

# Entalpie

**Entalpie** (zastarale "tepelný obsah") je veličina vyjadřující tepelnou energii uloženou v dané látce. Jedná se o stavovou funkci termodynamické soustavy. Je určena vztahem pro soustavu s neměnným počtem částic, s vnitřní energií  $U$ , tlakem  $p$  a s objemem  $V$  soustavy. Matematicky je definována:

$$H = U + pV$$

## Motivace

Vychází z 1. termodynamického zákona: systém může konat práci jen tehdy, poklesne-li jeho vnitřní energie  $U$  nebo je-li mu dodáno teplo  $Q$ :

$$\Delta U = Q - W$$

V této znaménkové konvenci je práce  $W$  kladná, koná-li ji systém na okolí (např. expanze plynu).

Zvyšuje-li systém svůj objem  $\Delta V$  proti vnějšímu tlaku  $p$ , koná při tom mechanickou práci:

$$W = p\Delta V$$

Vzhledem k předchozí rovnici můžeme psát, že

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

Proto byla definována funkce  $H$  (*entalpie, tepelný obsah*):

$$H = U + pV$$

Jednotkou entalpie v systému SI je joule (J).

Je možné také zavést měrnou entalpii  $h$  vztahem

$$h = \frac{H}{m}$$

kde  $m$  značí hmotnost. Jednotkou měrné entalpie je poté v systému SI joule na kilogram látky ( $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$ ).

## Vztah k vnitřní energii

Vnitřní energie  $U$  je vhodná pro vyjadřování energetických změn dějů probíhajících za *stálého objemu*, entalpie se s výhodou používá pro výpočet energetických změn za stálého tlaku. Jelikož většina chemických procesů probíhá za stálého tlaku, je entalpie v chemické termodynamice častěji používanou veličinou než vnitřní energie.

Pakliže bychom znali hodnoty entalpií reagujících složek v chemické reakci, byl by výpočet jednoduchý. Problém však nastává v tom, že nedovedeme určit absolutní hodnoty entalpií. Vždy se totiž zjišťuje jen změna této funkce, ke které dochází, když látka přechází z jednoho stavu do druhého (z výchozího do konečného). Proto se zavádí v chemické termodynamice stupnice relativních hodnot entalpií. Nulová hodnota entalpie je entalpie prvků v základním stavu, v jejich stabilní formě – při tlaku 101,325 kPa a při teplotě 298,15 K (25 °C). Pouze v tomto stavu lze jejich entalpie změřit.

## Význam entalpie

Zavedením entalpie se značně zjednoduší termodynamické vztahy pro izobarické děje. Jestliže soustava přijímá teplo a koná objemovou práci, bude rovnice pro výpočet změny vnitřní energie:

$$\Delta U = Q - W$$

v diferenciálním tvaru:

$$dU = \Delta Q - p \cdot dV$$

Jde-li o práci reverzibilní, pak  $p$  označuje tlak soustavy. Je-li tento tlak konstantní (při izobarickém ději), můžeme rovnici  $H = U + pV$  napsat ve tvaru:

$$\delta Q = dU + d(pV) = d(U + pV) = dH$$

Pro izobarický děj tedy platí, že teplo přijaté soustavou se rovná zvýšení entalpie soustavy.

Její význam je také při posuzování procesů v tepelných strojích, ve kterých je látka přiváděna a odváděna při stálém tlaku. Jestliže látka koná ve stroji při expanzi práci bez přívodu a odvodu tepla, je tato práce při jednom cyklu úměrná rozdílu entalpie látky (počáteční a konečný stav).

$$\Delta H = Q$$

## Reakční teplo

Reakční teplo  $\Delta H$  je množství tepla, které soustava s okolím vymění při reakci. Reakce probíhá za konstantního tlaku v rozsahu 1 molu základních reakčních přeměn. Jak již víme, při izobarických dějích vyjadřuje výměnu tepla mezi soustavou a okolím právě entalpie.

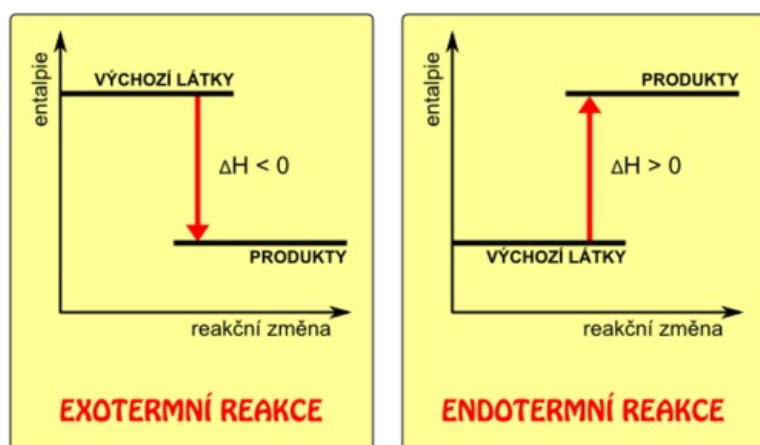
$$\Delta H = H_2 - H_1$$

$H_1$  značí entalpi na začátku (reaktanty),  $H_2$  značí entalpi na konci (produkty).

$H > 0$  jedná se o endotermickou reakci, soustava přijímá teplo z okolí

$H < 0$  jedná se o exotermickou reakci, soustava odovzdává teplo do okolí

Grafické vyjádření :



## Rozdělení

Reakční teplo můžeme rozdělit dle toho, zda při reakci vznikne z prvků sloučenina, nebo zdali se sloučenina spálí v nadbytku kyslíku. Výpočet reakčních tepel je umožněn díky 2. termodynamickému zákonu.

### Standardní slučovací teplo

$\Delta H_{298}^0$  [kJ.mol<sup>-1</sup>]. Je reakčním teplem reakce, při kterém vznikne 1 mol sloučeniny z prvků. Podmínkou vzniku je standardní stav prvků i produktů, to je teplota 298,15 K, tlak 101,325 kPa. Standardní slučovací tepla prvků jsou vždy nulová.

### Standardní spalné teplo

$\Delta H_{298}^0$  [kJ.mol<sup>-1</sup>]. Je reakčním teplem reakce, při kterém je 1 mol látky spálen. Opět platí, že prvky a produkty musí být ve standardním stavu. Spalná tepla prvků jsou nenulová.

## Odkazy

### Související články

- Gibbsova funkce

### Externí odkazy

- Entalpie (česká wikipedia)
- Enthalpy (anglická wikipedia)

### Zdroj

- KUBATOVA, Senta. *Biofot* [online]. [cit. 2011-01-31]. <<https://uloz.to/!CM6zAi6z/biofot-doc>>.

- MECHLOVÁ, Erika a Karel KOŠTÁL. *Výkladový slovník fyziky*. 1. vydání. Praha : Prometheus, 1999. 588 s. ISBN 80-719-6151-5.
  
- FISHER, Oldřich, et al. *Fyzikální chemie*. 1. vydání. Praha : SPN, 1984.
  
- ČELEDÁ, Jiří, et al. *Kurs základů chemie*. 1. vydání. Praha : SPN, 1968.
  
- MAREČEK, Aleš a Jaroslav HONZA. *Chemie pro čtyřletá gymnázia. 1. díl*. 3. vydání. Brno : Aleš Mareček, 2013. ISBN 80-7182-055-5.