

REDOXNÍ DĚJE

Reakce, při nichž se mění oxidační číslo částic, nazýváme **reakce oxidačně redukční** nebo zkráceně **redoxní**.

Redoxní děje jsou doprovázeny změnou oxidačního čísla některých reagujících částic.

Podle změny oxidačního čísla částic v průběhu chemické reakce se definuje oxidace a redukce. Pro bližší popsání redoxních dějů se zavádí pojem oxidačního a redukčního činidla.

Oxidace je chemický děj, při kterém se zvyšuje oxidační číslo dané částice, zatímco při redukci se snižuje. V těchto dějích způsobují oxidaci dané látky oxidační činidla, zatímco redukční činidla vyvolávají její redukci.

Oxidační činidla jsou látky, které přijímají elektrony a přitom se redukují. Redukční činidla jsou látky, které elektrony odevzdávají a tím se oxidují.

Názvem redoxní (oxidačně redukční) označujeme tyto děje proto, že současně s oxidací musí probíhat redukce. Elektron (podobně jako proton u acidobazických dějů) není totiž schopen samostatné existence. Proto také celkové zvýšení oxidačních čísel všech oxidujících atomů se musí rovnat celkovému snížení oxidačních čísel všech redukujících se částic. Tohoto poznatku se používá při vyčíslování redoxních rovnic.

Stechiometrické koeficienty redoxních rovnic se určí na základě rovnosti celkového zvýšení a snížení oxidačních čísel částic při těchto dějích.

Příklad: Vyčíslete rovnici: $\text{Al} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Ag}$

- 1) Určíme oxidační čísla u atomů, které mění oxidační číslo:

levá strana: Al – oxidační číslo 0, Ag – oxidační číslo +1

pravá strana: Al - oxidační číslo +3, Ag – oxidační číslo 0

- 2) Podle změny oxidačních čísel určíme, která částice se oxidovala a která redukovala:

$\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{+III}$ oxidace, ztráta 3 elektronů

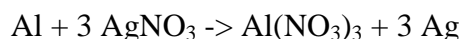
$\text{Ag}^{+1} \rightarrow \text{Ag}^0$ redukce, příjem 1 elektronu

- 3) Počet elektronů přepíšeme křížem jako stechiometrické koeficienty k příslušným látkám:

Al – stechiometrický koeficient 1 (od atomu Ag)

Ag – stechiometrický koeficient 3 (od atomu Al)

- 4) Správně vyčíslená reakce vypadá takto:



Beketovova řada prvků (elektrochemická řada napětí)

Některé kovy reagují s vodou již při obvyčejné teplotě (alkalické kovy, kovy alkalických zemin), jiné reagují pouze s vodní párou (železo) a jiné s vodou nereagují vůbec (zlato, platina). Podle reakce kovů ve vodném prostředí (tj. podle jejich schopnosti tvořit kationty) lze kovy sestavit v řadu. Zařazujeme sem i vodík, protože tvoří kationty podobně jako kovy. V této řadě kov, který má větší schopnost odštěpovat elektrony (vytvářet kationty ve vodném roztoku) stojí více nalevo. První takovou řadu prvků sestavil N.N. Beketov.

Beketovova řada:



→
klesá schopnost vytvářet kationty

V této řadě je důležité postavení vodíku, který ji rozděluje na dvě části. Nalevo od vodíku jsou prvky, které reagují s kyselinami (některé i s vodou) za vzniku plynného vodíku. Reakce jsou tím intenzivnější, čím je prvek od vodíku vzdálenější. Naproti tomu kovy napravo od vodíku reagují s kyselinami jen za přítomnosti oxidačních činidel, není-li příslušná kyselina sama oxidačním činidlem.

Kovy stojící nalevo od vodíku redukují proton ve vodném roztoku kyselin. Obdobně toto platí i pro reakci kovu s kationtem jiného kovu.

Obecně snahu částic (atomů nebo iontů) odštěpit elektrony vyjadřují elektroodvé (redukční) potenciály. Podle definice těchto potenciálů platí, že čím zápornější je hodnota redukčního potenciálu, tím má částice větší schopnost odštěpovat elektrony. Proto také kovy stojící více nalevo v Beketovově řadě mají zápornější hodnotu elektroodvého potenciálu a naopak.

Použijeme-li pak pro předpovězení průběhu dané reakce hodnoty elektroodvého potenciálů, pak platí, že v dané reakci částice s nižší hodnotou elektroodvého potenciálu působí jako redukční činidlo.

Reakce	E ⁰ [V]	Reakce	E ⁰ [V]
Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3,04	Ni ²⁺ + 2 e ⁻ → Ni	-0,25
K ⁺ + e ⁻ → K	-2,92	Sn ²⁺ + 2 e ⁻ → Sn	-0,14
Ba ²⁺ + 2 e ⁻ → Ba	-2,90	Pb ²⁺ + 2 e ⁻ → Pb	-0,13
Ca ²⁺ + 2 e ⁻ → Ca	-2,87	H ⁺ + e ⁻ → H	0,00
Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2,71	Cu ²⁺ + 2 e ⁻ → Cu	0,34
Mg ²⁺ + 2 e ⁻ → Mg	-2,37	I + e ⁻ → I ⁻	0,54
Al ³⁺ + 3 e ⁻ → Al	-1,66	Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	0,80
Mn ²⁺ + 2 e ⁻ → Mn	-1,18	Br + e ⁻ → Br ⁻	1,07
Zn ²⁺ + 2 e ⁻ → Zn	-0,76	Cl + e ⁻ → Cl ⁻	1,36
Cr ³⁺ + 3 e ⁻ → Cr	-0,74	Au ³⁺ + 3 e ⁻ → Au	1,42
Fe ²⁺ + 2 e ⁻ → Fe	-0,44	F + e ⁻ → F ⁻	2,80
Co ²⁺ + 2 e ⁻ → Co	-0,28		

Cvičení:

- Určete, které z následujících reakcí můžeme označit jako redoxní:
 - $\text{Ca} + \text{F}_2 \rightarrow \text{CaF}_2$
 - $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$
 - $2 \text{N}_2 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_3$
- V následující reakci určete oxidační čísla všech atomů před a po reakci, které atomy se oxidují a které redukují a které atomy mají charakter oxidačního a které redukčního činidla:
 - $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$
 - $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
- Určete, které reakce se uskuteční a které nikoli:
 - $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
 - $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
 - $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag} \rightarrow \text{Zn} + 2 \text{Ag}^+$
- Které z uvedených dvojic látek budou spolu reagovat:
 $\text{Fe} + \text{HCl}$ $\text{Zn} + \text{MgSO}_4$
 $\text{Cu} + \text{HCl}$ $\text{Mg} + \text{NiCl}_2$
- Vyčíslete koeficienty u těchto reakcí:
 - $\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{Br}_2$
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$