



2. Chemické rovnice

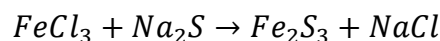
Chemická rovnice je schématický zápis chemického děje (reakce), který nás informuje o reaktantech (výchozích látkách), produktech, dále o stechiometrii reakce – tzn. o vzájemném poměru jednotlivých reaktantů a produktů, popř. o dalších okolnostech popisované reakce. Aby chemická rovnice měla smysl, musí být správně vyčíslená, tedy počet atomů na levé straně (reaktanty) se musí rovnat počtu atomů na pravé straně (produkty). Této rovnosti dosáhneme volbou správných stechiometrických koeficientů (čísel před vzorci, které udávají vzájemný poměr látek zúčastněných v reakci). Chemické rovnice se zapisují buď ve formě molekulové (obvykle), nebo iontové, např. pokud se bavíme o procesech probíhajících v roztocích.

☞ Často se ke vzorcům látek v rovnicích připisují indexy, vyjadřující skupenství jednotlivých látek: *s* - pevné (solid), *l* - kapalné (liquid), *g* - plynné (gas), *aq* - látka rozpuštěná ve vodě, vodný roztok (aqua).

2.1 Vyčíslování chemických rovnic beze změny oxidačních čísel

Chemická rovnice má smysl pouze tehdy, pokud je správně vyčíslena, tzn. počet všech atomů reaktantů a produktů je stejný. Vyčíslování chemických rovnic, ve kterých nedochází ke změně oxidačního čísla žádného z atomů, je snadné.

Př. Vyčíslení rovnice popisující srážení nerozpustného sulfidu železitého z roztoku FeCl_3 :



a) Řešení rovnice spočívá v nalezení správných stechiometrických koeficientů všech látek. Možných postupů je obvykle více, můžeme např. začít od železa. Vpravo jsou dva Fe^{III} → vlevo tedy musíme před FeCl_3 napsat koeficient 2.

b) Tím pádem bude vlevo šest Cl^{-1} → vpravo tedy musí být 6 NaCl.

c) Vpravo jsou tři $\text{S}^{-\text{II}}$ → vlevo napíšeme 3 před Na_2S .

d) Nakonec můžeme zkontrolovat počet atomů Na^{I} . Vlevo $3 \cdot 2$, vpravo 6.

e) Výsledná rovnice: $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3 + 6\text{NaCl}$



2.2 Vyčíslování redukčně oxidačních rovnic

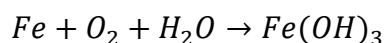
Redukčně oxidační (zkráceně redox) rovnice mají v technické praxi velký význam, např. v oblasti koroze kovů nebo chemických výrob. Redox rovnici poznáme tak, že (nejméně) dva prvky mění svoje oxidační číslo – oxidační stupeň. Změna oxidačního čísla je ale až pozorovaný důsledek, neboť skutečnou podstatou redox procesů je redukce a oxidace některých prvků v reaktantech.

Redukce je proces, při němž atom přijímá elektrony, oxidační číslo tohoto atomu klesá (redukuje se).

Oxidace je proces, kdy atom uvolňuje elektrony, jeho oxidační číslo roste.

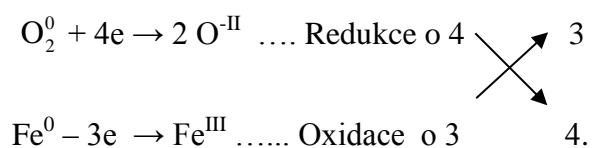
Řešením redox rovnice je tedy, kromě vyrovnání počtu atomů na levé a pravé straně, také vyrovnání počtu elektronů uvolněných při oxidaci a spotřebovaných při redukci. Postup si ukážeme na příkladech.

Př. Vyčíslení rovnice vyjadřující korozi oceli kyslíkem rozpuštěným ve vodě:




a) Do rovnice doplníme oxidační čísla $Fe^0 + O_2^0 + H_2O^{-II} \rightarrow Fe^{III}(O^{-II}H^I)_3$.

b) Napíšeme poloreakce redukce a oxidace:




c) Výsledné stechiometrické koeficienty jsou 4 pro železo a 3 pro molekulu O_2 .

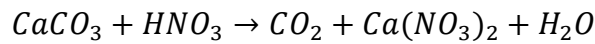
d) Rovnici upravíme do finální podoby $4Fe + 3O_2 + 6H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$.

 *Zvláštním případem jsou disproportionační rovnice, kdy jeden prvek podstupuje zároveň oxidaci i redukci, např. $3Cl_2 + 6KOH \rightarrow 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$.*

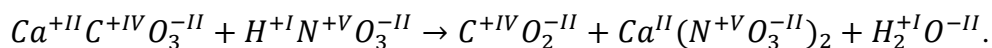
**Úlohy ukázkové II.**

 V dalším textu budeme řešení vyčíslování rovnic uvádět takto: [2-3-1-6].

1. Vhodíme - li kousek vápence do kyseliny dusičné, budeme pozorovat bublinky (vývoj plynu) a vápenec se za chvíli rozpustí. Tento chemický děj popisuje chemická rovnice:



a) Nejprve zapíšeme oxidační čísla k prvkům:



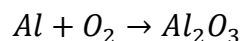
b) Nedochozí ke změně oxidačních čísel, můžeme tedy rovnici vyčíslit. Vpravo je 2 krát atom dusíku → napíšeme 2 před molekulu kyseliny dusičné.

c) Spočítáme počet atomů kyslíku vpravo a vlevo.

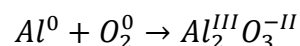
d) Provedeme kontrolu → spočítáme počet atomů vodíku vlevo a vpravo.

e) Vyčíslená rovnice: $CaCO_{3(s)} + 2HNO_{3(aq)} \rightarrow CO_{2(g)} + Ca(NO_3)_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$

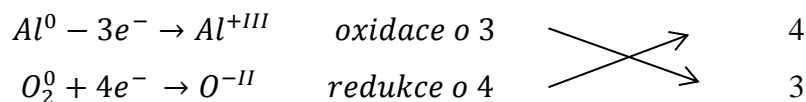
2. Následující rovnice popisuje zjednodušeně pasivaci mědi kyslíkem rozpuštěným ve vodě:



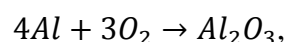
a) Zapíšeme oxidační čísla k prvkům:



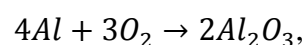
b) Mění se oxidační číslo železa a kyslíku → napíšeme poloreakce oxidace a redukce:



c) výsledné stechiometrické koeficienty zapíšeme vlevo do rovnice:

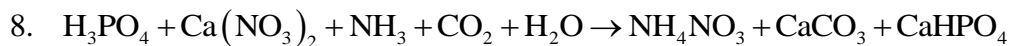
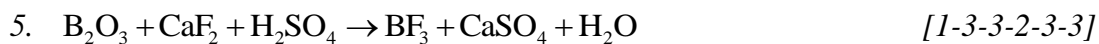
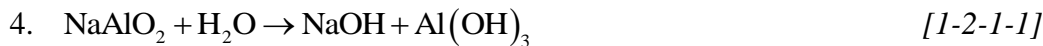


d) dopočítáme atomy hliníku, tak aby byl shodný počet vlevo i vpravo:

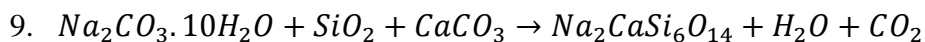


e) pro kontrolu spočítáme atomy kyslíku vlevo a vpravo – 6 ~ 6

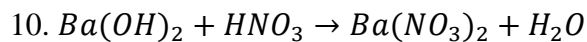
f) rovnice ve finální podobě: $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3.$

**Úlohy k procvičení II.****a) Vyčíslete rovnice:**

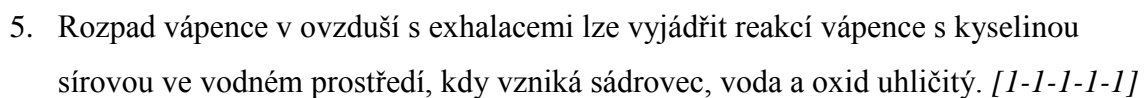
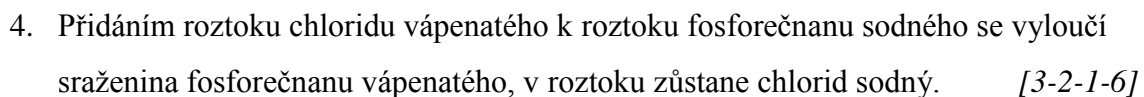
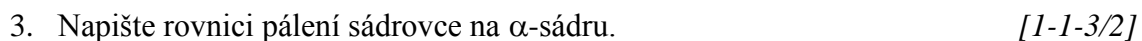
[3-5-10-2-2-10-2-3]



[1-6-1-1-10-2]



[1-2-1-2]

b) Sestavte a vyčíslete chemické rovnice:

**c) Vyčíslete oxidačně-redukční rovnice:**

1. $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ [4-3-2]
2. $\text{Fe} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeO}(\text{OH})$ [4-3-2-4]
3. $\text{Cu} + \text{CO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ [2-1-1-1-1]
4. $\text{FeO} + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ [2-1-2-1]
5. $\text{CuS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{SO}_2$ [1-1-1-1]
6. $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$ [2-6-2-3]
7. $\text{CaSO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CaS} + \text{CO}$ [1-4-1-4]
8. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ [3-8-3-2-4]
9. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ [1-4-4-1-8]
10. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ [1-3-2-3]
11. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ [1-3-4-2-3-2]
12. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ [2-16-5-2-2-8]
13. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ [3-10-3-3-1-2]
14. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
[10-2-8-5-2-1-8]
15. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ [5-2-3-5-2-1-8]
16. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ [2-1-2-1-2]
17. $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
[6-1-7-3-1-1-7]
18. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$ [3-2-2-1-4]
19. $\text{PbO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ [5-2-6-2-5-2]
20. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ [3-5-2-3-5]