

## Redoxné reakcie

[Spracoval: M.Kozák, B.Šlenker]

**PRÍKLAD:** Ak dáme do roztoku síranu meďnatého železo (napr. železný klinec) dochádza k chemickej reakcii (modré sfarbenie roztoku slabne a na železe sa vylučuje červeno-hnedá meď). Napíšte:

- Iónovú rovnicu reakcie  $\text{CuSO}_4$  s Fe,
- Polreakcie redoxnej reakcie,
- Ktorá látka v reakcii pôsobí ako oxidačné činidlo a ktorá ako redukčné činidlo?

**RIEŠENIE:** a)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}^0(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^0(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

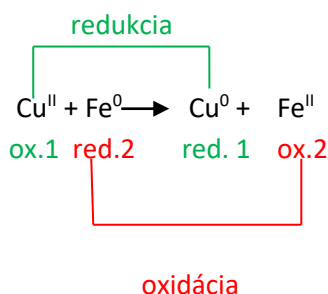
b) Oxidácia:  $\text{Fe}^0(\text{s}) - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

Redukcia:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0(\text{s})$

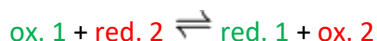
c) Redukčné činidlo – redukovadlo:  $\text{Fe}^0(\text{s})$

Oxidačné činidlo – oxidovadlo:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

Všeobecná schéma redoxných rovníc:



ox. – oxidovaná forma, red. – redukovaná forma



Skladá sa z dvoch konjugovaných dvojíc.

**PRÍKLAD:**  $2\text{Ag}^{\text{I}} + \text{Cu}^0 \rightarrow 2\text{Ag}^0 + \text{Cu}^{\text{II}}$

ox. 1   red. 2   red. 1   ox. 2

1. konjugovaná dvojica – ox. 1 – red. 1    $2\text{Ag}^{\text{I}} - 2\text{Ag}^0$

2. konjugovaná dvojica – red.2 – ox. 2    $\text{Cu}^0 - \text{Cu}^{\text{II}}$

## Redoxné vlastnosti látok

To, či bude v určitej reakcii látka reagovať ako oxidovadlo alebo redukovadlo, závisí od redoxných schopností reakčného partnera.

**PRÍKLAD:**  $\text{Cl}_2^0 + \text{H}_2^0 \rightarrow 2\text{H}^{\text{I}}\text{Cl}^{-\text{I}}$

$\text{Cl}_2$  ... oxidačné činidlo – oxidovadlo

$\text{Cl}_2^0 + \text{F}_2^0 \rightarrow 2\text{Cl}^{\text{I}}\text{F}^{-\text{I}}$

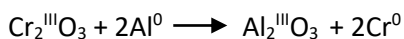
$\text{Cl}_2$  ... redukčné činidlo – redukovadlo

## Redoxné vlastnosti prvkov

**Oxidovadlá** – sú to najmä nekovy – fluór, kyslík, bróm, chlór,... – ochotne prijímajú elektróny (okrem fluóru však môžu pôsobiť aj ako redukovadlá, ak ich reakčný partner má silnejšie oxidačné účinky).

**Redukovadlá** – predovšetkým neušľachtilé kovy (Li, K, Na, Ca, Zn, Al,...) – ľahko odovzdávajú elektróny, z nekovov sú dobré redukovadlá uhlík a vodík.

Prí výrobe kovov možno použiť aj kov, napr. Hliník reaguje s oxidom určitého kovu za vzniku  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Tento dej sa nazýva **aluminotermia**.

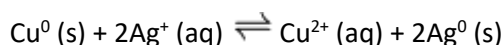


## Elektrochemický rad napätia kovov

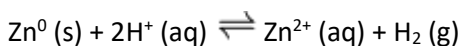
Kovy sú v ňom zoradené podľa klesajúcich redukčných schopností (schopnosti oxidovať sa na svoje katióny).

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, **H**, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

**Kov nachádzajúci sa naľavo od daného kovu je schopný redukovať katión tohto kovu.**



**Kovy umiestnené naľavo od vodíka** sú schopné redukovať katión vodíka vo vodnom roztoku. **Reakciou týchto kovov so zriedenými kyselinami vzniká vodík.**



**Kovy umiestnené napravo od vodíka nereagujú so zriedenými kyselinami za vzniku vodíka.**

## Redoxné vlastnosti zlúčenín

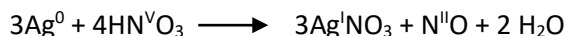
### Oxidovadlá

$\text{KMn}^{\text{VII}}\text{O}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2^{\text{VI}}\text{O}_7$ ,  $\text{HN}^{\text{V}}\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_4$ ,  $\text{Mn}^{\text{IV}}\text{O}_2$ ,  $\text{Pb}^{\text{IV}}\text{O}_2$ ,  $\text{S}^{\text{IV}}\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ...

Majú oxidačné účinky, pretože atómy  $\text{Mn}^{\text{VII}}$ ,  $\text{Cr}^{\text{VI}}$ ,  $\text{N}^{\text{V}}$ ,  $\text{S}^{\text{VI}}$ ,  $\text{Mn}^{\text{IV}}$ ,  $\text{Pb}^{\text{IV}}$ ,  $\text{S}^{\text{IV}}$ ,  $\text{O}_2^{-1}$  sa môžu nachádzať i v zlúčeninách s nižšími oxidačnými číslami (t.j. môžu prijímať elektróny).

**PRÍKLAD:**  $\text{KMnO}_4$  ( $\text{Mn}^{\text{VII}} \longrightarrow \text{Mn}^{\text{VI}} \longrightarrow \text{Mn}^{\text{IV}} \longrightarrow \text{Mn}^{\text{III}} \longrightarrow \text{Mn}^{\text{II}}$ )

Na akú látku sa anión  $\text{MnO}_4^-$  v priebehu reakcie redukuje, závisí od redukčných schopností látky, s ktorou reaguje a od pH prostredia (v kyslom prostredí sa  $\text{Mn}^{\text{VII}}$  redukuje až na  $\text{Mn}^{\text{II}}$ , v slabo zásaditom na  $\text{Mn}^{\text{IV}}$ ). Kyseliny s oxidačnými schopnosťami reagujú aj s kovmi umiestnenými v elektrochemickom rade napätia kovov napravo od vodíka. Pri reakcii však nevzniká  $\text{H}_2(\text{g})$ !



(oxidovadlom je  $\text{N}^{\text{V}}$ , nie katión vodíka)

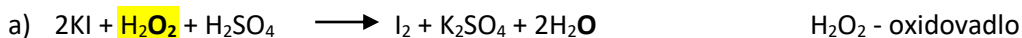
### Redukovadlá

$\text{C}^{\text{II}}\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}^{-\text{II}}$ ,  $\text{Sn}^{\text{II}}\text{Cl}_2$ ,  $\text{Fe}^{\text{II}}\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}^{-\text{III}}\text{H}_3$ ...

Tieto látky majú redukčné účinky, lebo atómy  $\text{C}^{\text{II}}$ ,  $\text{S}^{-\text{II}}$ ,  $\text{Sn}^{\text{II}}$ ,  $\text{Fe}^{\text{II}}$ ,  $\text{N}^{-\text{III}}$  sa môžu nachádzať aj v zlúčeninách s vyššími oxidačnými číslami (t.j. môžu odovzdávať elektróny).

## Oxidovadlá i redukovadlá

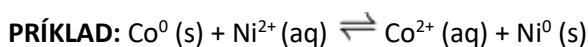
Zlúčeniny, ktorých atómy sa môžu oxidovať i redukovať, majú oxidačné i redukčné účinky (v závislosti od reakčného partnera).



(V prípade a)  $\text{O}^{-1}$  prijíma elektróny od aniónu  $\text{I}^-$ ; v prípade b)  $\text{O}^{-1}$  odovzdáva elektróny mangánu  $\text{Mn}^{\text{VII}}$ .)

## Rovnováha v redoxných reakciách

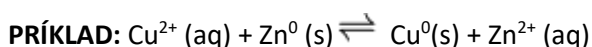
Redoxnú rovnováhu (stupeň premeny reaktantov na produkty) charakterizuje rovnovážna konštanta. Jej hodnota závisí od redoxných schopností reagujúcich látok.



Pri teplote  $25^\circ\text{C}$ :  $K_c = \frac{[\text{Co}^{2+}]}{[\text{Ni}^{2+}]} = 10$

(vo vzťahu pre výpočet  $K_c$  sa neuvádzajú koncentrácie tuhých látok)

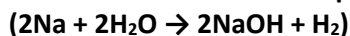
Kobalt a nikel sa v elektrochemickom rade napätia kovov nachádzajú vedľa seba. Rozdiel v ich redukčných schopnostiach je veľmi malý. Preto aj hodnota  $K_c$  nie je veľká.



Pri teplote  $25^\circ\text{C}$ :  $K_c = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = 10^{37}$  Reaktanty sú prakticky úplne premenené na produkty.

**Záver:** Čím je rozdiel v redukčných schopnostiach kovov väčší, tým má rovnovážna konštanta v redoxných reakciách väčšiu hodnotu.

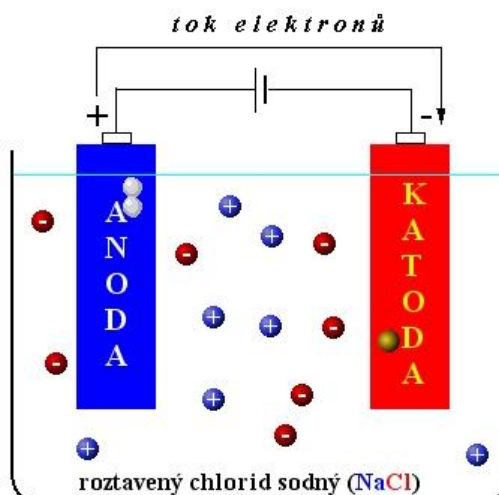
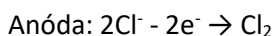
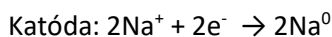
**Poznámka:** V redoxných reakciách, ktoré prebiehajú v otvorených systémoch (napr. v skúmavkách, ...) sa neustáli chemická rovnováha, ak sa produkty uvoľňujú do okolia v podobe plyných látok a nemôžu spätne reagovať za vzniku reaktantov. Reakcia prebieha až do úplného zreagovania aspoň jedného reaktanta.



## Redoxné reakcie a elektrolýza

Pod pojmom elektrolýza chápeme prechod elektrického prúdu roztokom alebo taveninou a chemické zmeny, ktoré pri tom prebiehajú. Na **katóde** (zápornej elektróde) prebieha **redukcia**. Na **anóde** (kladnej elektróde) prebieha **oxidácia**.

**PRÍKLAD:** Elektrolýza taveniny  $\text{NaCl}$  ( $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ ):



Chemické látky, ktoré pri elektrolýze vznikajú, často vstupujú do reakcie medzi sebou, s molekulami rozpúšťadla, prípadne s elektródou.

**Elektrolýza sa používa na prípravu mnohých látok**, napr. **NaOH** alebo **KOH**, **H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** a rôznych kovov (**Na**, **Mg**, **Al**) z tavenín ich zlúčenín a pri **pokovovaní** rôznych predmetov.

## Úlohy

1. Určte ktoré reakcie patria medzi redoxné:

- a)  $\text{HBr} + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- c)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- d)  $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2$
- e)  $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow 2\text{SO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- f)  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$

2. Oxiduje alebo redukuje sa ión  $\text{X}^{2-}$ , keď sa v priebehu chemickej reakcie zmení na ión  $\text{X}^{3+}$ ?

3. Látka, ktorá sa ľahko oxiduje:

- a) silné oxidačné činidlo
- b) slabé redukčné činidlo
- c) slabé oxidačné činidlo
- d) silné redukčné činidlo

4. Možno pripraviť chlór reakciou kyseliny chlorovodíkovej s manganistanom draselným? Odpoveď zdôvodnite.

5. Môže prebiehať reakcia medzi roztokom dusičnanu draselného a roztokom síranu sodného? Odpoveď zdôvodnite.

6. Určte, ktoré z uvedených prvkov možno použiť ako redukovač: Na, F<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, K, Al.

7. Vysvetlite, prečo reakciu horúcej koncentrovanej H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> so Zn vyjadruje rovnica:

$\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , zatiaľ čo reakciu zriedenej H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> za bežnej teploty vyjadruje rovnica:

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ , hoci v oboch prípadoch dochádza k oxidácii zinku na katióny  $\text{Zn}^{2+}$ .