

Přednáška číslo 2

Obsah:

- Energetika chemických reakcí (cca 20 min)
- Klasifikace chemických reakcí (cca 20 min)
- Vyčíslování chemických reakcí (cca 20 min)

Pojmy z minulé přednášky:

- co je to chemická vazba
- jaké typy chemických vazeb známe
- jak chemická vazba vzniká
- vazba sigma, pí, jednoduchá, dvojná, trojná
- kovalentní vazba: nepolární, polární, koordinačně kovalentní
- iontová vazba
- elektronegativita
- kvantová čísla
- hybridizace
- elektronová konfigurace

Procvič:

Hlavní kvantové číslo

- a) se značí n a může mít hodnoty 0 až 7
- b) se značí n a může mít hodnoty 1,2..... ∞
- c) se značí h a má hodnotu maximálně 7

Elektronová konfigurace atomu dusíku ${}_{7}\text{N}$ v základním stavu je

- a) $1s^2 2s 2p^4$
- b) $1s 2s^2 2p^4$
- c) $1s^2 2s^2 2p^3$

Doplňte větu: Při vzniku stabilní jednoduché chemické vazby:

- a) dochází k uvolňování energie, tato energie je mírou stability chemické vazby a nazývá se energie vazebná
- b) nedochází ke změně energie
- c) je třeba energii dodat
- d) dochází k ionizaci atomů

Vytvoř si pojmovou mapu pro následující pojmy:

Hybridizace

Typy chemické vazby

Elektronegativita

Energetika chemických reakcí

Pojmy:

soustava : a) izolovaná
b) uzavřená
c) otevřená

K popisu stavu soustavy: měřitelné stavové veličiny
stavové termodynamické funkce

Skupenství: (s) (l) (g) (aq)

Termodynamický děj - přechod z jednoho stavu soustavy do druhého:

vratný děj (reverzibilní)
nevratný děj (ireverzibilní)

Termodynamické zákony

Slučovací teplo

Spalné teplo

Termochemie

- při každé chem.reakci dochází k uvolňování nebo spotřebě energie ve formě tepla

Dělení reakcí: exotermické - teplo se uvolňuje

endotermické - teplo se spotřebovává

Reakční teplo

Soustava $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$

$\Delta H = -190 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Rovnovážnou koncentraci oxidu sírového lze zvýšit:

- a) snížením tlaku
- b) snížením teploty
- c) zvýšením koncentrace kyslíku
- d) odebráním produktu
- e) zvýšením tlaku

Soustava $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g}) + 12,54\text{kJ}$ je v rovnovážném stavu. Zvýšením koncentrace H_2 a I_2 dvakrát se rychlost dané reakce:

- a) zvýší 2x
- b) sníží 4x
- c) zvýší 4x
- d) se nezmění

Rozdělení chemických reakcí

Typy reakcí:

Homogenní/ Heterogenní

Skladné(syntetické- syntézy)/ rozkladné / substituční/podvojná přeměna

Organické reakce

molekulové/ radikálové/iontové

oxidačně-redukční/protolytické/koordinační

izolované/simultánní: zvrtné/bočné/následné

exotermické/endotermické

exergonické/endergonické

Reakce beze změny oxidačního čísla

Protolytické - dochází k přenosu protonů H^+



Srážecí - dochází k vytváření nerozpustných látek z roztoku ve formě sraženiny



Komplexní - vznikají složitější sloučeniny (komplexní/koordinační)



Společné rysy chemických reakcí:

- nemění se atomová jádra
- zůstává zachován celkový počet elektronů
- mění se rozložení valenčních elektronů: a) štěpením původních vazeb
b) tvorbou nových vazeb
c) výměnou valenčních elektronů

mezi reaktanty

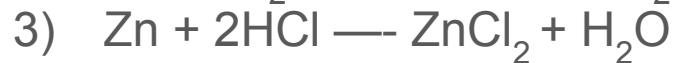
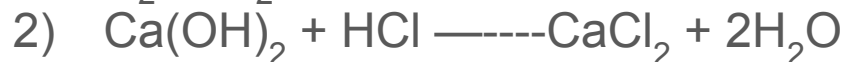
Reakce se změnou oxidačního čísla

Reakce oxidačně - redukční

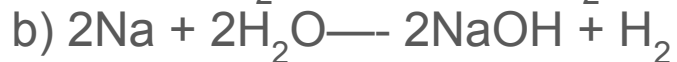
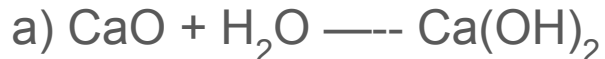


Přiřadte k sobě správně chemickou rovnici a typ chemické reakce

a) syntéza b) substituce c) konverze (podvojná záměna) d) protolytické



Která představuje oxidačně - redukční děj:



Oxidačně - redukční reakce (Redoxní)

Oxidace:

- reaktant ztrácí svůj valenční elektron
- vzrůstá oxidační číslo

Oxidační činidlo

- přijímá od jiných látek jejich valenční elektrony
- nejběžnější: Cl_2 , Br_2 , H_2O_2 , O_2 , MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, PbO_2 ,

Redukce:

- reaktant elektron přijímá
- snižuje se oxidační číslo prvku

Redukční činidlo

- předává jiným látkám elektrony
- nejběžnější: Fe , Zn , Na , H_2 , Sn^{2+} , SO_2 , H_2S , I^-

Řešení oxidačně - redukčních rovnic

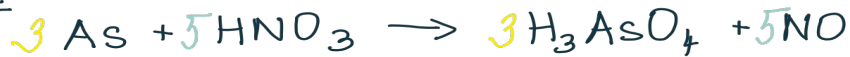


1. KROK : ZJISTIT : ZMĚNY OXID.ČÍSEL
O KOLIK e^- DOŠLO KE ZMĚNĚ

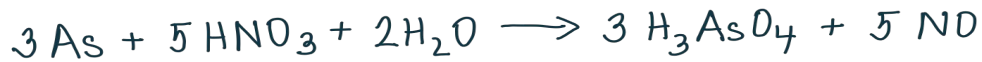
2. KROK : KŘÍŽOV. PRAVIDLEM VYHĚNÍME



ZAPÍŠEME NA PRAVOU I LEVOU STRANU
ROVNICE

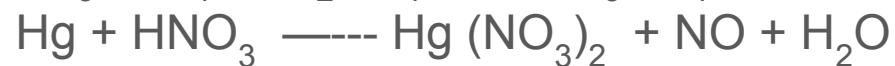
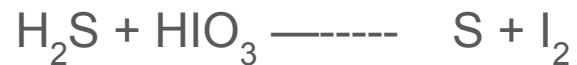


3 KROK : VYROVNÁME POČET DALŠÍCH ČÁSTIC
ATOMY VODÍKU VE FORMĚ VODY



4. KROK : KONTROLA POČTU PRVKŮ

Procvičení:



lontové rovnice

Postup pro sestavení iontové rovnice

Napsat si rovnici nejprve ve stechiometrickém tvaru
vzorce všech látek, které ve vodném roztoku úplně disociují, rozepíšeme ve formě iontů

rovnici upravíme jako algebraickou rovnici

jestliže se v rovnici vyskytuje H^+ - přidáme na levou a pravou stranu tolik molekul H_2O , abychom zaměnili nestálé kationty H^+ za stálé oxoniové kationty H_3O^+

- na ionty rozepisujeme: a) silné kyseliny a silné zásady
b) soli, které jsou rozpustné ve vodě

- skupenské stavy:

(s) - pevné skupenství (l) - kapalné (g) - plynné skupenství (aq) - vodný roztok (solv) - nevodný roztok

Cvičení:

Napište iontovou rovnici pro neutralizaci kyseliny sírové hydroxidem sodným

Z vodného roztoku dusičnanu barnatého s kyselinou sírovou se vysrážel síran barnatý. Napište reakci: a) stechiometrickém stavu b) iontovém stavu

Uvedenou komplexotvornou reakci napište v iontovém stavu: $\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 \longrightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

*Otázky k procvičení:

Vzorec aniontu disulfidového je: a) S^{2-} b) $2S^{2-}$ c) S_2^{2-} d) S_4^{-2} e) žádná odpověď není správně

Název sloučeniny NaN_3 je: a) amid sodný b) imid sodný c) nitrid sodný d) azid sodný e) žádná odpověď není správně

Gluberova sůl je označení pro: a) $NaCl$ b) $NaNO_3$ c) $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$
d) $NaAl(SO_4)_2 \cdot 10 H_2O$ e) žádná z odpovědí není správně