

Projekt Smart Akcelerator 3, registrační číslo: CZ.02.01.02/00/22_009/0004182

Klíčová aktivita Pilotní ověření, pilotní nástroj **Medikem na Cymplu**

10.

Metodický list – workshop č. 10 na téma

Termodynamika, termochemie, kinetika...

Datum konání: 15. 6. 2024

Lektor: Mgr. Jitka Soukupová



**Spolufinancováno
Evropskou unií**



Ministerstvo
školství, mládeže
a tělovýchovy



Krajské inovační centrum
Karlovarského kraje

TERMODYNAMIKA

Chemická termodynamika se zabývá energetickými změnami, které doprovází přírodní děje. Termodynamika poskytuje 3 informace: informace o energetické bilanci děje, o uskutečnitelnosti chemických dějů a o rovnováhách v reakční směsi.

Základní znaky termodynamiky

Termodynamika studuje soustavu jako celek, bez ohledu na strukturu částic tvořících soustavu a mechanismus dějů probíhajících při přechodu z jednoho stavu soustavy do druhého.

Soustava= vymezená část prostoru, která je objektem našeho zkoumání a všechny látky a pole v tomto prostoru obsažené. Vše ostatní se nazývá okolí.

Druhy soustav dle vyměňované energie a látek:

- a) **IZOLOVANÁ** nevyměňuje s okolím ani energii ani látky
- b) **OTEVŘENÁ** vyměňuje s okolím energii i látky
- c) **UZAVŘENÁ** nevyměňuje s okolím látky, ale vyměňuje energii

Druhy soustav dle fází: **fáze** = oblast, která má všude stejné vlastnosti (nebo plynule proměnné) a která je od ostatních fází oddělena hraničními plochami, na nichž se vlastnosti mění skokem

- 1) **soustava homogenní (stejnorodá)** - soustava tvořena jednou fází, která má všude stejné vlastnosti (voda)
- 2) **soustava heterogenní (různorodá)** - je tvořena dvěma a více fázemi (voda a olej, vzduch a voda...)

Druhy soustav dle složení:

- 1) **chemicky čisté individuum** - soustava tvořená jen jednou látkou všechny částice jsou stejné - chem. individuum má stále stejné charakteristické vlastnosti (teplota varu, rozpustnost...)
- 2) **směsi** = soustava tvořená ze dvou nebo více látek, vlastnosti látek lze měnit, závisí na složení (sůl do vody, čím víc, tím větší teplota varu)

a) **směs homogenní** - velikost částic je **menší než 10^{-9}m** čistý vzduch

roztoky = analytické disperze - plyný roztok, kapalný roztok, slitiny

složení roztoků: rozpouštědlo (solvent) a rozpuštěná látka (solute)

rozpouštědla: 1. polární/nepolární

2. protická (poskytují H^+)/aprotická (neposkytují H^+)

b) **směs koloidní** - velikost částic je v rozmezí **10^{-9} až 10^{-7}m**

emulze = kapalina v kapalině (např. vaječný bílek ve vodě)

aerosol = pevná látka v plynu též *dým* nebo *mlha* = kapalina v plynu

c) **směs heterogenní** - velikost **větší než 10^{-7}m**

suspenze = pevná látka v kapalině

pěna = plyn v kapalině

Veličiny

- A) **Stavovými (intenzivními) veličinami:** které lze měřit - teplota, tlak, objem
- B) **Termodynamickými (extenzivními) funkcemi:** které nelze měřit, lze měřit jen jejich změny
(znaménko změny: Δ)
1. **U** = vnitřní energie
 2. **H** = entalpie
 3. **S** = entropie
 4. **A** = Helmholtzova energie
 5. **G** = Gibbsova energie

Konstantnost stavových veličin

- a) **IZOTERMICKÉ** děje – teplota je konstantní $T = 298,15\text{K}$, $t = 25^\circ\text{C}$ ($T = \text{konst.}$)
- b) **IZOCHORICKÉ** děje – objem je konstantní ($V = \text{konst.}$)
- c) **IZOBARICKÉ** děje – tlak je konstantní $p = 100\,000\text{ Pa}$ ($p = \text{konst.}$)
- d) **ADIABATICKÉ** děje – soustava je tepelně izolovaná

Děje

Termodynamický děj = přechod z jednoho stavu soustavy do stavu druhého může být:

- a) **IREVERZIBILNÍ (nevratný)** – jde o všechny samovolně probíhající děje (bez dodání energie).
- b) **REVERZIBILNÍ (vratný)** – takové děje prochází velkým počtem malých (=infinitesimálních) změn, které lze kdykoliv zastavit – obrátit – a vrátit do původního stavu (nutno dodat energii).

Vnitřní energie $U = (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$

Celková energie soustavy je součtem vnější a vnitřní energie

$$U = E_{\text{kin.}} + E_{\text{potenc}}$$

Vnější energie = $E_{\text{kin.}} + E_{\text{potenc}}$ - jde o energie tělesa

V termodynamice se vnější energií nezabýváme, o systému uvažujeme tak, jako by se nacházel ve stavu s nulovou potenciální a kinetickou energií. **Celková energie systému se rovná vnitřní energii systému:** $E_{\text{celk}} = U$

Jak může takový systém vyměňovat s okolím energii?

$$\Delta U = Q \pm W$$

a) koná práci **W** (soustava mění objem, nebo se částice začnou pohybovat stejným směrem – elektrony ve vodiči apod., tření, nepružný náraz, prudké míchání, stlačování, rozpínání)

+W = dodaná práce (např. při stlačení plynu = *objemová práce*, při nabíjení akumulátoru jde o *elektrickou práci*)

-W = vykonaná práce (např. při expanzi plynu = *objemová práce*, při vybíjení akumulátoru jde o *elektrickou práci*, *při tření*, *při nepružném nárazu*, *při prudkém míchání*)

b) přijímá či odevzdává teplo **Q**: **+Q** = dodané teplo a **-Q** = uvolněné teplo

(Teplo a práce nejsou formy energie, představují jen formy přenosu energie.)

PRVNÍ TERMODYNAMICKÝ ZÁKON

(analogie zákona zachování energie)

(J.R. Mayer, H. von Helmholtz, J.P. Joule)

Jestliže dojde k výměně E mezi dvěma částmi izolovaného systému, pak úbytek ΔU v jedné části musí být roven zvýšení ΔU v druhé části, tzn, že $\Delta U > 0$ když ohřejí soustavu nebo stlačím plyn a naopak

Tepelnou výměnou a konáním práce může daná soustava:

Přijímat energii $\Delta U > 0$, tedy $W > 0$; $Q > 0$ soustava *práci* nebo *teplo přijala* (svědčí o tom kladné hodnoty, viz.znaménko)

Odevzdávat energii $\Delta U < 0$, tedy $W < 0$; $Q < 0$ soustava *práci* nebo *teplo odevzdala* (svědčí o tom záporné hodnoty, viz. znaménko)

Platí $\Delta U = Q + W$ (=Jestliže systém přijme od okolí teplo a práci, pak se změna vnitřní energie rovná součtu dodané práce a tepla)

Závěr: Z prvního termodynamického zákona plyne, že koná-li soustava práci, tak je to buď na úkor její vnitřní energie, kterou odevzdá nebo na úkor tepla přijatého od okolí.

Entalpie H = (kJ. mol⁻¹)

Entalpie je stavovou funkcí, která charakterizuje všechny děje probíhající **IZOBARICKY**, tzn.
(p=konst.=101,325kPa)

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$$

Výpočet změny entalpie z tabelovaných hodnot : $\Delta H = \Delta H_{\text{produktů}} - \Delta H_{\text{reaktantů}}$

$\Delta H < 0$ soustava **teplo odevzdala (exotermní reakce)** dále viz termochemie!)

$\Delta H > 0$ soustava **teplo přijala (endotermní reakce)** dále viz termochemie!)

Entropie S = (J.K⁻¹.mol⁻¹) a druhý termodynamický zákon

Druhý termod.zákon- zkoumá, kolik tepla přijatého od okolí může soustava přeměnit na práci

Platí: 1. Nikdy se nepřemění 100% tepla na práci (*kdyby to šlo, pak by šlo sestrojít Perpetuum mobile*)

2. Teplo nemůže samovolně přecházet z chladnější soustavy na teplejší

Entropie – charakterizuje míru neuspořádanosti systému v tepelně izolovaných (adiabatických) soustavách

Výpočet změny entropie z tabelovaných hodnot : $\Delta S = \Delta S_{\text{produktů}} - \Delta S_{\text{reaktantů}}$

a) **ireverzibilní (rozkladné) = nevratné = samovolné děje** vedou vždy k růstu neuspořádanosti systému vznikajícího vůči výchozímu stavu. Neuspořádanost roste vždy do maxima, které je vymezeno vznikem termod.rovnováhy. $\Delta S > 0$ (**Něco rozbít vyžaduje méně práce než něco postavit.**)

b) **reverzibilní (skladné) = vratné děje** - děje probíhající infinitezimálně

$\Delta S = 0$ entropie se nemění

$\Delta S < 0$ entropie klesá, tedy roste uspořádanost systému

Helmholtzova energie A = (kJ. mol⁻¹) a Gibbsova energie G = (kJ. mol⁻¹)

Umožňuje určit **směr samovolně** probíhajících reakcí pro děje probíhající **izochoricky** nebo **izobaricky**.

$$\Delta A = \Delta U - T\Delta S \quad (\text{izochor.})$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (\text{izobar.})$$

Platí: Helmholtzova energie: při samovolných dějích entropie roste ($\Delta S > 0$) a tedy Helmholtz. energie klesá ($\Delta A < 0$).

Gibbsova energie : při samovolných dějích entropie roste ($\Delta S > 0$) a tedy Gibbsova energie klesá ($\Delta G < 0$), (jinými slovy roste neuspořádanost systému a tato reakce probíhá samovolně).

Výpočet změny Gibbsovy energie z tabelovaných hodnot : $\Delta G = \Delta G_{\text{produktů}} - \Delta G_{\text{reaktantů}}$
 Nebo též $\Delta G = (\Delta H - T\Delta S)_{\text{produktů}} - (\Delta H - T\Delta S)_{\text{reaktantů}}$

- a) **EXERGONICKÉ (exergonní) reakce:** $\Delta G < 0$, $\Delta S > 0$ samovolný děj
 b) **ENDERGONICKÉ (endergonní) reakce :** $\Delta G > 0$; $\Delta S < 0$ vratný děj

Tabelované hodnoty jsou vztaženy k tlaku 100kPa a teplotě 293,15 K a G.E se označuje ΔG° (ΔG° pro prvky ve standardních stavech je rovna nule. Pro výpočet se užívá taková skupenský stav látky, který odpovídá 25°C.)

Př. 1 Určete změnu Gibbsovy energie ΔG° pro reakci: $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

$\Delta G^\circ \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1582,4 \text{ kJ/mol}$
$\Delta G^\circ \text{H}_2(\text{g}) = 0 \text{ kJ/mol}$
$\Delta G^\circ \text{Al}(\text{s}) = 0 \text{ kJ/mol}$
$\Delta G^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -237,2 \text{ kJ/mol}$

$\Delta G^\circ = \Delta G^\circ_{\text{produktů}} - \Delta G^\circ_{\text{reaktantů}} = [3 \cdot (-237,2) - (-1582,4)] = -711,6 + 1582,4 = 870 \text{ kJ/mol}$
 (endergonický děj)

Termochemie

je oddíl termodynamiky, který studuje tepelné jevy při chemických reakcích.

Teplo uvolněné nebo spotřebované při reakci závisí na:

1. množství reagujících látek;
2. skupenství reagujících látek;
3. na způsobu jakým reakce probíhá

Reakční teplo Q_m = molární teplo uvolněné nebo spotřebované, jehož výpočet předpokládá stechiometricky vyčíslenou rovnici, kde stechiometrické koeficienty udávají počty molů reagujících nebo vznikajících látek.

Reakční teplo **izobarického** děje: $\Delta H = \Delta U + \Delta p \Delta V$ $\Delta p = 0$

$$\Delta H = \Delta U$$

$$\Delta H = Q$$

Reakční teplo **izochorického** děje: $\Delta U = Q + W$ $\Delta V = 0$

$$\Delta U = Q - \Delta p \Delta V$$

$$\Delta U = Q$$

př.: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ $Q_m = \Delta H = 92 \text{ kJ/mol}$

Rovnice s údajem o reakčním teple se ozn. **termochemická rovnice**.

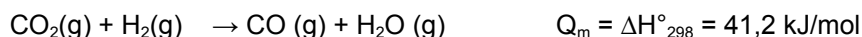
Reakce EXOTERMICKÉ a ENDOTERMICKÉ

1. Exotermické (exotermní) reakce – jsou reakce při kterých se teplo **uvolňuje** $Q_m = \Delta H < 0$
2. Endotermické (endotermní) reakce – jsou reakce při kterých se teplo **spotřebovává** $Q_m = \Delta H > 0$

TERMOCHEMICKÉ ZÁKONY

I. Termochemický zákon (Lavoisier, Laplace)

Reakční teplo reakce probíhající v jednom směru a reakční teplo reakce probíhající v opačném směru je stejné až na znaménko.



Vysvětlivky symbolů : H°_{298} = °standardní , H reakční teplo , při $t = 25^\circ\text{C} = 298,15 \text{ K}$

II. Termochemický zákon (Hessův)

Reakční teplo reakce je stejné jako součet reakčních tepel postupně prováděných reakcí vycházejících ze stejných reaktantů a končících stejnými produkty.



-393,1 kJ/mol

Teplo slučovací a spalné

Slučovací teplo sloučeniny je reakční teplo reakce, při níž z prvků ve standardním stavu vznikne 1 mol této sloučeniny ve standardním stavu. (Je tabelováno zejména pro anorganické sloučeniny.)



$(\Delta H^\circ_{298})_{\text{sluč.}} = (\Delta H^\circ_{298})_f$ f = fuse = slučování

Spalné teplo sloučeniny je reakční teplo reakce, při níž se 1 mol této sloučeniny ve standardním stavu zoxiduje na nejstálější oxidy (konečné oxidační produkty.) (Je tabelováno zejména pro organické sloučeniny.)

Standardní spalné teplo $(\Delta H^\circ_{298,15})_{\text{spal}}$

Reakční teplo reakce, při které je 1 mol látky spálen v nadbytku kyslíku.

Spalné tepla prvků NEJSOU NULOVÁ

Výpočet reakčního tepla se provádí:

$$\Delta H^\circ = \sum_{\text{vých}} \nu(\Delta H^\circ_{298,15})_{\text{spal}} - \sum_{\text{prod}} \nu(\Delta H^\circ_{298,15})_{\text{spal}}$$

Chemická kinetika

Je to obor, který studuje rychlost chemických reakcí.

Rozdělení reakcí

Reakce podle počtu fází:

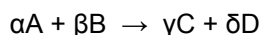
- a) homogenní - 1 fáze
- b) heterogenní - 2 a více fází

Reakce podle typů reakcí:

- a) izolované- probíhá jen jedna reakce
- b) simultánní- probíhá více reakcí najednou :
 - 1. zvratné reakce $A \leftrightarrow B$
 - 2. bočné reakce $A \rightarrow C$
↓
B
 - 3. následné reakce $A \rightarrow B \rightarrow C$ (př. polymerace)

Chemická kinetika

Guldberg a Waage zjistili, že rychlost reakce závisí na koncentraci reaktantů umocněných na jejich stechiometrické koeficienty. (Později odvozen G.-W.-zákon o rovnováhách, viz. dále.)



$$v = k \cdot [A]^\alpha [B]^\beta$$

k – rychlostní konstanta závislá na teplotě

[A], [B] – okamžitá koncentrace reaktantů

α , β – stechiometrické koeficienty

Arrheniova rovnice – umožňuje vypočítat rychlostní konstantu

(k – závisí na teplotě exponenciálně)

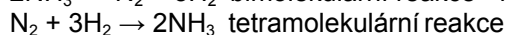
$$k = A \cdot e^{\frac{-E_A}{RT}}$$

A – předexponenciální (frekvenční) faktor
 E_A – aktivační energie
R – plynová konstanta $8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
T – teplota
e – Eulerovo číslo (2,718)

Závěr : rychlost reakce závisí na teplotě a koncentraci reaktantů

Molekularita reakce

Udává počet částic, které se musí srazit, aby proběhla reakce.



Řád reakce

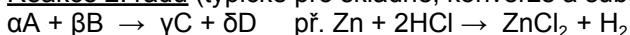
Stanovuje se experimentálně, na základě měření závislosti reakční rychlosti na koncentracích reaktantů. Pro většinu jednoduchých reakcí je celočíselný.

Reakce 1. řádu (typické pro rozkladné reakce) $\alpha\text{A} \rightarrow \beta\text{B} + \gamma\text{C}$ př. $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

$$v = k \cdot [\text{A}]^\alpha$$

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$$

Reakce 2. řádu (typické pro skladné, konverze a substituční reakce)



$$v = k \cdot [\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta$$

$$v = k \cdot [\text{Zn}]^1 [\text{HCl}]^2$$

Stupeň konverze ε [%]

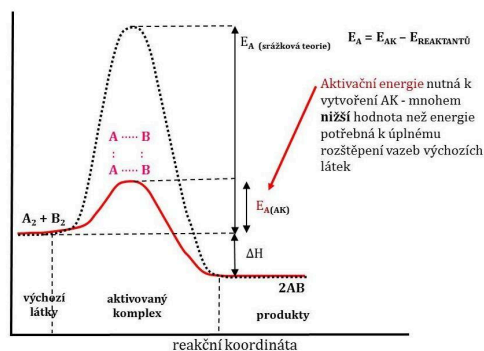
(za konstantního objemu, tedy izochoricky)

$$\varepsilon_A = \frac{[\text{A}_0] - [\text{A}]}{[\text{A}_0]}$$

ε_A - udá kolik % reaktantů zreagovalo
[A_0] - počáteční koncentrace reaktantu
[A] - okamžitá koncentrace reaktantu

Teorie reakční kinetiky

1. **Srážková teorie** – podstatou je srážka částic reaktantů. Srážka musí být účinná. Částice, které se sráží musí být vhodně orientované a musí mít dostatečnou energii.
2. **Teorie aktivovaného komplexu** - vychází ze srážkové teorie a doplňuje ji:



- a) srážkou nevzniká přímo produkt, ale nejprve vznikne aktivovaný komplex (=meziprodukt)
- b) energie spojená se vznikem aktivovaného komplexu snižuje energetické náklady reakce

Př. 1 Napiš a vyčíslí reakci elektrolýzy vodného roztoku chloridu sodného.

- a) Urči fázi, v níž reakce probíhá.
b) Urči, zda jde o izolovanou nebo simultánní reakci.
c) Urči, molekularitě reakce.
d) Zapiš vztah pro výpočet rychlosti reakce.
e) Urči, řád reakce.
f) Vypočítejte entalpii reakce, znáš-li:
 $\Delta H_f(\text{NaCl})(s) = -411,1 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f(\text{H}_2\text{O})(l) = -285,83 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f(\text{NaOH})(s) = -426,7 \text{ kJ/mol}$
g) Vypočítejte entropii reakce, znáš-li
 $\Delta S(\text{NaCl})(s) = 73,38 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta S(\text{H}_2\text{O})(l) = 69,95 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta S(\text{NaOH})(s) = 64,4 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$,
 $\Delta S(\text{Cl}_2)(g) = 222,965 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta S(\text{H}_2)(g) = 130,57 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
h) Vypočítejte Gibbsovu energii reakce:
1) z Gibbsových energií všech látek, znáš-li: $\Delta G_f(\text{NaCl})(s) = -384 \text{ kJ/mol}$,
 $\Delta G_f(\text{H}_2\text{O})(l) = -237,178 \text{ kJ/mol}$, $\Delta G_f(\text{NaOH})(s) = -380,7 \text{ kJ/mol}$
2) ze změn entalpií a entropií

Řešení:

Př. 1 Napiš a vyčíslí reakci <u>elektrolýzy vodného roztoku chloridu sodného</u> . $2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH}$
a) Urči fázi, v níž reakce probíhá. Homogenní
b) Urči, zda jde o izolovanou nebo simultánní reakci. Izolovanou
c) Urči, molekularitě reakce. Tetramolekulární
d) Zapiš vztah pro výpočet rychlosti reakce. $v = k \cdot [\text{NaCl}]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$
e) Urči, řád reakce. Reakce druhého řádu
f) Vypočítejte entalpii reakce, znáš-li: $\Delta H_f(\text{NaCl})(s) = -411,1 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f(\text{H}_2\text{O})(l) = -285,83 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f(\text{NaOH})(s) = -426,7 \text{ kJ/mol}$, (ΔH_f) pro prvky je rovna nule. $\Delta H_r = (\Delta H_f)_{\text{prod.}} - (\Delta H_f)_{\text{reaktanty}} = 540,46 \text{ kJ.mol}^{-1}$
g) Vypočítejte entropii reakce, znáš-li $\Delta S(\text{NaCl})(s) = 73,38 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta S(\text{H}_2\text{O})(l) = 69,95 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta S(\text{NaOH})(s) = 64,4 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta S(\text{Cl}_2)(g) = 222,965 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta S(\text{H}_2)(g) = 130,57 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ $\Delta S = (\Delta S)_{\text{prod.}} - (\Delta S)_{\text{reaktanty}} = 195,68 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = 0,195 \text{ kJ.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ (pozor, převést!)
h) Vypočítejte Gibbsovu energii reakce: 1) z Gibbsových energií všech látek, znáš-li: $\Delta G_f(\text{NaCl})(s) = -384 \text{ kJ/mol}$, $\Delta G_f(\text{H}_2\text{O})(l) = -237,178 \text{ kJ/mol}$, $\Delta G_f(\text{NaOH})(s) = -380,7 \text{ kJ/mol}$ $\Delta G = (\Delta G_f)_{\text{prod.}} - (\Delta G_f)_{\text{reaktanty}} = 480,96 \text{ kJ/mol}$ 2) ze změn entalpií a entropií $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 482,12 \text{ kJ/mol}$

Faktory ovlivňující rychlost reakce

Princip akce a reakce (Le Chatelier, Braun, van't Hoff)

Porušení rovnováhy vnějším zásahem (akcí) dojde k reakci, která směřuje ke zrušení tohoto vnějšího zásahu.

Ovlivňování rovnovážného stavu soustavy:

A) Změna koncentrace		
Akce		Reakce
Přidání reaktantu		zvýšení koncentrace produktu
Přidání produktu		zvýšení koncentrace reaktantu
Odebrání produktu		zvýšení koncentrace produktů
Odebrání reaktantu		zvýšení koncentrace reaktantů
B) Změna tlaku		
Akce		Reakce
Zmenšením tlaku plynu)	počtu částic	zvýší se koncentrace ve směru většího (expanze $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
Zvýšením tlaku		zvýší se koncentrace ve směru menšího (komprese plynu) počtu částic $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
C) Změna teploty		
Akce		Reakce
Snížení teploty		a) zvětší se koncentrace produktů ve směru exotermní reakce $\Delta H < 0$
		b) nebo se sníží koncentrace produktů ve směru endotermní reakce
Zvýšení teploty		a) zvětší se koncentrace produktů ve směru endotermní reakce $\Delta H > 0$
		b) nebo se sníží koncentrace produktů ve směru exotermní reakce
D) Ovlivnění katalyzátorem		
Katalyzátory urychlí reakci, tedy ustavení rovnováhy, ale neovlivní hodnotu rovnovážné konstanty.		

10.

Pracovní list

Termodynamika, termochemie, kinetika...

Laboratorní cvičení

Chemické výpočty termochemie 15. 6.2024

1) Jednoduchý exotermický a endotermický děj 1

Pomůcky: 2 zkumavky, lžička, teploměry (min. rozsah 150 °C).

Chemikálie: bezvodý síran měďnatý, dusičnan amonný (dusičnan draselný).

Postup: Do zkumavky nasypeme do výšky asi 1 cm bezvodý síran měďnatý, do druhé dusičnan draselný

Do zkumavek vložíme teploměry tak a odečteme teplotu.

Do zkumavek přilijeme asi 1 ml vody a odečteme teplotu.

2) Jednoduchý exotermický a endotermický děj 2

Pomůcky: 10 kádínek, lžička, teploměr (min. rozsah 150 °C).

Chemikálie: kousky zinku, sůl (chlorid sodný), voda, ocet (8% roztok kyseliny octové).

Materiál: kypřicí prášek, skořápka, cukr.

Postup: Vždy do dvou kádínek dáme 2 lžičky stejné látky (kousek zinku, sůl, kypřicí prášek, skořápka, cukr).

Kádinky označíme podle pořadí látek čísly 1-5.

Postupně přilijeme do pěti kádínek se vzorky 1-5 asi 1 cm vrstvu octa a změříme teplotu od začátku do konce reakce.

Postupně přiléváme do dalších pěti kádínek se vzorky 1-5 asi 1 cm vrstvu vody a změříme teplotu od začátku do konce reakce.

Vypište exotermické a endotermické reakce.

Exotermické reakce

Endotermické reakce

<https://kch.osu.cz/wp-content/uploads/2021/02/Termochemie.pdf>

10.

Test

Termodynamika, termochemie, kinetika...

1.LF (41-45, 52, 91-92, 98-99, 101 -103, 106-108, 110, 117-136, 140-141, 223-237, 255, 262-263, 265, 270, 278, 960, 1029, 1047, 1049,1058, 1060, 1081-1087, 1100, 1101, 1103-1106, 1108-1109, 1112, 1114-1120,1198, 1216-1217

1. Pro pravé roztoky (analytické disperze) platí: a) poměr rozpuštěné látky a rozpouštědla je možné v určitých mezích plynule měnit b) rozpuštěné částice jsou menší než 10^{-9} m c) pravé roztoky mohou existovat pouze v tekutém stavu d) rozpuštěné částice se časem sedimentují a lze je proto oddělit centrifugací	2. Při rozpouštění látek ve vodě: a) dochází k elektrolytické disociaci iontových sloučenin b) snáze se rozpouští nepolární látky c) kolem iontů se vytváří hydratační obaly d) molekuly vody nepůsobí na rozpuštěné částice žádnými silami
3. Množství vznikajících finálních produktů v ideální chemické reakci lze zvýšit: a) přidávání výchozích látek b) odebíráním produktů z reakce c) v plynném skupenství zvýšením tlaku, pokud je počet molů vznikající látky menší než počet molů výchozích látek d) v kapalném a pevném skupenství snížením tlaku, pokud je počet molů vznikající látky větší než počet molů výchozích látek	4. Pokud poměr výchozích látek a produktů dosáhl termodynamické rovnováhy, probíhá reakce: a) zleva doprava b) zprava doleva c) neprobíhá žádná reakce d) probíhá oběma směry stejnou rychlostí
5. V termodynamické soustavě v rovnováze platí, že: a) počet skupenství je vždy totožný s počtem fází b) počet skupenství je vždy vyšší než počet fází c) počet skupenství je vždy nižší než počet fází d) počet skupenství je vždy nižší nebo stejný než počet fází	6. Reakční kinetika studuje: a) rychlost chemických reakcí b) možnost průběhu chemických reakcí z energetického hlediska c) faktory, které ovlivňují rychlost chemické reakce d) energetický stav výchozích látek a produktů
7. První termodynamický zákon: a) je zákon zachování tepla b) je zákon zachování energie c) je popsán rovnicí $\Delta U = Q - W$ d) je popsán rovnicí $\Delta U = Q + W$	8. Druhý termodynamický zákon: a) zavádí do termodynamiky energii U b) zavádí do termodynamiky entropii S c) zkoumá, kolik tepla přijatého od okolí může soustava přeměnit na práci d) určuje přirozený směr, kterým přírodní procesy probíhají
9. Chemická rovnováha reakce $2\text{HBr} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2$ s hodnotou reakčního tepla $Q_m = +70\text{kJ/mol}$ se posune na stranu reaktantu: a) zvýšením teploty b) snížením teploty c) odstraněním H_2 z reakční směsi d) přidáním HBr do reakční směsi	10. Katalyzátor: a) způsobí, že reakce probíhá jiným mechanismem b) způsobí, že v průběhu reakce vznikají jiné meziprodukty c) stejnou měrou urychlí dopřednou i vratnou reakci

	d) zvýší rovnovážnou konstantu
11. Exotermické rozkladné reakce, tj. reakce, jejichž $\Delta H < 0$ a $\Delta S > 0$: a) mohou z termodynamického hlediska vždy probíhat samovolně b) nemohou probíhat samovolně c) mohou z termodynamického hlediska vždy probíhat samovolně za vhodné teploty d) se v přírodě nevyskytují	12. Reakce, které z termodynamického hlediska nemohou probíhat samovolně: a) se nevyskytují v živých systémech b) mohou probíhat ve spřažení s jiným dějem c) jsou vždy endotermní d) jsou například endotermické syntézy
13. Které z následujících tvrzení je správné: a) pro exotermické reakce platí $\Delta H > 0$ b) pro exergonické kce platí $\Delta H > 0$ c) pro endergonické kce platí $\Delta G < 0$ d) žádná z uvedených možností není správná	14. Chemická rovnováha je stav, kdy: a) se nemění složení soustavy b) neprobíhají žádné reakce c) složky soustavy vznikají v reakcích stejně rychle, jako se spotřebovávají d) Gibbsova energie soustavy se nemění
15. Při endotermické reakci: a) systém teplo uvolňuje b) systém teplo spotřebovává c) je změna reakčního tepla ΔH kladná d) systém uvolňuje teplotu	16. Amfiprotní rozpouštědlo: a) je např. voda b) molekuly pouze proton přijímají, ale neposkytují c) molekuly, jež mohou protony jak přijímat, tak i poskytovat d) molekuly pouze proton přijímají, ale neposkytují
17. Druhý termochemický zákon říká a) soustava při reakci uvolňuje nebo spotřebovává tepelnou energii b) reakční teplo určité reakce a reakční teplo téže reakce probíhající za stejných podmínek opačným směrem je až na znaménko stejné c) reakční teplo určité reakce je stejné jako součet reakčních tepel postupně prováděných reakcí, vycházejících ze stejných výchozích látek a končících stejnými produkty d) celkové slučovací teplo reakce je vždy nulové	18. Jestliže je reakce exotermní, pak platí a) $\Delta H > 0$ b) $\Delta H < 0$ c) $\Delta G > 0$ d) $\Delta G < 0$
19. První termodynamický zákon a) nelze sestavit stroj, který by trvale dodával mechanickou energii, aniž by spotřeboval odpovídající množství energie jiného druhu b) teplo nemůže při styku dvou těles různých teplot samovolně přecházet z tělesa chladnějšího na těleso teplejší c) celkové množství energie (všech druhů) izolované soustavy zůstává zachováno	20. Druhý termodynamický zákon a) nelze sestavit stroj, který by trvale dodával mechanickou energii, aniž by spotřeboval odpovídající množství energie jiného druhu b) teplo nemůže při styku dvou těles různých teplot samovolně přecházet z tělesa chladnějšího na těleso teplejší c) celkové množství energie (všech

d) při absolutní nulové teplotě je entropie čisté látky pevného nebo kapalného skupenství rovna nule	druhů) izolované soustavy zůstává zachováno d) nelze sestrojít perpetuum mobile druhého druhu
--	--

1(42) AB, 2(52) AC, 3(99) ABC, 4(101) ABD, 5 (108)D, 6(118) AC, 7(125)BD, 8(130)BCD, 9(136)B, 10 (228) ABC, 11(234) A, 12(235)BD, 13(128) D, **14 (236) CD, 15 (263) BC, 16 (278) AC, 17(1083) C, 18 (1084) B, 19 (1085) C, 20(1086) BD**