

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

POKYNY

- Prostuduj si teoretický úvod s ukázkovým příkladem vyčíslování redoxních rovnic
- procvič si získané dovednosti na dalších příkladech a zkontroluj si správné řešení

VYČÍSLOVÁNÍ ROVNIC CHEMICKÝCH REAKCÍ (S REDOXNÍ ZMĚNOU)

Redoxní chemická reakce - mění se oxidační čísla některých atomů, díky přenosu elektronů mezi atomy

Oxidace - děj, při kterém atom elektrony odevzdává a tím dochází ke zvyšování oxidačního čísla (například hoření, dýchání, koroze)

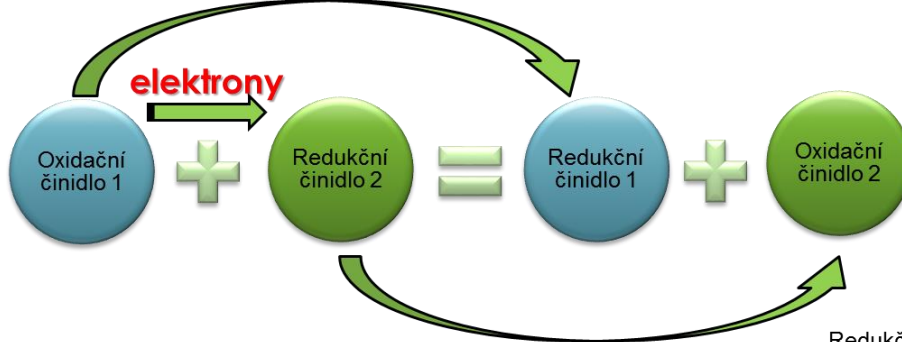
Redukce - děj, při kterém atom přijímá elektrony a tím dochází ke snižování oxidačního čísla (například výroba kovů z rud)

OXIDAČNÍ ČINIDLO – oxiduje jinou látku tím, že jí **odebírá elektrony**, přitom se samo přijatými elektrony redukuje (např. kyslík, manganistany, chlorečnany)

REDUKČNÍ ČINIDLO – redukuje jinou látku tím, že jí **odevzdává elektrony**, odevzdáním elektronů se samo oxiduje (např. uhlí, koks, sodík, vodík)

V jedné reakci dochází vždy současně k redukci a oxidaci (reaguje vždy oxidační činidlo, které elektrony odevzdává a redukční činidlo, které je přijme)

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ



oxidační činidlo 1 odevzdává elektrony redukčnímu činidlu 2 a samo se redukuje na Redukční činidlo 1

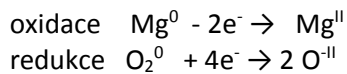
Redukční činidlo 2 přijímá elektrony od oxidačního činidla 1 a samo se oxiduje na Oxidační činidlo 2

POSTUP VYČÍSLLENÍ:

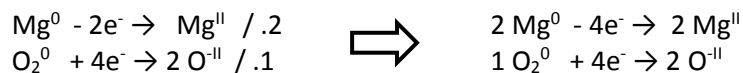
1. Sestavíme chemickou rovnici reakce a určíme oxidační čísla všech atomů:



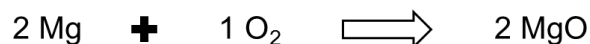
2. zapíšeme poloreakce oxidace a redukce (atomy, které se oxidují a redukují), počet přenesených elektronů a upravíme počet atomů na obou stranách:



3. vynásobíme obě reakce takovým celým číslem, aby byl počet elektronů stejný:



4. doplníme koeficienty (černě) do rovnice k příslušným atomům:



PROCVIČOVÁNÍ

1. $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
5. $\text{CuCl}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{CuI} + \text{I}_2 + \text{KCl}$
6. $\text{SiO}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{O}_2$
7. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{F}_2 \rightarrow \text{HF} + \text{SF}_6 + \text{O}_2$
8. $\text{KClO}_3 + \text{HCl} (\text{t}^\circ) \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
10. $\text{KClO}_3 + \text{S} (\text{t}^\circ) \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$
11. $\text{KNO}_3 (\text{t}^\circ) \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$
12. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$
13. $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
14. $\text{SO}_3 + \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{SO}_2$
15. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{konc. } 30\%) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{konc.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{Bi} + \text{HNO}_3 (\text{konc.}) \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$