1/4 Redoxní reakce

Oxidační číslo

- značí se římskými číslicemi; píše se ke značce prvku – vpravo nahoru; u záporných se píše „–“, u kladných se „+“ nepíše; maximální číslo prvku odpovídá číslu skupiny v níž je prvek v PSP (výjimky Cu, Ag, Au)
- atom v základním stavu má oxidační číslo = 0, součet oxidačních čísel v molekule = 0
- jednoatomový ion - oxidační číslo = náboji iontu, součet čísel ve víceatomovém iontu = náboji iontu
- obvyklá oxidační čísla vybraných prvků - H: I (výjimka – kovové hydridy); O: –II (výjimka – (su)peroxidy, fluorid kyslíku); F: –I; S: –II, IV, VI; Na, K (+ další prvky I.A): I; Zn, Mg, Ca, Ba, (Sr, Ra): II; C: -IV, II, IV; Cl, Br, I: -I, I, III, V, VII; Cr: II, III, VI; Si: IV; N: -III, I, II, III, IV, V; P, As, Sb: -III, III, V; Sn, Pb: II, IV; Mn: II, III, IV, VI, VII...; Fe, Co, Ni: II, III; Cu, Hg: I, II; Au: I, III; Ru, Os: IV, VIII

Redoxní reakce, činidla

- reakce, při kterých se mění oxidační čísla některých reagujících částic; oxidace i redukce probíhají současně
- mechanismus je založen na *formálním přenosu elektronů*; skutečný přenos elektronů je jen u iontů
- oxidační činidlo = látka, která má schopnost oxidovat jiné látky (*odebírá* jim *elektrony*) - např. CO_2; atomy oxidačního činidla se při oxidaci jiné látky redukují
- redukční činidlo = látka, která má schopnost redukovat jiné látky (*předává* jim *elektrony*) – např. CO nebo C; atomy redukčního činidla se při redukci jiné látky oxidují
- doplnění oxidačních čísel: $Mn_2{}^{VII}O_7{}^{-II}$; $Ca^{II}F_2{}^{-I}$; $Ba^{II}O_2{}^{-I}$; $K_2{}^{I}Cr_2{}^{VI}O_7{}^{-II}$; $Zn^{II}C^{IV}O_3{}^{-II}$; $Fe^{3+,III}$; $Cl^{V}O_3{}^{—II}$
- oxidace - látka zvyšuje své oxidační číslo [*ztrácí elektrony*] - Zn: $Zn^0 + 2H^{I}Cl^{-I} \longrightarrow Zn^{II}Cl_2{}^{-I} + H_2{}^0$
- redukce - látka snižuje své oxidační číslo [*přijímá elektrony*] - H: $Zn^0 + 2H^{I}Cl^{-I} \longrightarrow Zn^{II}Cl_2{}^{-I} + H_2{}^0$

Významné redoxní reakce

- fotosyntéza a dýchání, kvašení, tlení, hoření, výroba kovů, elektrolýza, výroba chemikálií

Vyčíslování redox rovnic

- stanovují se stechiometrické koeficienty; celkové snížení oxidačních čísel všech redukujících se částic = celkovému zvýšení oxidačních čísel všech oxidujících se částic
- doplní se oxidační čísla prvků a podtrhnou se ty prvky, u kterých se oxidační čísla mění; napíše se, co a na co se oxiduje a co a na co se redukuje, před šipkou se nechá místo na doplnění elektronů (u oxidace se před šipku napíše „–“ [látka „ztrácí“ *elektron(y)*] a počet elektronů, u redukce se napíše před šipku „+“ [látka „přijímá“ *elektron(y)*] a počet elektronů); za oxidovaný (redukovaný) prvek se napíše počet elektronů (je-li možnost krátit, krátíme)
- křížovým pravidlem „vyměníme“ počet elektronů, k prvkům napíšeme příslušná čísla, další prvky dopočítáme; provedeme zkoušku

Příklady s řešením

1) Vyčíslete rovnici $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO$
   - $\underline{Cu^0} + H^{I}\underline{N^{V}}O_3{}^{-II} \longrightarrow \underline{Cu^{II}}(N^{V}O_3{}^{-II})_2 + H_2{}^{I}O^{-II} + \underline{N^{II}}O^{-II}$
   - oxidace: $Cu^0 - 2\,e \rightarrow Cu^{II}$ 2 3 $\Rightarrow 3Cu$
   - redukce: $N^{V} + 3\,e \rightarrow N^{II}$ 3 2 $\Rightarrow 2\,NO$
   - P: dusíky $2 + 3 \cdot 2 = 8 \Rightarrow 8\,HNO_3 \Rightarrow 4\,H_2O$; kontrola kyslíků: L = P = 24 $\Rightarrow$
   - $3\,Cu + 8\,HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2\,NO$
2) Vyčíslete rovnici $As_2S_3 + HNO_3 \longrightarrow H_3AsO_4 + S + NO_2 + H_2O$
   - $\underline{As_2{}^{III}S_3{}^{-II}} + H^{I}\underline{N^{V}}O_3{}^{-II} \longrightarrow H_3{}^{I}\underline{As^{V}}O_4{}^{-II} + \underline{S^0} + \underline{N^{IV}}O_2{}^{-II} + H_2{}^{I}O^{-II}$ (2 oxidace, 1 redukce!)
   - oxidace
   - $As_2{}^{III} - 2 \cdot {}_2e \longrightarrow 2As^{V}$ 4
   - $S_3{}^{-II} - 3 \cdot {}_2e \longrightarrow 3S^0$ 6
   - dohromady tedy
     - oxidace: $As_2{}^{III}S_3{}^{-II} - 10\,e \rightarrow 2As^{V}3S^0$ 10 1
     - redukce: $N^{V} + 1\,e \rightarrow N^{IV}$ 1 10 $\Rightarrow 10NO_2 \Rightarrow 10\,HNO_3$
   - $S_3 \Rightarrow 3S$; $As_2 \Rightarrow 2H_3AsO_4$; vodíky – L: 10, P: 6 => 2 H_2O
   - $As_2S_3 + 10HNO_3 \longrightarrow 2H_3AsO_4 + 3S + 10NO_2 + 2H_2O$
3) Vyčíslete rovnici $HI + H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + H_2S + H_2O$
   - $H^{I}\underline{I^{-I}} + H_2{}^{I}\underline{S^{VI}}O_4{}^{-II} \longrightarrow \underline{I_2{}^0} + H_2{}^{I}\underline{S^{-II}} + H_2{}^{I}O^{-II}$
   - oxidace: $2\,I^{-I} - 2 \cdot 1\,e \rightarrow I^{02}$ 1 4 $\Rightarrow 4I_2 \Rightarrow 8\,HI$; 4O v $H_2SO_4 \Rightarrow 4\,H_2O$
   - redukce: $S^{VI} + 8\,e \rightarrow S^{-II}$ 4 1
   - $8\,HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4\,I_2 + H_2S + 4\,H_2O$
4) Vyčíslete iontovou rovnici $MnO_4{}^- + I^- + H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + I_2 + H_2O$
   - $\underline{Mn^{VIII}}O_4{}^{-II[-]} + \underline{I^{-I[-]}} + H^{I[+]} \longrightarrow \underline{Mn^{II[2+]}} + \underline{I_2{}^0} + H_2{}^{I}O^{-II}$
   - oxidace: $2\,I^{-I} - 2 \cdot 1\,e \rightarrow I_2{}^0$ 2 5
   - redukce: $Mn^{VII} + 5\,e \rightarrow Mn^{II}$ 5 2
   - u I je *5* $\Rightarrow 5I_2$, $10I^{-I}$, u Mn je *2* $\Rightarrow 2MnO_4{}^-$, $2Mn^{2+}$; kyslíky na levé straně: $2 \cdot 4 = 8 \Rightarrow 8H_2O \Rightarrow 16H^+$
   - náboje: L : $2^- + 10^- + 16^+ = 4^+$; P : $2 \cdot 2^+ = 4^+ \Rightarrow$ L = P
   - $2MnO_4{}^- + 10I^- + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5I_2 + 8H_2O$