

Termochémia

Termochémia je odbor chémie, ktorý sa zaoberá tepelnými javmi, ktoré prebiehajú pri chemických reakciách (zaoberá sa energetickými zmenami). Pri chemických reakciách nastáva určitá energetická zmena, teda uvoľňuje sa alebo spotrebúva teplo. Spotreba alebo uvoľnenie tepla závisí od druhu reaktantov, ktoré vstupujú do chemickej reakcie a od druhu produktov, ktoré vznikajú pri chemickej reakcii.

Podľa toho či sa pri chemickej reakcii teplo uvoľňuje alebo spotrebúva (teda podľa tepelnej bilancie) delíme chemické reakcie na:

1. **Exotermické** - v priebehu exotermických reakcií sa teplo uvoľňuje.
2. **Endotermické** – v priebehu endotermických reakcií sa teplo spotrebúva.

Exotermické reakcie $\Delta H < 0$ /pozri obr.1/

- Energia produktov je nižšia ako energia reaktantov (o hodnotu uvoľnenej energie) /pozri obr. nižšie/
- Produkty sú stabilnejšie ako reaktanty, z ktorých vznikli
- Niektoré prebiehajú pri bežnej teplote a tlaku samovoľne (neutralizačné, zrážacie, atď.)
- Niektoré prebiehajú pri počiatočnom dodaní energie, ale potom prebiehajú ďalej a uvoľňuje sa energia (horenie papiera, uhlia, atď.)

Endotermické reakcie $\Delta H > 0$ /pozri obr.2/

- Energia produktov je vyššia ako energia vstupujúcich reaktantov /pozri obr. nižšie/
- Produkty sú menej stabilné ako reaktanty
- Väčšina prebieha len pri stálom zahrievaní

Reakčné teplo Q

Reakčné teplo je energia /teplo/, ktoré sa pri priebehu chemickej reakcie uvoľní alebo spotrebuje. Určuje sa ako **rozdiel** entalpie produktov a entalpie reaktantov chemickej reakcie.

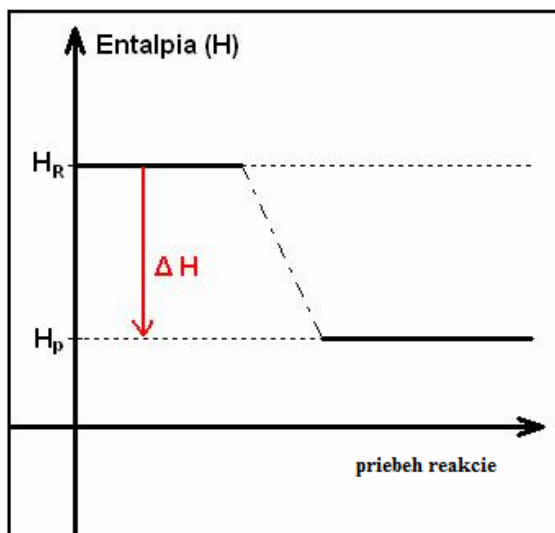
Entalpiu označujeme veľkým písmenom **H**, jej jednotkou je **kJ. mol⁻¹**.

Teda pre reakčné teplo platí:

$$Q = \Delta H$$

$$\Delta H = H \text{ produktov} - H \text{ reaktantov} \quad /H_P - H_R/$$

Pri **exotermických reakciách** je entalpia produktov menšia ako entalpia reaktantov, preto má reakčné teplo zápornú hodnotu, $\Delta H < 0$



obr.1

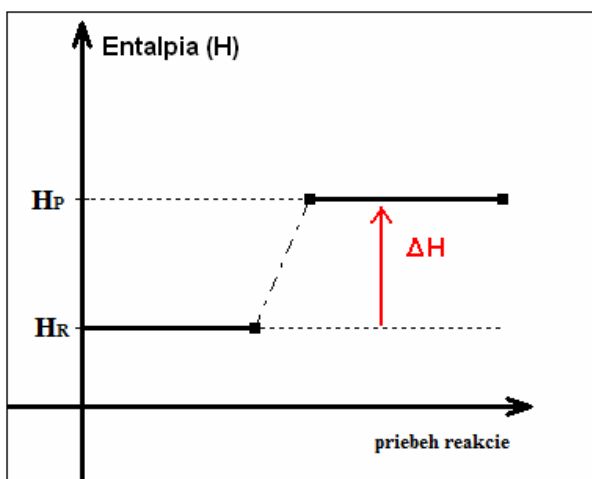
H_R – entalpia reaktantov

H_P – entalpia produktov

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H < 0$$

Pri endotermických reakciách je entalpia produktov väčšia ako entalpia reaktantov a preto má reakčné teplo kladnú hodnotu, $\Delta H > 0$



obr.2

H_R – entalpia reaktantov

H_P – entalpia produktov

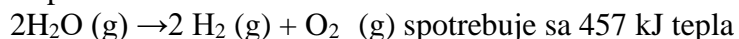
$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H > 0$$

Hodnota reakčného tepla závisí od látkového množstva reaktantov vstupujúcich do chemickej reakcie. Teda čím je látkové množstvo reaktantov väčšie, tým je väčšie aj reakčné teplo danej chemickej reakcie.

!!! Reakčné teplo určitej chemickej reakcie je množstvo tepla, ktoré sa spotrebuje alebo uvoľní pri chemickej reakcii, ak zreaguje také látkové množstvo reaktantov, aké udávajú stechiometrické koeficienty v chemickej rovnici príslušnej chemickej reakcie.

Napríklad:



Reakčné teplo chemickej reakcie, ktorá prebieha pri štandardných podmienkach označujeme ΔH^0 . (**štandardné podmienky**: teplota 298,15 K=25°C, tlak 101,3 kPa*).

/Pozn.: * normálne podmienky: teplota 273,15 K=0°C, tlak 101,3 kPa/

Termochemické rovnice

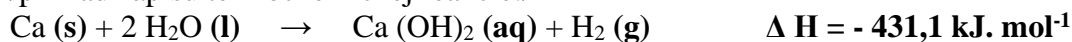
Termochemické rovnice sú rovnice, ktoré obsahujú informáciu o spotrebovanom alebo uvoľnenom teple. Tieto rovnice musia obsahovať aj vyznačenie skupenstiev všetkých reakčných zložiek.

Napríklad:

Exotermické rovnice (teplo sa uvoľňuje do okolia)

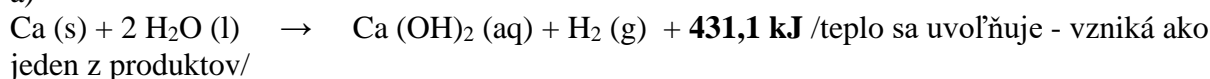
$$\Delta H < 0$$

/príklad zápisu termochemickej reakcie: /



Reakčné teplo môžeme zapísať aj priamo do rovnice na stranu reaktantov alebo produktov:

a)



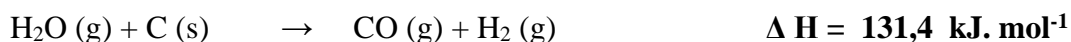
B) alebo



/teplo sa uvoľňuje, „ide preč, odchádza,“ preto znamienko mínus na strane reaktantov/

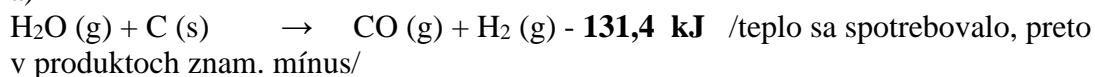
!!!Všimnite si rozdiel: teplo – jednotka: kJ, J, MJ, reakčné teplo – jednotka: kJ. mol⁻¹

Endotermické rovnice (teplo sa spotrebúva) $\Delta H > 0$



Reakčné teplo môžeme zapísať aj do rovnice:

a)



b)



/teplo sa muselo pridať ako jeden z reaktantov, preto znam. +/

! V termochemických rovniach sa zapisuje vždy aj skupenský stav:

s (solidus) – látka v tuhom skupenstve

l (liquidus) – látka v kvapalnom skupenstve

g (gaseus) – látka v plynnom skupenstve

aq (aqua) – látka vo vodnom roztoku

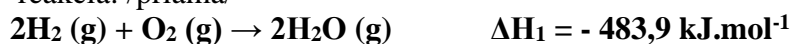
Termochemické zákony

Prvý termochemický zákon objavili v roku 1780 Lavoisier a Laplace:

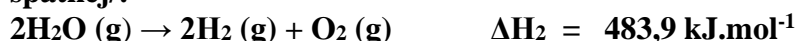
Hodnota reakčného tepla priamej a spätnej reakcie je rovnaká, líši sa len znamienkom.

Príklad 1:

reakcia: /priama/

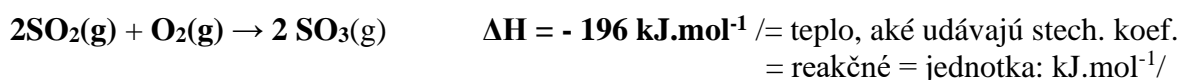


spätná (vratná) reakcia – /="otočená" reakcia, **reaktanty pôvodnej reakcie sú produktami spätnej/:**

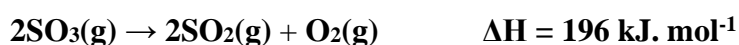


Príklad 2:

Pri syntéze (=tvorbe, vzniku) dvoch mólov oxidu sírového z dvoch mólov oxidu siričitého a jedného mólu kyslíka sa uvoľní teplo 196 kJ



Pri rozklade dvoch mólov oxidu sírového na 2 móly SO_2 a 1 mól O_2 , sa rovnaké množstvo tepla spotrebuje:

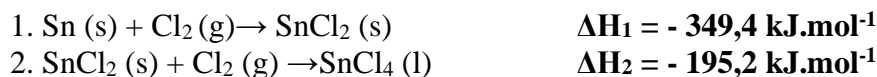


Druhý termochemický zákon objavil a formuloval v roku 1840 Hess:

Reakčné teplo určitej reakcie sa rovná súčtu reakčných tepiel čiastkových reakcií.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Príklad: Na základe termochemických rovníc čiastkových reakcií:



určte reakčné teplo reakcie:



Riešenie: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = - 349,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} + (-195,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = - 544,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Tepelné javy pri rozpúšťaní tuhých látok vo vode

Pri rozpúšťaní tuhých látok /vo vode/ dochádza k dvom dejom sprevádzaným energetickou zmenou:

1)

Najskôr sa musí **rozrušiť kryštálová štruktúra** – teplo sa **spotrebuje**.

Zmena entalpie je kladná, na rozrušene kryštálovej mriežky energiu treba dodať. Potrebnú energiu poskytnú pohybujúce sa molekuly vody.

2)

Potom dochádza k **obklopovaniu** uvoľnených **častíc molekulami vody** – nastáva akvatácia/hydratácia. V tomto procese sa energia/teplo uvoľňuje.

Výsledný tepelný efekt, ktorý nastáva po rozpúšťaní, sa rovná súčtu tepelných efektov (hodnôt zmien entalpií čiastkových dejov).

Pri rozpúšťaní tuhých látok sa vo výsledku teplo môže uvoľňovať (teplota roztoku narastie) alebo sa teplo môže spotrebovať - pohlcovať (teplota roztoku klesne).

To, či sa teplo uvoľní alebo spotrebuje, závisí od množstva tepla, ktoré sa spotrebuje na rozrušenie kryštálovej štruktúry a od množstva tepla, ktoré sa uvoľní pri hydratácii iónov.

1) Ak sa pri uvoľní **pri hydratácii iónov viac tepla**, ako sa spotrebuje na rozrušenie kryštálovej mriežky, tak rozpúšťanie je **exotermický dej** a teplota roztoku narastie.

2) Ak sa **pri rozrušení kryštálovej štruktúry spotrebuje viac tepla** ako sa uvoľní pri hydratácii iónov, tak rozpúšťanie je **endotermický dej** a teplota roztoku klesne.

Príklady:

- 1) Pri rozpúšťaní hydroxidu draselného KOH, hydroxidu sodného NaOH, uhličitanu sodného - **sódy** Na_2CO_3 vo vode, sa roztok zahreje.
- 2) Pri rozpúšťaní **kryštálovej sódy** $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ sa roztok ochladí.

Učivo navyše: /nepovinné/

Reakčné teplo môžeme rozlišovať podľa typu chemického deja:

Reakčné teplo reakcií, pri ktorých vzniká 1 mol zlúčeniny z prvkov, sa nazýva **zlučovacie teplo**.

Štandardné zlučovacie teplo zlúčeniny je reakčné teplo chemickej reakcie, pri ktorej z prvkov v štandardnom stave vznikne 1 mol zlúčeniny v štandardnom stave.

Označenie: ΔH^0_{zl}

Reakčné teplo reakcií, pri ktorých sa spaľuje 1 mol východiskových látok za vzniku stabilných oxidačných produktov, sa nazýva **spalné teplo**.

Štandardné spalné teplo zlúčeniny je reakčné teplo chemickej reakcie, v priebehu ktorej sa 1 mol zlúčeniny v štandardnom stave zoxiduje na stabilný oxidačný produkt).

Označenie: ΔH^0_{sp} .