

2. CHEMICKÉ ROVNICE

2.1. Obecné zásady

Chemickými rovnicemi vyjadřujeme chemické reakce, t.j. děje, při kterých spolu reagují a současně zanikají výchozí látky - reaktanty a vznikají látky nové - produkty reakce. Chemická reakce charakterizuje výchozí a konečné produkty a vyjadřuje jejich vzájemné vztahy (poměry počtu molekul, látkových množství a tím i hmotnostní poměry reaktantů a produktů). Rovnost levé a pravé strany rovnice vyjadřuje znaménko „rovná se“ (=). V případě, že chemická reakce vyjadřuje rovnovážný děj, dáváme v rovnicích přednost obousměrným šipkám ($\rightleftharpoons$), je-li rovnováha posunuta na jednu stranu, používáme jednosměrnou šipku ($\rightarrow$). Reakce probíhající v roztocích lze často vyjádřit iontovými rovnicemi. Iontové rovnice obsahují pouze ionty a nedisociované molekuly, které se reakce účastní.

Při sestavování chemických rovnic musíme předem vědět, jaké látky při dané reakci vznikají. K řešení této otázky je třeba konkrétních znalostí chemie uvažovaného pochodu. Především to platí pro oxidačně-redukční změny, kde u stejných výchozích látek může složení produktu záviset na pH prostředí, teplotě a pod. Při psaní rovnice uvádíme na pravé straně nejdříve hlavní produkty (u oxidačně-redukčních dějů produkty oxidace a redukce) a dále produkty vedlejší. Prostředí, ve kterém reakce probíhá, tj. vzorce kyselin, zásad a vody zařazujeme jako poslední.

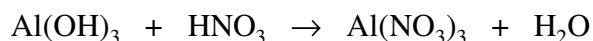
Při vyčíslování chemických rovnic (tj. výpočtu stechiometrických koeficientů) vycházíme z pravidla, že součet atomů každého prvku na levé straně rovnice se rovná součtu atomů téhož prvku na straně pravé. Za východisko takové bilance přitom bereme některý kation nebo centrální atom složitěho iontu. Počet atomů kyslíku a vodíku dopočítáme zpravidla až nakonec a bereme vždy v úvahu, že „přebytečné“ atomy těchto prvků se mohou slučovat na vodu a naopak molekuly vody mohou tyto atomy pro reakci poskytovat. Podmínkou správně sestavené iontové rovnice je skutečnost, že algebraické součty nábojů všech iontů na levé a pravé straně rovnice se sobě rovnají. U oxidačně-redukčních rovnic musí odpovídat též počty vyměněných elektronů oxidovaných a redukováných forem.

2.2. Jednoduché chemické rovnice

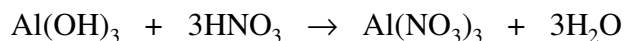
Za jednoduché chemické rovnice považujeme zápis takových reakcí, při nichž se nemění oxidační číslo žádného prvku. Tyto reakce vedou zpravidla ke vzniku látek málo disociovaných (např. neutralizace, vytěšňování slabých kyselin a zásad z jejich solí, tvorba komplexních sloučenin apod.), málo rozpustných (srážecí reakce) nebo těkavých (rozklad karbidů, silicidů, fosfidů apod. vodou nebo kyselinami a většina tepelných rozkladů pevných látek). Postup při sestavování jednoduchých chemických rovnic je patrný z dalších příkladů.

Příklad 2.2.1. Sestavte rovnici reakce kyseliny dusičné s hydroxidem hlinitým.

Řešení: Jde o neutralizační reakci, při níž vzniká dusičnan hlinitý a voda. Napíšeme si reagující složky a sloučeniny, které reakcí vznikají:

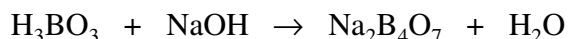


Pro vznik jedné molekuly dusičnanu hlinitého jsou zapotřebí tři dusičnanové anionty (devět atomů kyslíku), proto je nutno pro reakci vycházet ze tří molekul kyseliny dusičné. Zbývající ionty vodíkové a hydroxidové se sloučí na tři molekuly vody. Výsledná rovnice tedy je:

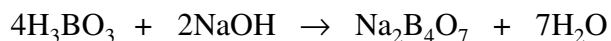


Příklad 2.2.2. Sestavte rovnici reakce kyseliny borité s hydroxidem sodným.

Řešení: Opět jde o neutralizační reakci. Víme však, že kyselina boritá vystupuje v solích zpravidla ve formě tetraboritanového aniontu. Je tedy třeba doplnit koeficienty do rovnice:

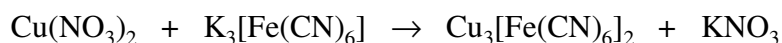


V jedné molekule tetraboritanu jsou obsaženy čtyři atomy boru; musíme tedy vycházet ze čtyř molekul kyseliny borité a ze dvou molekul hydroxidu sodného. Zbývající ionty vodíkové a hydroxidové se sloučí na 7 molekul vody:

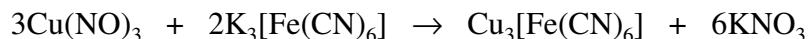


Příklad 2.2.3. Sestavte rovnici reakce dusičnanu měďnatého s hexakynoželezitanem draselným.

Řešení: Při srážecí reakci zde vzniká málo rozpustný hexakynoželezitan měďnatý a zbývající ionty draselné a dusičnanové poskytují dusičnan draselný.

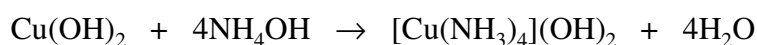
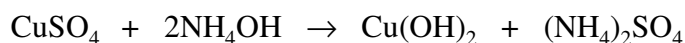


Podle složení produktu je třeba vycházet ze tří molekul $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ a dvou molekul $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Pak na jednu molekulu $\text{Cu}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ připadne šest molekul KNO_3 .

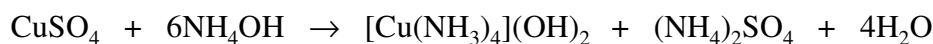


Příklad 2.2.4. Sestavte rovnici reakce síranu měďnatého s amoniakem.

Řešení: Při reakci roztoku měďnatých sloučenin (např. síranu měďnatého) s vodným roztokem amoniaku se přechodně tvoří málo rozpustný hydroxid měďnatý, který se v nadbytku amoniaku rozpouští za tvorby komplexního hydroxidu tetraamminměďnatého:

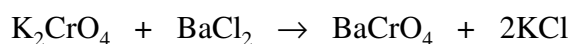
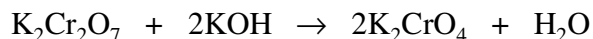


Výsledný děj lze tedy vyjádřit jedinou rovnicí:

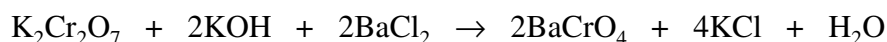


Příklad 2.2.5. Sestavte rovnici vzniku chromanu barnatého.

Řešení: Reakcí dichromanu draselného s chloridem barnatým vzniká málo rozpustný chroman barnatý. Pro úplné vysrážení málo rozpustného chromanu barnatého je zapotřebí roztok výchozího dichromanu alkalizováním převést na roztok chromanu, který s roztokem barnaté soli poskytuje chroman barnatý. Výsledný děj lze tedy vyjádřit dvěma rovnicemi dílčími:



Celkový pochod charakterizuje jediná rovnice (vzniklý chroman draselný je eliminován):

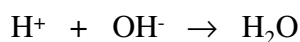


Příklad 2.2.6. Sestavte iontovou rovnici reakce kyseliny sírové a hydroxidu sodného.

Řešení: Vzhledem k tomu, že jde o reakci silné kyseliny i zásady, jsou obě reagující složky ve vodném roztoku prakticky úplně disociovány. Vznikající dobře rozpustný síran sodný zůstává rovněž v roztoku disociován. Jediná málo disociovaná látka, která při této reakci vzniká, je voda:



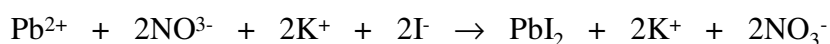
Tuto neutralizační reakci tedy lze vyjádřit iontovou rovnicí:



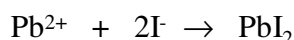
Tato rovnice je zároveň obecným iontovým zápisem každé neutralizace.

Příklad 2.2.7. Sestavte iontovou rovnici reakce dusičnanu olovnatého s jodidem draselným:

Řešení: V roztoku jsou obě reagující sloučeniny disociovány a při reakci vzniká málo disociovaný a málo rozpustný jodid olovnatý. V roztoku vedle toho budou i ionty draselné a dusičnanové:

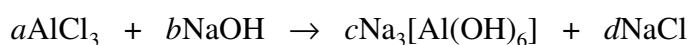


Vlastní srážecí reakce se účastní pouze ionty olovnaté a jodidové; výsledná reakce je dostatečně přesně vyjádřena iontovou rovnicí:



Příklad 2.2.8. Sestavte rovnici reakce chloridu hlinitého s hydroxidem sodným za vzniku hexahydroxohlinitanu sodného.

Řešení: Stechiometrické koeficienty lze nalézt i pomocí matematické metody (řešení soustavy rovnic o více neznámých). Tento postup, který pro jeho komplikovanost používáme jen výjimečně, zde představuje výpočet koeficientů a , b , c , d v rovnici.



Pro určení stechiometrických koeficientů jednotlivých prvků (skupin) platí systém 4 bilančních rovnic:

$$\text{hliník: } a = c$$

$$\text{sodík: } b = d + 3c$$

$$\text{chlor: } 3a = d$$

$$\text{hydroxyl: } b = 6c$$

Máme tak soustavu čtyř rovnic o čtyřech neznámých. Rovnice jsou vzájemně lineárně závislé a soustava má tedy nekonečně mnoho řešení. Proto zde mohu zvolit například $c = 1$ a potom snadno dopočítám $a = 1$, $b = 6$ a $d = 3$.

Výsledná rovnice tedy je:



Příklad 2.2.9. Sestavte rovnice následujících dějů:

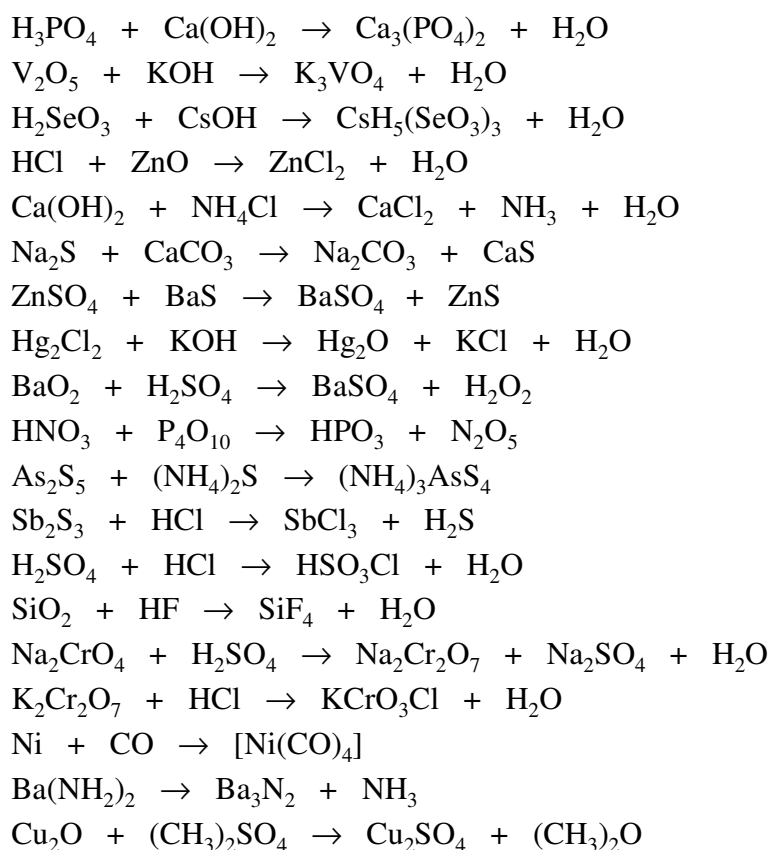
reakce hydroxidu sodného s kyselinou tetrahydrogendifosforečnou

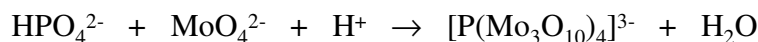
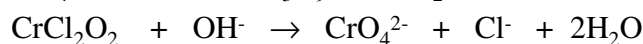
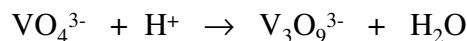
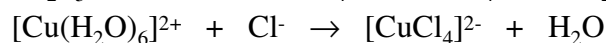
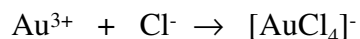
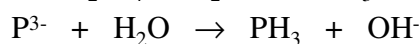
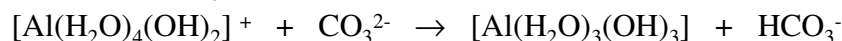
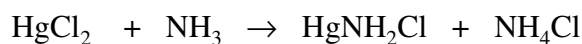
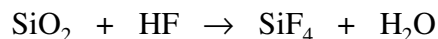
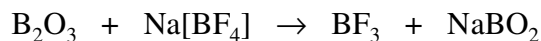
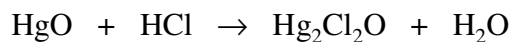
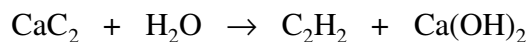
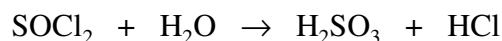
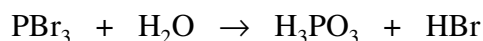
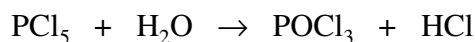
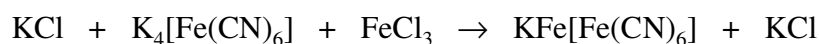
reakce dimerního oxidu antimonitého s kyselinou sírovou

reakce oxidu cíničitého s kyselinou sírovou

reakce hydroxidu vápenatého s kyselinou sírovou
 reakce fosforečnanu vápenatého s kyselinou sírovou
 reakce uhličitanu barnatého s kyselinou chlorovodíkovou
 reakce síranu amonného s hydroxidem draselným
 reakce chloridu vápenatého s hydroxidem amonným
 reakce oxidu stříbrného s hydroxidem amonným
 reakce hydroxidu zinečnatého s hydroxidem amonným
 reakce chloridu draselného s hexakynoželeznanem draselným a chloridem železitým
 reakce sulfidu arsenitého se sulfidem amonným
 reakce hydridu lithného s chloridem hlinitým
 reakce chloridu arsenitého s tetrahydridohlinitanem lithným
 reakce kyseliny chloristé s oxidem fosforečným
 reakce kyseliny dusičné s kyselinou sírovou
 reakce kyseliny sírové s chloridem fosforečným
 reakce kyseliny sírové s oxidem sírovým
 reakce chloridu arsenitého s vodou
 reakce chloridu antimonitého s vodou
 reakce dimerního oxidu fosforečného s vodou
 reakce karbidu hlinitého s vodou
 termického rozkladu kyseliny trihydrogenborité
 termického rozkladu vanadičnanu amonného
 termického rozkladu imidu zinečnatého
 termického rozkladu monohydrátu dihydrogenfosforečnanu sodného

Příklad 2.2.10. Doplňte koeficienty v následujících rovnicích:





2.3. Oxidačně-redukční rovnice

Oxidačně redukční pochody patří mezi reakce, při kterých dochází ke změnám oxidačního čísla reagujících složek. Starší definice oxidace vycházela z předpokladu, že jde o reakce, při nichž se látky slučují s kyslíkem, a naproti tomu redukce byla charakterizována slučováním látek s vodíkem. Známe však mnoho oxidačních a redukčních dějů, kterých se kyslík ani vodík přímo neúčastní.

Obecně jsou oxidační a redukční pochody spojeny se změnou oxidačního čísla reagujících složek. Vždy jde o přesun elektronů z oxidované látky na složku, která podléhá redukci. *Oxidace* je tedy pochod, při kterém dochází ke ztrátě elektronů a tím ke zvyšování oxidačního čísla. Při *redukci* jsou elektrony naopak přijímány, oxidační číslo se snižuje. Slučování s kyslíkem je tedy pouze zvláštním případem oxidace, právě tak jako slučování s vodíkem je pouze zvláštním případem redukce. Oba děje spolu úzce souvisejí a probíhají vždycky současně, tzn. každý pochod oxidační je vždycky provázen redukcí a naopak. Nikdy nemůže probíhat pouze jeden z dějů, např. oxidace za uvolňování elektronů.

Oxidační činidlo je látka, která způsobuje oxidaci; sama přitom přijímá elektrony uvolněné oxidovanou látkou a redukuje se. Naopak *redukční činidlo* poskytnutím elektronů

podmiňuje redukci nějaké látky a přitom se oxidační činidlo oxiduje. Mezi důležitá oxidační činidla patří kyslík, chlor, kyselina dusičná, dichroman draselný, manganistan draselný, příp. peroxid vodíku. Z běžných redukčních činidel lze uvést vodík, uhlík, alkalické kovy, hliník, jodovodík, sulfan, chlorid cínatý, oxid uhelnatý aj.

Míru oxidačně-redukčních schopností oxidované a redukované formy každé látky lze vyjádřit tzv. standardním potenciálem. Příklady standardních potenciálů některých důležitých systémů jsou uvedeny v TAB.III.

Velikost standardního potenciálu nám pomáhá rozhodnout, jak se budou sloučeniny chovat vzájemně vůči sobě. Elektrony přecházejí vždy od složky s nižším potenciálem ke složce s potenciálem vyšším, např.: sloučeniny železité (standardní redoxní potenciál = +0,77 V) mohou oxidovat jodidy (+0,53 V), nikoliv však bromidy (+1,09 V), ani chloridy (+1,36 V).

Podle hodnot redox potenciálů mohou být sloučeniny rozděleny zhruba do těchto skupin:

silná oxidační činidla	potenciál vyšší než 1,5 V
středně silná oxidační činidla	potenciál 1,0 - 1,5 V
slabá oxidační činidla	potenciál 0,5 - 1,0 V
slabá redukční činidla	potenciál 0,5 - 0 V
středně silná redukční činidla	potenciál 0 až -0,5 V
silná redukční činidla	potenciál pod -0,5 V

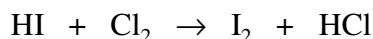
Při sestavování rovnic popisujících oxidačně-redukční děje musíme především určit látku, které se při dané reakci tvoří. Vycházíme ze znalostí systematické anorganické chemie, při dostatečných zkušenostech lze často na průběh reakce usuzovat z vlastností sloučenin, standardních potenciálů a z analogií s jinými známými reakcemi. Máme-li správně napsané všechny složky účastníci se reakce, je nutno určit, která z nich se oxidační a která podléhá redukci. To vyplývá ze změny oxidačních čísel prvků jednotlivých sloučenin. Při určování těchto oxidačních čísel postupujeme způsobem popsáním v kapitole o názvosloví (kap.1.2.).

Koeficienty oxidačně redukčních rovnic je možno odvodit výpočtem, při němž vycházíme ze základní podmínky dané definicí oxidace a redukce, podle které se počet elektronů uvolněných oxidací musí rovnat počtu elektronů, které jsou spotřebovány při redukci. Koeficienty, kterými je třeba násobit jednotlivé členy rovnice, jsou úměrné počtu elektronů, uvedených v pomocných dílčích rovnicích. Pomocné rovnice přitom zahrnují pouze prvky měnící oxidační čísla a současně vykazují počty vyměňovaných elektronů. Koeficient u složky, která se oxidační (tzn. u redukčního činidla), je dán počtem elektronů potřebných k redukci a naopak koeficient u redukující se složky (tj. u oxidačního činidla) je určen elektrony

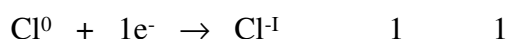
uvolněnými při oxidaci. Obě rovnice tedy násobíme čísly, která jsou v obráceném poměru k počtu elektronů. Počet molekul vody vyplne ze zbylého počtu atomů kyslíku a vodíku.

Příklad 2.3.1. Napište rovnici reakce jodovodíku s chlorem.

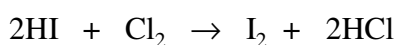
Řešení: Napíšeme si výchozí látky a produkty reakce:



Podle oxidačního stupně určíme, která složka se oxiduje a která redukuje. Jod má v jodovodíku oxidační číslo -I, ztrátou jednoho elektronu přechází v elementární formu s oxidačním číslem 0, oxiduje se tedy. Chlor z elementárního stavu s oxidačním číslem 0 přijetím jednoho elektronu, tj. redukcí, získává oxidační číslo -I. Napíšeme pomocné rovnice, do nichž zahrneme pouze ty atomy nebo ionty, u nichž dochází ke změně oxidačního čísla.

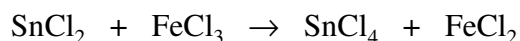


K redukcí jednoho atomu chloru je zapotřebí jeden elektron, který se uvolní oxidací jednoho jodidového aniontu. Složky budou reagovat v poměru 1:1. Vzhledem k tomu, že halogeny tvoří dvouatomové molekuly, musíme upravit počet složek na poměr 2:2.

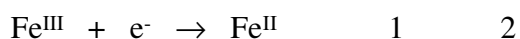


Příklad 2.3.2. Napište rovnici reakce chloridu železitého s chloridem cínatým.

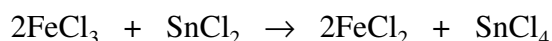
Řešení: Z přehledu standardních potenciálů plyne, že železo v oxidačním čísle III je schopno oxidovat cín s oxidačním číslem II za vzniku cínu s oxidačním číslem IV a železa v oxidačním čísle II.



Pomocné rovnice mají tvar

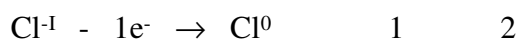


Při oxidaci cínu s oxidačním číslem II na oxidační číslo IV se uvolní dva elektrony, proto je třeba počítat s redukcí dvou molekul chloridu železitého; poměr složek bude 2:1.



Příklad 2.3.3. Napište rovnici reakce oxidu mangančitého s kyselinou chlorovodíkovou.

Řešení:

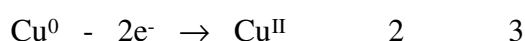
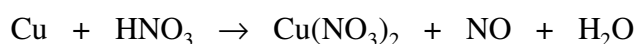


Mangan se přijetím dvou elektronů redukuje a přechází z oxidačního čísla IV na oxidační číslo II a chlor v oxidačním čísle -I se odštěpením jednoho elektronu oxiduje na elementární chlor s oxidačním číslem 0. Část chloridových aniontů však nemění svůj náboj (tedy ani oxidační číslo) a přechází beze změny v chlorid manganatý. Celkový počet čtyř molekul kyseliny chlorovodíkové, které jsou pro reakci zapotřebí, je dán součtem dvou molekul nutných k redukci jedné molekuly oxidu manganičitého (ty podléhají oxidaci na elementární chlor) a dvou molekul, které vstupují do chloridu manganatého:

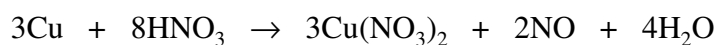


Příklad 2.3.4. Napište rovnici oxidace mědi zředěnou kyselinou dusičnou.

Řešení:



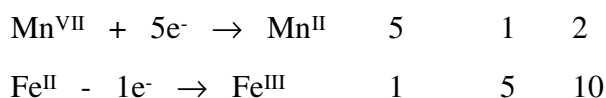
Měď v elementárním stavu s oxidačním číslem 0 se za ztráty dvou elektronů oxiduje na oxidační číslo II. Dusík, který má v kyselině dusičné oxidační číslo V, se redukuje a přijetím tří elektronů se přeměňuje v dusík s oxidačním číslem II v oxidu dusnatém. Část dusičnanových aniontů přechází beze změny oxidačního čísla dusíku do dusičnanu měďnatého, takže celkový počet molekul kyseliny dusičné je dán opět součtem dvou molekul, které podléhají redukci na oxid dusnatý, a šesti molekul tvořících dusičnan měďnatý:



Příklad 2.3.5. Napište rovnici reakce manganistanu draselného se síranem železnatým v prostředí kyseliny sírové.

Řešení: Použití některých oxidačních nebo redukčních činidel je vázáno na určité prostředí. Vyšší oxidační číslo prvků bývá zpravidla stálejší v zásaditém prostředí. Kyselé prostředí tedy podporuje oxidační účinky dané látky. Typickým příkladem tohoto chování je manganistan draselný. V silně kyselém prostředí je přijetím pěti elektronů redukován na sůl manganatou.



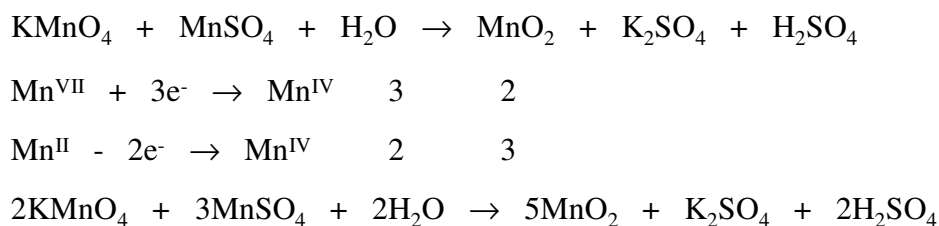


Podle pomocných rovnic spolu mají složky reagovat v poměru 1:5, ale vzhledem k tomu, že molekula síranu železitého vyžaduje sudý počet atomů železa a také v síranu draselném je zapotřebí sudý počet atomů draslíku, násobíme vypočtené koeficienty dvěma. Počet molekul kyseliny sírové je určen počtem vzniklých molekul síranu železitého a draselného. Počet molekul vody se vypočítá z počtu atomů vodíku a zbylých atomů kyslíku na levé straně rovnice.



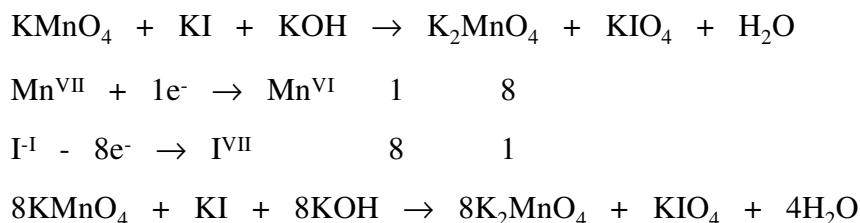
Příklad 2.3.6. Napište rovnici reakce manganistanu draselného se síranem manganatým v neutrálním prostředí.

Řešení: V neutrálním nebo slabě kyselém prostředí se manganistan draselný redukuje přijetím tří elektronů na oxid manganičitý.



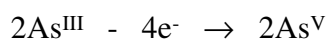
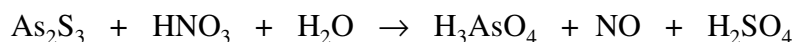
Příklad 2.3.7. Napište rovnici reakce manganistanu draselného s jodidem draselným v prostředí hydroxidu draselného.

Řešení: V silně alkalickém prostředí probíhá redukce manganistanu draselného přijetím jednoho elektronu pouze na manganan:

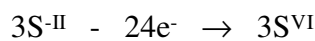


Příklad 2.3.8. Napište rovnici reakce sulfidu arsenitého s kyselinou dusičnou.

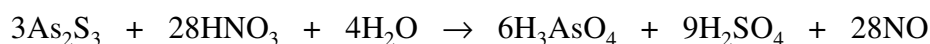
Řešení: Hledaná rovnice popisuje složitější reakci, ve které probíhá současně oxidace nebo redukce několika složek. Při reakci sulfidu arsenitého s kyselinou dusičnou dochází k oxidaci jak arsenu s oxidačním číslem III (na oxidační číslo V), tak i síry v oxidačním čísle -II (na oxidační číslo VI):



28 3

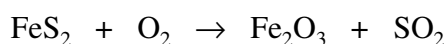


Pro správný výpočet koeficientů je zapotřebí do pomocných rovnic zahrnout počet atomů každé složky výchozí sloučeniny a tím získat celkový počet elektronů, které se při oxidaci uvolní. Molekula sulfidu arsenitého uvolní oxidací celkem 28 elektronů (4 oxidací arsenitých iontů a 24 oxidací sulfidových iontů), a proto budou složky reagovat v poměru 3:28. Porovnáním počtu atomů vodíku a kyslíku na obou stranách rovnice zjistíme, že na levou stranu rovnice je třeba připsat čtyři molekuly vody:



Příklad 2.3.9. Napište rovnici reakce pyritu (disulfid železnatý) s kyslíkem.

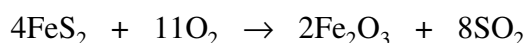
Řešení: Podobně jako v předcházejícím příkladu lze vypočítat koeficienty rovnice, která je základním pochodem pro výrobu oxidu siřičitého:



11 4



Oxidací jedné molekuly pyritu, ve kterém musíme předpokládat síru v oxidačním čísle - I, se uvolní 11 elektronů, k redukci dvou atomů kyslíku je zapotřebí 4 elektronů. Poměr složek bude 4:11.

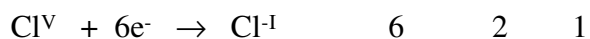


Příklad 2.3.10. Napište rovnici disproportionace chlorečnanu draselného za vyšší teploty.

Řešení: Mezi oxidačně redukční pochody patří i takové reakce, v nichž prvek přítomný ve výchozí sloučenině ve středním oxidačním čísle je současně schopen tvořit sloučeninu s vyšším oxidačním číslem a nižším oxidačním číslem. Znamená to tedy, že se tentýž prvek částečně oxiduje a částečně redukuje. Těmto reakcím říkáme disproportionace. Výpočet koeficientů se provádí stejným způsobem jako u ostatních oxidačně-redukčních pochodů.



Chlorečnan draselný, který obsahuje chlor v oxidačním čísle V, se zahříváním přeměňuje na chloristan (oxidační číslo VII) a chlorid (chlor v oxidačním čísle -I).

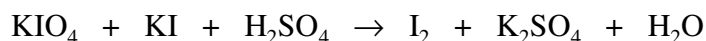


Oxidovaná a redukovaná forma musí být spolu v poměru 3:1, výchozí počet molekul chlorečnanu je dán součtem, tj.

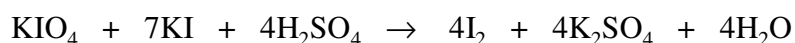


Příklad 2.3.11. Napište rovnici reakce jodistanu draselného s jodidem draselným v prostředí kyseliny sírové.

Řešení: Uvedená reakce představuje případ, který bývá označován jako „převrácená disproportionace“. Reagují zde dvě sloučeniny téhož prvku v rozdílných oxidačních číslech na produkt s jediným oxidačním číslem.

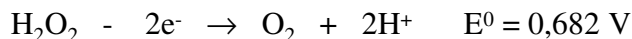


Jodistan působí jako oxidační činidlo a jod s oxidačním číslem VII se přeměňuje přijetím sedmi elektronů na elementární jod s oxidačním číslem 0. Jodid, v němž má jod oxidační číslo -I, se oxiduje na elementární jod. Počet atomů jodu je dán součtem atomů, obsažených v jodistanu a jodidu.

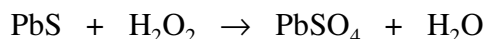


Příklad 2.3.12. Napište rovnici reakce peroxidu vodíku se sulfidem olovnatým.

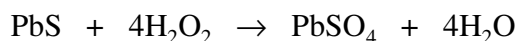
Řešení: Peroxid vodíku je zajímavým příkladem sloučeniny, která podle podmínek působí buď jako oxidační nebo jako redukční činidlo. Jeho reaktivita je založena na dvojí možné reakci kyslíku v oxidačním čísle -I.



V případě reakce PbS s H_2O_2 reaguje peroxid vodíku jako oxidační činidlo, přijímá elektrony a kyslík v oxidačním čísle -I přechází na oxidační číslo -II.



a výsledná reakce je:

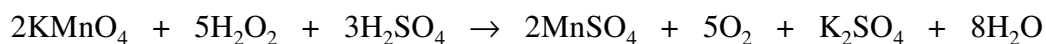


Příklad 2.3.13. Napište rovnici reakce peroxidu vodíku s manganistanem draselným v prostředí kyseliny sírové.

Řešení: V tomto případě působí peroxid vodíku jako činidlo redukční a za odštěpení dvou elektronů uvolňuje kyslík v elementárním stavu. Jak je patrné z hodnoty standardního potenciálu této reakce, není redukční působení peroxidu vodíku příliš silné, a proto peroxid vodíku reaguje tímto způsobem zejména se silnými oxidačními činidly (např. KMnO_4 , Ag_2O , soli zlatité apod.):

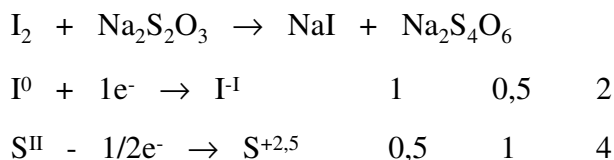


Mangan z manganistanu přijetím pěti elektronů mění svoje oxidační číslo ze VII na II a kyslík peroxidu s oxidačním číslem -I se za ztráty jednoho elektronu oxidační na elementární kyslík s oxidačním číslem 0. Zbylé kyslíkové atomy (v KMnO_4 a H_2SO_4) svoje oxidační číslo nemění.

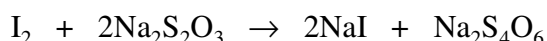


Příklad 2.3.14. Napište rovnici reakce jodu s thiosíranem sodným.

Řešení: Oxidační číslo je v některých případech pouze formální a nemusí být vždy číslo celé. Tak například pro síru v tetrathionanech vypočteme oxidační číslo 2,5 (v těchto případech označujeme oxidační číslo arabskou číslicí). I v takových případech ale lze koeficienty u jednotlivých členů rovnice vypočítat. Nejdříve je však zapotřebí vynásobením upravit pomocnou rovnici tak, aby počet elektronů byl dán celým číslem.

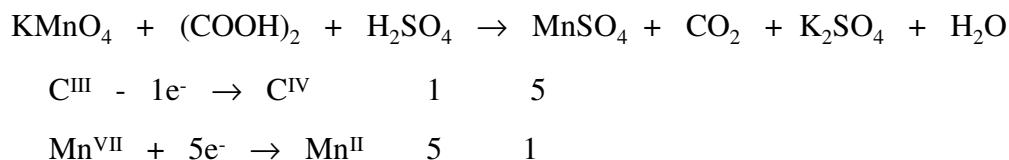


Dosazením koeficientů dostaneme:

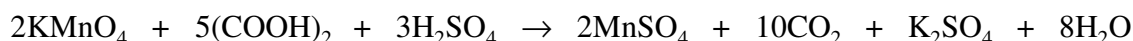


Příklad 2.3.15. Napište rovnici reakce kyseliny šťavelové s manganistanem draselným v kyselém prostředí.

Řešení: Zcela analogicky jako u anorganických látek se odvozují koeficienty rovnic, v nichž působí sloučeniny organické. Vzhledem k formálnímu významu oxidačního čísla zde často vycházejí pro uhlík vázaný v organické sloučenině neobvyklá oxidační čísla 0, I, III nebo zlomky.

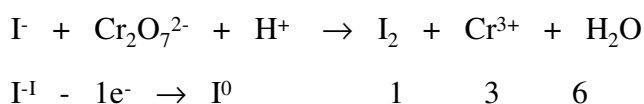


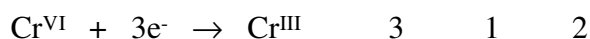
Výsledná rovnice:



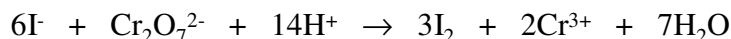
Příklad 2.3.16. Napište iontovou rovnici oxidace jodidových iontů dichromanovými v kyselém prostředí.

Řešení: Většina oxidačně-redukčních dějů probíhá ve vodném prostředí, kde jsou reagu-
jící složky přítomny v disociovaném stavu jako ionty. Tyto pochody je možno vyjádřit rovněž
rovniciemi iontovými, které jsou obvykle jednodušší a mají obecnější platnost. Při výpočtu
koeficientů postupujeme stejným způsobem jako u ostatních oxidačně-redukčních rovnic,
pouze je nutno dodržet podmínku rovnosti celkového počtu kladných a záporných nábojů iontů
na obou stranách rovnice.





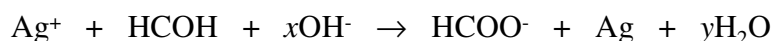
Výslednou iontovou rovnici lze napsat:



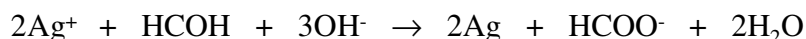
Šest kladných nábojů levé strany rovnice se rovná šesti kladným nábojům na straně pravé.

Příklad 2.3.17. Napište iontovou rovnici reakce stříbrných iontů s formaldehydem v zásaditém prostředí.

Řešení: Vystupují-li v rovnici hydroxidové anionty i molekuly vody, je možno udělat správnou bilanci kyslíku a určit počet OH^- a H_2O teprve z podmínky rovnosti počtu kladných a záporných nábojů na obou stranách rovnice.



Z podmínky rovnosti náboje vyplývá pro x hodnota 3 a y se musí rovnat 2:

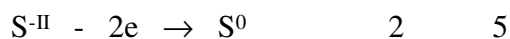


Příklad 2.3.18. Napište rovnici reakce sulfanu s manganistanem draselným v prostředí kyseliny sírové.

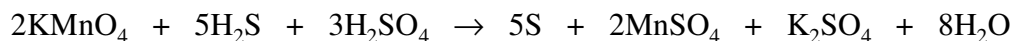
Řešení: Základní podmínkou správnosti oxidačně-redukční rovnice je vystižení skutečných chemických pochodů v daném systému, nikoli pouze hmotnostní bilance nebo rovnosti nábojů na obou stranách iontové rovnice. Zde například můžeme pro výpočet sedmi stechiometrických koeficientů (a až g) v rovnici



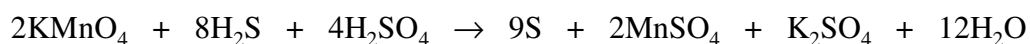
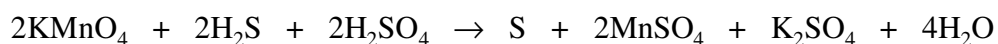
odvodit pět bilančních rovnic (obdobně jako v příkladu 2.2.8) a nalézt redox podmínku



Chemická zkušenost dále říká, že do stavu S^0 přechází výlučně síra vázaná v sulfanu, to znamená, že $b = d$. Tato skutečnost představuje sedmou, na výše uvedených šesti závislých podmínkách podmínku nezávislou. Správné řešení pak odpovídá rovnici



a nikoliv zdánlivě správným řešením:



a řadě jiných rovnic vyhovujících hmotnostní bilanci, ale nerespektujících skutečné děje v systému.

Příklad 2.3.19. Sestavte rovnice následujících oxidačně-redukčních dějů:

reakce sulfidu vápenatého se síranem vápenatým

reakce oxidu křemičitého s uhlíkem

reakce sodíku s amoniakem

reakce amidu sodného s oxidem dusným

reakce dimerního oxidu dusičitého s vodou

reakce oxidu siřičitého s oxidem dusičitým ve vodném prostředí

reakce síry s kyselinou dusičnou

reakce zinku s koncentrovanou kyselinou dusičnou

reakce sulfidu měďného s kyselinou dusičnou

reakce fosfanu s kyslíkem

reakce mědi s koncentrovanou kyselinou sírovou

reakce bromovodíku s kyselinou sírovou

reakce manganistanu draselného s kyselinou chlorovodíkovou

reakce síranu železnatého s peroxidem vodíku v prostředí kyseliny sírové

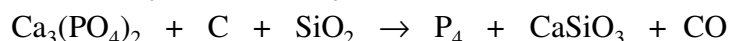
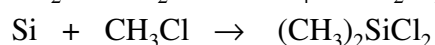
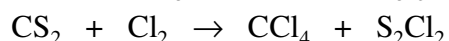
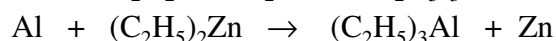
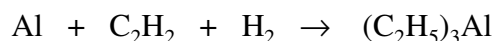
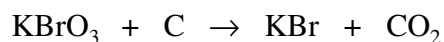
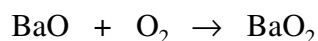
reakce oxidu měďnatého s hydrazinem

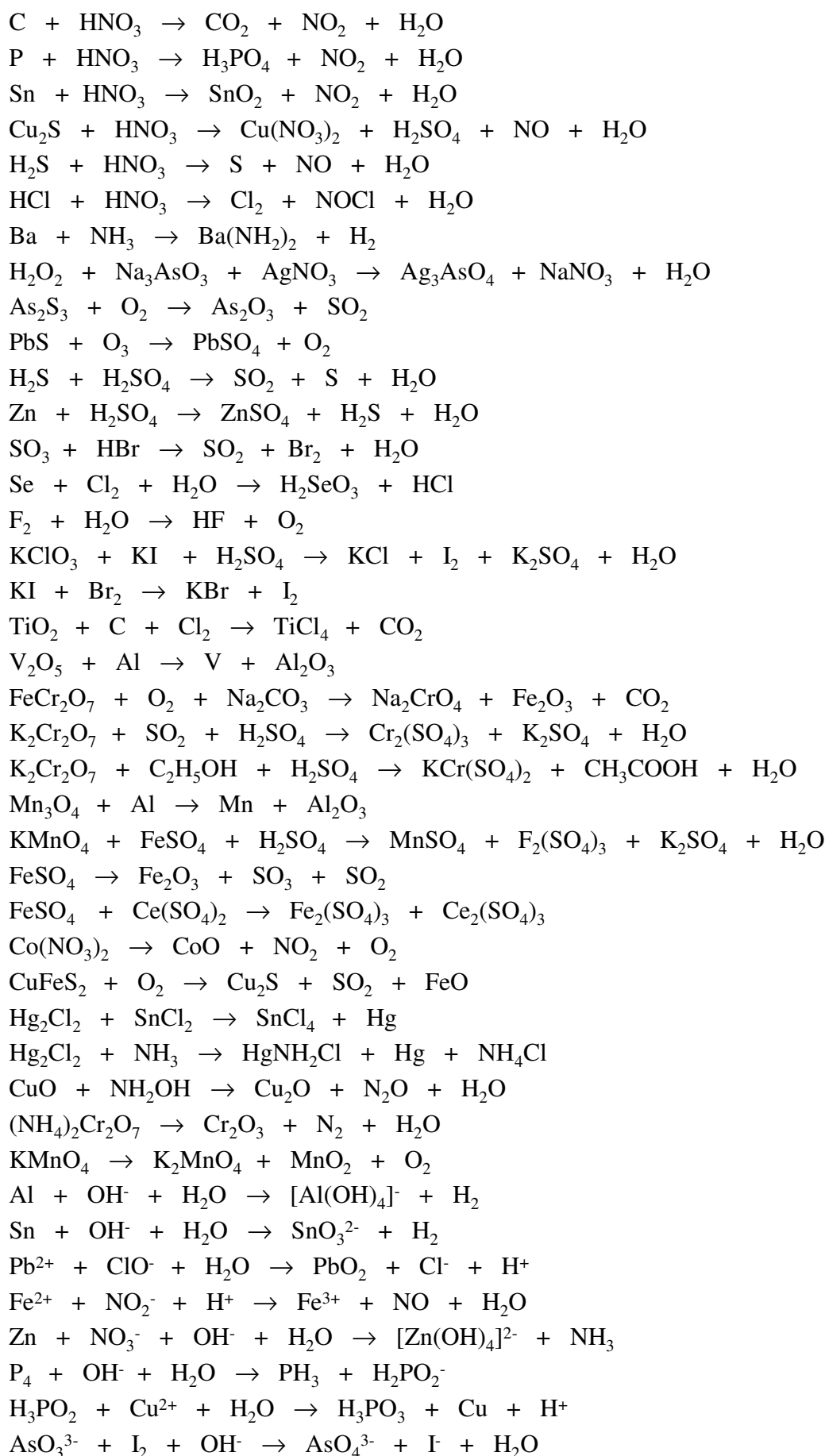
reakce dichromanu železnatého s kyslíkem a uhličitánem sodným

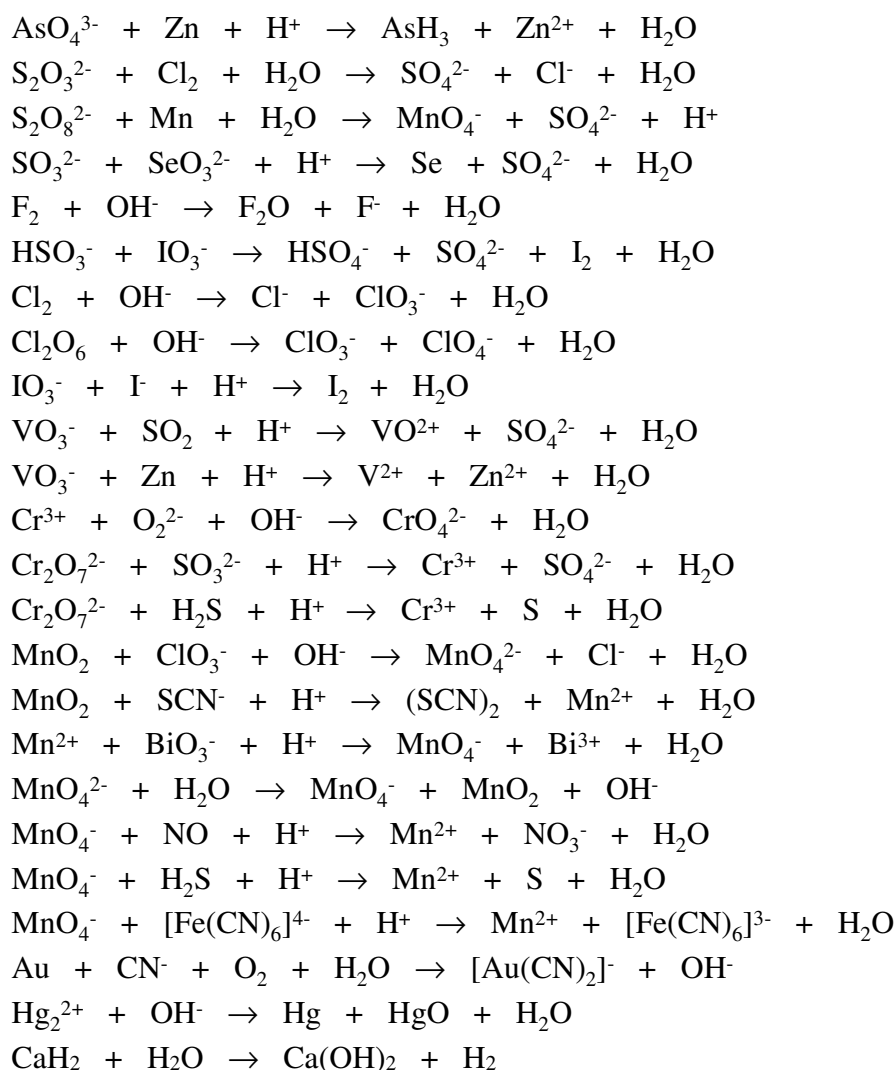
rozkladu dusičnanu amonného

rozkladu amidu barnatého

Příklad 2.3.20. Doplňte koeficienty v následujících oxidačně-redukčních rovnicích:







LITERATURA:

1. Drátovský M., Eysseltová J., Haber V. a Pačesová L.: Základní pojmy, příklady a otázky z anorganické chemie. Skriptum Přírodovědecká fakulta UK, Praha 1987.
2. Liptrot G. F.: Modern Inorganic Chemistry. Collins Education, London 1992.
3. Greenwood N. N., Eernshaw A.: Chemie prvků I. a II. Informatorium, Praha 1993.
4. Gillespie R. J., Humphreys D. A., Baird N. C., Robinson E. A.: Chemistry. Allyn and Bacon, INC, Boston 1986.