

Poznámky k seminářům z obecné chemie

Zdeněk Moravec, hugo@chemi.muni.cz

8. prosince 2024

Obsah

| | | |
|----------|-----------------------------------|----------|
| 1 | Termodynamika | 3 |
| 1.1 | Zákony termodynamiky | 3 |
| 1.2 | Termochemie | 4 |
| 1.3 | Hessův zákon | 5 |
| 2 | pH | 6 |
| 2.1 | Vzorce | 6 |
| 2.2 | Silné kyseliny a zásady | 7 |
| 3 | Krystaly | 8 |

1 Termodynamika

1.1 Zákony termodynamiky

Termodynamika je obor fyziky, který se zabývá procesy a vlastnostmi látek a polí spojených s teplem a tepelnými jevy; je součástí termiky. Vychází přitom z obecných principů přeměny energie, které jsou popsány čtyřmi termodynamickými zákony (z historických důvodů číslovány nultý až třetí):

Nultý zákon TD

Jsou-li dvě a více těles v termodynamické rovnováze s tělesem dalším, pak jsou všechna tato tělesa v rovnováze.

První zákon TD

Celkové množství energie (všech druhů) izolované soustavy zůstává zachováno.

Nelze sestavit stroj, který by trvale dodával mechanickou energii, aniž by spotřeboval odpovídající množství energie jiného druhu.

Druhý zákon TD

Teplo nemůže při styku dvou těles různých teplot samovolně přecházet z tělesa chladnějšího na těleso teplejší.

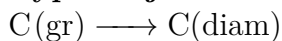
Nelze sestavit periodicky pracující tepelný stroj, který by trvale konal práci pouze tím, že by ochlazoval jedno těleso, a k žádné další změně v okolí by nedocházelo.

Třetí zákon TD

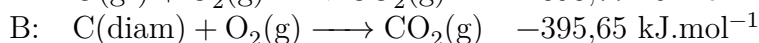
Při absolutní nulové teplotě je entropie čisté látky pevného nebo kapalného skupenství rovna nule.

1.2 Termochemie

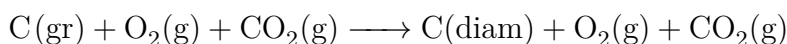
Vypočítejte reakční entalpii přeměny grafitu na diamant:



jestliže znáte entalpie reakcí:



Jelikož nás zajímá přeměna grafitu na diamant, vezmeme entalpii spalování grafitu a od ní odečteme entalpii spalování diamantu: **A–B**

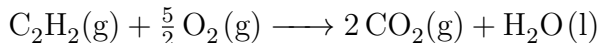


Entalpii tedy vypočítáme:

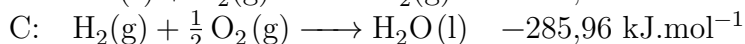
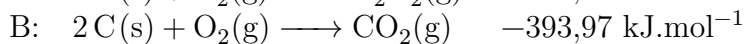
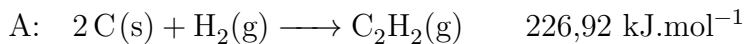
$$\Delta H_r = -393,77 - (-395,65) = 1,88 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Entalpie přeměny grafitu na diamant bude 1,88 kJ.mol⁻¹

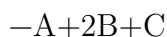
Vypočítejte entalpii spalování acetylenu:



jestliže znáte entalpie reakcí:



Zadanou rovnici získáme následující kombinací známých reakcí:



Entalpii tedy vypočítáme:

$$\Delta H_r = -226,92 - 2.393,97 - 285,96 = -1300,82 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Entalpie zadané reakce bude -1300,82 kJ.mol⁻¹

1.3 Hessův zákon

2 pH

2.1 Vzorce

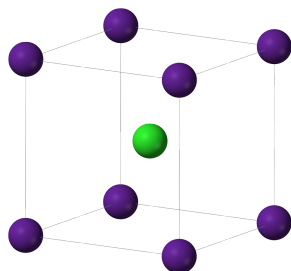
| | |
|-----------------------|---|
| Silná kyselina | $\text{pH} = -\log c$ |
| Silná zásada | $\text{pH} = 14 + \log c$ |
| Slabá kyselina | $\text{pH} = \frac{1}{2}\text{p}K_A - \frac{1}{2}\log c$ |
| Slabá zásada | $\text{pH} = 14 + \frac{1}{2}\log c - \frac{1}{2}\text{p}K_B$ |
| Sůl slabé k a silné z | $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}\log c + \frac{1}{2}\text{p}K_A$ |
| Sůl silné k a slabé z | $\text{pH} = 7 - \frac{1}{2}\log c - \frac{1}{2}\text{p}K_B$ |
| Sůl slabé k a slabé z | $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}\text{p}K_A - \frac{1}{2}\text{p}K_B$ |
| Pufr – kyselina | $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$ |
| Pufr – zásada | $\text{pH} = 14 - \text{p}K_B - \log \frac{[B^+]}{[BOH]}$ |

2.2 Silné kyseliny a zásady

3 Krystaly

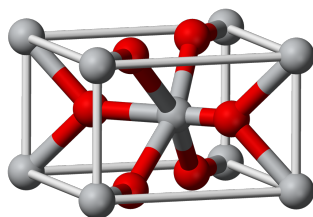
V elementární buňce rozlišujeme čtyři typy poloh:

1. Poloha uvnitř buňky, atom patří celý do jediné buňky
2. Poloha ve středu stěny, atom je sdílen dvěma buňkami. V konkrétní buňce je umístěna polovina atomu.
3. Poloha ve středu hrany, atom je sdílen čtyřmi buňkami. V konkrétní buňce je umístěna čtvrtina atomu.
4. Poloha ve vrcholu buňky, atom je sdílen osmi buňkami. V konkrétní buňce je umístěna osmina atomu.



Obrázek 1: Krystalová struktura chloridu cesného.¹

Např. chlorid cesný obsahuje cesný ion ve středu kubické buňky a osm chloridových aniontů v jejích vrcholech. Cesný kation patří do krystalové buňky celý a každý chlorid tam spadá $\frac{1}{8}$, tzn. vzorec je $\text{CsCl}_{8 \times \frac{1}{8}} = \text{CsCl}$.



Obrázek 2: Krystalová struktura oxidu titaničitého.²

1. Ti: šedé, $8 \times \frac{1}{8} + 1 = 2$
2. O: červené, $2 \times 1 + 4 \times \frac{1}{2} = 4$

¹Zdroj: Benjah-bmm27/ Commons

²Zdroj: Ben Mills/ Commons