

TERMOCHÉMIA- SEMINÁR

Mgr. Brezniaková
GVPT Martin



CIEĽOVÉ POŽIADAVKY

Energetické zmeny pri chemických reakciách

Obsah:

- Exotermická reakcia
- Endotermická reakcia
- Reakčné teplo, entalpia
- Termochemická rovnica
- 1. termochemický zákon
- 2. termochemický (Hessov) zákon.

VEDOMOSTI A ZRUČNOSTI

- Vysvetliť rozdiely v zápise chemickej rovnice a termochemickej rovnice.
- Zapísať termochemickou rovnicou priebeh chemickej reakcie, ak sú zadané reaktanty, produkty, stechiometrické koeficienty, skupenské stavy reagujúcich látok a hodnota reakčného tepla – entalpie.
- Rozlíšiť chemické reakcie na základe rôznych zápisov termochemickej rovnice na exotermické a endotermické.
- Vypočítať hodnotu reakčného tepla - entalpie spätnej reakcie na základe hodnoty reakčného tepla priamej reakcie na základe 1. termochemického zákona.
- Vymenovať príklady exotermickej a endotermickej reakcie z každodenného života.
- Načrtnúť grafickú závislosť zmeny energie sústavy počas chemickej reakcie od času.
- Vypočítať zmenu entalpie chemickej reakcie zloženej z viacerých čiastkových reakcií.
- Opísať tepelné javy pri rozpúšťaní látok

TERMOCHÉMIA

Pôvod: gr.termos=teplo

Chemický odbor skúmajúci tepelné javy počas chemickej reakcie



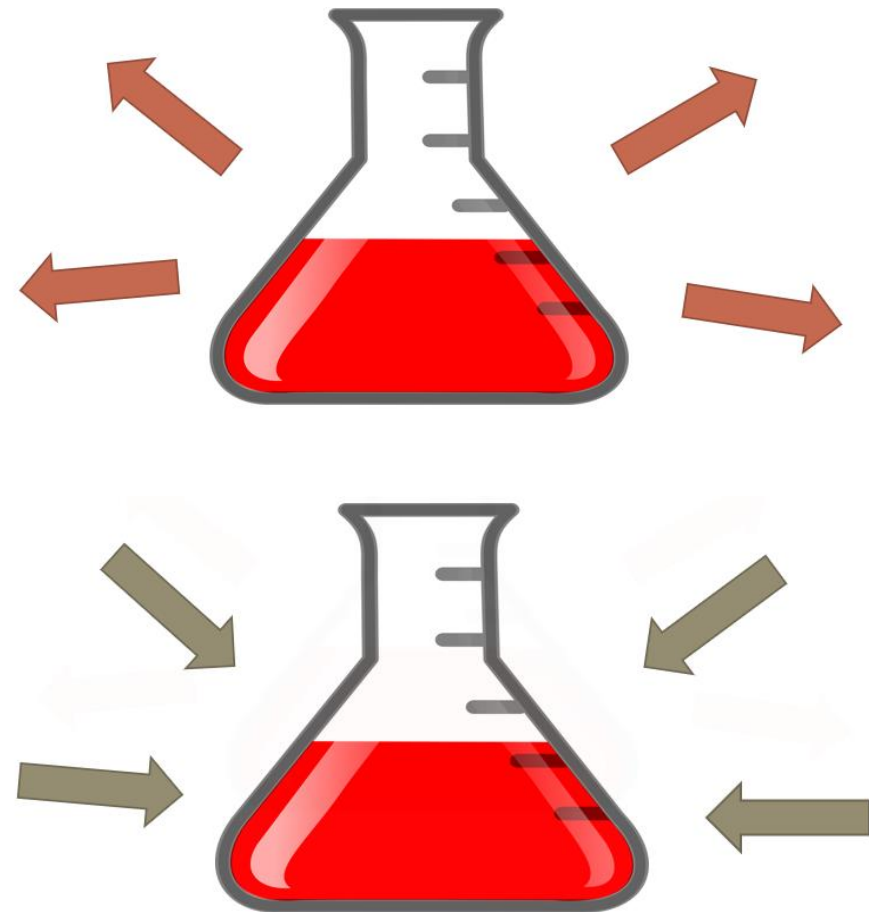
TYPY CHEMICKÝCH REAKCII

exotermické

- reakcie, pri ktorých priebehu sa uvoľňuje teplo

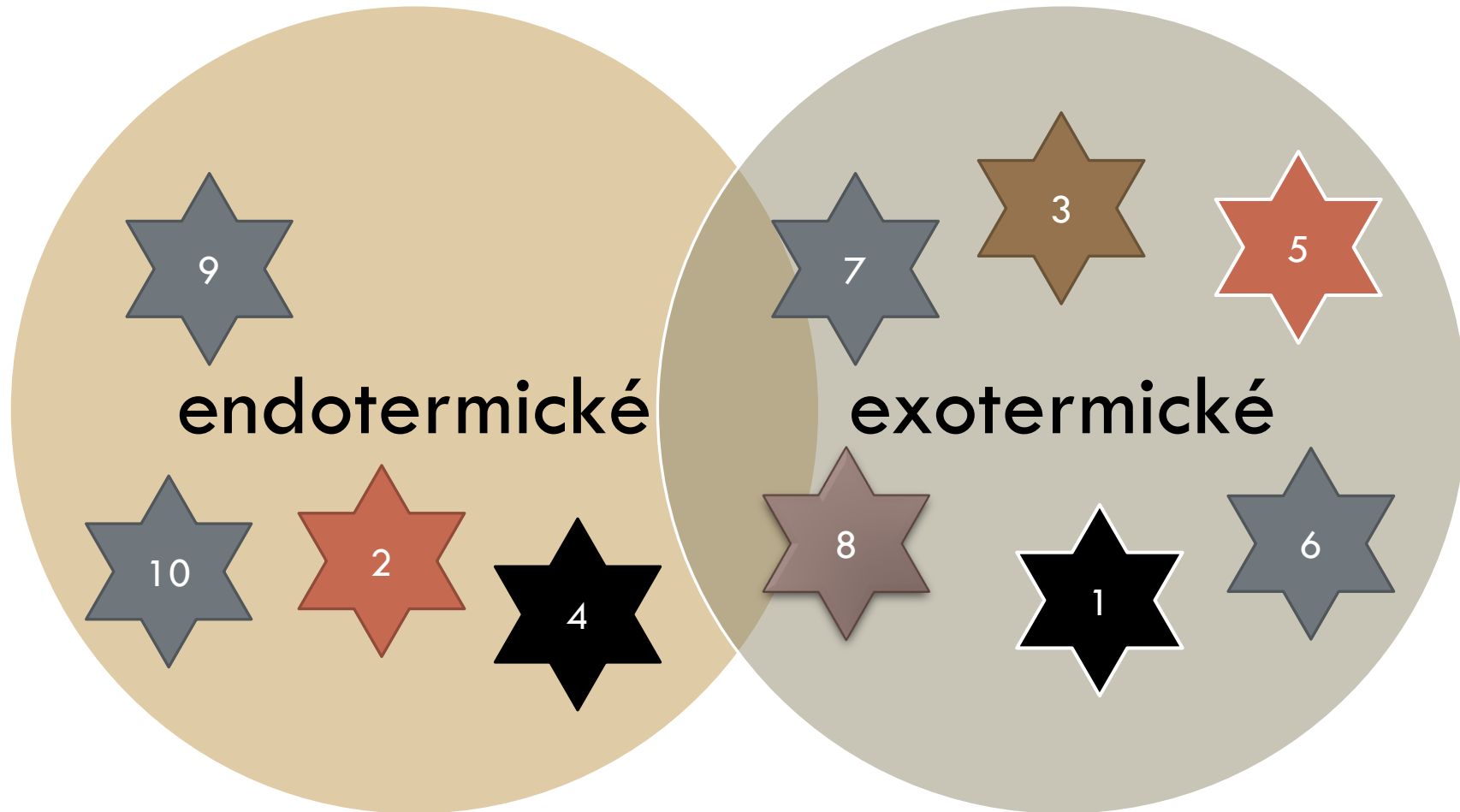
endotermické

- reakcie, pri ktorých sa teplo spotrebuje/ dodáva



AKTIVITA

ROZTRIEĎ REAKCIE NA ENDOTERMICKÉ A EXOTERMICKÉ



1. Dýchanie
2. Fotosyntéza
3. Horenie dreva
4. Výroba železa
5. Reakcia sodíka s vodou
6. Neutralizácia
7. Zrážacia reakcia
8. Reakcia zinku s kyselinou chlorovodíkovou
9. Pálenie vápna
10. Reakcia dusíka a kyslíka

ENTALPIA

Označenie veličiny **H** (stavová veličina, nemožno určiť jej hodnotu ale iba jej zmenu)

Jednotka **kJ/mol**

Definícia- **tepelný obsah látky** (*pri konštantnom tlaku- izobarický dej*)

REAKČNÉ TEPLLO

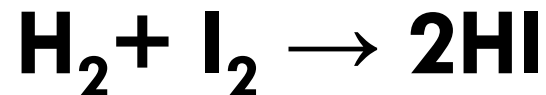
Označenie veličiny **Q**

Jednotka **kJ/mol**

Rozdiel energie uvoľnenej pri vzniku väzby medzi produktami a energie potrebnej na štiepenie väzieb v reaktantoch (rozdiel väzbových energií reaktantov a produktov)



VÝPOČET REAKČNÉHO TEPLA Z VÄZBOVÝCH ENERGII



Väzbová energia H-H= 436kJ/mol, I-I= 151 kJ/mol, H-I= 299 kJ/mol



436kJ/mol

151kJ/mol

2x299kJ/mol

Rozštiepenie väzieb v reaktantoch:

$$(436+151)\text{kJ/mol}=587\text{kJ/mol}$$

vznik väzieb v produktoch:

$$598\text{kJ/mol}$$

množstvo uvoľnenej energie pri reakcii: $598\text{kJ/mol}-587\text{ kJ/mol}= 11\text{kJ/mol}$

REAKČNÉ TEPLLO

Označenie **Q**

Jednotka **kJ/mol**

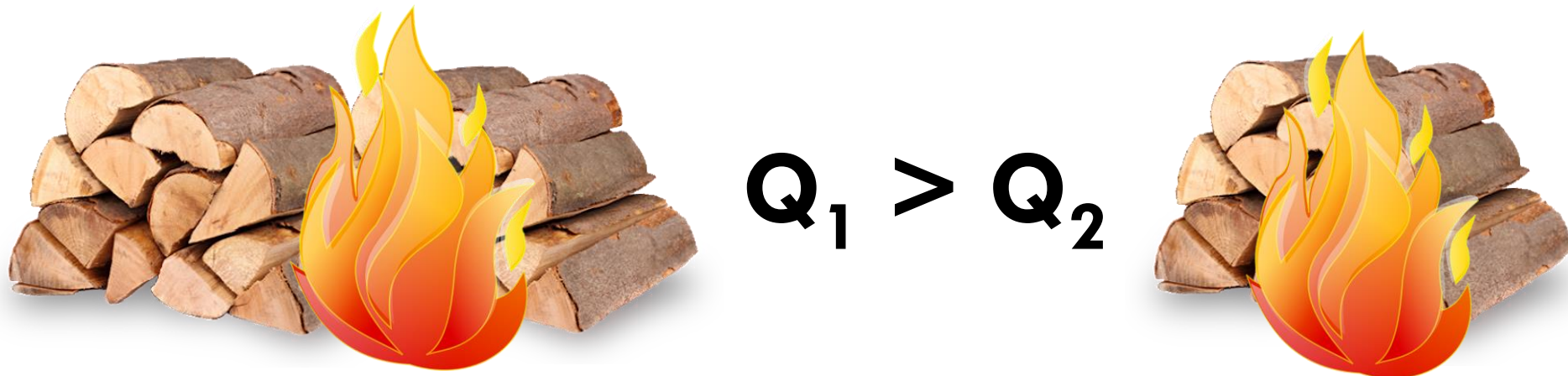
Rovná sa zmene entalpie (rozdielu entalpie produktov reakcie a entalpie reaktantov)

$$Q = \Delta H$$

$$\Delta H_p - \Delta H_r = \Delta H$$

REAKČNÉ TEPLŮ

Hodnota závisí od látkového množství, typu látek a ich skupenstva, teploty a tlaku



TYPY REAKČNÝCH TEPIEL

Mólové (Q_m alebo ΔH)

- množstvo tepla, ktoré sa uvoľní alebo spotrebuje ak zreaguje také látkové množstvo reaktantov, aké udávajú stechiometrické koeficienty v príslušnej rovnici

Štandardné (ΔH°)

- Reakčné teplo reakcie, ktorá prebieha pri štandardných podmienkach
- Udávajú v tabuľkách
- Pri 25°C (298,15K) a 101,3kPa)

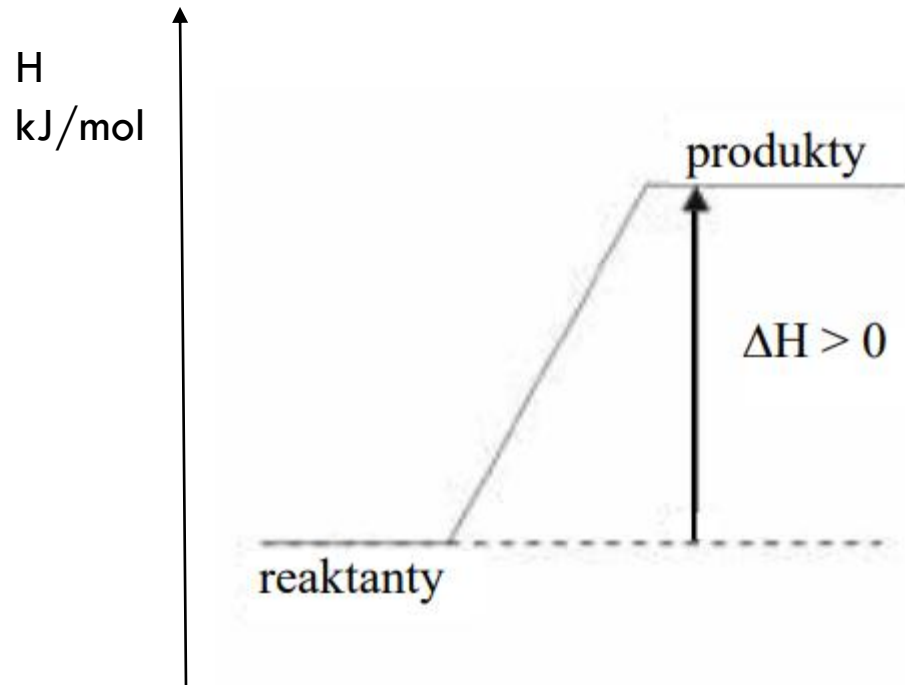
Zlučovacie

- Reakčné teplo reakcie pri ktorej z prvkov v štandardnom stave vzniká 1 mol zlúčeniny v štandardnom stave

Spaľovacie

- Reakčné teplo reakcie pri ktorej sa 1 mol zlúčeniny v štandardnom stave zoxiduje na konečný oxidačný produkt

ENDOTERMICKÁ REAKCIA



grafická závislosť zmeny energie sústavy počas chemickej reakcie od času.

Teplo sa z okolia **spotrebuje**

Entalpia produktov je väčšia ako entalpia reaktantov

Chemické väzby v produktoch sú slabšie ako v reaktantoch

Prebiehajú iba za neustáleho dodávania tepla z okolia

$$\Delta H > 0$$

fotosyntéza

pálenie vápna

rozpúšťanie
kuchynskej soli vo
vode

Výroba železa
vo vysokej peci

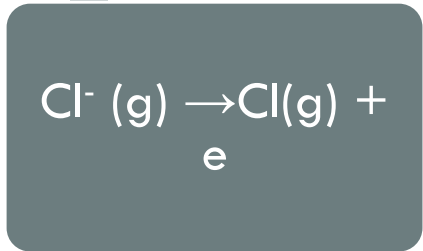
vznik katiónov z
elektroneutrálnej
častice

Vyparovanie
vody

Reakcia dusíka a
kyslíka

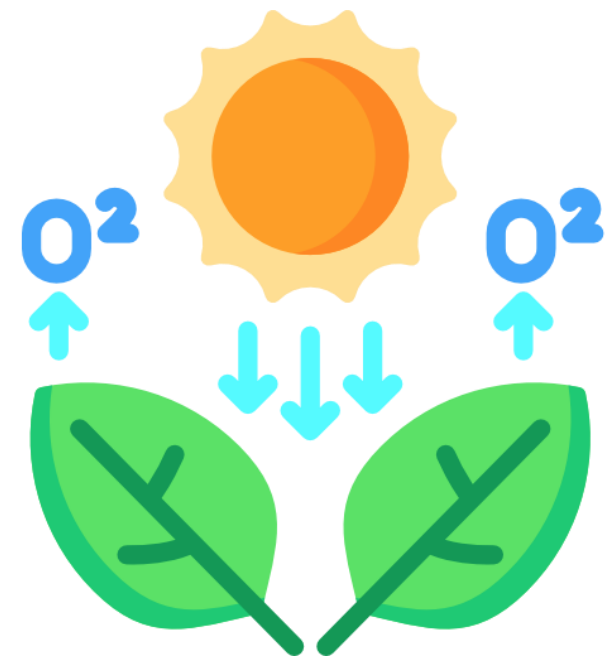
Nabíjanie
akumulátora

Topenie ľadu

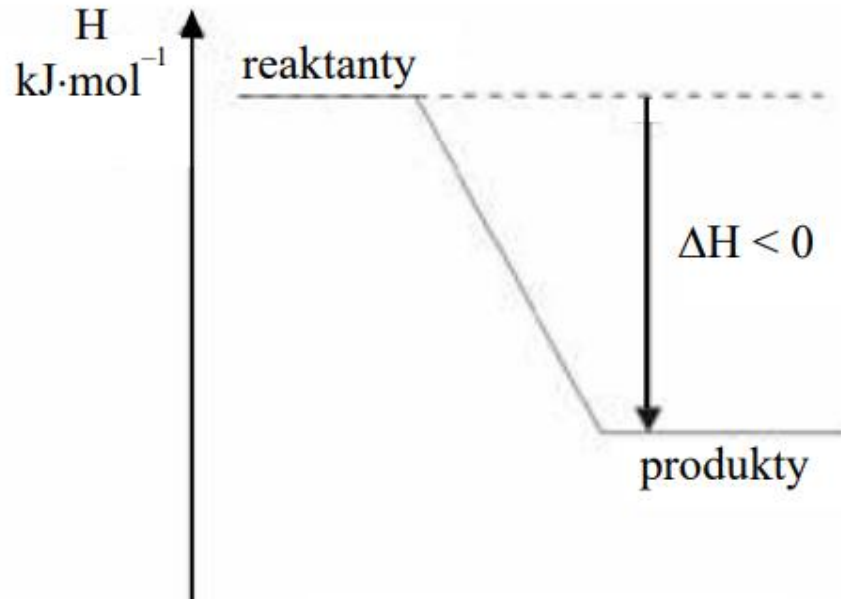


tepelný rozklad
stálych látok

← Endotermické
reakcie



EXOTERMICKÁ REAKCIA



grafická závislosť zmeny energie sústavy počas chemickej reakcie od času.

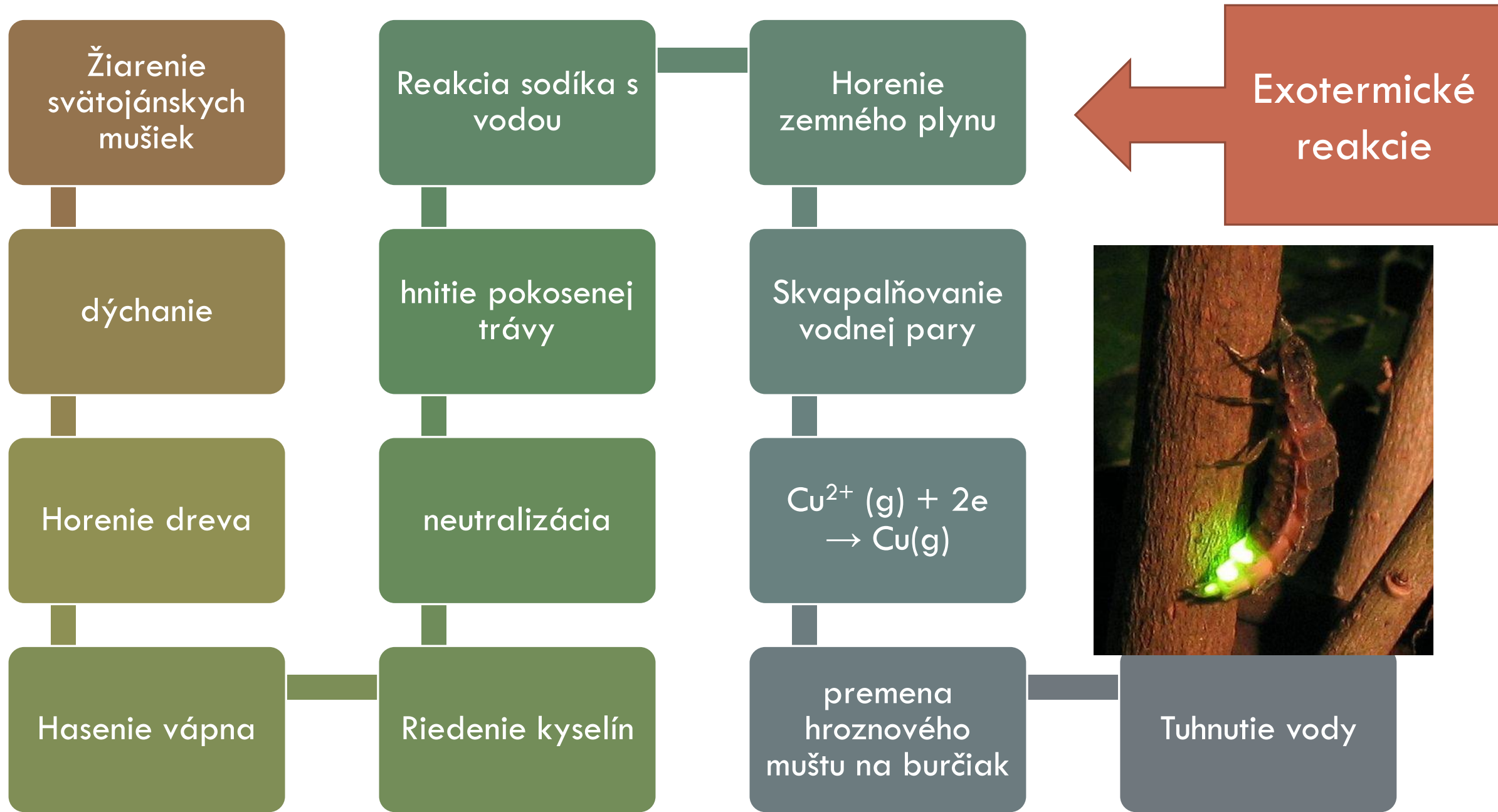
Teplo sa **uvolňuje** do okolia

Entalpia produktov je menšia ako entalpia reaktantov

Chemické väzby sú v produktoch silnejšie ako v reaktantoch

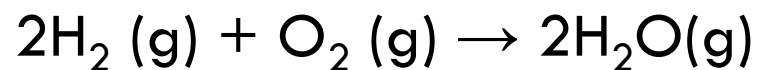
Väčšinou prebiehajú samovoľne alebo na začiatku je potrebné dodať určité množstvo energie (napr. horenie zemného plynu, papiera)

$$\Delta H < 0$$



TERMOCHEMICKÁ ROVNICA

Obsahuje reakčné teplá a skupenské stavy reaktantov a produktov
(skupenstvo ovplyvňuje hodnotu reakčného tepla)



Označenie stavov látok

označenie	latinský názov	skupenstvo látky
s	solidus	tuhé
l	liquidus	kvapalné
g	gaseus	plynné
aq	aqua	Vodný roztok

SPÔSOBY ZÁPISU TERMOCHEMICKEJ ROVNICE



A. **exotermická reakcia**



SPÔSOBY ZÁPISU TERMOCHEMICKEJ ROVNICE



B. endotermická reakcia

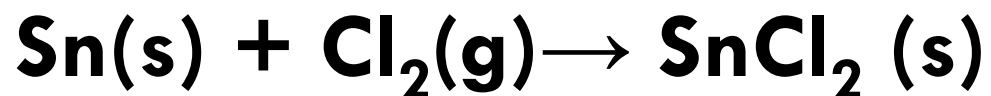


1. TERMOCHEMICKÝ ZÁKON (LAVOISIER, LAPLACE) 1780

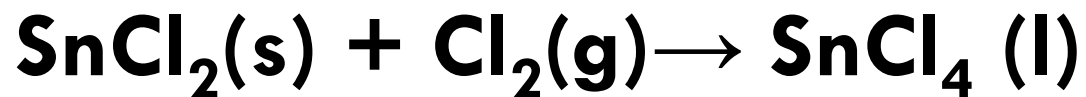


Hodnota reakčného tepla spätnej a priamej reakcie je rovnaká, líši sa iba znamienkom

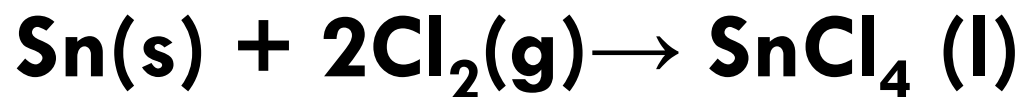
2. TERMOCHEMICKÝ ZÁKON (HESS) 1840



$$\Delta H = -349,4 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -195,2 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = ? \text{ kJ/mol}$$



Celkové reakčné teplo určitej reakcie sa rovná súčtu reakčných tepiel jej čiastkových reakcií

TEPELNÉ JAVY PRI ROZPÚŠŤANÍ TUHÝCH LÁTOK VO VODE

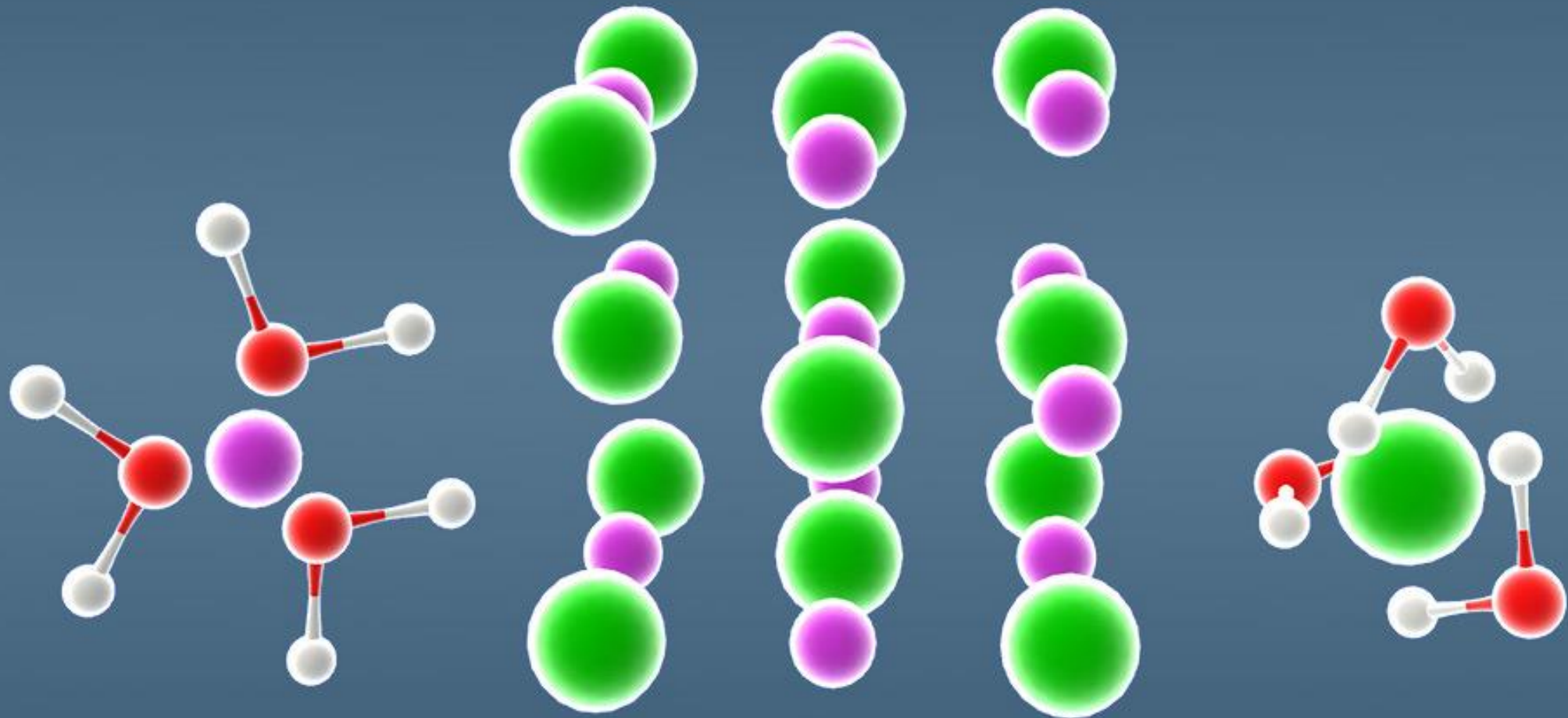
Rozrušenie
kryštálovej štruktúry

Solvatácia -
hydratácia iónov

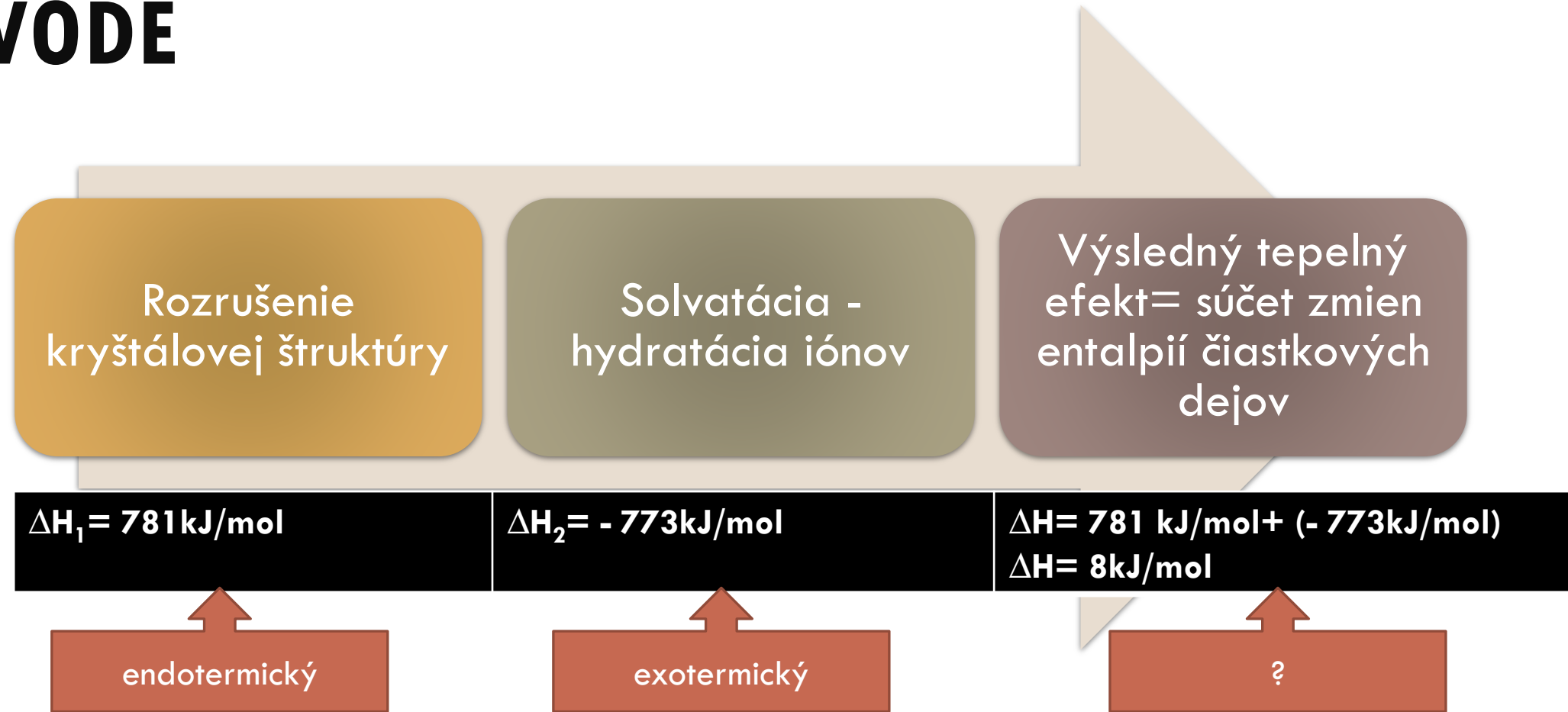
Výsledný tepelný
efekt = súčet zmien
entalpií čiastkových
dejav

Endotermický/exotermický
dej





ROZPÚŠŤANIE CHLORIDU SODNÉHO VO VODE



ENTROPIA

Označenie: S

Jednotka $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Definícia: **miera neusporiadanosti (neporiadku) reakčného systému**

- čím je systém neusporiadanejší, tým je entropia vyššia (napr. $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$)
- sústavy majú tendenciu k prechodu do väčšieho neporiadku

ΔS = Zmena entropie systému = rozdiel entropie produktov (S_2) a entropie reaktantov (S_1)

$$\Delta S = S_2 - S_1$$

GIBBSOVA ENERGIA

Označenie: **G**

Jednotka: **kJ/mol**

Definícia: **voľná entalpia**

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Rozhoduje o spontánnosti deja

Samovoľné deje smerujú k minimálnej hodnote gibbsovej energie.

Spontánne prebiehajú reakcie s $\Delta G < 0$ (pri konštantných teplote a tlaku)

PREDPOVEDANIE PRIEBEHU REAKCIE

ΔH	$T \cdot \Delta S$	ΔG	samovol'ný priebeh reakcie
+	-	+	neprebíaha, ani pri zmene teploty
-	+	-	prebieha nezávisle od veľkosti teploty
+	+	+/-	samovol'ne iba za podmienky $ T\Delta S > \Delta H $, možno ovplyvniť zmenou teploty ak ΔG záporné hodnoty
-	-	+/-	samovol'ne iba za podmienky $ T\Delta S < \Delta H $, možno ovplyvniť zmenou teploty ak ΔG záporné hodnoty
$\Delta H = T \cdot \Delta S$		0	system v rovnováhe

ZDROJE

https://www.flaticon.com/free-icon/photosynthesis_1373907

https://www.wikiwand.com/cs/Sv%C4%9Btlu%C5%A1ka_v%C4%9Bt%C5%A1%C3%AD

https://www.flaticon.com/free-icon/temperature_187244

https://www.mozaweb.com/sk/Extra-3D_animacie-Rozpustenie_NaCl-38592