovů  $-I$
- Oxidační číslo kyslíku je  $-II$ , pokud není vázán s elektronegativnějším prvkem nebo s jiným atomem kyslíku
- Oxidační číslo fluoru je  $-I$  a ostatních halogenů taktéž  $-I$ , pokud nejsou vázány s elektronegativnějšími prvky
- Oxidační číslo alkalických kovů je I
- Oxidační číslo atomů jednotlivých prvků u víceatomových částic se určí tak, že se vazebné elektrony přidělí vždy atomu s větší elektronegativitou
- Součet oxidačních čísel všech atomů prvků obsažených v elektroneutralní molekule je roven nule
- Součet oxidačních čísel všech atomů prvků obsažených ve víceatomovém iontu se rovná počtu jeho elementárních nábojů

## Chemické vzorce a názvy sloučenin

Vzorce jsou nejjednodušší a nejnázornější charakteristikou anorganických sloučenin. Existuje několik způsobů zápisu chemického vzorce.

*Stechiometrický (empirický) vzorec* vyjadřuje stechiometrické složení sloučeniny. Počet sloučených atomů se vyznačuje číselným indexem vpravo dole za značkou prvku a vzorec se obvykle uzavírá do složených závorek.

*Molekulový (sumární) vzorec* vyjadřuje nejen stechiometrické složení látky, ale i její relativní molekulovou hmotnost. Umožňuje odlišit polymerní formy sloučenin.

*Funkční (racionální) vzorec* umožňuje zdůraznit přítomnost funkčních skupin v dané sloučenině. Tyto skupiny je vhodné uzavírat do kulatých závorek pro větší přehlednost. Pokud se jedná o sloučeniny komplexní, uvádí se funkční skupina, molekula nebo ion v hranatých závorkách.

*Strukturní (konstituční) vzorec* zobrazuje uspořádání navzájem sloučených atomů, zpravidla však neudává prostorové uspořádání molekuly.

Názvy sloučenin se tvoří z názvů jejich součástí tak, aby co nejlépe vystihovaly stechiometrické poměry i strukturu dané sloučeniny. V českém názvosloví je ve většině případů složen název sloučeniny z podstatného a přídavného jména. Podstatné jméno je odvozeno od elektronegativní části, přídavné jméno charakterizuje část elektropozitivní.

### Kyseliny a jejich deriváty

Binární kyseliny – **bezkylikaté**, jejich název se vytvoří přidáním koncovky **ová** k názvu dané sloučeniny nekovu s vodíkem:

HF	kyselina fluorovodíková
H <sub>2</sub> S	kyselina sirovodíková

**Kyslíkaté** kyseliny – oxokyseliny mají názvy složené z podstatného jména kyselina a přídavného jména charakterizujícího elektronegativní část molekuly:

HClO	kyselina chlorná
HClO <sub>4</sub>	kyselina chloristá

### Funkční deriváty kyselin

Jde o sloučeniny odvozené od kyselin náhradou všech –OH skupin a někdy také atomů kyslíku jinými skupinami. Funkční deriváty kyselin jsou estery, halogenidy a amidy kyselin, nitridy či halogenoxidy.

## Soli

Názvy solí se tvoří dle názvů iontů, z nichž se skládají:

Ba(SCN)<sub>2</sub> thiokyanatan barnatý

Ca(ClO)<sub>2</sub> chlornan vápenatý

## Základy chemických výpočtů

Většina čísel, se kterými počítáme v chemických výpočtech, nejsou čísla přesná. Hodnoty naměřených veličin i hodnoty konstant jsou zatíženy určitou chybou.

Ve výpočtech, sčítání a odečítání se zaokrouhlují čísla na tolik desetinných míst, kolik jich má číslo s nejmenším počtem míst. U násobení a dělení rozhoduje číslo s nejmenším počtem platných číslic. Lze používat i zkrácený tvar čísla s použitím exponentu.

Sčítat a odčítat lze pouze hodnoty stejných veličin vyjádřené ve stejných jednotkách.

Násobit a dělit lze hodnoty různých veličin vyjádřené v jednotkách v rámci jednoho definičního systému.

Výsledky nelze uvádět s větší přesností, než jakou mají hodnoty veličin vstupující do výpočtu.

Při řešení chemických problémů používáme základní zákony:

1. *Zákon zachování hmotnosti:* Hmotnost všech látek vstupujících do reakce je rovna hmotnosti všech reakčních produktů.
2. *Zákon zachování energie:* Celková energie izolované soustavy je v průběhu chemické reakce konstantní.
3. *Zákon stálých poměrů slučovacích:* Hmotnostní poměr prvků či součástí dané sloučeniny je vždy stejný a nezávislý na způsobu přípravy sloučeniny.
4. *Zákon násobných poměrů slučovacích:* Tvoří-li spolu dva prvky více sloučenin, pak hmotnosti jednoho prvku, který se slučuje se stejným množstvím prvku druhého, jsou vzájemně v poměrech, které lze vyjádřit malými celými čísly.
5. *Zákon stálých poměrů objemových při slučování plynů:* Plyny se slučují v jednoduchých poměrech objemových.
6. *Avogadrův zákon:* Stejně objemy různých plynů obsahují za stejné teploty a tlaku stejný počet molekul.

*Hustota homogenního tělesa* je rovna podílu jeho hmotnosti a objemu. Podíl hmotnosti a objemu nehomogenní směsi udává její střední hustotu.  $\rho = \frac{m}{V}$  [g×cm<sup>-3</sup>]

*Molární objem* udává, jaký objem připadá na 1 mol látky. Závisí na teplotě a tlaku.

$$V_m = \frac{V}{n} [\text{m}^3 \times \text{mol}^{-1}]$$

*Molární hmotnost* je hmotnost jednoho molu látky.  $M_m = \frac{m}{n} = \rho \times V_m$  [ $\text{g} \times \text{mol}^{-1}$ ]  
Pro molární hmotnost látky  $M_m$  vyjádření v  $\text{g} \times \text{mol}^{-1}$  platí, že se číselně rovná relativní atomové (molekulové) hmotnosti dané látky  $M_r$ . V chemických tabulkách jsou pro jednotlivé prvky uváděny hodnoty střední atomové hmotnosti, které byly vypočteny z přírodní směsi izotopů s přihlédnutím k molárnímu zastoupení jednotlivých nuklidů ve směsi. Ze známého vzorce můžeme určit střední relativní molekulovou hmotnost jako součet středních relativních atomových hmotností všech atomů tvořících molekulu.

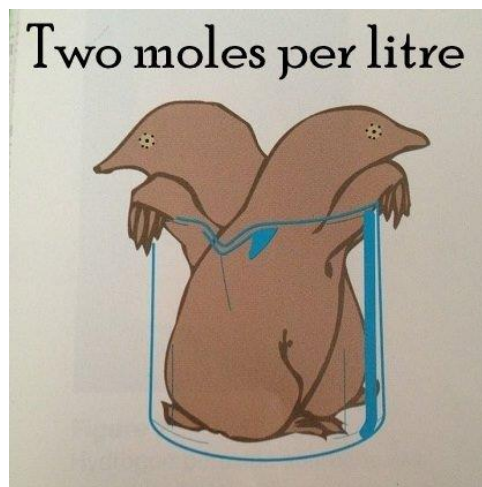
*Relativní atomová hmotnost* se získá jako podíl hmotnosti atomu konkrétního nuklidu s atomovou hmotnostní jednotkou  $m_u$ . Ta je definována jako  $\frac{1}{12}$  hmotnosti atomu nuklidu  $^{12}_6\text{C}$  tedy  $1,66053 \times 10^{-27} \text{kg}$ .

*Látkové množství*  $n$  – 1 mol je takové množství látky, které obsahuje stejné množství částic, jako je atomů v 0,012 kg nuklidu uhlíku  $^{12}_6\text{C}$ . Počet atomů v 0,012 kg nuklidu uhlíku  $^{12}_6\text{C}$  (i v 1 molu libovolné látky), udává Avogadrovo číslo  $N_A$ :  $(6,02214179 \pm 0,00000030) \times 10^{23}$ . Látkové množství  $n$  v molech je dáno podílem  $N$  částic a Avogadrova čísla  $N_A$ :  $n = \frac{N}{N_A}$  [mol].  
Velmi často se setkáváme s výpočtem látkového množství z hmotnosti určité látky a její relativní atomové (molekulové) hmotnosti:  $n = \frac{m}{M_r}$ .

*Hmotnostní zlomek*  $w$  prvku A ve sloučenině je roven podílu hmotnosti prvku  $m_A$  a celkové hmotnosti  $m$  sloučeniny:  $w = \frac{m_A}{m}$ . Jde o bezrozměrnou veličinu a součet hmotnostních zlomků jednotlivých prvků ve sloučenině je roven 1. Běžně se hmotnostní zlomek vyjadřuje v procentech.

*Molární koncentrace* je definována jako podíl látkového množství  $n$  a objemu roztoku  $V$ :

$$c = \frac{n}{V} [\text{mol} \times \text{L}^{-1}].$$



*Molalita*  $\mu(A)$  složky A v roztoku je definována jako látkové množství složky  $n(A)$  dělené hmotností té složky, která byla zvolena za rozpouštědlo,  $m(R)$ .  $\mu(A) = \frac{n(A)}{m(R)}$  [ $\text{mol} \times \text{kg}^{-1}$ ].

*pH* se využívá ke kvantitativnímu vyjadřování acidobazických vlastností vodných roztoků elektrolytů. Jde o látkové koncentrace iontů  $[H_3O^+]$  resp.  $[OH^-]$  přítomných v roztoku po dosažení rovnovážného stavu.  $pH = -\log[H_3O^+]$ ;  $pOH = -\log[OH^-]$ ,  $pH + pOH = 14$ .

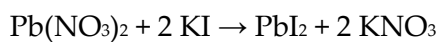
## Chemické rovnice

Na levou stranu chemické rovnice zapisujeme látky do reakce vstupující a na pravou stranu látky, které při reakci vznikly. Kromě specifikace reaktantů a produktů chemické rovnice je důležité vyčíslení stechiometrických koeficientů. Tyto koeficienty udávají, v jakém poměru látky reagují. Jejich výpočet vychází ze zákona zachování hmotnosti a atomové teorie. Ve vyčíslené chemické rovnici se musí součet atomů každého prvku na levé straně rovnat součtu atomů téhož prvku na straně pravé. U iontových rovnic musí souhlasit algebraický součet náboje iontů. Číselně odpovídají stechiometrické koeficienty zpravidla nejmenším celým hodnotám, koeficient 1 se nezapíše.

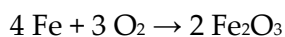
Chemické rovnice lze rozdělit na rovnice, při nichž nedochází ke změnám oxidačních čísel prvků (např.: rovnice srážecí reakce nebo podvojně záměny), rovnice, při nichž dochází ke změnám oxidačních čísel prvků (např.: reakce kovu s kyselinou, slušování prvnů), rovnice iontové (např. oxidačně-redukční rovnice), rovnice disproportionační (prvek se v nich současně oxiduje i redukuje) a synproportionační (ze dvou oxidačních stavů prvků vzniká jeden oxidační stav).

Příklady jednotlivých typů rovnic:

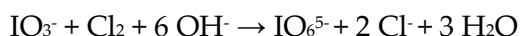
*rovnice, při nichž nedochází ke změnám oxidačních čísel prvků*



*rovnice, při nichž dochází ke změnám oxidačních čísel prvků*



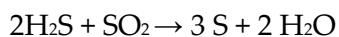
*rovnice iontové*



*rovnice disproportionační*



*rovnice synproportionační*



Při vyčíslování chemických rovnic bez oxidačně-redukčních změn se provádí postupná bilance atomů všech prvků. Pokud při výpočtu nedostaneme celé číslo, vynásobíme všechny koeficienty číslem ve jmenovateli zlomku. U vyčíslování oxidačně-redukčních rovnic, je podstatou řešení bilance elektronů zdánlivě uvolněných při oxidaci a přijatých při redukci. Je zde nutná znalost změn oxidačních čísel prvků.

Chemické rovnice vyjadřují také kvantitativní vztahy mezi výchozími látkami a produkty reakce. Množství látek se mění v určitých poměrech látkových množství daných příslušnou chemickou rovnicí. Poměry látkových množství látek, které zreagovaly a látek které při chemické reakci vznikly, se vždy rovnají poměru svých stechiometrických koeficientů:  
 $a A + b B = c C + d D \rightarrow a : b : c : d = n(A) : n(B) : n(C) : n(D)$

Při řešení úlohy je nutné si všimnout zadání:

- Je-li zadána více než jedna výchozí látka, potom se produkt musí počítat z množství té výchozí látky, která není ve stechiometrickém přebytku.
- Pokud v reakci nejsou zadány reakční podmínky, bývá uvedeno „za normálních podmínek“ (101325 Pa, 0 °C).
- Pokud se v reakci objevují plynné složky a reakce probíhá při určitém tlaku či teplotě je třeba pro výpočet použít stavovou rovnici ideálního plynu.
- Pokud nelze zapsat přípravu látky jednou rovnicí, je nutné z uvedených rovnic sestavit reakční schéma tak, aby byly ve stechiometrickém poměru výchozí látky s produkty.
- Při výpočtu výtěžku látky v % je třeba si uvědomit, že 100% výtěžek se rovná teoretickému množství látky vypočtenému dle rovnice.
- Je-li zadána látka jako roztok o určité koncentraci je třeba vypočítat množství této látky v roztoku, protože opět platí, že výpočtem podle rovnice získáme čistou látku (100%).

#### Příklady k procvičování:

1. Určete oxidační čísla:  
BaO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>OH, LiBH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>NCN, VOCl<sub>3</sub>, CO, CO<sub>2</sub>
2. Pojmenujte:  
N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Si<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>N<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
3. Napište vzorce těchto látek:  
hexaborid vápníku, tetraborit thoria, trisulfan, dimethyldiboran, tetramethylsilan, difluoridiseleň, bismutan, sůl kuchyňská, ethanol, methanol, kyselina chlorovodíková
4. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost nuklidu <sup>40</sup>Ca, víte-li, že hmotnost jednoho atomu tohoto nuklidu je 6,635×10<sup>-26</sup>kg.
5. Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost kyseliny sírové.
6. Vypočítejte látkové množství oxidu uhelnatého, ve kterém je 9,033×10<sup>23</sup> molekul tohoto plynu.
7. Hmotnost jednoho atomu nuklidu <sup>12</sup>C je 1,99×10<sup>-26</sup>kg a jednoho atomu nuklidu <sup>19</sup>F je 3,15×10<sup>-26</sup>kg. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost <sup>19</sup>F.
8. Hmotnost jednoho atomu prvku X se rovná hmotnosti patnácti atomů nuklidu <sup>12</sup>C. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost prvku X.

9. Hustota deoxyribonukleové kyseliny (DNA) je  $1,10 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ , její relativní molekulová hmotnost je  $6,0 \times 10^8$ . Vypočítejte objem jedné molekuly DNA.
10. Železo se získává redukcí oxidů železa ve vysokých pecích. Vypočtete, kolik tun železa lze získat z 10t magnetitu ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ).
11. Kolik % krystalová vody obsahuje dekahydrát uhličitanu sodného.
12. Určete stechiometrický vzorec sloučeniny, která obsahuje 14,27 % Na, 9,95 % S, 19,86 % O a 55,91 %  $\text{H}_2\text{O}$ .
13. Arsen tvoří dva oxidy. Jeden z nich obsahuje 65,2 % arsenu a druhý 75,8 % arsenu. Napište vzorce obou oxidů.
14. Kolik procent síranových iontů obsahuje síran barnatý.
15. Doplňte koeficienty  $a, b, c, d$  v následující rovnici:  
$$a \text{ NaF} + b \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow c \text{ Na}_2\text{SO}_4 + d \text{ Na}_3[\text{AlF}_6]$$
16. Doplňte koeficienty rovnice:  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
17. Doplňte koeficienty rovnice:  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
18. Doplňte koeficienty:
- $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{PH}_3$
- $\text{HClO}_4 + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cl}_2\text{O}_7$
- $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{POCl}_3 + \text{HCl} + \text{B}_2\text{O}_3$
- $\text{KAlSi}_3\text{O}_8 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{KAlO}_2 + \text{CO}_2$
- $\text{Fe}_3\text{I}_8 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{KI} + \text{CO}_2$
- $\text{KOH} + \text{CS}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CS}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CO}$
- $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{CaF} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BF}_3 + \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3 + \text{P}_4\text{S}_{10} \rightarrow \text{P}_3\text{N}_5 + (\text{NH}_4)_2\text{S}$
- $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}_5$
- $\text{KNO}_3 + \text{S} + \text{C} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{N}_2 + \text{CO}_2$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaN}_3 + \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2$
- $\text{KIO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_5\text{IO}_6 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- $\text{P}_2\text{I}_4 + \text{P}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_4\text{I} + \text{H}_3\text{PO}_4$
- $\text{SO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CS}_2 + \text{S} + \text{CO}$
- $\text{KSbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{KNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
19. Sestavte, vyčíslete, popř. doplňte chemické rovnice:
- a) Reakcí amoniaku a dichlordisulfanu získáme tetranitrid tetrasíry, chlorid amonný a síru.
- b) Reakcí dichromanu draselného s kyselinou chlorovodíkovou získáme kromě příslušného halogenu také chlorid chromitý a chlorid draselný.

- c) Lučavka královská rozpouští platinu za vzniku kyseliny hexachloro platičité, oxidu dusnatého a vody.
- d) Jod reaguje s kyselinou dusičnou za vzniku kyseliny jodičné a oxidu dusnatého.
20. Při rozpouštění 1 g uhlíku ve 20 g roztaveného železa vzniká cementit ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ). Určete prvek, který byl použit v nadbytku a hmotnost vzniklého cementitu.
21. Průmyslová výroba vodíku probíhá podle těchto rovnic:  
$$\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{CO}$$
$$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{CO}_2$$
22. Při přípravě  $\text{KHSO}_4$  bylo potřebné množství roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  zneutralizováno 50 g  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Po zahuštění vzniklého roztoku ke krystalizaci vykryštoval  $\text{KHSO}_4$ , jehož hmotnost po odfiltrování a vysušení činidla 48,5 g. Vypočítejte výtěžek  $\text{KHSO}_4$  v procentech.
23. Kolik gramů železa je zapotřebí k tomu, aby se z roztoku síranu měďnatého vytěsnilo 5 g mědi?
24. Kolik gramů sulfidu železnatého lze připravit tavením 100g železa a 50g síry?
25. Přípravu nitrobenzenu vystihuje rovnice:  
$$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
  
Vypočítejte: kolik gramů  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$  může vzniknout z 5 g  $\text{C}_6\text{H}_6$ . Jaký je procentuální výtěžek reakce, jestliže z 50 g  $\text{C}_6\text{H}_6$  bylo připraveno 40 g  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ .
26. Vypočítejte molární koncentraci 180  $\text{cm}^3$  roztoku, který obsahuje 11,476 g KOH.
27. Kolik gramů  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \times 8\text{H}_2\text{O}$  je zapotřebí na přípravu 2  $\text{dm}^3$  0,125 M roztoku  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ?
28. Vypočítejte molalitu 1  $\text{dm}^3$  30% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o hustotě  $\rho = 1,2185 \text{ g} \times \text{cm}^{-3}$ .
29. Roztok chloridu draselného se připravil rozpuštěním 7,85 g KCl v 175 g vody. Vypočítejte hmotnostní zlomek chloridu draselného v připraveném roztoku.
30. Jaká je procentová koncentrace roztoku, který vznikl rozpuštěním 525 g soli ve 2,5 kg rozpouštědla?
31. Vypočítejte koncentraci roztoku (v hmotnostních procentech), který vznikl rozpouštěním 25 g fenolu ve 100  $\text{cm}^3$  methanolu. Hustota  $\text{CH}_3\text{OH}$   $\rho = 0,7917 \text{ g} \times \text{cm}^{-3}$ .
32. Kolik gramů cukru je nutno rozpustit ve 4,5  $\text{dm}^3$  vody, abychom získali 15% roztok?
33. Do 720 g 12,5% roztoku chloridu sodného bylo přidáno 30 g soli. Určete koncentraci roztoku (v hm%) po úpravě.
34. Vypočítejte kolik  $\text{cm}^3$  a kolik gramů ethylalkoholu je obsaženo v 1  $\text{dm}^3$  40 % roztoku.
35. Určete molaritu roztoku obsahujícího 16,021 g  $\text{CH}_3\text{OH}$  ve 200  $\text{cm}^3$  roztoku.
36. Kolik gramů  $\text{CH}_3\text{COOH}$  obsahuje 100  $\text{cm}^3$  0,25 M roztoku  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ?
37. Kolik  $\text{cm}^3$  0,125 M roztoku KOH lze připravit ze 3,5 g KOH?
38. Kolik gramů dusičnanu olovnatého musíme odvážit, máme-li připravit 200  $\text{cm}^3$  roztoku o koncentraci 0,5  $\text{mol} \times \text{dm}^{-3}$ .
39. Jaké množství skalice modré musíme odvážit, máme-li připravit 500  $\text{cm}^3$  0,2 M roztoku.



40. Roztok hydroxidu sodného o koncentraci  $0,25 \text{ mol} \times \text{dm}^3$  se připraví rozpuštěním hydroxidu sodného ve vodě tak, že výsledný roztok má objem  $2 \text{ dm}^3$ . Vypočítejte hmotnost použitého NaOH.
41. Vypočítejte molalitu síranu sodného v roztoku, jestliže se ve 100 g vody rozpustilo 15,25 g  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
42. Vypočítejte pH roztoku kyseliny chlorovodíkové o látkové koncentraci  $0,01 \text{ mol} \times \text{dm}^3$ .
43. Vypočítejte pH roztoku kyseliny sírové o koncentraci  $0,3 \text{ mol} \times \text{dm}^3$ .
44. Vypočítejte pH roztoku hydroxidu draselného o koncentraci  $0,02 \text{ mol} \times \text{dm}^3$ .
45. Jaká je látková koncentrace roztoku hydroxidu barnatého, jestliže pH tohoto roztoku se rovná 12?
46. Jaká je koncentrace hydroxidových iontů v roztoku, jehož pH je 4,4?
47. Vypočítejte pH roztoku, který vznikne smísením  $0,025 \text{ dm}^3$  roztoku kyseliny chlorovodíkové o molární koncentraci 0,1 a  $0,01 \text{ dm}^3$  hydroxidu sodného o molární koncentraci  $0,1 \text{ mol} \times \text{l}^{-1}$ .

#### Literatura

Kábelová B., Pilátová I., Růžička A.: Názvosloví anorganických sloučenin a základy chemických výpočtů. VUT v Brně, Brno 2011