

Otázka: Termochemie a chemická kinetika

Předmět: Chemie

Přidal(a): Lucie

Termochemické zákony a termochemické veličiny. Rychlost chemické reakce, kinetická rovnice, faktory pro rychlost chemické reakce.

1) Definice

- **Termodynamika** = fyzikální disciplína zkoumající fyzikální a chemické děje, při kterých se uvolňuje nebo spotřebovává teplo
 - měří se počáteční a cílový stav → změna stavů (delta)
 - děj, reakce,... může být reverzibilní(zvratný), či ireverzibilní(nezvratný)
- **Termochemie** = zabývá se tepelnými změnami při chemických reakcích

2) Vysvětlete pojmy:

- **soustava**= souhrn látek v prostoru, který je prostorově vymezen (sklenice vody, válec motoru apod.). Uvnitř soustavy mohou probíhat změny. Popisujeme ji pomocí stavových veličin (teplota, V, p, n, apod.) nebo stavových funkcí (např. vnitřní energie, entalpie, entropie).
- **typy soustav:**
 - a) otevřené= dochází k výměně látek s okolím
 - b) uzavřené= nedochází k výměně s okolím
 - izolované= dochází k výměně tepla s okolím, ~~hmota~~
 - neizolované= nedochází k výměně tepla, ani hmoty
 - **stavové** (extenzivní) **veličiny** se spojením mění (m, V, n), **intenzivní vel.** se nemění (t, hustota, p), **protenzivní veličiny** plynou nezávisle na soustavě (čas)

- **standardní stav**= reakce probíhá za teploty 25°C a při atmosferickém tlaku(1013,25 hPa)
- **reakční teplo**= $[Q]=kJ$, množství tepla, které soustava během reakce vymění se svým okolím; záleží na množství látky
 - Q_n = molární reakční teplo, $kJ \cdot mol^{-1}$, teplo, které se uvolní nebo spotřebuje právě když reaguje 1 mol látky
- **enthalpie**= extenzivní stav. veličina, značí se **H**, $[H]= kJ \cdot mol^{-1}$
 - nelze změřit absolutní hodnotu H, počítá se $\Delta H(\Delta H= H_1-H_2)$
 - ΔH_{298}^0 = standardní mol. reakční teplo, najdeme ho v tabulkách(při $t=25^\circ C=298K$ a tlaku $p=101,325 kPa$)
 - $\Delta H < 0 \rightarrow$ exotermická reakce, teplo se uvolňuje(např. hoření)
 - $\Delta H > 0 \rightarrow$ endotermická reakce, teplo se spotřebovává(např. pálení vápna, výroba sádry)
 - druhy enthalpií: rozpouštěcí, skupenská(změna skup. během reakce), neutralizační, slučovací=> **slučovací teplo**= teplo, které vzniká při reakci, kdy jeden mol látky vzniká přímo z prvku ($C + O_2 \rightarrow CO_2$);
- **standardní slučovací tepla** prvků jsou 0!!
- **standardní spalné teplo**= ΔH_{spal} ; charakterizuje reakce, při které je 1 mol látky spálen v nadbytku O_2 ($CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$..spalné teplo CH_4 je $-890 kJ \cdot mol^{-1}$)
- **termochemické rovnice** = chem. rovnice obsahující mimo jiné informace o reakčním teple a skupenství látek
např. syntéza amoniaku $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g) \dots \Delta H_{298} = -92 kJ \cdot mol^{-1}$

3) Termochemické zákony

- **1. TZ, Laplace - Lavoisierův zákon:**
 - „Reakční teplo reakce přímé a reakce probíhající opačným směrem je až na znaménko stejné.
 - $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$ $2H_2O(g) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$
 - $\Delta H_{298} = -483,6 kJ$ $\Delta H_{298} = 483,6 kJ$
- **2. TZ, Hessův zákon**
 - „Výsledné reakční teplo nezávisí na průběhu reakce, ale na počátečním a koncovém stavu.“

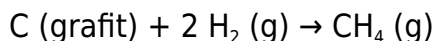
- = je jedno, jestli reakce proběhne 1 nebo ve více krocích, výsledné Q bude stejné
 $\text{Sn(s)} + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SnCl}_4(\text{l})$
- $\text{Sn(s)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SnCl}_2(\text{s}) \quad \Delta H = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $\text{SnCl}_2(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SnCl}_4(\text{l}) \quad \Delta H = -195,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $\Delta H_{298} = -544,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \Sigma \Delta H = -544,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

4) Výpočet reakčního tepla

$$\Delta H_{298} = \sum n \cdot \Delta H_{\text{sluč.}} \text{ produkty} - \sum n \cdot \Delta H_{\text{sluč.}} \text{ reaktanty}$$

$$\Delta H_{298} = \sum n \cdot \Delta H_{\text{spal.}} \text{ reaktanty} - \sum n \cdot \Delta H_{\text{spal.}} \text{ produkty}$$

Vypočítejte reakční teplo grafitu s vodíkem, jestliže spalné teplo methanu je $-890 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, grafitu $-393,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ a slučovací teplo vody je $-286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.



5) Reakční kinetika

= zkoumá rychlosti reakcí v závislosti na podmínkách, průběh reakcí

-chemická reakce= děj, jehož podstatou jsou srážky částic reaktantů, při kterých dojde k zániku některých vazeb a vzniku vazeb nových

-izolovaná reakce= v celé soustavě probíhá pouze jedna reakce

simulární (současné) reakce = v celé soustavě probíhá více reakcí najednou

a) zvrtné= soustava je v rovnováze, ale probíhají neustálé přeměny

b) boční= z jedné reaktant vzniká více typů

c) řetězové, následné reakce: $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \dots$

6) Vysvětlete:

Reakční koordináta: teplota, koncentrace, katalyzátor, velikost povrchu, tlak(g), světlo, míchání směsi

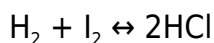
Aktivační energie: E_A ; nejmenší energie, co částice musí mít, aby reagovala

Dynamická rovnováha= soustava je zdánlivě v klidu, uvnitř se však stále něco děje, dochází k zvratným reakcím

7) Teorie aktivních srážek

„K reakci mezi dvěmi částicemi dochází tehdy, pokud se tyto dvě částice srazí a tato srážka je účinná.“

-účinná srážka: reagující částice mají vhodnou prostorovou orientaci a dostatečně vysokou energii (E_A)

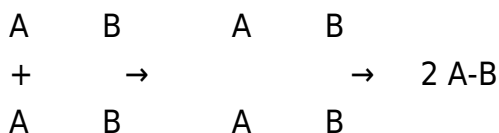


$\text{H}-\text{H} + \text{I}-\text{I} \rightarrow$ neefektivní srážka

$\text{H} + \text{I} \rightarrow$ efektivní srážka, částice vhodně

$\text{H} + \text{I}$ uspořádané

Teorie aktivovaného komplexu



výchozí látky....aktivovaný komplex...produkty

Vychází z předpokladu, že v průběhu chemické reakce musí soustava projít stadiem aktivovaného komplexu. Během reakce komplex vzniká i zaniká.

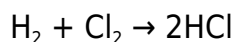
Vytvořením akt. komplexu se oslabují některé vazby a zároveň vznikají vazby nové, tzn. energie se spotřebovává a zároveň uvolňuje. Energetická bilance je mnohem příznivější u teorie akt. komplexu, než teorie akt. srážek.

8) Guldberg-Waagův zákon



$K =$

$v_1 = [A]^a \cdot [B]^b$ $a+b$ =číslo, na jehož základě se určuje řád reakce



$v_1 = k_1 \cdot [H_2] \cdot [Cl_2]$...reakce II.řádu

$v_2 = k_2 \cdot [HCl]^2$...reakce II.řádu

9) Faktory ovlivňující rychlost reakce

koncentrace reaktantů (viz 8)), skupenství (s, l, g), míchání směsi, tlak, teplota, katalyzátor

Teplota: van t'Hoffovo pravidlo: „Zvedne-li se teplota reakce o 10°C, zvýší se rychlost reakce 2-4x.“

10) Vysvětlete:

Katalyzátor = látka, která reakci ovlivní, ale po dokončení reakce zůstane nezměněná

- pozitivní katalýza = katalyzátor urychluje reakci

negativní = zpomaluje reakci, ruší

- homogenní katalýza = kat. je stejného skupenství jako reaktanty

heterogenní = kat. má jiné skupenství než alespoň 1 látka

- katalyzátory: kyseliny, zásady, kovy (Pd, Pt, Ni, Fe), oxidy (V_2O_5 , ZnO, Al_2O_3), chloridy a bromidy ($AlCl_3$, $FeBr_3$)

org. katalyzátory: enzymy, bílkoviny → vysoce účinné

Inhibitor = látka zamezující průběhu chem. reakce

1. [Chemická kinetika a termodynamika - otázka z chemie](#)
2. [Změny energie v průběhu chemické reakce](#)
3. [Reakční kinetika - maturitní otázka \(2\)](#)