

CHEMICKÉ REAKCE

Cílem kapitoly je:

1. Vysvětlit pojem chemická reakce.
2. Přečíst zápis chemické rovnice.
3. Určit v rovnici reaktanty a produkty reakce.
4. Zapsat chemickou rovnici jednoduchý chemický děj.
5. Upravit chemickou rovnici.
6. Určit typ chemické reakce.

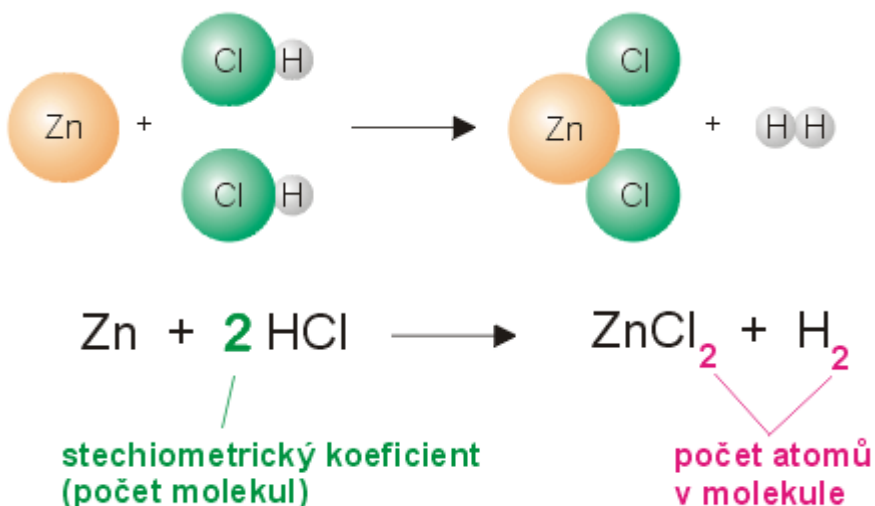
Děje, při kterých **vznikají nové látky**, se nazývají **chemické reakce**

Při chemických reakcích zanikají původní vazby mezi atomy v molekulách původních látek a vznikají nové vazby mezi atomy v molekulách nových látek.

• Původní (výchozí) látky se nazývají **reaktanty**.

• Nově vzniklé látky se nazývají **produkty**.

Chemické děje popisujeme **chemickými rovnicemi**. **Chemická rovnice** je **zápis chemické reakce** vyjádřený značkami chemických prvků a vzorci chemických sloučenin.



1 atom zinku → 1 atom zinku
2 atomy chloru → 2 atomy chloru
2 atomy vodíku → 2 atomy vodíku

Platí zde **Zákon zachování hmoty (hmotnosti)**: počet a druh atomů v reaktantech musí být stejný jako počet a druh atomů v produktech.

Pro uvádění skupenství se používají následující zkratky:

- **pevné skupenství: s** (z anglického slova solid = pevný)
- **kapalné skupenství: l** (z anglického slova liquid = kapalina)
- **plynné skupenství: g** (z anglického slova gas = plyn)
- **vodný roztok: aq** (z latinského slova aqua = voda)

Dělení reakcí:

1. Podle celkové změny dělíme reakce na:

1. **skladné (syntetické)** - z několika látek vzniká jedna sloučenina. Pokud spolu reagují dva chemické prvky, nazýváme tuto reakci **přímá syntéza**.

2. **rozkladné (analytické)** - z jedné sloučeniny vzniká několik jiných látek, štěpení $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$

Faktor nutný pro rozklad látky se většinou vyznačuje nad reakční šipku. Pokud reakci vyvolává zvýšená teplota, píšeme nad reakční šipku malé písmeno t

- **samovolná disociace**
 - **disociace způsobená zvýšenou teplotou - pyrolýza (termický rozklad)**
 - **rozklad pomocí záření (světlem) - fotolýza**
 - **rozklad elektrickým proudem - elektrolýza**
3. **chemické nahrazování (reakce substituční)** - volný prvek nahradí prvek vázaný ve sloučenině. Původně vázaný prvek se uvolní. $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 4. **podvojná záměna (konverze)** - prvek vázaný v jedné sloučenině nahradí prvek vázaný v druhé sloučenině (prvky si vymění místa)



hydroxid sodný (zásada) reaguje s kyselinou chlorovodíkovou (kyselina) za vzniku chloridu sodného (sůl) a vody

- **srážecí reakce** - je chemická reakce, při které smícháme 2 roztoky a vyloučí se jedna málo rozpustná látka ve formě **sraženiny** $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}_\downarrow(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$

(**Iontové rovnice** slouží ke stručnému zápisu chemické reakce. Uvádějí pouze ionty, které se přímo účastní chemické reakce. $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl}_\downarrow + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$)

- **vytěšňování** slabší kyseliny z její soli silnější kyselinou

2. Podle mechanismu průběhu dělíme reakce na:

- acidobazické
- redoxní - dochází ke změně oxidačních čísel prvků

3. Podle tepelného zabarvení dělíme reakce na:

- exotermické - jsou to reakce, při kterých se teplo uvolňuje
- endotermické - jsou to reakce, při kterých se teplo spotřebovává

REDOXNÍ REAKCE

Cíle kapitoly:

- vysvětlit pojem oxidace redukce
- vysvětlit pojem oxidační činidlo a redukční činidlo
- určit v chemické rovnici látku, která se oxidovala a která se redukovala
- určit v chemické rovnici látku, která je oxidačním činidlem a která redukčním činidlem
- zapsat poloreakci oxidaci a redukci
- uvést příklady známých oxidačních a redukčních činidel
- vyčíslit redoxní rovnici
- na základě hodnot elektrodových potenciálů určit, zda reakce proběhne nebo ne
- na základě elektrochemické řady kovů určit produkt reakce kovu s kyselinou
- popsat galvanický článek
- vysvětlit rozdíl mezi galvanickým článkem a elektrolýzou
- vysvětlit příčiny koroze a uvést možnosti ochrany proti korozi

Redoxní reakce (též oxidačně-redukční reakce) jsou chemické reakce, při kterých se **mění oxidační čísla atomů**.

Každá redoxní reakce je tvořena dvěma poloreakcemi, které probíhají současně. Tyto dvě poloreakce jsou **oxidace a redukce**.

Při oxidaci se oxidační číslo atomu **zvyšuje**, atom tedy **ztrácí elektrony**, při redukci se oxidační číslo **snižuje**, atom tedy **elektrony přijímá**.

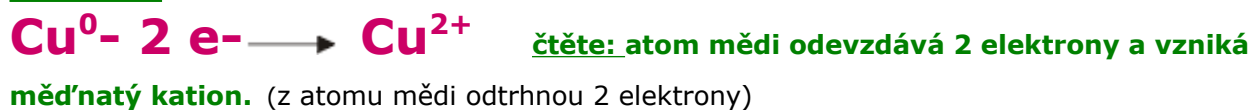
Oxidační číslo prvků v základním stavu (volných prvků) je rovno nule.



Oxidační čísla píšeme k prvků vpravo **nahoru římskými čísly** (I, -II, V, ...). Náboje iontů píšeme také vpravo nahoru, ale **arabskými číslicemi** (0, 2+, 2-, ...). Hodnota oxidačního čísla je shodná s nábojem (např. -II a 2-)

Zvyšování oxidačního čísla nazýváme **oxidace**. Děj, při kterém se snižuje ox. číslo nazýváme **redukce**.

oxidace



redukce



Př.1. Kolik protonů a elektronů má kation měďnatý? Kation měďnatý má také 29 protonů v jádře, ale v obalu má pouze 27 elektronů (výsledný náboj musí být +2 podle koncovky -natý)
+29 (součet nábojů protonů) - 27 (součet nábojů elektronů) = +2

Př.2. Kolik protonů a elektronů má atom kyslíku? (viz periodická soustava prvků)

Kyslík má protonové číslo 8 (viz PSP), to znamená, že má 8 protonů v jádře a stejný počet elektronů v obalu (8 elektronů). **+8 (součet nábojů protonů) - 8 (součet nábojů elektronů) = 0**

Př.3. Kolik protonů a elektronů má anion kyslíku O^{2-} ? Anion kyslíku má opět 8 protonů v jádře, ale v obalu má 10 elektronů. Výsledný náboj musí být -2.

$$+8 (\text{součet nábojů protonů}) - 10 (\text{součet nábojů elektronů}) = -2$$

Oxidační činidlo je látka, která způsobuje oxidaci jiné látky a zároveň se přitom **sama redukuje**. Oxidační činidlo je **akceptorem elektronů** (přijímá elektrony od jiných látek).

Oxidační činidla jsou:

- **elektronegativní nekovy** - např. F_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2
- **některé kationty přechodných nekovů** - např. Au^{3+} , Ag^+ , Hg_2^{2+} , Co^{3+} , Ce^{4+} , Fe^{3+}
- **anionty kyslíkatých kyselin** - např. MnO_4^- , ClO_4^- , ClO_3^- , NO_3^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- **oxidy prvků s vyššími oxidačními čísly a peroxidy** - např. MnO_2 , PbO_2 , H_2O_2 , CrO_3

Redukční činidlo je látka, která způsobuje redukci jiné látky a zároveň se přitom **sama oxida**uje. Redukční činidla jsou **donory elektronů** (předávají elektrony jiným látkám).

Redukční činidla jsou:

- **málo elektronegativní prvky** - např. prvky I.A-III.A skupiny (Na, H₂), některé přechodné kovy (Zn, Fe, lanthanoidy), uhlík
- **ionty kovů s nízkým oxidačním číslem** - např. Cr²⁺, Ti²⁺, V²⁺, Sn²⁺
- **iontové hydridy, oxidy s nízkým oxidačním číslem** - např. LiH, NaH, CaH₂, CO, SO₂

Při reakci mědi s kyslíkem se měď oxida

uje a kyslík redukuje.

Kyslík je tedy **oxidační činidlo**, protože způsobil oxidaci mědi a sám se přitom redukoval.



Měď je **redukční činidlo**, protože způsobila redukci kyslíku a sama se přitom oxidovala.



shrnutí:

Redoxní reakce (oxidačně redukční reakce) je taková reakce, při které dochází ke **změně oxidačních čísel atomů**.

Redoxní reakce je reakce, při které si reaktanty vzájemně vyměňují elektrony.

Oxidace a redukce probíhají vždy současně, proto se tyto reakce nazývají zkráceně redoxní. Elektrony, které oxidovaná částice ztrácí, přijímá redukovaná částice.



Př. Zapiš chemickou rovnici reakci mědi s kyselinou dusičnou (vzniká dusičnan měďnatý, oxid dusnatý a voda)

1. Nejdříve si napiš vzorce výchozích látek a produktů (pokud možno správně).



2. Urči oxidační čísla atomů (ze začátku raději všech, časem poznáš, u kterých atomů je potřeba si oxidační čísla vyznačit a u kterých ne).



3. Urči, u kterých atomů se změnilo oxidační číslo.

Vlevo je měď v základním stavu (má ox. číslo 0), vpravo je v dusičnanu měďnatém (má ox. číslo +II). Měď se tedy oxidovala (působí jako redukční činidlo). Děj zapišeme **poloreakcí**:



Dusík je na levé straně v kyselině dusičné (ox. číslo V). Na pravé straně se nachází v dusičnanu (ox. číslo V - nezměnilo se) a v oxidu dusnatém (ox. číslo +II). Dusík se tedy částečně redukoval (působí při reakci jako oxidační činidlo). Opět zapíšeme děj **poloreakcí**:

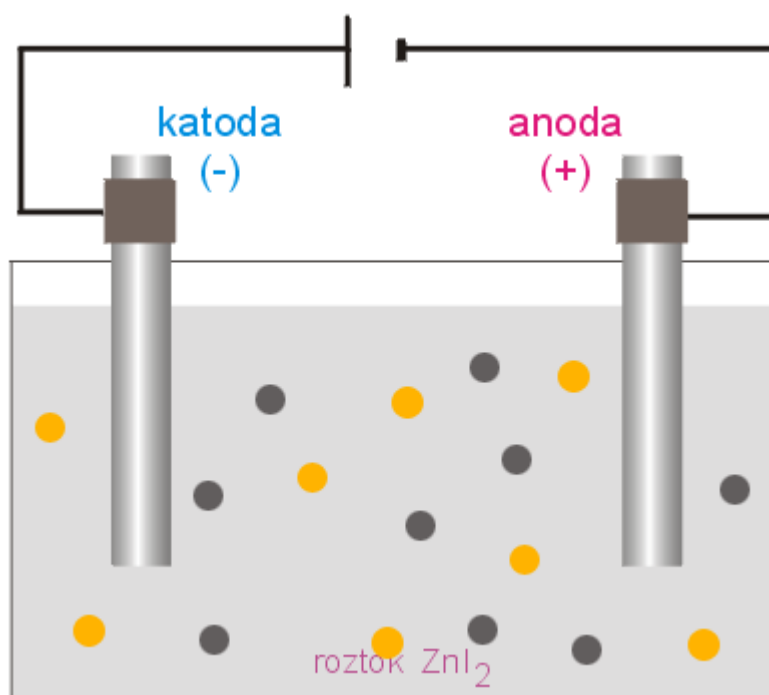


Elektrolýza je děj probíhající **na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu** roztokem nebo taveninou.

Slovo elektrolýza je doslova rozklad elektrickým proudem (**-lýza** je druhá část složených slov majících význam rozklad).

Elektrolýza je redoxní reakce. Na **katodě** probíhá **redukce**, na **anodě** probíhá **oxidace**.

Elektrolýza vodného roztoku jodidu zinečnatého: Do nasyceného roztoku jodidu zinečnatého ponoříme dvě uhlíkové elektrody a připojíme je ke zdroji stejnosměrného elektrického napětí 9 až 12 V.



Při elektrolýze se kationty (+) pohybují směrem k záporné elektrodě - katodě (+ a - se přitahují). Anionty (-) se pohybují ke kladné elektrodě - anodě.

Katoda je **záporná elektroda** (je na ní hodně elektroů). Zinečnaté ionty přijímají elektrony z katody a redukují se na kovový zinek.

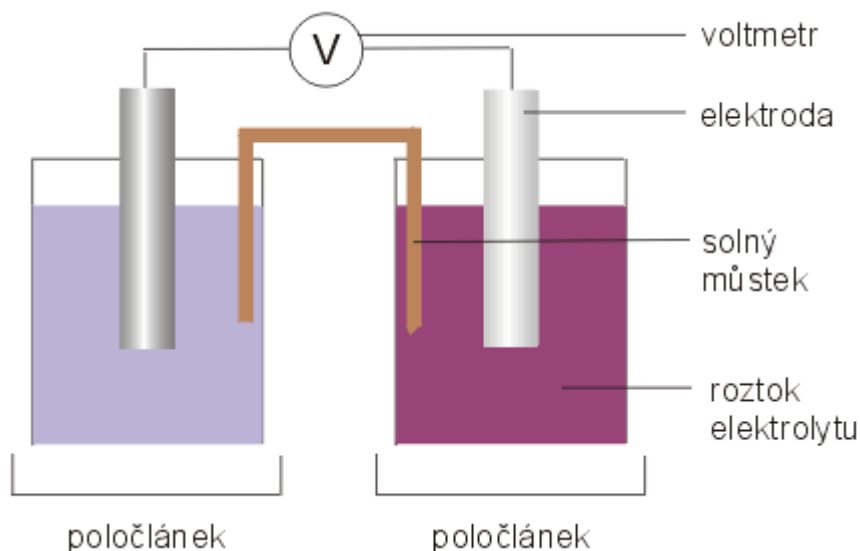


Anoda je **kladná elektroda**. Jodidové anionty na ní odevzdávají elektrony a tím se oxidují na jod.



Galvanický člunek je zařízení, které **využívá redoxní reakce jako zdroj energie**. Je to odborný termín pro **baterii**.

Každý galvanický člunek se skládá ze **dvou poločlunků**, které jsou vodivě spojené (kovovým vodičem nebo solným můstkem). Každý poločlunek se skládá z **elektrody** (kus vodivé látky, např. kovu, uhlíku) ponořené do **roztoku elektrolytu** (vodivé látky).



- **galvanický člunek** = 2 poločlanky
- **poločlunek** = elektroda + roztok elektrolytu
- **solný můstek** = spojovací část galvanického člunku (umožňuje přenos elektronů)

Některé typy galvanických článků se dají opakovaně dobíjet (např. olověný akumulátor v automobilu, dobíjecí baterky do digitálních fotoaparátů apod.)

Galvanické články nám nemusí vždy jen sloužit. Všude tam, kde se ve vlhkém prostředí dotýkají dva různé kovy, dochází k oxidaci reaktivnějšího kovu. Povrch kovu se změní. Tomuto jevu říkáme **koroze**.

Slovo *koroz*e vzniklo z latinského slova **corrodere** - okusovat, ohlodávat.

Koroze je urychlována:

- teplotou
- vlhkostí, oxidací
- roztoky solí, kyselin, ...

Kovové povrchy chráníme před korozí vzdušným kyslíkem několika způsoby:

- **namazáním** povrchů látkami, které odpuzují vodu (olejem, vazelínou)
- **nátěry barev** (např. natírání plotu)
- **pokrytím plasty**
- **pokrytí smaltem** (např. smaltovaná vana v koupelně)
- **pokovováním** méně reaktivními kovy jako zinek, chrom, stříbro (např. chromovaný kohoutek v koupelně)

ACIDOBAZICKÉ REAKCE

Acidobazické reakce se uskutečňují se mezi kyselinami a zásadami. Dochází ke štěpení na ionty (nabité částice).

Základem jsou teorie kyselin a zásad. Nejznámější reakcí je neutralizace.

1. Arrheniova teorie (Nejstarší teorií kyseliny vůbec):

- Kyselina je látka schopná odštěpit vodíkový kation H^+
- Zásada je látka schopná odštěpit hydroxidový anion OH^- . Nebere v úvahu částice rozpouštědla!

Ukázka štěpení: $HCl \Rightarrow H + Cl^-$ $NaOH \Rightarrow Na + OH^-$

2. Brønsted-Lowryho teorie

- Kyselina je schopná odštěpit proton
- Zásada je schopná vázat proton. Konjugovaný pár = dvojice tvořená kyselinou v reaktantu a zásadou v produktu; zásadou v reaktantu a kyselinou v produktu. Bere v úvahu částice rozpouštědla

Ukázka štěpení: $HCl + H_2O \Rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ K1 Z1 K2 Z2 Konjugované páry

3. Lewisova teorie

- Kyselina je látka s volným valenčním orbitalem schopná přijmout el.pár.
- Zásada je látka s volnými el. páry pro zaplnění valenčních orbitalů. Princip koordinačně-kovalentní vazby

Ukázka štěpení: $AlCl_3 + Cl_2 \Rightarrow AlCl_4 + Cl^-$ K1 Z1 Z2 K2 Konjugované páry

Síly kyselin a zásad: Kyselina je tím silnější, čím snadněji odštěpí proton H^+ , Zásada je tím silnější, čím snadněji přijme proton H^+ , Existují případy, kdy se nějaká kyselina může chovat též jako zásada.

Závislost koncentrace na pH $[H_3O^+] = [OH^-]$ neutrální roztok $[H_3O^+] > [OH^-]$ kyselý roztok $[H_3O^+] < [OH^-]$ zásaditý roztok

pH a pOH:

pH je vyjádřeno jako kladný exponent koncentrace H_3O^+ v roztoku (Při $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$ se $pH = 3$)

pOH je vyjádřeno jako kladný exponent koncentrace OH^- v roztoku (Při $[OH^-] = 1 \times 10^{-3}$ se $pOH = 3$)

Hodnota pH a pOH je rozdíl mezi číslem 14 a hodnotou druhé veličiny

Výpočet pH a pOH: Z udané koncentrace můžeme snadno hodnoty těchto veličin spočítat jako:

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad pOH = -\log [OH^-]$$