



V této kapitole se naučíte:

- zapsat chemické reakce
- informace o acido-basických reakcích
- správně zapsat redoxní reakci

Chemické reakce

Při chemické reakci dochází k přerušení chemických vazeb a vzniku nových. Prostuduj, jak se vyčíslují rovnice chemických reakcí, co jsou to vratné reakce a reakční rovnováha.

K chemickým reakcím dochází, když vznikají nebo zanikají chemické vazby mezi atomy. Látky, které vstupují do chemické reakce, se nazývají reaktanty a látky vzniklé na konci reakce jsou známy jako produkty. Mezi reaktanty a produkty se vkládá šipka, která označuje směr chemické reakce, ačkoli chemická reakce nemusí být vždy "jednosměrná".

Koeficienty říkají, kolik molekul se podílí na reakci. Musí být v rovnici zahrnuty, aby byla vyčíslená, tedy aby měla stejný počet atomů každého prvku na obou stranách rovnice.

Rovnice musí být vyčíslené, aby odpovídaly zákonu o zachování hmoty. Podle tohoto zákona nesmí být při normální chemické reakci vytvořeny ani zničeny žádné atomy.

Vratnost a rovnovážnost

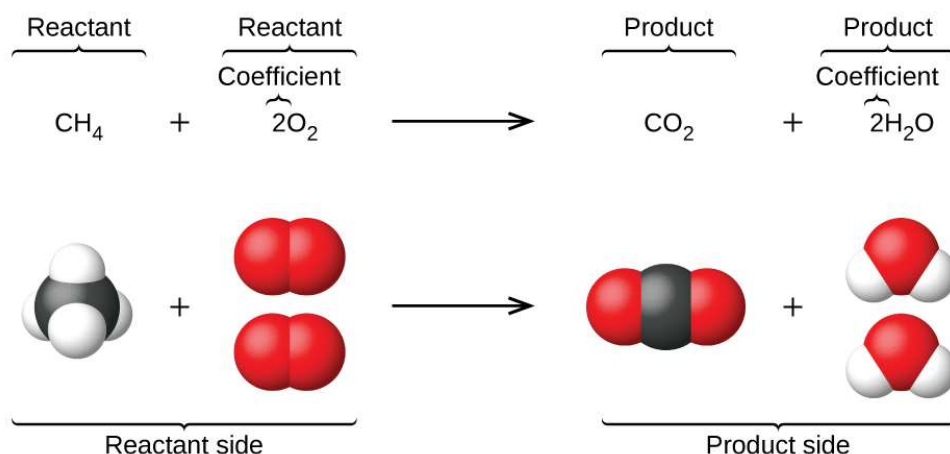
Některé chemické reakce fungují pouze jedním směrem, dokud se reaktanty nespoteřebují. Tyto reakce jsou tzv. **nevratné**. Jiné reakce mohou být vratné. **Vratné reakce** jdou oběma směry.

U vratných reakcí se reaktanty mění na produkty a produkty se zároveň mohou znovu stát reaktanty. K oběma těmito reakcím dochází současně. Rychlost jedné z těchto reakcí vždy převažuje, dokud není dosaženo určité rovnováhy mezi reaktanty a produkty - stavu, který se nazývá **rovnováha**. Při dosažení rovnováhy se reakce nezastaví, již se ale nemění relativní koncentrace produktů a reaktantů. U každé reakce je bod rovnováhy různý a můžeme ho popsat číslem, jež se označuje jako **rovnovážná konstanta**. Pokud se chceš o rovnovážné konstantě a o tom, jak ji vypočítat, dozvědět víc, podívej se na video o [chemické rovnováze](#).

Je-li reakce klasifikována jako vratná, obvykle ji zapíšeme se šipkami vpřed i vzad, aby bylo zřejmé, že může jít tam i zpět.

Prostudujte ! <https://eluc.ikap.cz/verejne/lekce/2280>

Relativní počet (množství) reaktantů a produktů je dáno pomocí koeficientů (čísel umístěných nalevo od vzorce). Pokud je relativní číslo rovno 1, nepíšeme je.



Obr.10: Znázornění reakce

Je běžné použít jako koeficient nejmenší možné celé číslo (viz příklad). Koeficienty představují relativní počty reaktantů a produktů, a proto by měly být správně interpretovány jako poměry. Metan a kyslík reagují za vzniku oxidu uhličitého a vody v poměru 1:2:1:2. toto číslo je správné, pokud počty molekul jsou 1-2-1-2, nebo 3-6-3-6 apod. Analogicky lze tyto koeficienty interpretovat s ohledem na jiné jednotky množství, proto lze tuto rovnici číst mnoha způsoby:

- jedna molekula metanu a dvě molekuly kyslíku reagují za vzniku jedné molekuly oxidu uhličitého a dvou molekul
- jeden tucet molekul metanu a dva tucty molekul kyslíku reagují za vzniku jednoho tuctu molekul oxidu uhličitého a dvou tuctů molekul vody
- jeden mol molekul metanu a dva moly molekul kyslíku reagují za vzniku jednoho molu molekul oxidu uhličitého a dvou molů molekul vody

Úpravy rovnic

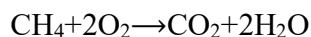
Rovnice musí splňovat zákon zachování hmoty.

To lze potvrdit jednoduchým sečtením počtu atomů na obou stranách šipky a porovnáním těchto součtů, aby se zajistilo, že jsou stejné. Počet atomů pro daný prvek se vypočítá vynásobením koeficientu libovolného vzorce obsahujícího tento prvek indexem prvku ve vzorci. Pokud se prvek objeví ve více než jednom vzorci na dané straně rovnice, je třeba vypočítat počet atomů zastoupených v každém z nich a poté je sečíst. Například oba druhy produktu v předchozí reakci, CO_2 a H_2O , obsahují prvek kyslík, takže počet atomů kyslíku na straně produktu rovnice je

$$(1\text{CO}_2\text{molekula}\times 2\text{O atomyCO}_2\text{molekula})+(2\text{H}_2\text{O molekula}\times 1\text{O atomH}_2\text{O molekula})=4\text{O atomy}$$

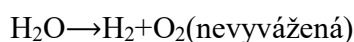
$$(1\text{CO}_2\text{molekula}\times 2\text{O atomyCO}_2\text{molekula})+(2\text{H}_2\text{O molekula}\times 1\text{O atomH}_2\text{O molekula})=4\text{O atomy}$$

Rovnice popisující reakci mezi metanem a kyslíkem musí být zapsána následujícím způsobem:



| Prvek | Reaktant | Produkt | Rovnováha? |
|-------|------------------|-----------------------------------|---------------|
| C | $1 \times 1 = 1$ | $1 \times 1 = 1$ | $1 = 1$, ano |
| H | $4 \times 1 = 4$ | $2 \times 2 = 4$ | $4 = 4$, ano |
| O | $2 \times 2 = 4$ | $(1 \times 2) + (2 \times 1) = 4$ | $4 = 4$, ano |

Vyvážená chemická rovnice může být často odvozena z kvalitativního popisu určité chemické reakce poměrně jednoduchým přístupem známým jako vyvážení pomocí kontroly. Vezměme si jako příklad rozklad vody za vzniku molekulárního vodíku a kyslíku. Tento proces je kvalitativně reprezentován nevyváženou chemickou rovnicí:

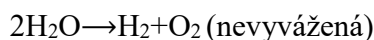


Srovnáním počtu H a O atomů na každé straně rovnice zjistíme, že je nevyvážená:

| Prvek | Reaktant | Produkt | Rovnováha? |
|-------|------------------|------------------|-----------------|
| H | $1 \times 2 = 2$ | $1 \times 2 = 2$ | $2 = 2$, ano |
| O | $1 \times 1 = 1$ | $1 \times 2 = 2$ | $1 \neq 2$, ne |

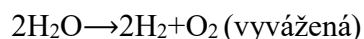
Počet atomů H reaktantu i produktů je stejný, ale počet atomů O nikoli. Abychom dosáhli vyrovnaní, je třeba změnit hodnoty koeficientů.

Mějte samozřejmě na paměti, že dolní indexy vzorců částečně definují identitu látky, takže je nelze změnit, aniž by došlo ke změně kvalitativního významu rovnice. Například změna vzorce reaktantu z H_2O na H_2O_2 by obnovila rovnováhu v počtu atomů, ale také by změnila identitu reaktantu (nyní je to peroxid vodíku a ne voda). Rovnováhy atomů O lze dosáhnout změnou koeficient H_2O na 2.



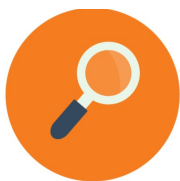
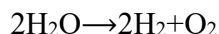
| Prvek | Reaktant | Produkt | Rovnováha? |
|-------|------------------|------------------|-----------------|
| H | $2 \times 2 = 4$ | $1 \times 2 = 2$ | $4 \neq 2$, ne |
| O | $2 \times 1 = 2$ | $1 \times 2 = 2$ | $2 = 2$, ano |

Rovnováha atomů H byla touto změnou narušena, ale lze ji snadno obnovit změnou koeficientu pro produkt H_2 na 2.



| Prvek | Reaktant | Produkt | Rovnováha? |
|-------|------------------|------------------|---------------|
| H | $2 \times 2 = 4$ | $2 \times 2 = 4$ | $4 = 4$, ano |
| O | $2 \times 1 = 2$ | $1 \times 2 = 2$ | $2 = 2$, ano |

Tyto koeficienty zajistí rovnost počtu atomů H i O reaktantů i produktů na obou stranách rovnice – vyrovnaná rovnice:



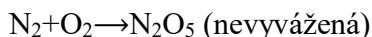
Příklad 1

Vyrovňávání chemických reakcí

Zapište vyrovnanou rovnici pro reakci molekulárního dusíku (N_2) a kyslíku (O_2) za vzniku oxidu dusného.

Řešení

1. Zapište nevyváženou rovnici.



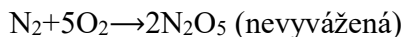
Spočítejte počet všech různých atomů, které se nacházejí v této rovnici.

Prvek Reaktant Produkt Rovnováha?

N $1 \times 2 = 2$ $1 \times 2 = 2$ $2 = 2$, ano

O $1 \times 2 = 2$ $1 \times 5 = 5$ $2 \neq 5$, ne

Protože dusík je vyvážený, je potřeba změnit koeficienty u počtu atomů kyslíku. Jako první možnost se nabízí změna koeficientů pro O_2 a N_2O_5 , kdy celé číslo bude 10 atomů O (násobek indexů atomů O v těchto dvou vzorcích).

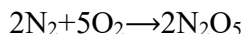


Prvek Reaktant Produkt Rovnováha?

N $1 \times 2 = 2$ $2 \times 2 = 4$ $2 \neq 4$, ne

O $5 \times 2 = 10$ $2 \times 5 = 10$ $10 = 10$, ano

Rovnováha atomů N atom byla touto úpravou narušena; bude obnovena změnou koeficientu u reaktantu N_2 na 2.



Prvek Reaktant Produkt Rovnováha?

N $2 \times 2 = 4$ $2 \times 2 = 4$ $4 = 4$, ano

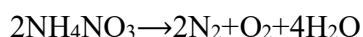
O $5 \times 2 = 10$ $2 \times 5 = 10$ $10 = 10$, ano

Počty atomů N a O jsou na obou stranách rovnice stejně, rovnice je vyvážená.

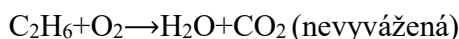
Úkol

Napište rovnici popisující rozklad dusičnanu amonného na dusík, kyslík a vodu. (Nápověda: Jako poslední počítejte rovnováhu pro kyslík, protože je obsažen ve více než jedné molekule na pravé straně rovnice).

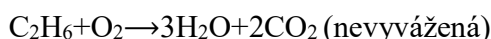
Řešení:



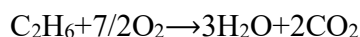
Někdy je vhodné použít zlomky místo celých čísel jako mezilehlé koeficienty v procesu vyvažování chemické rovnice. Když je dosaženo rovnováhy, všechny koeficienty rovnice mohou být poté vynásobeny celým číslem, aby se převedly zlomkové koeficienty na celá čísla, aniž by došlo k narušení rovnováhy atomů. Zvažte například reakci etanu (C_2H_6) s kyslíkem za vzniku H_2O a CO_2 , což představuje nevyvážená rovnice:



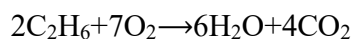
Podle obvyklého postupu je možné nejprve vyrovnat atomy C a H změnou koeficientů pro dva druhy produktů, jak je znázorněno:



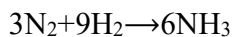
To má za následek sedm atomů O na produktové straně rovnice, liché číslo - s reaktantem O_2 nelze použít žádný celočíselný koeficient, čímž se získá liché číslo, takže k získání prozatímní vyvážené rovnice se místo toho použije zlomkový koeficient, $7/2$:



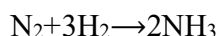
Konvenční vyvážená rovnice s celočíselnými koeficienty je odvozena vynásobením každého koeficientu 2:



A konečně, pokud jde o vyvážené rovnice, připomeňme, že konvence diktuje použití nejmenších celočíselných koeficientů. I když rovnice pro reakci mezi molekulárním dusíkem a molekulárním vodíkem za vzniku amoniaku je skutečně vyvážená,

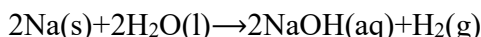


koeficienty nejsou nejmenší možné, proto koeficienty vydělíme číslem 3 (největší společný násobek) a dostaneme hledanou rovnici:



Fyzikální stavy reaktantů a produktů v chemických rovnicích jsou velmi často označeny závorkou vedle vzorců. Běžné zkratky zahrnují **s** pro pevné látky, **l** pro kapaliny, **g** pro plyny a **aq** pro látky

rozpuštěné ve vodě (vodné roztoky, jak je uvedeno v předchozí kapitole). Tyto notace jsou ilustrovány v příkladové rovnici zde:



Tato reakce probíhá, pokud je sodík umístěn do vody. Sodík reaguje s vodou za vzniku plynného vodíku a iontů hydroxidu sodného (v čisté formě pevná látka snadno rozpustná ve vodě).

Speciální podmínky nutné pro uskutečnění reakce se někdy zapisují pomocí slova nebo symbolu nad šipku v rovnici. Například reakce probíhající až po zahřátí se vyznačí řeckým symbolem delta (Δ) nad šipkou.



Srážecí reakce je reakce, při které reagují rozpuštěné látky za vzniku jednoho (nebo více) pevných produktů. Mnoho reakcí tohoto typu zahrnuje výměnu iontů mezi iontovými sloučeninami ve vodném roztoku a někdy se označují jako reakce dvojného vytěsnění, dvojitě nahrazení nebo reakce metathézy. Tyto reakce jsou v přírodě běžné a jsou zodpovědné za tvorbu korálových útesů ve vodách oceánu a ledvinových kamenů u zvířat. V průmyslu se široce používají k výrobě řady komoditních a speciálních chemikálií. Precipitační reakce také hrají ústřední roli v mnoha technikách chemické analýzy, včetně bodových testů používaných k identifikaci kovových iontů a gravimetrických metod pro stanovení složení hmoty.

Rozsah, v jakém může být látka rozpuštěna ve vodě nebo v jakémkoli rozpouštědle, je kvantitativně vyjádřena jako její rozpustnost definovaná jako maximální koncentrace látky, které lze dosáhnout za stanovených podmínek. O látkách s relativně velkou rozpustností se říká, že jsou rozpustné. Látka se vysráží, pokud jsou podmínky roztoku takové, že její koncentrace přesahuje její rozpustnost. O látkách s relativně nízkou rozpustností se říká, že jsou nerozpustné, a to jsou látky, které se snadno vysráží z roztoku. Pro účely predikce identit pevných látek vytvořených srážecími reakcemi lze jednoduše odkazovat na vzorce rozpustnosti, které byly pozorovány u mnoha iontových sloučenin.

Tabulka. Rozpustnost běžných iontů ve vodě

Rozpustné sloučeniny obsahují

- Kovové kationty skupiny 1 (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ a Cs^+) a amonný ion (NH_4^+)
- Ionty halogenidů (Cl^- , Br^- , a I^-)
- acetát ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$), bikarbonát (HCO_3^-), nitrát (NO_3^-), a chlorečnanový ion (ClO_3^-)
- sulfátový ion (SO_4^{2-})

Výjimky pro tuto rozpustnost zahrnují

- halogenidy Ag^+ , Hg_2^{2+} , a Pb^{2+}
- sulfáty Ag^+ , Ba^{2+} , Ca^{2+} , Hg_2^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} , a Sr^{2+}

Nerozpustné sloučeniny obsahují

- ionty: uhličitan (CO_3^{2-}), chromát (CrO_4^{2-}), fosfáty (PO_4^{3-}), a sulfid (S^{2-})
- hydroxidový iont (OH^-)

Výjimky

- sloučeniny těchto aniontů se skupinou 1, kovové kationty a amoniový iont
- hydroxidy skupiny +, kovové kationty a Ba^{2+}

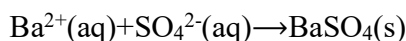
Úkol: Reakce srážení - předpovídání

Předpovězte výsledek smíchání přiměřeně koncentrovaných roztoků následujících iontových sloučenin. Pokud lze očekávat srážení, napište pro reakci vyváženou čistou iontovou rovnicí.

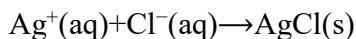
- a) síran draselný a dusičnan barnatý
- b) chlorid lithný a octan stříbrný
- c) dusičnan olovnatý a uhličitan amonný

Řešení

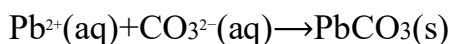
(a) Dva možné produkty pro tuto kombinaci jsou KNO_3 a BaSO_4 . BaSO_4 je v tabulkách uváděn jako nerozpustný a proto lze očekávat srážecí reakci. Rovnici lze psát



(b) Dva možné produkty pro tuto kombinaci jsou $\text{LiC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ a AgCl . V tabulkách je AgCl uváděn jako nerozpustný, lze očekávat srážecí reakci.



(c) Dva možné produkty pro tuto kombinaci jsou PbCO_3 a NH_4NO_3 . V tabulkách je PbCO_3 uváděn jako nerozpustný, lze očekávat srážecí reakci.



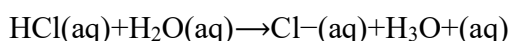
Úkol

Jaký roztok lze použít pro získání sraženiny Ba^{2+} , ve vodním vzorku: chlorid sodný, hydroxid sodný nebo síran sodný? Jaký je vzorec předpokládané sraženiny? (síran sodný, BaSO_4)

Acidobazické reakce

Acidobazická reakce je reakce, při které dochází k transportu vodíkového iontu H^+ , od jedné chemické látky k druhé. Tyto reakce mají velký praktický význam – jak v přírodě, tak i při technologických procesech, při chemických transformacích v buňkách, v jezerech, oceánech, pv chemiském průmyslu při výrobě hnojiv, léčiv atd. Téma acidobazických reakcí je v rámci výuky chemie velmi významné.

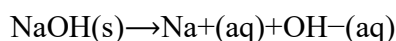
V rámci stručného úvodu do této problematiky budeme popisovat jen nejběžnější z těchto reakcí, která probíhá ve vodných roztocích. V tomto pojetí je kyselinou látka, která bude rozpouštěna ve vodě za tvorby hydroniových iontů H_3O^+ . Jako příklad uveďme rovnici:



Proces popsany touto rovnicí znamená, že chlorovodík je kyselina. Pokud její rozpustíme ve vodě, vznikají ionty H_3O^+ během chemické reakce, kdy ionty H^+ jsou transportovány od HCl molekul k molekulám H_2O .

Zásada (báze) je látka, která se bude rozpouštět ve vodě za vzniku hydroxidových iontů, OH^- . Nejběžnějšími bázemi jsou iontové sloučeniny složené z kationtů alkalických kovů nebo kovů alkalických zemin (skupiny 1 a 2) kombinované s hydroxidovým iontem - například NaOH a $Ca(OH)_2$. Když se tyto sloučeniny rozpustí ve vodě, hydroxidové ionty se uvolňují přímo do roztoku. Například KOH a $Ba(OH)_2$ se rozpouštějí ve vodě a úplně disociují za vzniku kationtů (K^+ , respektive Ba^{2+}) a hydroxidových iontů, OH^- . Tyto báze jsou spolu s dalšími hydroxidy, které se ve vodě zcela disociují, považovány za silné zásady (báze).

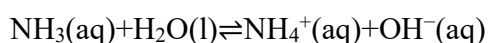
Jako příklad uvažujme rozpuštění louhu (sodium hydroxide) ve vodě:



This equation confirms that sodium hydroxide is a base. When dissolved in water, NaOH dissociates to yield Na^+ and OH^- ions. This is also true for any other ionic compound containing hydroxide ions. Since the dissociation process is essentially complete when ionic compounds dissolve in water under typical conditions, NaOH and other ionic hydroxides are all classified as strong bases.

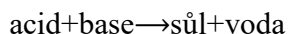
Tato rovnice potvrzuje, že hydroxid sodný je báze. Po rozpuštění ve vodě se NaOH disociuje za vzniku iontů Na^+ a OH^- . To platí také pro jakoukoli jinou iontovou sloučeninu obsahující hydroxidové ionty. Protože proces disociace je v podstatě dokončen, když se iontové sloučeniny rozpustí ve vodě za typických podmínek, jsou NaOH a další iontové hydroxidy klasifikovány jako silné báze.

Na rozdíl od iontových hydroxidů některé sloučeniny produkují hydroxidové ionty, když jsou rozpuštěny chemickou reakcí s molekulami vody. Ve všech případech tyto sloučeniny reagují pouze částečně, a proto jsou klasifikovány jako slabé báze. Tyto typy sloučenin mají také různé vlastnosti a jsou důležité v různých technologiích. Například celosvětová produkce čpavku se slabou bází je obvykle více než 100 tun ročně a je široce používána jako zemědělské hnojivo, surovina pro chemickou syntézu dalších sloučenin a účinná látka v čisticích prostředcích pro domácnost. Po rozpuštění ve vodě amoniak částečně reaguje za vzniku hydroxidových iontů, jak je znázorněno zde:



To je, podle definice, acidobazická reakce, v tomto případě dojde k přenesení iontu H^+ z molekul vody na molekuly amoniaku. Za normálních podmínek jen asi 1% rozpuštěného amoniaku je přítomno ve NH_4^+ iontů.

Popsané chemické reakce, při kterých kyseliny a zásady rozpuštěné ve vodě produkují ionty hydronia a hydroxidu, jsou podle definice acidobazické reakce. Při těchto reakcích slouží voda jako rozpouštědlo i reaktant. Neutralizační reakce je specifický typ acidobazické reakce, při které jsou reakčními složkami kyselina a báze, produkty jsou často sůl a voda a žádný z reakčních činidel není samotná voda:



Úkol:

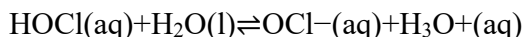
Zápis rovnic pro acido-bazické reakce

Napište vyvážené chemické rovnice pro zde popsané acidobazické reakce:

- slabý kyselý chlorovodík reaguje s vodou
- roztok hydroxidu barnatého se neutralizuje roztokem kyseliny dusičné

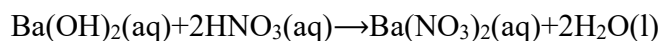
Řešení

a) Jsou poskytnuty dva reaktanty, $HOCl$ a H_2O . Jelikož se o látce uvádí, že jde o kyselinu, její reakce s vodou bude zahrnovat přenos H^+ z $HOCl$ na H_2O za vzniku iontů hydronia, H_3O^+ a chlornanových iontů, Cl^- .



Dvojitá šipka v rovnici znamená, že $HOCl$ je slabá kyselina a nereagovala úplně.

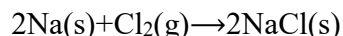
b) Máme dva reaktanty, $Ba(OH)_2$ a HNO_3 . Protože se jedná o neutralizaci, produkty reakce budou voda a (NO_3^-) . Reaktantem je sůl složená z kationtu iontového hydroxidu (Ba^{2+}) a aniontu generovaného, když kyselina přenáší svůj vodíkový iont (NO_3^-)



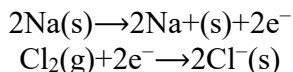
Oxidačně-redukční reakce

Atmosféra Země obsahuje asi 20% molekulárního kyslíku, O_2 , chemicky reaktivního plynu, který hraje zásadní roli v metabolismu aerobních organismů a v mnoha environmentálních procesech, které formují svět. Pojem oxidace byl původně používán k popisu chemických reakcí za přítomnosti kyslíku, ale význam byl rozšířen na skupinu důležitých reakcí známých jako oxidačně-redukční (redox) reakce.

Některé tyto reakce zahrnují transfer elektronů mezi reagujícími látkami a vedou ke vzniku iontů, jako např. při reakci sodíku a chloru za vzniku chloridu sodného:



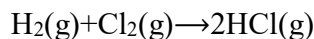
Pokud se na proces podíváme z pohledu jednotlivých reaktantů, lze zapsat průběh reakce pomocí tzv. poloviční reakce:



Tyto rovnice ukazují, že atomy Na ztrácí elektrony, zatímco atomy Cl (v molekule Cl₂) získávají elektrony. Písmeno „s“ u výsledného iontu znamená, že jsou ve formě pevné iontové sloučeniny.

Sodík je oxidován a chlor prochází redukcí. Sodík vystupuje jako reduktant = redukční činidlo, protože poskytuje elektrony chloru. Stejně tak chlór funguje jako oxidační činidlo (oxidant), protože účinně odstraňuje elektrony ze (oxiduje) sodíku.

Některé redoxní procesy však nejsou doprovázeny transferem elektronů. Například reakce podobná vzniku NaCl:



The product of this reaction is a covalent compound, so transfer of electrons in the explicit sense is not involved. To clarify the similarity of this reaction to the previous one and permit an unambiguous definition of redox reactions, a property called *oxidation number* has been defined. The **oxidation number** (or **oxidation state**) of an element in a compound is the charge its atoms would possess *if the compound was ionic*. The following guidelines are used to assign oxidation numbers to each element in a molecule or ion.

Produktem této reakce je kovalentní sloučenina, takže přenos elektronů v daném smyslu není zahrnut. Aby se objasnila podobnost této reakce s předchozí a umožnila se jednoznačná definice redoxních reakcí, byla definována vlastnost zvaná oxidační číslo. Oxidační číslo (nebo oxidační stav) prvku ve sloučenině je náboj, který by jeho atomy měly, kdyby byla sloučenina iontová. Následující pokyny se používají k přiřazení oxidačního čísla každému prvku v molekule nebo iontu.

1. Oxidační číslo atomu v elementární látce je nula.
2. Oxidační číslo monatomického iontu se rovná iontovému náboji.

Oxidační čísla pro běžné nekovy se obvykle přiřazují takto:

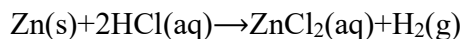
- Vodík: +1 když je slučován s nekovy, -1 když je slučován s kovy
- Kyslík: -2 ve většině sloučenin, někdy -1 (tzv. peroxidy, O₂²⁻), velmi zřídka rarely -1/2 (tzv. superoxidy O₂⁻), kladnou hodnotu ve sloučeninách s F (hodnota je různá)
- Halogeny: -1 pro F vždy pro jiné halogenidy s výjimkou sloučenin s kyslíkem nebo jinými halogeny (kladná oxidační čísla různých hodnot)

3. Součet oxidačních čísel všech atomů v molekule nebo polyatomového iontu je roven náboji molekuly nebo iontu.

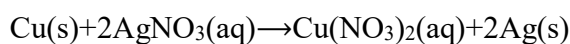
Pomocí konceptu oxidačního čísla byla stanovena komplexní definice redoxní reakce. Oxidačně-redukční (redoxní) reakce jsou reakce, při nichž jeden nebo více zúčastněných prvků podléhá změně oxidačního čísla.

Je známo několik podtříd redoxních reakcí, včetně spalovacích reakcí, při nichž redukční činidlo (také nazývané palivo) a oxidační činidlo (často, ale nikoli nutně, molekulární kyslík) reagují energicky a produkují značné množství tepla a často světla ve formě plamen.

Reakce s jedním posunem (nahrazením) jsou redoxní reakce, při kterých je iont v roztoku přemístěn (nebo nahrazen) oxidací kovového prvku. Běžným příkladem tohoto typu reakce je kyselá oxidace určitých kovů:



Kovové prvky mohou být také oxidovány roztoky jiných solí kovů; například:



Tuto reakci lze pozorovat umístěním měděného drátu do roztoku obsahujícího rozpuštěnou stříbrnou sůl. Ionty stříbra v roztoku se redukují na elementární stříbro na povrchu měděného drátu a výsledné ionty Cu^{2+} se v roztoku rozpouští za vzniku charakteristické modré barvy.

Úkol

Rozhodněte, které rovnice popisují redoxní reakce, reakci popište (uveďte její název). V reakcích, které je oxidačně-redoxní, uveďte oxidační a redukční činidlo.

- (a) $\text{ZnCO}_3\text{(s)} \rightarrow \text{ZnO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
- (b) $2\text{Ga(l)} + 3\text{Br}_2\text{(l)} \rightarrow 2\text{GaBr}_3\text{(s)}$
- (c) $2\text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$
- (d) $\text{BaCl}_2\text{(aq)} + \text{K}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_4\text{(s)} + 2\text{KCl(aq)}$
- (e) $\text{C}_2\text{H}_4\text{(g)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$

Řešení

Redoxní reakce podle definice jsou takové, kdy jeden nebo více látek mění své oxidační číslo.

(a) není redoxní reakcí, oxidační číslo zůstává stejné pro všechny komponenty

(b) Je redoxní reakce. Galium je oxidováno, oxidační číslo se zvyšuje z 0 v $\text{Ga}(l)$ na +3 v $\text{GaBr}_3(s)$. Redukční činidlo je $\text{Ga}(l)$. Brom je redukován, jeho oxidační číslo klesá z 0 v $\text{Br}_2(l)$ na -1 v $\text{GaBr}_3(s)$. Oxidační činidlo je $\text{Br}_2(l)$.

(c) je redoxní reakce. Je zajímavá tím, že kyslík prochází jak redukcí, tak i oxidací (disproporční reakce). Kyslík je oxidován, oxidační číslo se zvyšuje z -1 v $\text{H}_2\text{O}_2(aq)$ na 0 v $\text{O}_2(g)$. Kyslík je také redukován, jeho oxidační číslo se mění z -1 v $\text{H}_2\text{O}_2(aq)$ na -2 v $\text{H}_2\text{O}(l)$.

(d) není redoxní reakce, oxidační čísla se nemění

(e) Je redoxní reakce. Uhlík je oxidován, jeho oxidační číslo se zvyšuje z -2 v $\text{C}_2\text{H}_4(g)$ na +4 v $\text{CO}_2(g)$. Redukční činidlo (palivo) je $\text{C}_2\text{H}_4(g)$. Kyslík je redukován, jeho oxidační číslo se zmenšuje z 0 v $\text{O}_2(g)$ na -2 v $\text{H}_2\text{O}(l)$. Oxidační činidlo je $\text{O}_2(g)$.

Vyvažování redoxních reakcí pomocí metody poloviční reakce

Redoxní reakce, které probíhají ve vodném prostředí, často zahrnují vodu, hydroniové ionty a hydroxidové ionty jako reaktanty nebo produkty. Ačkoli tyto látky nejsou oxidovány nebo redukovány, podílejí se na chemických změnách jinými způsoby (např. poskytováním prvků potřebných k tvorbě oxyaniontů). Rovnice představující tyto reakce je někdy velmi obtížné vyvážit popsáním postupy, proto byly vyvinuty systematické přístupy, které pomáhají v procesu vyvažování. Jedním z velmi užitečných přístupů je použití metody poloreakcí, která zahrnuje následující kroky:

1. Zapište obě poloviční reakce pro redukční proces.
2. Vyvažte všechny prvky kromě kyslíku a vodíku.
3. Vyvažte atomy kyslíku přidáním molekul H_2O .
4. Vyvažte atomy vodíku přidáním iontů H^+ .
5. Vyvažte náboj přidáním elektronů.
6. Pokud je potřeba, vynásobte koeficienty každé poloviční reakce nejmenším společným násobkem pro získání celých čísel.

7. Spojte vyvážené poloviční reakce a zjednodušte je vynecháním stejných látek, které se vyskytují na obou stranách rovnice.

8. U reakcí probíhajících v zásaditém prostředí (přebytečné hydroxidové ionty) proveďte tyto další kroky

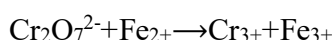
- Přidejte ionty OH^- na obě strany rovnice v počtu rovném počtu iontů H^+ .
- Na té straně rovnice, která obsahuje jak H^+ tak i OH^- ionty, kombinujte tyto ionty tak, aby vytvořily molekuly vody.
- Zjednodušte rovnici vynecháním přebytečným molekul vody.

9. Na závěr zkontrolujte, zda počty atomů a celkový náboj jsou vyvážené.

Příklad

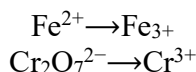
Vyvážení redoxních reakcí v kyselých roztocích

Zapište vyváženou rovnici pro reakci mezi dichromanovým ionem a železem (II) pro získání železa (III) a chromu v kyselém roztoku.



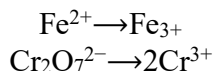
Řešení

1. Zapište obě poloviční reakce.

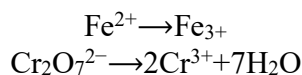


2. Vyvažte všechny prvky kromě kyslíku a vodíku.

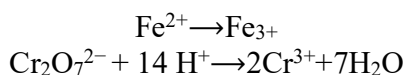
3. Poloviční reakce pro železo je vyvážená, ale poloviční reakce pro chrom má dva Cr atomy nalevo a jeden Cr atom vpravo. Změnou koeficientu na pravé straně na 2 dosáhneme vyvážení pro atomy Cr.



4. Vyvažte atomy kyslíku přidáním molekul H_2O . Poloviční reakce pro železo neobsahuje atomy O. V reakci pro chrom je sedm atomů O na levé straně a žádný na pravé straně, proto přidáme sedm molekul vody na pravou stranu poloviční rovnice.

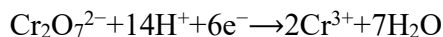
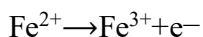


5. Vyvažte atomu vodíku přidáním iontů H^+ . Poloviční reakce pro železo neobsahuje atomy vodíku. Poloviční reakce pro chrom má 14 H na pravé straně a žádný na levé straně, proto přidáme 14 vodíkových iontů na levou stranu.

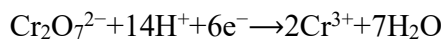
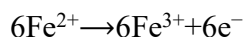


6. *Vyvažte náboj přidáním elektronů.* Poloviční reakce pro železo má celkový náboj 2+ na levé straně (1 Fe²⁺ iont) a 3+ na pravé straně (1 Fe³⁺ iont). Přidáním jednoho elektronu na pravou stranu vede k celkovému náboji (3+) + (1-) = 2+, rovnováhy je dosaženo.

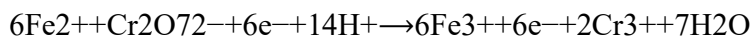
Poloviční reakce má celkový náboj (1 × 2-) + (14 × 1+) = 12+ na levé straně (1 Cr₂O₇²⁻ (1 Cr₂O₇²⁻ iont a 14 H⁺ iontů). Celkový náboj na pravé straně je (2 × 3+) = 6 + (2 Cr³⁺ iontů). Přidáním šesti elektronů na levé straně vede k celkovému náboji (12+ + 6-) = 6+, a rovnováhy je dosaženo.



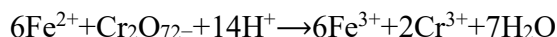
7. *Vynásobte obě poloviční reakce tak, aby počet elektronů v první reakce byl roven počtu elektronů ve druhé reakci.* Předpokládáme-li platnost zákona zachování hmoty a toho, že redoxní reakce jsou doprovázeny transferem (nikoli vznikem a zánikem) elektronů, reakce pro železo musí být vynásobena koeficientem 6



8. *Spojte obě poloviční reakce a zkontrolujte.*



Pouze těch šest elektronů je nadbytečných. Odstraníme-li je na obou stranách rovnice, dostaneme vyváženou rovnici:



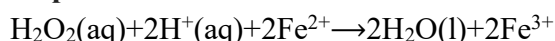
Konečná kontrola atomů a náboje:

| | Reaktanty | Produkty |
|-------|-----------|----------|
| Fe | 6 | 6 |
| Cr | 2 | 2 |
| O | 7 | 7 |
| H | 14 | 14 |
| náboj | 24+ | 24+ |

Úkol

V kyselém roztoku reaguje peroxid vodíku s Fe²⁺ za vzniku Fe³⁺ a H₂O. Pro tuto reakci napište vyváženou rovnici.

Odpověď:



Cvičení:

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/balancing-chemical-equations#for-teachers-header>
<https://phet.colorado.edu/en/simulation/reactants-products-and-leftovers>
[balancing-chemical-equations-html-guide.pdf](#)
[reactants-products-and-leftovers-html-guide.pdf](#)

Literatura:

Nelson: Chemistry.

<https://phet.colorado.edu/en/simulations>



Příloha:

Český překlad simulace

https://phet.colorado.edu/sims/html/acid-base-solutions/latest/acid-base-solutions_cs.html

Phet instructions – anglická verze, kopie stránek