

CHEMICKÉ REAKCE A ROVNICE – STUDIJNÍ TEXT

Vladimír Sirotek

1 ÚVOD

Nedílnou součástí náplně učiva chemie na základní škole a nižším stupni víceletých gymnázií je problematika chemických rovnic. Chemické rovnice jsou spolu s chemickým názvoslovím základním prostředkem dorozumění odborníků, ale i žáků a studentů chemie.

Okruhy problémů

- zápis chemické reakce – podmínky a způsoby správného zápisu chemické reakce
- třídění chemických reakcí (podle různých hledisek)
- vyčíslování chemických rovnic (určování stechiometrických koeficientů)
- modelové reakce – příklady

2 ZÁPIS CHEMICKÉ REAKCE

Nejdříve je třeba objasnit pojmy **chemická reakce** a **chemická rovnice**. V praxi dochází často k jejich záměně a nesprávnému používání.

Chemická reakce je děj, při kterém se původní látka (látky) mění na látku (látky) jinou (jiné). Neboli vazby mezi atomy původních látek zanikají a vytvářejí se vazby nové, které charakterizují vznikající látku. Látky, které spolu reagují, nazýváme **reaktanty**. Látky, které při reakci vznikají, nazýváme **produkty**. Chemickou reakci lze rovněž charakterizovat jako přeměnu reaktantů na produkty¹⁻⁵.

Chemická rovnice je zápis chemické reakce pomocí chemických vzorců sloučenin a značek prvků. Reaktanty (výchozí látky) zapisujeme na levou stranu a produkty (vznikající látky) na pravou stranu rovnice. Obě strany rovnice spojujeme šipkou ve směru probíhajícího děje nebo dvěma protisměrnými šipkami, zapisovanými nad sebou, v případě obousměrných reakcí. Pokud je rovnice správně vyčíslena, lze místo šipek psát rovnítko.

Zápis jednoduchých chemických reakcí můžeme provést jednou chemickou rovnicí. Složitější chemické reakce lze zapsat soustavou chemických rovnic (dvě a více) nebo reakčními schémata, které představují pouze naznačené reakční principy.

2.1 PODMÍNKY SPRÁVNÉHO ZÁPISU

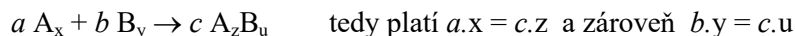
Správně zapsaná chemická rovnice musí splňovat následující podmínky:

- **podmínka zachování druhu atomů** (nutno zapsat všechny reaktanty a produkty)
- **podmínka zachování počtu atomů určitého druhu** (počet atomů určitého druhu na levé straně se musí rovnat počtu atomů téhož druhu na pravé straně rovnice)

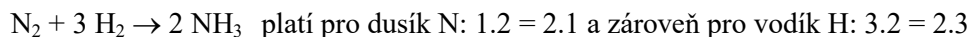
Uvedené podmínky plynou ze **zákona zachování hmotnosti**, který musí zápis chemické rovnice splňovat: Hmotnost všech reaktantů se musí rovnat hmotnosti všech produktů.

Úpravu chemických rovnic provádíme vyčíslením pomocí malých celých čísel tzv. **stechiometrickými koeficienty**, které zapisujeme před chemické vzorce a značky reaktantů a produktů.

Pro obecnou reakci



Pro konkrétní reakci



Pro jakoukoliv správně zapsanou chemickou rovnicí dále platí, že poměr látkového množství reaktantů či produktů je roven poměru příslušných stechiometrických koeficientů, což lze výhodně uplatnit při řešení příkladů pomocí chemických výpočtů z rovnic.

$$n(A_x) : n(B_y) : n(A_z B_u) = a : b : c$$

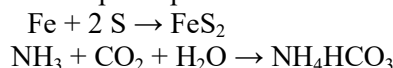
Pro redoxní reakce musí platit ještě podmínka **rovnosti vyměňovaných elektronů (RVE)**.

3 TŘÍDĚNÍ CHEMICKÝCH REAKCÍ

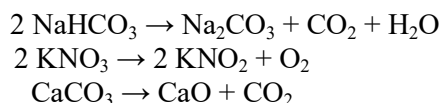
Existuje celá řada různých hledisek, podle kterých lze třídit chemické reakce. Podle *počtu fází* můžeme hovořit o **reakcích homogenních** (probíhají v jedné fázi) a **heterogenních** (na styku alespoň dvou fází). Podle toho, jaké *částice se reakce účastní* rozlišujeme **reakce molekulové** (běžné reakce mezi molekulami), **iontové** (většina reakcí anorganických látek v roztocích) nebo **radikálové**.

Dalším kritériem třídění chemických reakcí může být průběh chemické reakce tzv. *reakční mechanismus*. Podle *reakčního mechanismu* můžeme chemické reakce rozdělit na:

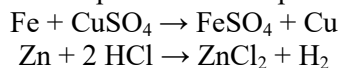
- **skladné reakce (slučování, syntéza)** – dvě nebo více látek jednodušších se sloučí na jednu látku složitější, aniž se nějaké částice odštěpí. Např.:



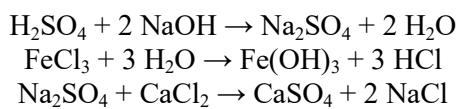
- **rozkladné reakce (rozklad, analýza)** – jedna složitější látka se rozkládá na dvě nebo více jednodušších částic. Např.:



- **vytěšňovací reakce (substituce, nahrazování)** – atom nebo celá skupina atomů v molekule dané látky se vymění za jiný atom nebo skupinu atomů. Např.:



- **podvojný přeměny (konverze)** – tzv. zdvojená substituce, kdy dvě složitější látky si navzájem vymění některé své části. Např.:



Podle *charakteru přenášené částice* lze chemické reakce dělit na:

- **redoxní reakce (oxidačně-redukční)** – přenášené částice jsou elektrony (e^-)
- **acidobazické reakce (protolytické)** – přenášené částice jsou protony (H^+)

Zvláštním typem chemických reakcí jsou **sražecí reakce**, které se vyznačují tím, že alespoň jeden produkt je prakticky ve vodě nerozpustný. Mírou nerozpustnosti látek je součin (produkt) rozpustnosti, který rozhoduje o tom, zda lze o látce hovořit jako o rozpustné či nerozpustné. (viz tab. 1)

Tabulka 1 **Rozpustnost některých sloučenin ve vodě**

	Na^+	K^+	Ag^+	NH_4^+	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Mg^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Cr^{3+}
OH^-	R	R	-	R	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N
Cl^-	R	R	N	R	R	R	R	R	N	R	R	R	R	R	R
Br^-	R	R	N	R	R	R	R	R	N	R	R	R	R	R	R
I^-	R	R	N	R	R	R	R	N	N	R	R	R	R	R	R
S^{2-}	R	R	N	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	H	H
NO_3^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
SO_4^{2-}	R	R	N	R	N	N	R	R	N	R	R	R	R	R	R
CO_3^{2-}	R	R	N	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
PO_4^{3-}	R	R	N	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N

R – rozpustné ve vodě

H – hydrolyzuje na hydroxid

N – nerozpustné ve vodě („nerozpustnost“ kolísá v širokých mezích, vylučování sraženiny u některých látek probíhá jen z koncentrovanějších roztoků – např. Ag_2SO_4 , PbCl_2 aj.)

4 POSTUP PŘI ŘEŠENÍ CHEMICKÝCH ROVNIC (VYČÍSLOVÁNÍ)

Při vyčíslování chemických rovnic univerzální postup neexistuje, ale je vhodné dodržet určité postupné kroky, které mohou řešení usnadnit²⁻⁵:

- zapsat správnými vzorci všechny známé reaktanty na levou stranu a produkty na pravou stranu rovnice
- uvědomit si, co by mohlo být pro řešení důležité (oxidační čísla atomů, skupenství reagujících látek, rozpustnost ve vodě, podmínky reakce – teplota, zda probíhá v roztoku apod.)
- určit zda se jedná o redoxní reakci (zda dochází ke změně oxidačního čísla u některých atomů)

Z hlediska správného vyčíslování chemických rovnic je užitečné rozdělit chemické reakce na ty, které probíhají *beze změny oxidačního čísla* a chemické reakce *se změnou oxidačního čísla* (redoxní reakce). Postupy při řešení chemických rovnic se u těchto typů trochu liší. Řešení redoxních rovnic je většinou složitější a je třeba použít další pravidla.

4.1 CHEMICKÉ REAKCE BEZE ZMĚNY OXIDAČNÍHO ČÍSLA

Mezi chemické reakce, které probíhají beze změny oxidačního čísla, patří zejména acidobazické reakce, tepelné rozklady a srážecí reakce.

Další postup při řešení chemických rovnic beze změny oxidačního čísla:

- zjistit zda je splněna 1. podmínka správného zápisu chemické reakce, tj. **podmínka zachování druhu atomů** – nutno zapsat všechny reaktanty a produkty, to znamená případně doplnit chybějící
- zjistit zda je splněna 2. podmínka správného zápisu chemické reakce, tj. **podmínka zachování počtu atomů určitého druhu**

Je-li tato druhá podmínka splněna, je chemická rovnice vyčíslená (správně zapsaná). Pokud není splněna, snažíme se chemickou rovnicí vyčíslit, nebo-li provádíme výpočet stechiometrických koeficientů (co nejmenší celá čísla). K tomu lze využít některých následujících metod a postupů.

4.1.1 Metoda zkoušek a omylů

Tato metoda se zdá sice poměrně jednoduchá, ale ne vždy vede k brzkému cíli. Lze použít u velmi jednoduchých rovnic. Postupujeme tak, že zkusmo postupně upravujeme stechiometrické koeficienty a kontrolujeme, zda souhlasí počet atomů daného prvku na levé a pravé straně rovnice.

4.1.2 Řešení úvahou

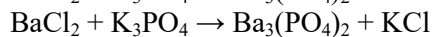
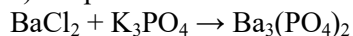
Při řešení chemických rovnic touto metodou postupujeme tak, že většinou začínáme bilancovat prvek s největším počtem atomů a postupujeme z jedné strany na druhou.

Příklad:

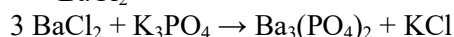
Zapište chemickou rovnicí a vyčíslete tvorbu nerozpustného fosforečnanu barnatého, který vzniká reakcí chloridu barnatého a fosforečnanu draselného.

Řešení:

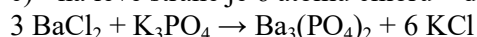
a) zapišeme rovnici- známé reaktanty a produkty a doplníme chybějící produkt KCl



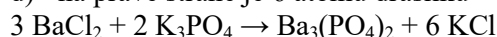
b) začneme bilancovat u barya – na pravé straně jsou 3 atomy, doplníme trojku i na levou stranu: 3 BaCl₂



c) na levé straně je 6 atomů chloru – doplníme na pravou stranu 6 KCl

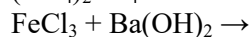
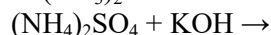
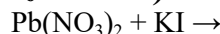
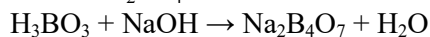
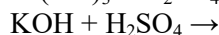
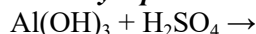


d) na pravé straně je 6 atomů draslíku – doplníme na levou stranu 2 K₃PO₄



e) kontrola skupiny PO₄³⁻ – na levé straně 2 a na pravé straně také 2, rovnice je vyčíslená

Příklady k procvičení (neutralizace, tepelný rozklad, srážecí reakce):



4.2 CHEMICKÉ REAKCE SE ZMĚNOU OXIDAČNÍHO ČÍSLA (REDOXNÍ REAKCE)

Při redoxních reakcích dochází zároveň k *přijímání elektronů (redukce)* některými atomy a k *uvolňování elektronů (oxidace)* jinými atomy. Nutnou podmínkou při těchto dějích je **rovnost vyměňovaných elektronů (RVE)**. To znamená počet elektronů potřebných k redukci je roven počtu elektronů uvolněných při oxidaci. Redukce jedné látky může proběhnout pouze za současné oxidace látky jiné.

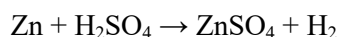
Při řešení redoxních rovnic je nutné znát pojmy oxidační a redukční činidlo. **Oxidační činidlo** je látka, která přijímá elektrony, sama se redukuje a napomáhá oxidaci jiné látky. Příklady oxidačních činidel: **chlór, bróm, peroxid vodíku, kyslík, oxid měďnatý, manganistan, dichroman, oxid olovičitý, oxid manganičitý, jod, chlorečnan, konc. kyselina sírová, konc. kyselina dusičná** aj.

Redukční činidlo je látka, která uvolňuje (odevzdává) elektrony, sama se oxiduje a napomáhá redukci jiné látky. Příklad redukčních činidel: **kovy (Fe, Zn, Al, Na, Hg), uhlík, oxid uhelnatý, vodík, Fe^{2+} , sulfan (sulfidy), siřičitany, jodidy, chloridy, bromidy** aj.

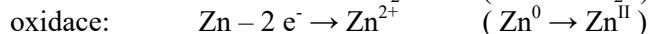
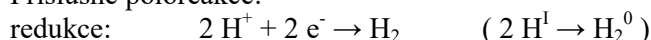
Oxidačně-redukční chování jedné látky závisí na redoxních vlastnostech ostatních přítomných látek. Např. peroxid vodíku uváděný jako oxidační činidlo se může k některým oxidovadlům (Cl_2) chovat jako látka redukující.

Redoxní reakce lze formálně rozdělit na dvě poloreakce, z nichž jedna představuje redukci (redukční děj) a druhá oxidaci (oxidační děj).

Například při redoxní reakci:



Příslušné poloreakce:



Důležitým pojmem, se kterým pracujeme při řešení chemických redoxních rovnic, je **oxidační číslo**. Oxidační číslo je pojem formální a v některých případech neodpovídá skutečné elektronové konfiguraci v molekule. Oxidační číslo se značí římskou číslicí, píšeme ho vpravo nahoře u značky prvku a může být kladné, záporné nebo nula. U záporných oxidačních čísel píšeme před jeho hodnotu znaménko minus, kladná oxidační čísla uvádíme bez znaménka (plus většinou vynecháváme).

Pozor na záměnu pojmu a chybného zápisu oxidačního čísla a náboje iontu. Je nutné umět správně přečíst, zapsat a rozlišovat tyto pojmy, neboť se u nich často chybí. Např. Zn^{2+} je zápis zinečnatého kationtu, zatímco zápis Zn^{II} čteme jako zinek s oxidačním číslem dva (oxidační číslo zinku je dva), Cl^- je chloridový anion, zatímco $\text{Cl}^{-\text{I}}$ je chlor s oxidačním číslem minus jedna.

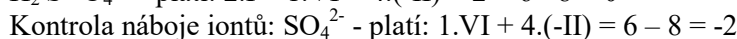
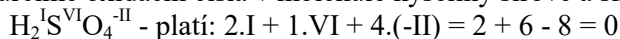
Důsledkem oxidace je zvyšování oxidačního čísla, důsledkem redukce je snižování oxidačního čísla.

Pravidla určování oxidačních čísel

Pro určování oxidačních čísel platí tato základní pravidla:

- oxidační číslo volných atomů, atomů v molekule prvku je rovno nule (Zn^{0} , H_2^{0})
- oxidační číslo iontu tvořeného z jednoho prvku se rovná náboji iontu
- vodík má většinou ve sloučeninách oxidační číslo I (výjimkou jsou iontové hydridy, kde má ox. č. $-I$)
- kyslík má ve většině oxosloučenin oxidační číslo $-II$
- kladné oxidační číslo ve dvouprvkových (binárních) sloučeninách má atom s menší elektronegativitou a záporné oxidační číslo atom s větší elektronegativitou
- součet oxidačních čísel všech atomů prvků v elektroneutralní molekule se rovná nule, v iontu se rovná náboji

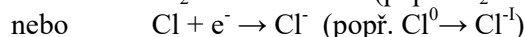
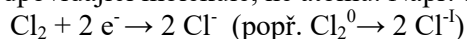
Např.: určíme oxidační čísla v molekule kyseliny sírové a síranového aniontu:



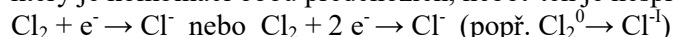
4.2.1 Metoda rovnosti vyměňovaných elektronů (RVE)

Vyčíslování stechiometrických koeficientů provádíme u redoxních reakcí na základě změn oxidačních čísel látek, které se zúčastňují reakce. Při tomto postupu využíváme metody rovnosti vyměňovaných elektronů (RVE). Pro úspěšné řešení chemických redoxních rovnic touto metodou je třeba přijmout následující pravidla:

- víceatomové molekuly (H_2 , O_2 , Cl_2 , P_4 aj.) pokládáme za celek, který přijímá (předává) počet elektronů odpovídající molekule, ne atomu. Např. u chloru je třeba rozlišovat tyto zápisy:



Doporučujeme preferovat první zápis, který je správný z matematického i chemického hlediska. Druhý zápis je rovněž matematicky správný, ale neodpovídá chemické podstatě a jeho použití je méně vhodné, i když lze i pomocí něho dojít ke správnému řešení. Zcela nevhodné je použití zápisu, který je kombinací obou předchozích, neboť ten je nesprávný i z matematického hlediska:



- vyskytují-li se ve sloučenině atomy téhož prvku navzájem vázané, určujeme sumární oxidační číslo celé skupiny
Např. u peroxidu je vhodnější určit oxidační číslo $(O_2)^{-II}$ než O^{-I} , obdobně u disulfidu určíme spíše oxidační číslo $(S_2)^{-II}$ než S^{-I} , i když po matematické stránce i tento zápis je správný.
- oxidace i redukce může proběhnout i u několika prvků v chemické reakci najednou a je nutné uvažovat celkový počet elektronů potřebný na oxidaci (redukci) a respektovat stechiometrické zastoupení prvků ve sloučenině

Postup při řešení redoxních chemických rovnic:

- určíme oxidační čísla jednotlivých prvků ve všech sloučeninách – zjistíme tím, zda se jedná o redoxní rovnici
- určíme prvek, který se oxiduje (zvyšuje ox. číslo) a prvek, který se redukuje (snižuje ox. číslo)
- zapišeme stručným zápisem obě poloreakce (oxidace, redukce) s uvedením počtu vyměňovaných elektronů
- pomocí křížového pravidla upravíme stechiometrické koeficienty u prvků, které vyměňují elektrony (mění oxidační číslo), aby byl jejich počet u obou účastníků reakce stejný – musí platit pravidlo RVE
- po doplnění stechiometrických koeficientů u látek obsahující prvky, které mění oxidační číslo, postupně doplníme počty ostatních atomů tak, aby platila podmínka zachování počtu atomů stejného druhu na obou stranách rovnice (závěrečnou kontrolu většinou provádíme s atomy kyslíku)

Použití metody RVE ukazují následující příklady.

Příklad A – Obecná redoxní reakce s úplným zápisem rovnice

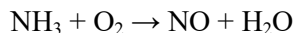
Zapište a vyčíslete chemickou rovnici vzniku oxidu dusnatého oxidací amoniaku vzdušným kyslíkem.

Řešení :

- 1) sestavíme chemickou rovnici ze zadaných údajů

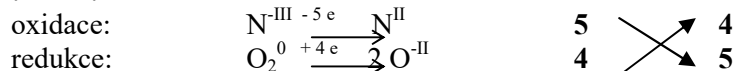


- 2) doplníme chybějící produkt

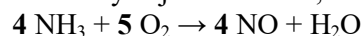


- 3) určíme prvky u nichž dochází ke změně oxidačního čísla a zapišeme příslušné poloreakce (oxidaci a redukci)

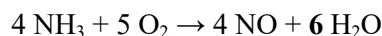
!Pozor! Dusík v amoniaku má oxidační číslo $-III$



- 4) podle pravidla o RVE doplníme koeficienty nejdříve u látek, které se oxidují a redukují



- 5) koeficient u vody doplníme podle počtu atomů kyslíku (před vodu napíšeme 6, aby platilo, že počet atomů kyslíku je na levé i pravé straně 10) a provedeme závěrečnou kontrolu podle počtu atomů vodíku ($4 \cdot 3 = 6 \cdot 2$)



Příklady k procvičení:

Reakce jodu s kyselinou dusičnou za vzniku kyseliny jodičné a oxidu dusnatého.

Reakce sulfanu s kyselinou jodičnou za vzniku síry a jodu.

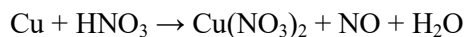
Reakce síranu železnatého s manganistanem draselným v prostředí kyseliny sírové za vzniku síranu železitého, síranu manganatého a síranu draselného.

Příklad B – Oxidace nebo redukce části reaktantu

Zapište chemickou rovnicí reakci mědi se zředěnou kyselinou dusičnou.

Řešení:

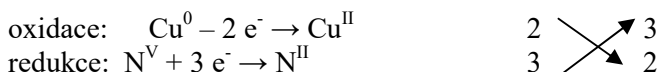
- 1) Sestavíme a doplníme chemickou rovnici



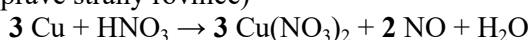
- 2) Určíme prvky, které mění oxidační čísla a zapíšeme jejich příslušné poloreakce

!Pozor!

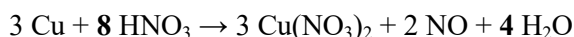
Redoxní reakce se účastní jen část HNO_3 zahrnuté do celkového zápisu reakce. Část nitrátového dusíku odpovídající $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ oxidační číslo (V) nemění. Tento zápis má oprávnění, sledujeme-li účely preparativní. Jinak je třeba preferovat zápis iontový (postup řešení - viz příklad D), který vystihuje podstatu redoxní reakce a je přehlednější. Dále vyčíslená reakce mědi s HNO_3 má při analogickém postupu vyčíslení tvar: $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$



- 3) Doplníme postupně koeficienty podle pravidla RVE (ale pozor, 2 doplníme pouze před oxid dusnatý, který se redukoval, nikoliv před kyselinu dusičnou, kde je potom celkový součet redukováného i neredukovaného dusíku z pravé strany rovnice)



- 4) Postupně dopočítáme zbývající koeficienty a provedeme závěrečnou kontrolu podle počtu atomů kyslíku



Příklad k procvičení:

Reakce oxidu manganického s kyselinou chlorovodíkovou za vzniku chloru a chloridu manganatého.

Příklad C – Disproporcionační reakce

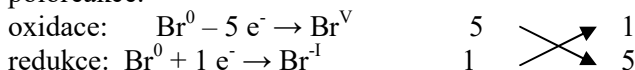
Zapište chemickou rovnicí vznik bromidu draselného a bromičnanu draselného reakcí bromu s hydroxidem draselným.

Řešení:

- 1) Sestavíme a doplníme chemickou rovnici dle zadání



- 2) U disproporcionačních reakcí nalezneme pouze jeden prvek, který mění oxidační číslo tak, že se částečně oxiduje a zároveň částečně redukuje. Tímto prvkem je zde brom a zapíšeme příslušné poloreakce.



- 3) Doplníme postupně koeficienty podle pravidla RVE (doplňování začínáme u bromidu a bromičnanu)



- 4) Postupně dopočítáme zbývající koeficienty (6 atomů bromu a 6 atomů draslíku na levé straně a 6 atomů vodíku na pravé straně) a provedeme závěrečnou kontrolu podle počtu atomů kyslíku



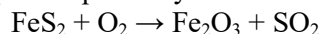
Příklad D – Řešení složitějších redoxních rovnic (oxidační číslo se mění u více než dvou prvků)

Tento typ příkladu je možné zadat jako problémovou úlohu zejména pro nadanější žáky víceletého gymnázia, kteří projevují hlubší zájem o chemii.

Zapište chemickou rovnici pražení pyritu.

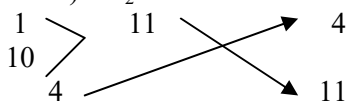
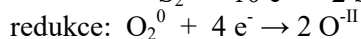
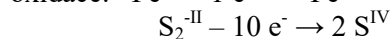
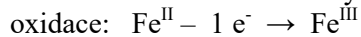
Řešení:

- 1) Sestavíme chemickou rovnici a doplníme produkty.

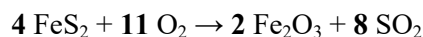


- 2) Určíme prvky, které mění oxidační čísla a zapíšeme jejich příslušné poloreakce. V tomto případě nalezneme tři prvky měnící oxidační čísla. Je proto nutné je rozdělit na ty, které se oxidují a na ty, které se redukují.

! Pozor na oxidační číslo síry v pyritu (disulfid) – S_2^{-II}



- 3) Doplníme postupně koeficienty podle pravidla RVE. Doplnění začínáme u železa (4), síry (8) a kyslíku (11).



Příklady k procvičení:

Reakce pyritu s peroxidem sodným za vzniku oxidu železitého oxidu sodného a síranu sodného.

Reakce dusičnanu draselného se sírou a uhlíkem za vzniku sulfidu draselného, dusíku a oxidu uhličitého.

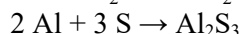
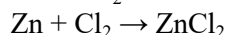
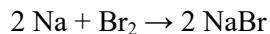
5 MODELOVÉ PRŮBĚHY CHEMICKÝCH REAKCÍ

Modelové průběhy chemických reakcí, se kterými se seznámíme v této kapitole, je možné využít v tematickém bloku SOLI, v části učiva, které se týká základních způsobů přípravy solí.

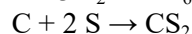
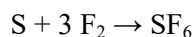
5.1 Reakce dvou prvků

Tyto reakce jsou jednoduché a lze je rozdělit podle toho, zda reaguje kov s nekovem nebo dva nekovy.

Příklad (kov + nekov)

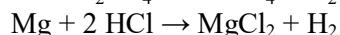
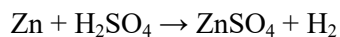


Příklad (nekov + nekov)



5.2 Reakce kovu s kyselinou

Průběh tohoto typu reakcí ovlivňují tyto faktory: ušlechtilost kovů (daná hodnotou jejich redukčního potenciálu), koncentrace kyseliny, oxidační vlastnosti kyseliny a teplota. Převážná většina kovů je **neušlechtilá** a je-li jejich redukční potenciál E° menší než $-0,3 \text{ V}$, reagují s kyselinami bez oxidačních vlastností (**HCl, zř. H₂SO₄**) tak, že vytěsňují vodík.



! Pozor ! reakce $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$ **neproběhne !**

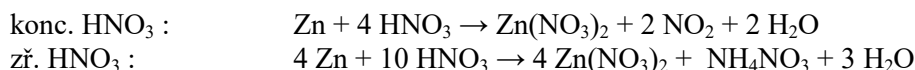
Ušlechtilé kovy reagují pouze s kyslíkatými kyselinami, které mají oxidační vlastnosti (**HNO₃, konc. H₂SO₄**) za vzniku soli nebo oxidu, v němž má prvek nižší oxidační číslo, než výchozí kyselina. (Značně ušlechtilé kovy (Au, Pt) nereagují s kyselinami ani tímto způsobem.)



Zvláštní postavení mezi kyselinami má **kyselina dusičná HNO₃**, která má silné oxidační účinky. Reakce spojené s redukcí HNO₃ závisejí na koncentraci, resp. přebytku kyseliny, ušlechtilosti kovu a teplotě. Čím je kyselina zředěnější a čím je kov méně ušlechtilý, tím silněji se kyselina redukuje. Při rozpouštění ušlechtilějších kovů (Pb, Cu, Ag, Hg) v koncentrované kyselině dusičné se kyselina redukuje na oxidy dusíku (NO₂), zatímco reakcí se zředěnou kyselinou je redukce silnější (vznik NO).



V případě neušlechtilých kovů (Zn, Cd, Mg) a dostatečně zředěné kyselině dusičné se uvolňuje vodík ve stavu zrodu, který může redukovat HNO₃ až na amoniak, který se váže ve formě NH₄NO₃.

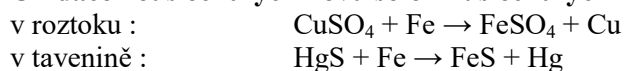


Některé kovy, které se zředěnou kyselinou dusičnou reagují (Fe, Cr, Al), jsou vůči vysoce koncentrované kyselině dusičné stálé – dochází k *pasivaci*. Kov se pokrývá kompaktní vrstvou oxidu, která ho chrání před dalším účinkem kyseliny.

5.3 Reakce prvku se solemi

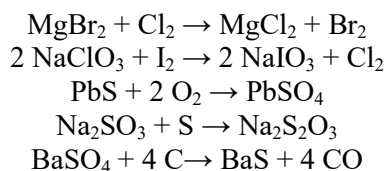
Tento typ reakcí má většinou charakter substitučních redoxních reakcí, při nichž se reagující prvek oxiduje nebo redukuje. Reakce ještě lze rozdělit podle toho, zda reaguje kov nebo nekov a zda reakce probíhá v roztoku nebo tavenině.

Oxidace neušlechtilých kovů solemi ušlechtilých kovů



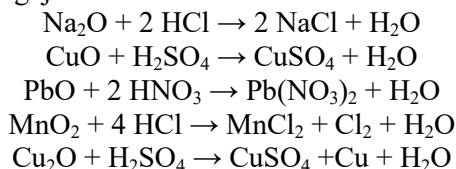
Reakce nekovů se solemi

Nekovem může být např. **halogen, kyslík, síra, uhlík**. Časté jsou redukce halogenů s nižším protonovým číslem halogenidy s vyšším protonovým číslem (**ne obráceně!**) a naopak oxidace halogenů s vyšším protonovým číslem oxosloučeninami halogenů, oxidace kyslíkem za vyšších teplot (pražení), oxidace síry a uhlíku.



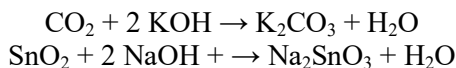
5.4 Reakce oxidů s kyselinami

Nejběžnější jsou acidobazické reakce oxidů kovů s kyselinami. Reagují zásadotvorné i amfoterní oxidy (oxidy kovů). Někdy může mít reagující látka redoxní vlastnosti.



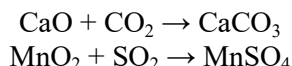
5.5 Reakce oxidů s hydroxidy

S hydroxidy reagují kyselinotvorné oxidy (oxidy nekovů) nebo oxidy amfoterních kovů (Cr, Sn, Fe, Zn). Reakce mohou probíhat v roztoku, suspenzi nebo tavenině.



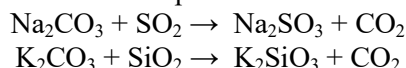
5.6 Reakce oxidů s oxidy

Časté jsou reakce kyselinotvorných a zásadotvorných oxidů mezi sebou navzájem (reakce oxidu kovů a oxidu nekovů). Jedná se o heterogenní reakce, kde oxid kovu je pevná látka a oxid nekovu plyn.



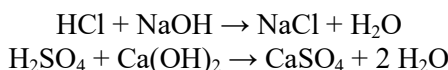
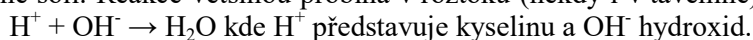
5.7 Reakce oxidů se solemi

Při tomto typu reakce může vznikat sůl tak, že oxid silnější kyseliny vytěsňuje z vodného roztoku soli oxid slabší nebo těkavější kyseliny. Vytěšňování může probíhat i v tavenině.



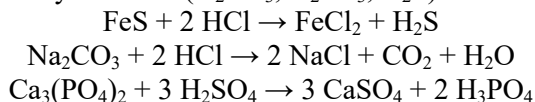
5.8 Reakce kyselin se zásadami

Reakce kyselin se zásadami (především hydroxidy) se nazývá **neutralizace**. Je charakterizována vznikem molekul vody a příslušné soli. Reakce většinou probíhá v roztoku (někdy i v tavenině). Obecnou rovnicí lze zapsat:

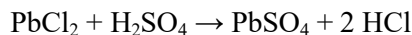


5.9 Reakce kyselin se solemi

Jde zpravidla o reakce podvojně přeměny (konverze). Významným případem těchto reakcí je vytěsnění velmi slabé kyseliny, která může být i těkavá (H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S).

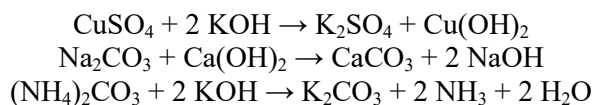


Do této skupiny reakcí patří i srážecí reakce např.:



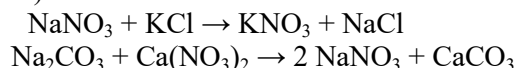
5.10 Reakce hydroxidů se solemi

Reakce solí s hydroxidy lze opět zařadit mezi podvojně přeměny. Reakcí vznikající hydroxid může být ve vodě rozpustný i nerozpustný. Pokud vznikne rozpustný hydroxid, doprovází ho vznik nerozpustné soli. Tyto reakce lze zařadit do skupiny srážecích reakcí. Pokud použijeme amonnou sůl, vzniká „těkavý hydroxid“ – amoniak.

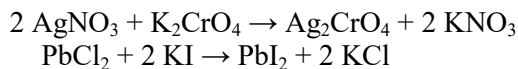


5.11 Vzájemné reakce dvou solí

Vzájemné reakce dvou solí jsou významným případem reakcí podvojně přeměny. Konverze proběhne tehdy, má-li alespoň jeden produkt nižší rozpustnost, nebo je-li dokonce nerozpustný a vzniká sraženina (viz tab. 1 rozpustnosti některých solí).



Mnohé z těchto reakcí mají uplatnění v chemické analýze, např.:



(zde se jedná o konverzi méně nerozpustné soli na sůl více nerozpustnou)