

# Termodynamika - Formy energie

Energetické přeměny při chemických a fyzikálních procesech, přenos energie mezi látkami, vzájemné přeměny různých druhů energie

- Rozhoduje pouze **počáteční a konečný** stav
- Nezávisí na mechanismu změny
- Předpověď směru, samovolnosti a rozsahu reakcí
- Nepočítá s časem, neurčí rychlost nebo mechanismus děje

Teplo

Chemická

Světlo

Mechanická

Elektrická - elektrolýza, galvanické články

Nukleární

## Teplo a energie

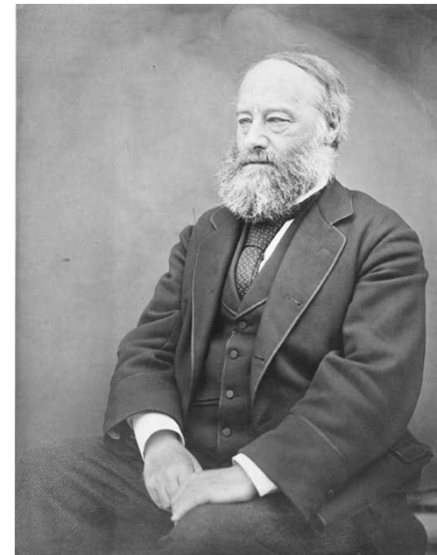
Benjamin Thomson hrabě Rumdorf  
(1753 – 1814)

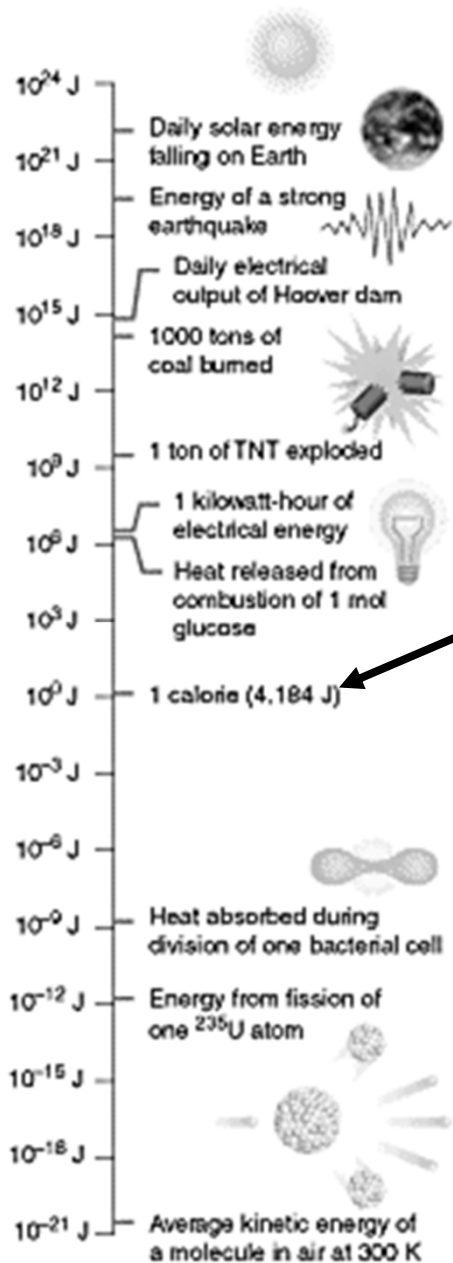
1798 teplo pochází z mechanické práce  
- vrtání dělových hlavní

**Q, teplo = W, práce**

James Prescot Joule (1818 – 1889)

1849 přeměny různých druhů energie  
na teplo      **teplo = energie**





# Energie

1 Joule  $\cong$  energie úderu lidského srdce

1 kalorie = 4,1868 J

1 eV (molekula) $^{-1}$  = 96,485 kJ mol $^{-1}$

## Práce

$$W_{\text{mechan}} = F \times l = m \times a \times t$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

$$W_{\text{el}} = P \times t$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ W s} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

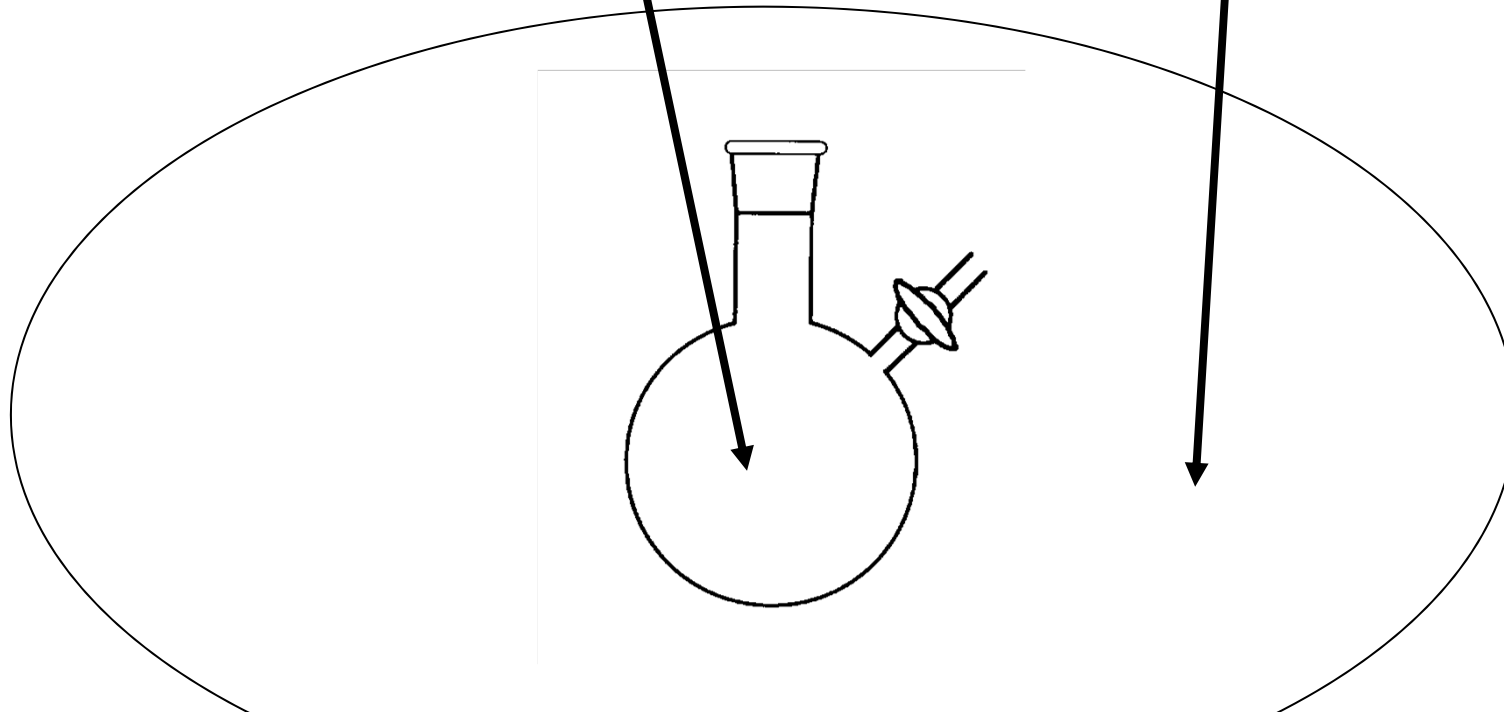
# Termodynamika - Energie

## Energie sbalená na cesty



# Vesmír, systém a okolí

**Vesmír = systém (soustava) + okolí**



**System = část vesmíru izolovaná od nekontrolovaných vlivů z vnějšku**

# Typy systémů

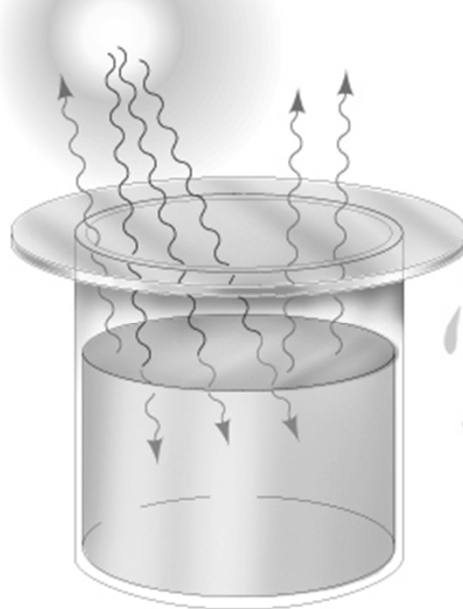
Izolovaný



A. Isolated system

Copyright 1999 John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

Uzavřený



B. Closed system

Otevřený



C. Open system

Vyměňuje se: Nic

Energie

Energie a hmota

# Termodynamické děje

**Izotermický** konstantní teplota  $dT = 0$

**Izobarický** konstantní tlak  $dp = 0$

**Izochorický** konstantní objem  $dV = 0$

**Adiabatický** nevyměňuje se teplo  $dQ = 0$

**Diatermický** vyměňuje se teplo  $dQ \neq 0$

## Popis systému

\* **Extenzivní veličiny**: závisí na příspěvcích od jednotlivých částí soustavy, jsou **aditivní** - hmotnost, elektrický náboj, látkové množství, ....

\* **Intenzivní veličiny**: nejsou aditivní - teplota, tlak, viskozita, koncentrace, hustota, .....

Stav systému je popsán **intenzivními** veličinami (T, p, c)

**Stavová funkce** : fyzikální charakteristika, jejíž hodnota závisí na stavu soustavy : **U, H, S, G**

**U, H, S, G** jsou funkcí T, p, c



# Termodynamický děj

Termodynamický děj probíhá  
od **počátečního** stavu do stavu **konečného = rovnováhy**  
Za rovnováhy se nemění TD vlastnosti systému

Rovnováhy

- Tepelné
- Fázové
- Chemické

Termodynamický děj:

- **Reverzibilní** - vratné - pomalé, stále blízko rovnováhy, směr lze kdykoliv obrátit
- **Ireverzibilní** - nevratné - konečný čas, trvalé změny

# Teplo, teplota, kalorimetrie

System nemá teplo, to se pouze vyměňuje

Měření **tepla** pomocí změny **teploty**

$$Q = C \times \Delta T$$

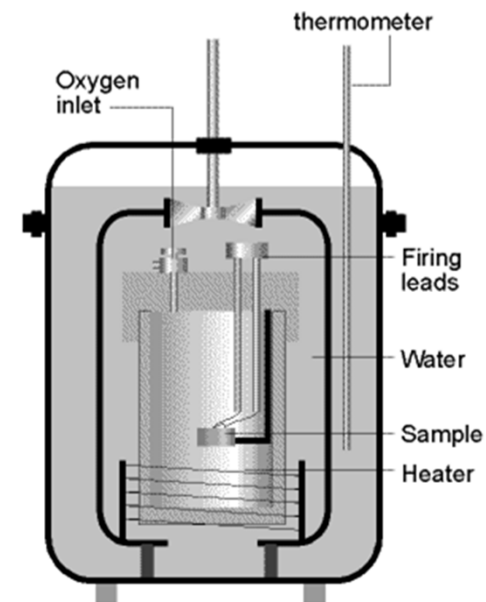
$$C = \text{tepelná kapacita} \quad \Delta T = Q / C$$

$$Q = m \times c_s \times \Delta T$$

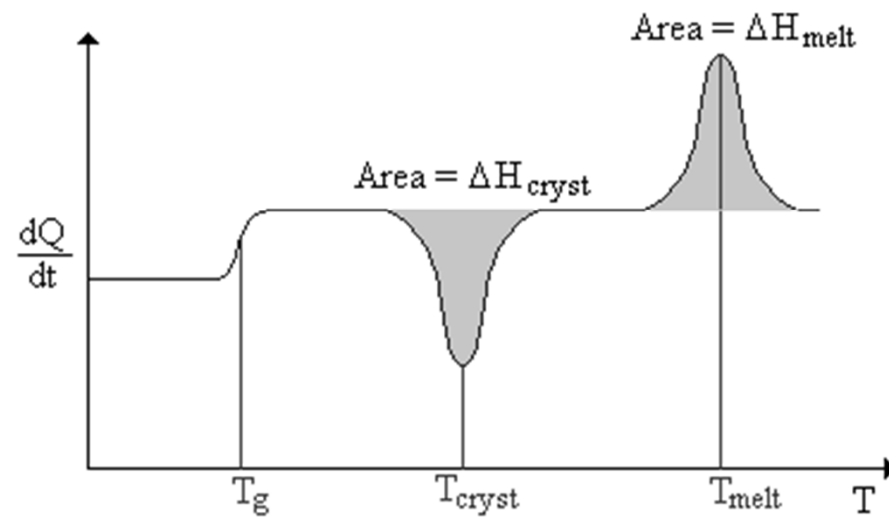
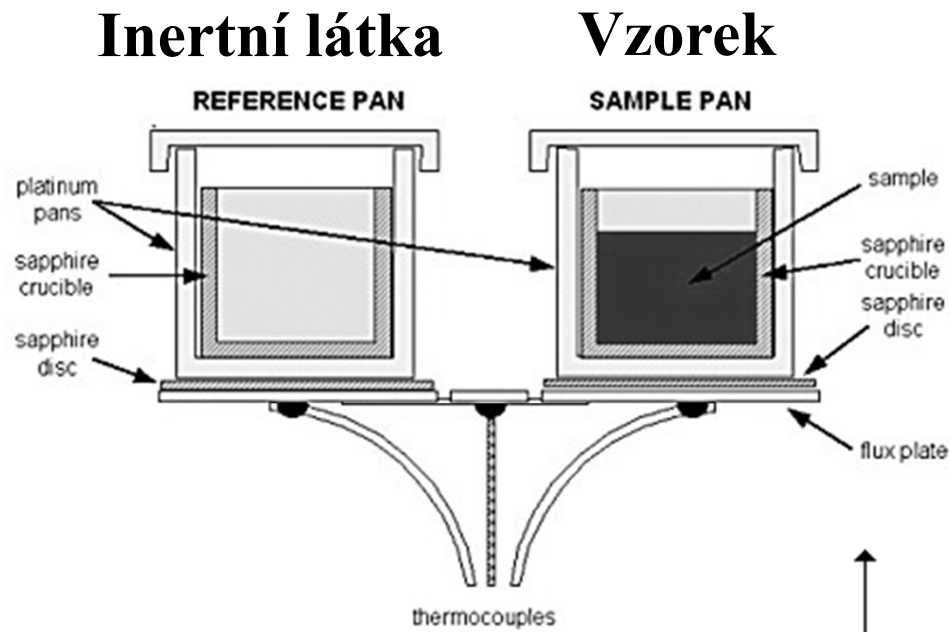
$c_s$  = specifické teplo = množství tepla potřebné k ohřátí 1 g látky o 1 K bez fázové přeměny [ $\text{J K}^{-1} \text{g}^{-1}$ ]

$c_M$  = specifické molární teplo [ $\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$ ]

$$c_M = M c_s$$



# DSC Diferenční skenovací kalorimetrie



## Dulong-Petitovo pravidlo

1819 P. L. Dulong ( $\text{NCl}_3$ ), A. T. Petit – specifické teplo ( $c_s$ ) velmi různé hodnoty pro různé látky, ALE

**specifické molární teplo  $c_M$**  je přibližně konstantní pro různé látky

$$c_M = 3R = 24,94 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Pro prvky s  $A > 35$ , pro normální a vysoké teploty

Použito v první polovině 19. století k hrubému odhadu atomových hmotností prvků:  $c_M = M c_s$

Bi  $c_s = 0,123 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$$c_s = \frac{c_M}{M}$$

## **Nultá věta (zákon) TD**

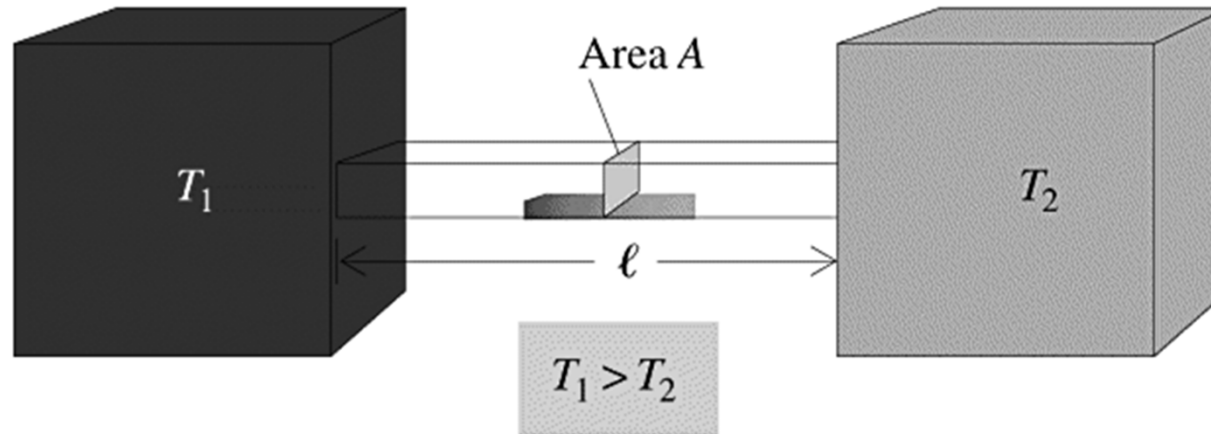
**Jsou-li dvě různá tělesa A a B v tepelné rovnováze (mají stejnou teplotu) s tělesem třetím C, potom jsou v rovnováze i navzájem.**

$$\mathbf{T_A = T_C \text{ a } T_B = T_C \quad \text{pak } T_A = T_B}$$

**Empirická definice teploty:**

**Pokud jsou dvě tělesa v kontaktu a jsou ve stavu termodynamické rovnováhy, tj. nedochází mezi nimi k přenosu tepla, pak jejich teploty jsou stejné.**

## Přenos tepla



$$\frac{Q}{t} = \frac{KA(T_1^{\text{horké}} - T_2^{\text{studené}})}{l}$$

**Q** = teplo přenesené za čas **t**

**K** = tepelná vodivost

**A** = plocha

**T** = teploty

**l** = tloušťka překážky

**Okenní trojsklo  $K = 1,1 \text{ W m}^{-2} \text{ K}^{-1}$**

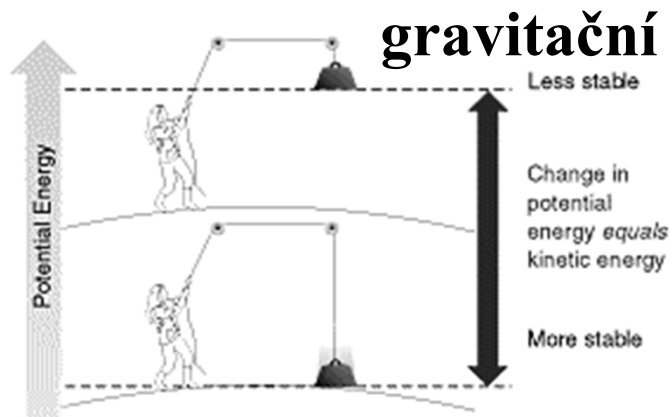
# Kinetická a potenciální energie

**Kinetická** energie  $E_k$  – pohybová, aktivní, koná práci,

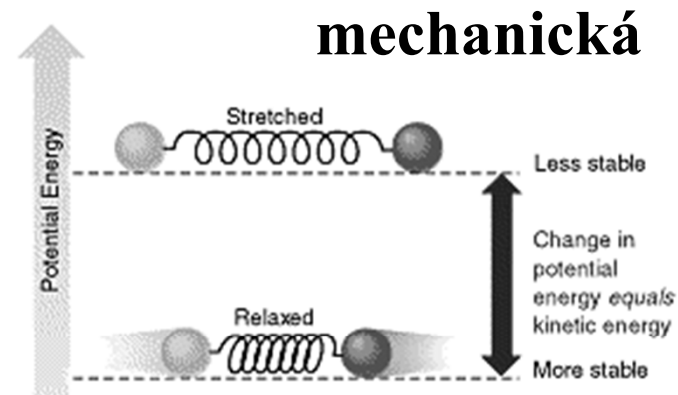
$$E_k = \frac{1}{2}mv^2$$

**Potenciální** energie – inaktivní, připravena konat práci, výsledek relativní pozice nebo struktury

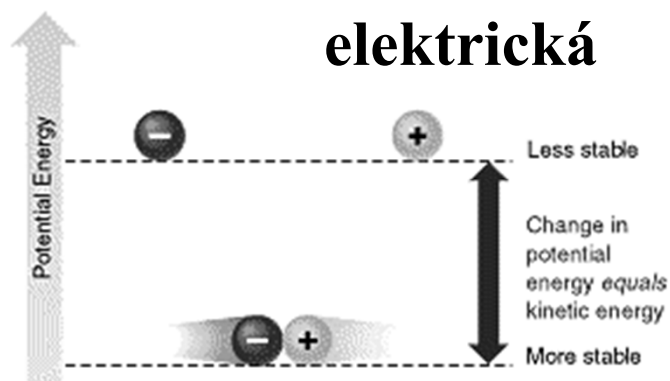
# Kinetická a potenciální energie



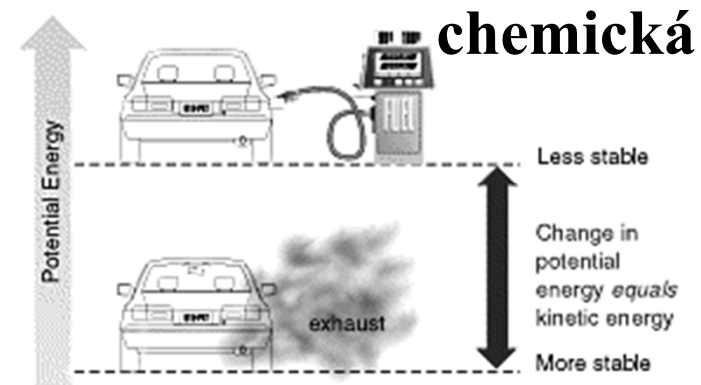
**A** A gravitational system. The  $E_p$  gained when a weight is lifted is converted to  $E_k$  as the weight falls.



**B** A system of two balls attached by a spring. The  $E_p$  gained when the spring is stretched is converted to  $E_k$  of the moving balls when it is released.



**C** A system of oppositely charged particles. The  $E_p$  gained when the charges are separated is converted to  $E_k$  as the attraction pulls them together.



**D** A system of fuel and exhaust. A fuel is higher in chemical  $E_p$  than the exhaust. As the fuel burns, some of its  $E_p$  is converted to  $E_k$  of the moving car.



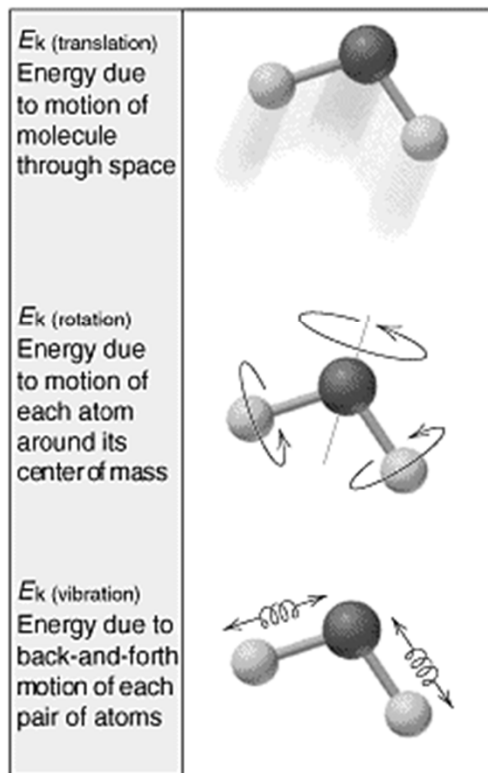
# Kinetická a potenciální energie

## Kinetická

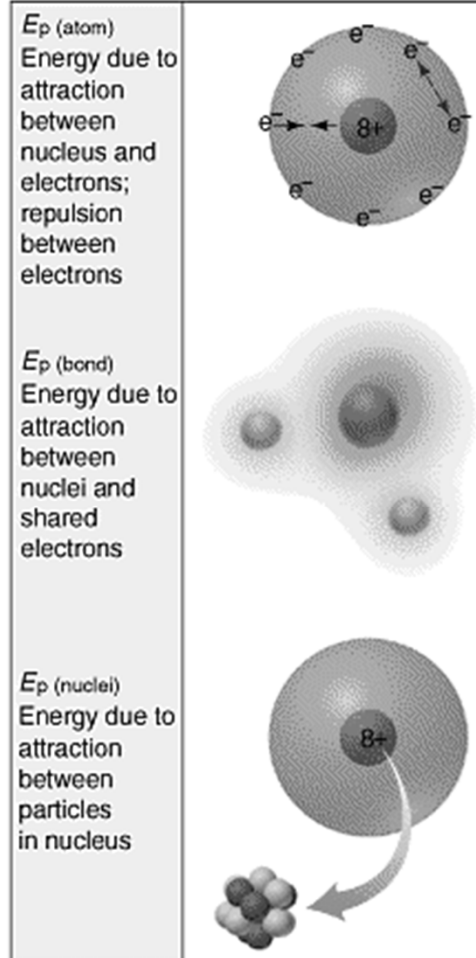
Translační

Rotační

Vibrační



A Contributions to kinetic energy ( $E_k$ )



B Contributions to potential energy ( $E_p$ )

## Potenciální

Elektronová  
(e-j a e-e uvnitř atomu)

Vazebná  
(valenční e v molekulách)

Jaderná

# Kinetická a potenciální energie

## Viriální Theorem

$$\langle E_{\text{kin}} \rangle = -\frac{1}{2} \langle E_{\text{potenc}} \rangle$$

$\langle E_{\text{kin}} \rangle$  časový průměr celkové kinetické energie

$$E_{\text{kin}} = m v^2 / 2$$

$\langle E_{\text{potenc}} \rangle$  časový průměr celkové potenciální energie

System dvou rotujících částic, lehká ( $m$ ) a těžká ( $M$ )

Potenciální energie:  $E_{\text{potenc}} = -g m M / R$   
 $g$  = gravitační konstanta,  $R$  = vzdálenost

$$F_{\text{grav}} = -g m M / R^2$$
$$F_{\text{odstř}} = m v^2 / R$$

Rovnováha  $F_{\text{grav}} = -F_{\text{odstř}}$        $m v^2 / R = g m M / R^2$

$$E_{\text{kin}} = m v^2 / 2 = g m M / 2 R$$

Kinetická energie těžké částice je nulová

$$E_{\text{kin}} = - E_{\text{potenc}} / 2$$

# Energie

Celková energie molekuly

Jednotlivé složky  $E_{\text{celk}}$  jsou nezávislé – velmi rozdílné velikosti

$E_{\text{celk}} = \text{translační} + \text{rotační} + \text{vibrační} + \text{elektronová}$

$E(\text{elektronová})$

$100 \text{ kJ mol}^{-1}$

UV a viditelná

$E(\text{vibrační})$

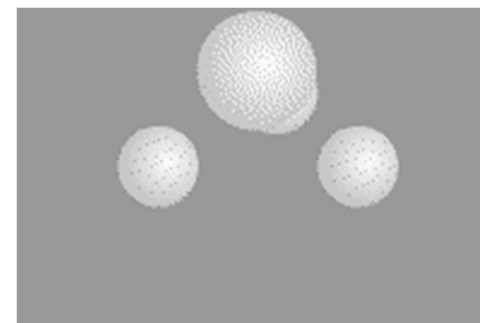
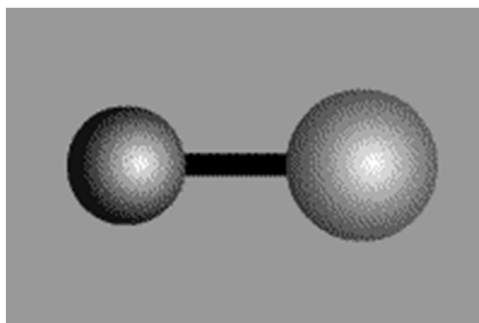
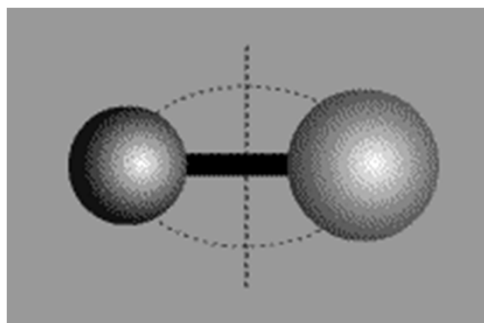
$1,5 - 50 \text{ kJ mol}^{-1}$

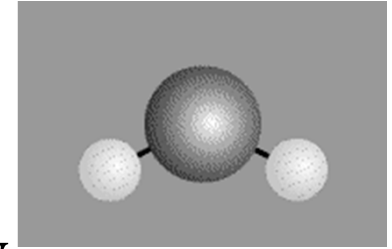
Infračervěná

$E(\text{rotační})$

$0,1 - 1,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

Mikrovlnná a daleká IČ





## Energetické stavy – vibrační hladiny

Kvantování vibrační energie

$$E(\text{vibrační}) = h\nu_0 (v + 1/2)$$

$v$  = vibrační kvantové číslo

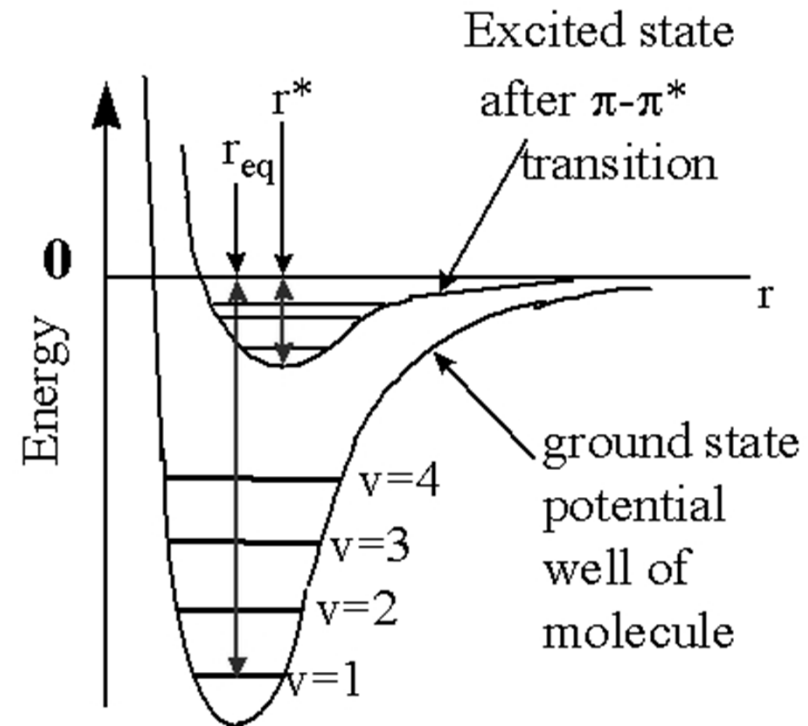
Výběrové pravidlo  $\Delta v = \pm 1$

Energie nulového bodu:

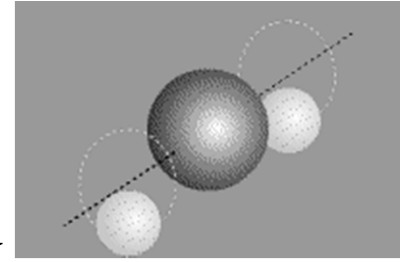
$$\text{Pro } v = 0 \quad E(\text{vibrační}) = 1/2 h\nu_0$$

$$\text{H}_2 \quad E(\text{disoc}) = 432 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E(v = 0) = 25 \text{ kJ mol}^{-1}$$



Za normální teploty jsou molekuly v základním vibračním stavu  $v = 0$ , nemají dost energie na populaci vyšších hladin



## Energetické stavy – rotační hladiny

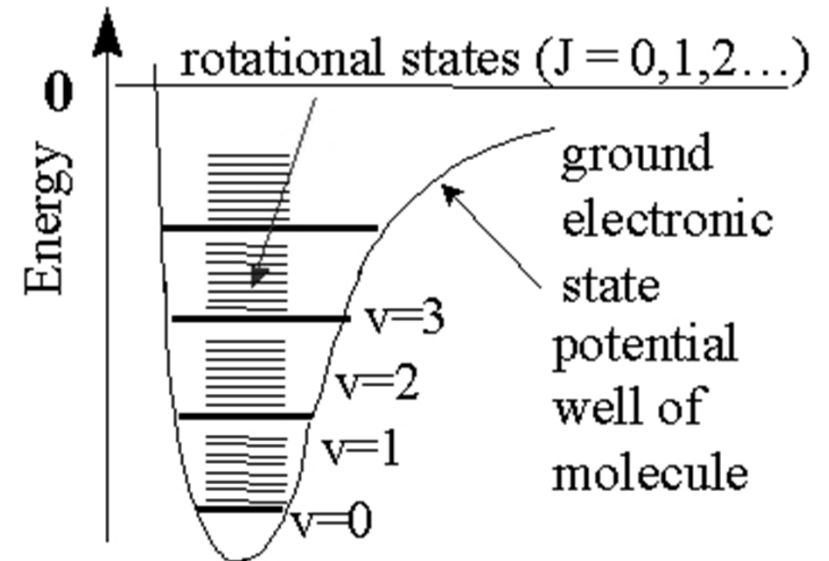
Kvantování rotační energie

$$E(\text{rotační}) = (\hbar^2/2I) J(J + 1)$$

$J$  = rotační kvantové číslo

$I$  = moment setrvačnosti ( $\mu r^2$ )

Výběrové pravidlo  $\Delta J = \pm 1$



Za normální teploty jsou molekuly v mnoha excitovaných rotačních stavech, rotační energie srovnatelná s tepelnou energií pohybu molekul

## Vnitřní energie, U

**U = součet všech typů energie:** translační, rotační, vibrační, kmitů mřížky, vazebné energie, jaderné.....

U je stavová funkce – závisí na T, p, ... a mění se s jejich změnou

**Hodnotu U nelze změřit ani vypočítat**

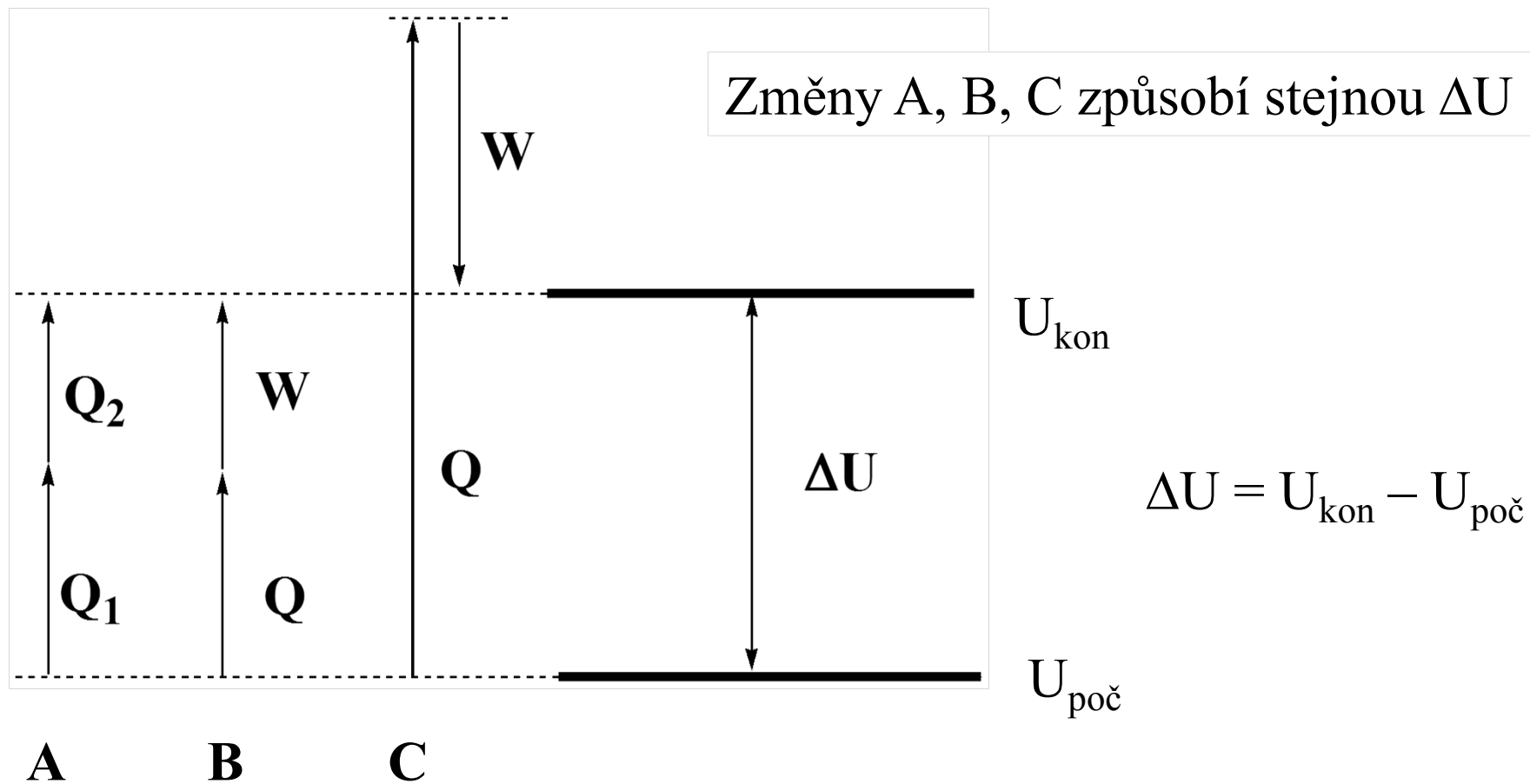
**Změny U lze měřit při výměně:**

tepla Q, práce W, elektrické energie  $E_{el}$

$$\Delta U = U_{kon} - U_{poč}$$

Nezávisí na cestě a způsobu změny U, ale jen na počátečním a konečném stavu

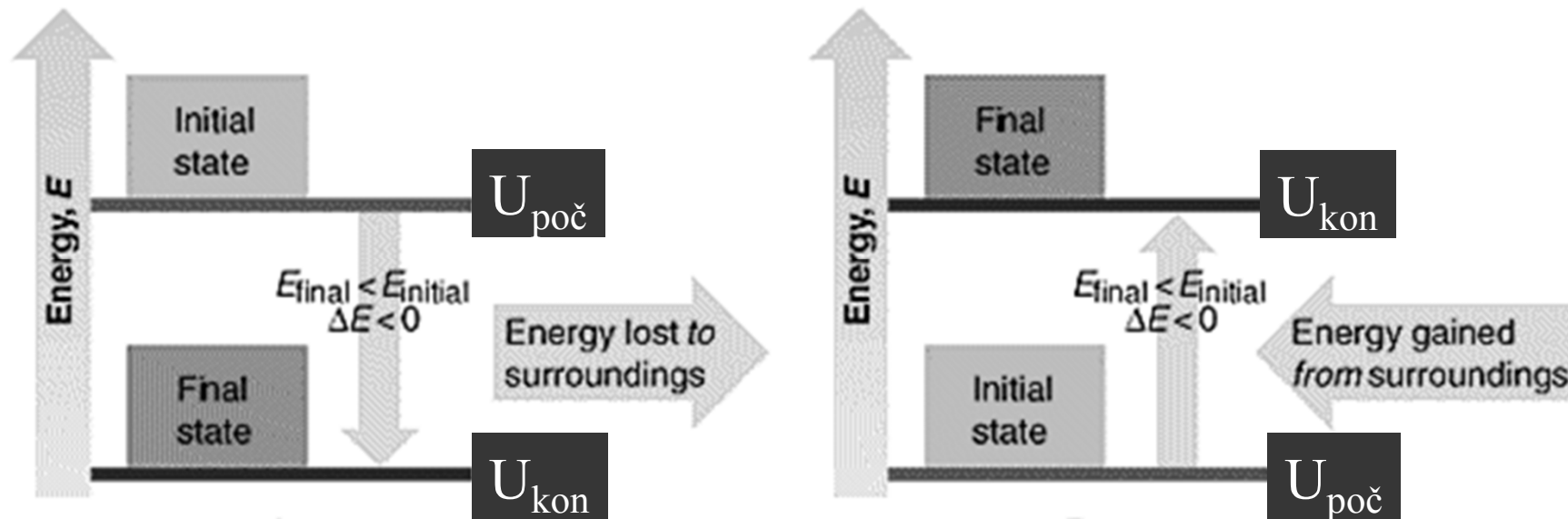
# Změny U





## Výměna energie (tepla Q, práce W,...)

System nemá teplo nebo práci, ty se pouze vyměňují.



$$\Delta U = U_{\text{kon}} - U_{\text{poč}} < 0$$

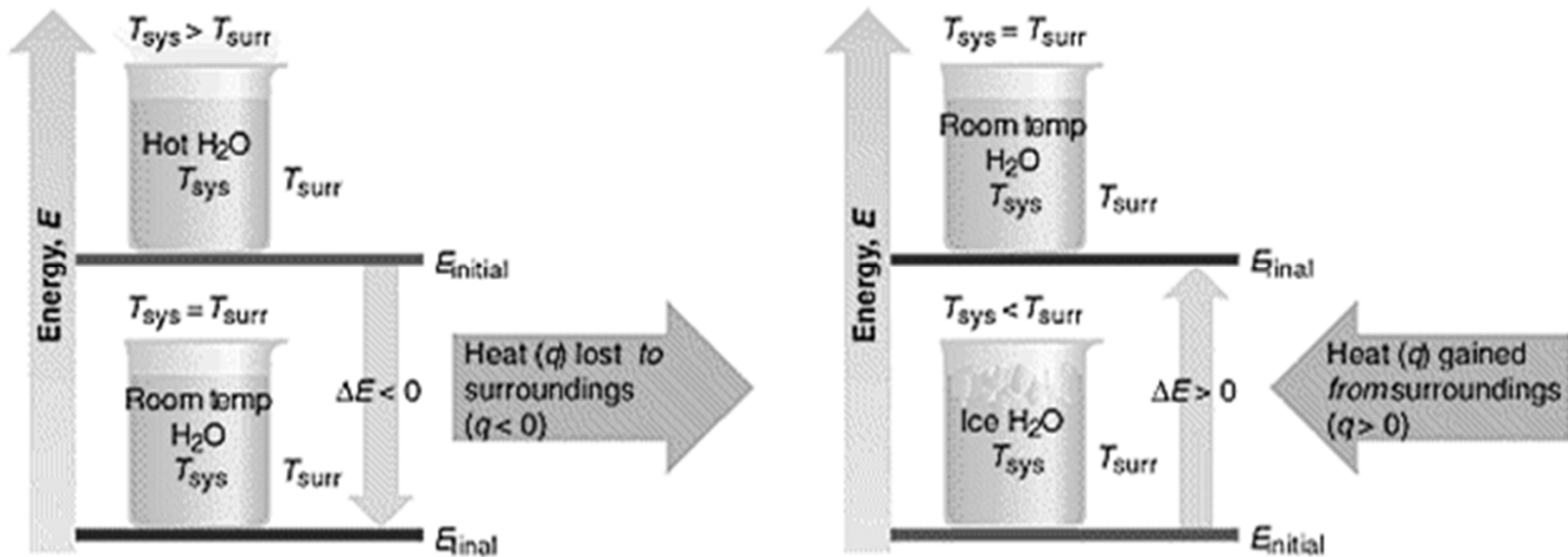
**Energie uvolněna do okolí**

$$\Delta U = U_{\text{kon}} - U_{\text{poč}} > 0$$

**Energie přijata z okolí**

# Výměna tepla Q

Teplo, Q není stavová veličina.

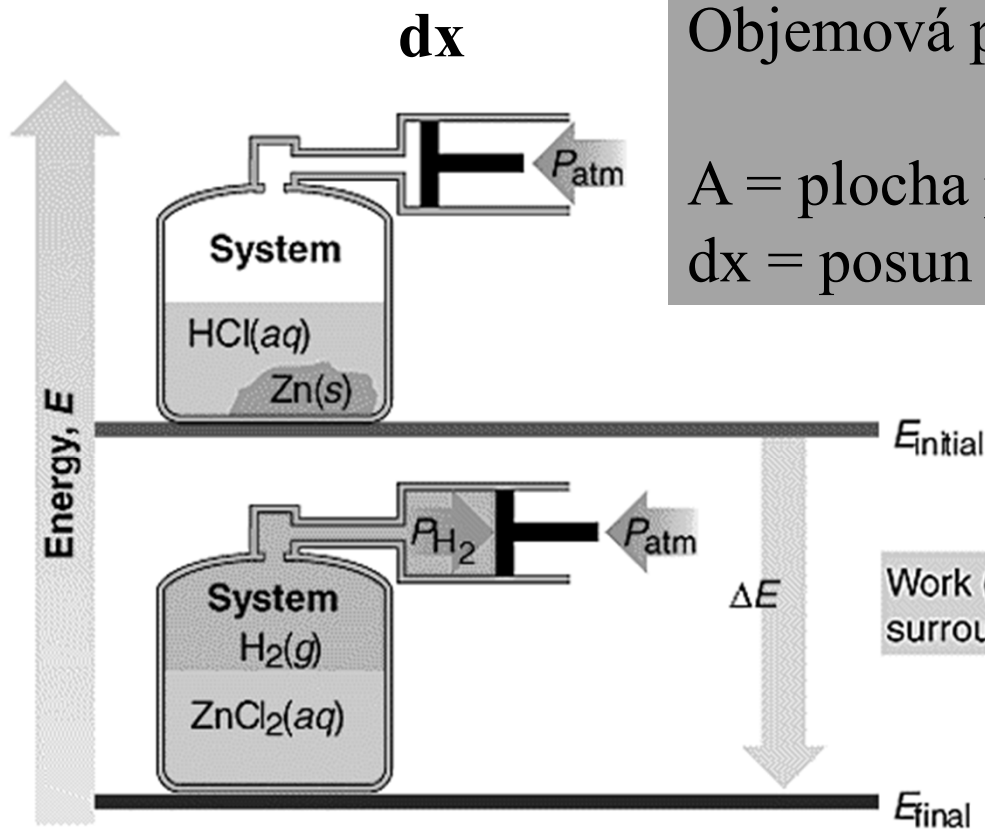


Vydané teplo  $-Q$  ( $Q < 0$ )

Přijaté teplo  $+Q$  ( $Q > 0$ )

Vzhledem k systému

# Objemová práce, $W$



Síla na píst  $F = p \times A$

Objemová práce  $W = F \, dx = p \, A \, dx = p \, dV$

$A$  = plocha pístu

$dx$  = posun pístu       $dV = A \times dx$

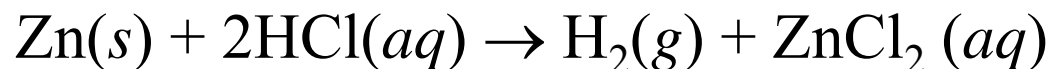
Práce vykonaná  $-W$  ( $W < 0$ )

Expanze plynu  $dV > 0$

Work ( $w$ ) done on surroundings ( $w < 0$ )

Práce přijatá  $+W$  ( $W > 0$ )

Stlačení plynu  $dV < 0$



# První věta (zákon) TD

1840: J. von Mayer, J. Joule, H. von Helmholtz

## Zákon zachování energie

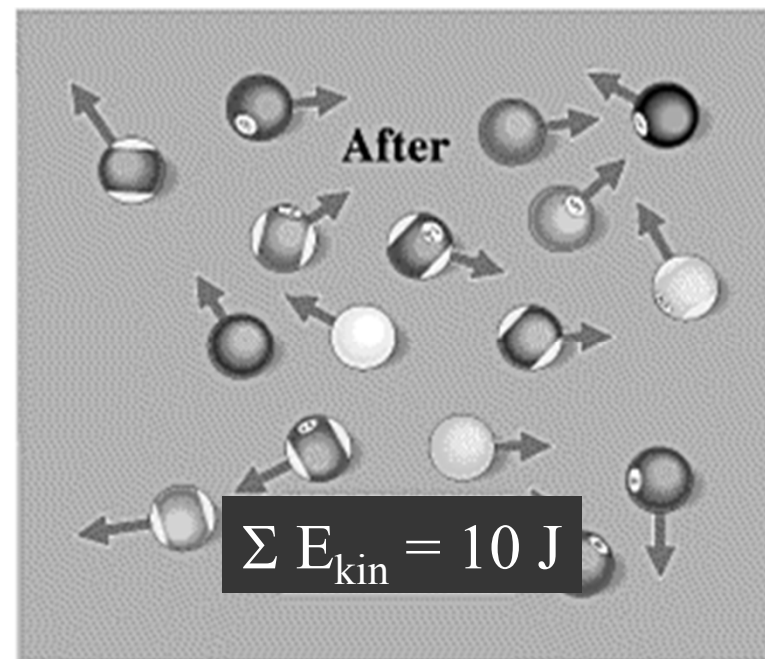
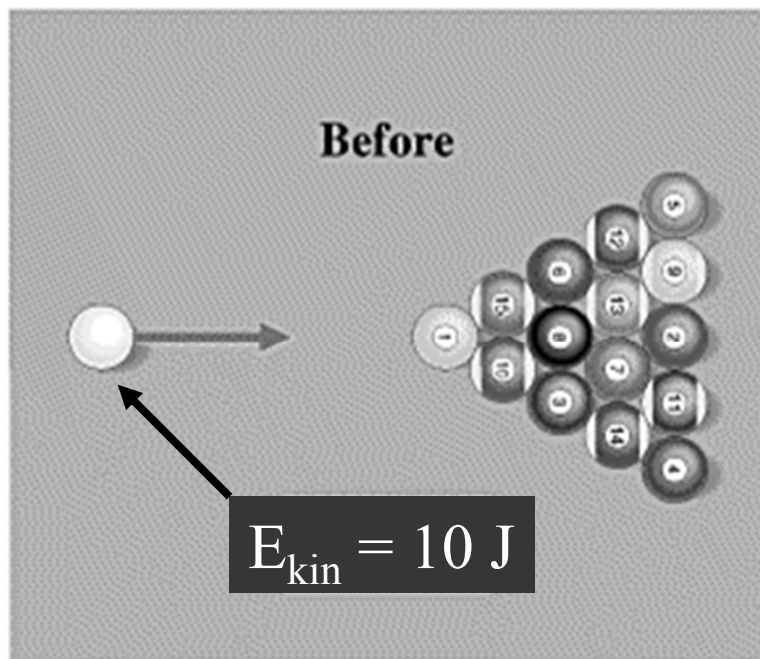
Energie se nevytváří ani nemizí

Celková energie vesmíru je konstantní

Jeden druh energie se přeměňuje na jiný



Hermann von Helmholtz  
(1821 – 1894)



## První věta (zákon) TD

$$\Delta U = Q + W$$

Ekvivalence práce a tepla

**Změna vnitřní energie  $\Delta U$  izolovaného systému se rovná součtu vyměněného tepla  $Q$  a práce  $W$**

Práce vykonaná  $-W$  ( $W < 0$ )  
Expanze plynu  $dV > 0$

Práce přijatá  $+W$  ( $W > 0$ )  
Stlačení plynu  $dV < 0$

Vydané teplo  $-Q$  ( $Q < 0$ )

Přijaté teplo  $+Q$  ( $Q > 0$ )

**Znaménková konvence**

## Reakční teplo při konstantním objemu , $Q_V$

Konstantní objem  $V = \text{konst.}$

když  $\Delta V = 0$

pak i objemová práce  $p \Delta V = 0$  a  $W = 0$

$$\Delta U = Q_V$$

Reakční teplo při konstantním objemu je rovno  $\Delta U$

tj. např. dodané reakční teplo se využije na zvýšení vnitřní energie soustavy

## Reakční teplo při konstantním tlaku, $Q_p$

Konstantní tlak  $p = \text{konst.}$  Běžná situace v chemii.

$$\Delta U = Q_p - p \Delta V \quad \text{vykonaná objemová práce}$$

$$U_2 - U_1 = Q_p - p (V_2 - V_1)$$

$$Q_p = (U_2 + p V_2) - (U_1 + p V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$$

**Enthalpie**  $H = U + p V$  je stavová funkce, není to teplo

Při dodání  $Q_p$  se teplo přemění částečně na  $U$  a částečně na  $W$

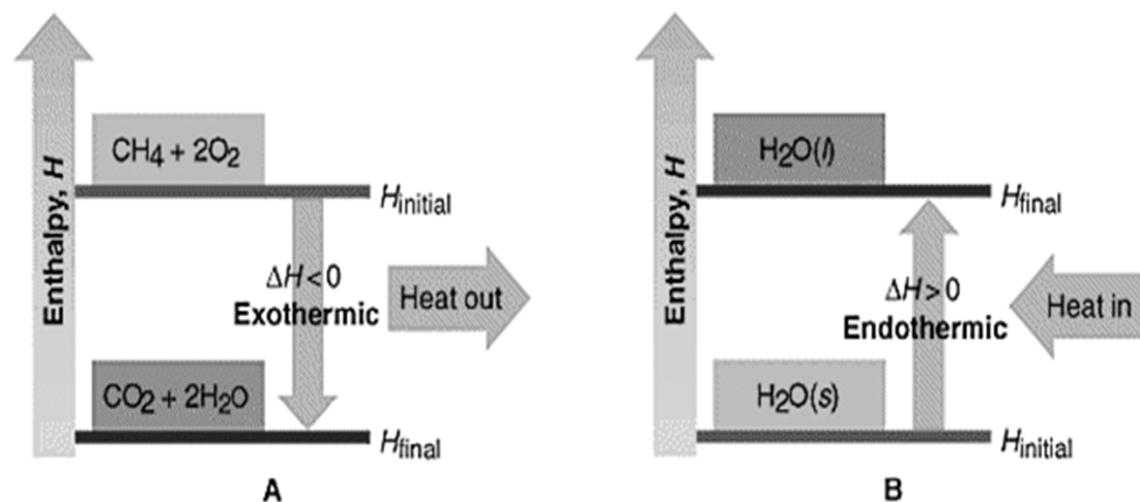
# Exotermní a endotermní děje

## Exotermní děj

$\Delta H < 0$  soustava odevzdává teplo do okolí, energetický obsah soustavy se zmenšuje

## Endotermní děj

$\Delta H > 0$  soustava přijímá teplo od okolí, energetický obsah soustavy se zvětšuje





## Standardní stav

Hodnoty stavových veličin  $U$ ,  $H$ ,  $G$  a  $S$  závisí na  $T$ ,  $p$ ,  $c$

**Standardní stav** = definované podmínky pro srovnání

Dohodou stanovené, definují se pro g, l, roztoky

$$T_{\text{st}} = 298,15 \text{ K}$$

$$p_{\text{st}} = 100\,000 \text{ Pa} = 1 \text{ bar} \quad (\text{dříve } p_{\text{st}} = 1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa})$$

$$c_{\text{M}} = 1 \text{ mol l}^{-1}$$

Značí se horním indexem nula  $H^0$

Pozor: Standardní stav není stejný jako standardní podmínky (STP) pro plyny:  $p = 101,325 \text{ kPa}$ ,  $T = 273,15 \text{ K}$  33

# Enthalpie prvků

Enthalpie prvků  $H$  není známa (stejně jako sloučenin)

Pro **prvky** bylo dohodnuto:

$$H^0 = 0$$

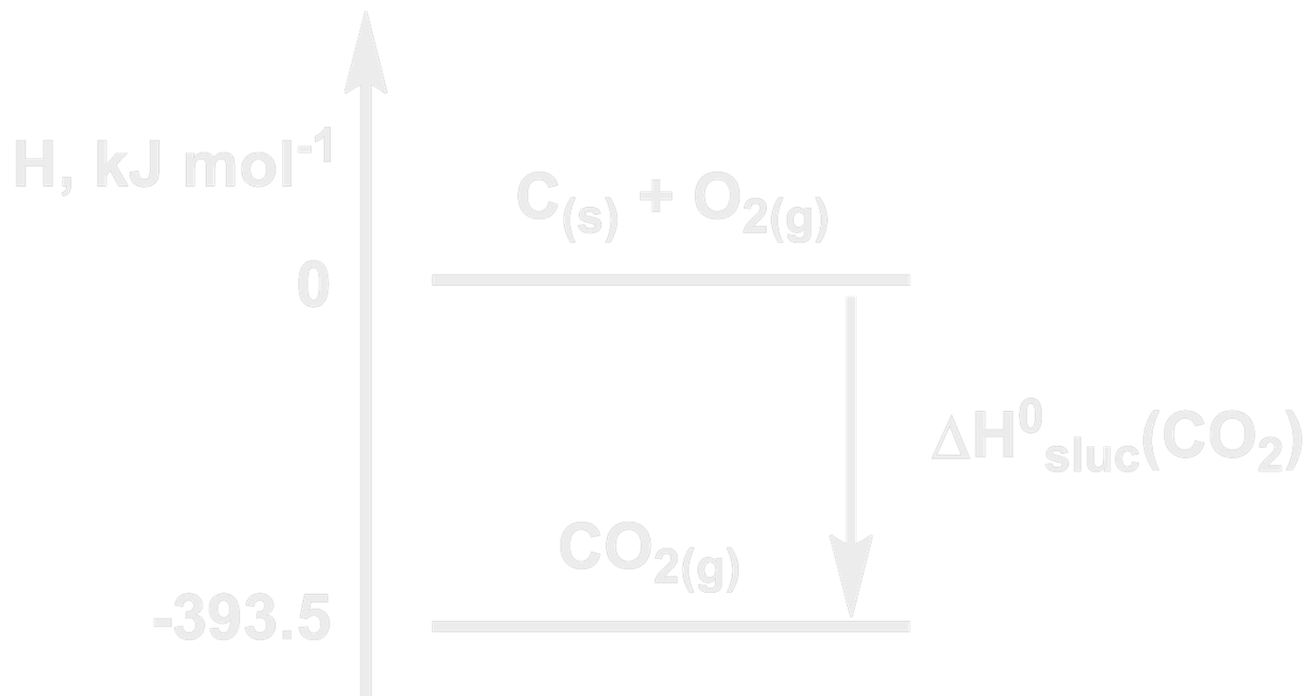
při standardním stavu ( $T = 298,15 \text{ K}$ ,  $p = 1 \text{ bar}$ )

a ve skupenství v němž se prvek vyskytuje ve standardním stavu

## Slučovací enthalpie, $\Delta H^0_{\text{sluč}}$

$\Delta H^0_{\text{sluč}}$  pro reakci při níž **vzniká 1 mol** látky z prvků ve standardních stavech ( $H^0 = 0$ ) při standardních podmínkách  $p$ ,  $T$

Tabelované hodnoty pro sloučeniny  $\Delta H^0_{\text{sluč}}$  [ $\text{kJ mol}^{-1}$ ]



<b>Látka</b>	<b>Skupenství</b>	<b><math>\Delta H^0_{\text{sluč}}</math></b>
<b>SiO<sub>2</sub></b>	<b>s</b>	<b>-911</b>
<b>NO<sub>2</sub></b>	<b>g</b>	<b>+33</b>
<b>NO</b>	<b>g</b>	<b>+90</b>
<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>l</b>	<b>-285,8</b>
<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>g</b>	<b>-241,82</b>
<b>CO<sub>2</sub></b>	<b>g</b>	<b>-393,5</b>
<b>H<sub>2</sub></b>	<b>g</b>	<b>0</b>
<b>Br<sub>2</sub></b>	<b>l</b>	<b>0</b>
<b>Br<sub>2</sub></b>	<b>g</b>	<b>+31</b>
<b>I<sub>2</sub></b>	<b>s</b>	<b>0</b>
<b>I<sub>2</sub></b>	<b>g</b>	<b>+62</b>
<b>ZnSO<sub>4</sub></b>	<b>aq</b>	<b>-980,14</b>

## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$

$\Delta H^0_r$  udává o kolik se produkty reakce liší od výchozích látek

Lze vypočítat dvěma způsoby:

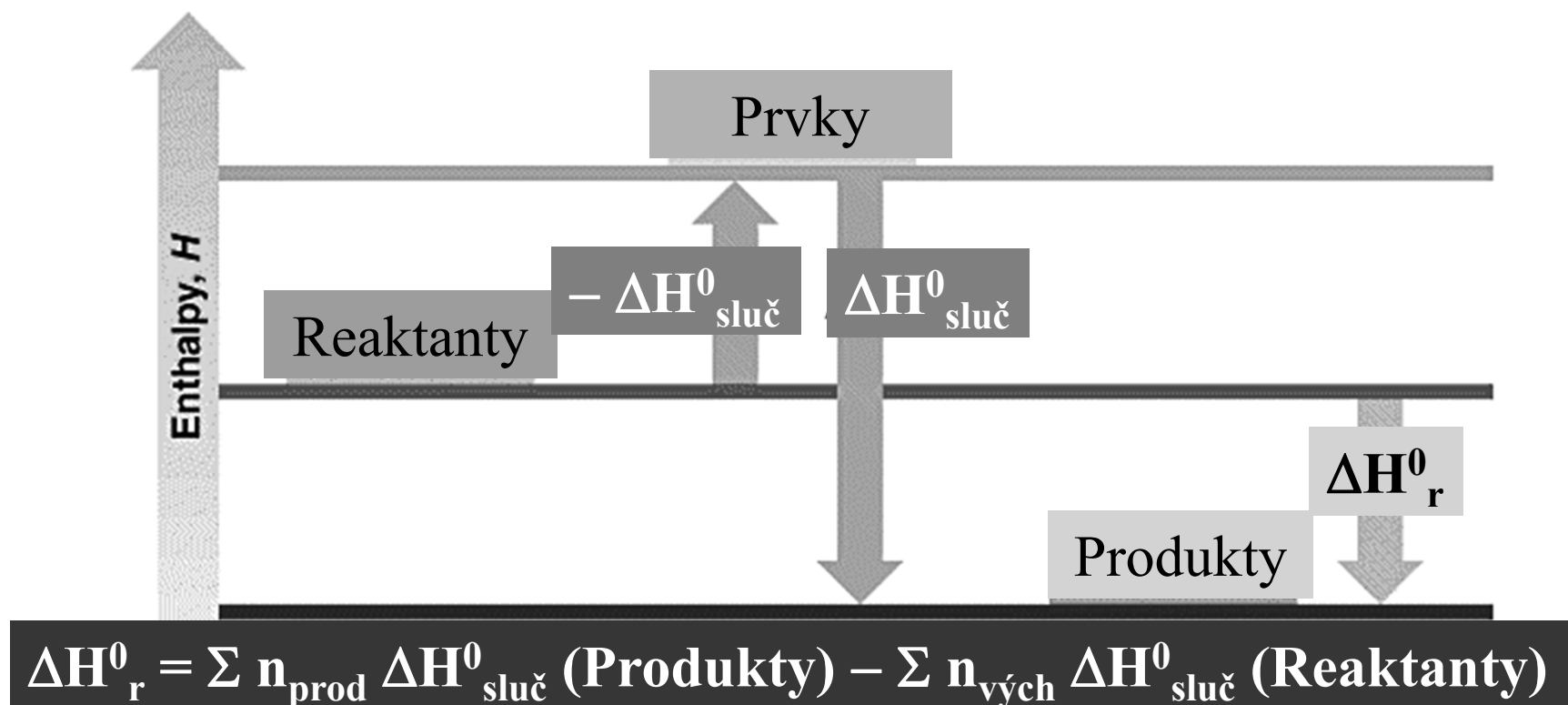
### 1) ze slučovacích enthalpií pro reakci

Reaktanty  $\rightarrow$  Produkty

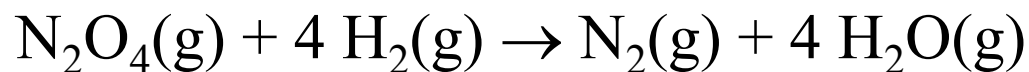
$$\Delta H^0_r = \sum n_{\text{prod}} \Delta H^0_{\text{sluč}} (\text{Prod}) - \sum n_{\text{vých}} \Delta H^0_{\text{sluč}} (\text{Reakt})$$

$n$  = stechiometrické koeficienty !!!!

## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$



## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$ ze slučovacích enthalpií



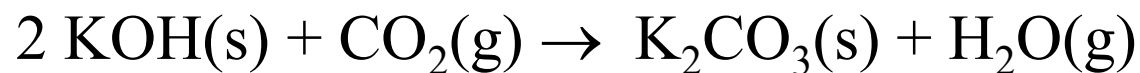
$\Delta H^0_{\text{sluč}}$	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	9,66 kJ mol <sup>-1</sup>
	$\text{H}_2(\text{g})$	0 kJ mol <sup>-1</sup>
	$\text{N}_2(\text{g})$	0 kJ mol <sup>-1</sup>
	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,82 kJ mol <sup>-1</sup>

$$\Delta H_r = [1\text{mol}(\Delta H(\text{N}_2)) + 4\text{mol}(\Delta H(\text{H}_2\text{O}))] - [1\text{mol}(\Delta H(\text{N}_2\text{O}_4)) + 4\text{mol}(\Delta H(\text{H}_2))]$$

$$\begin{aligned}\Delta H_r &= [1\text{mol}(0 \text{ kJ mol}^{-1}) + 4\text{mol}(-241,82 \text{ kJ mol}^{-1})] - [1\text{mol}(9,66 \text{ kJ mol}^{-1}) + 4\text{mol}(0 \\ &\text{kJ mol}^{-1})] \\ &= -976 \text{ kJ}\end{aligned}$$

**Raketové palivo**

## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$



KOH(s)	-424,7 kJ mol <sup>-1</sup>
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5 kJ mol <sup>-1</sup>
K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (s)	-1150,18 kJ mol <sup>-1</sup>
H <sub>2</sub> O(g)	-241,82 kJ mol <sup>-1</sup>

$$\Delta H = [1\text{mol}(\Delta H(\text{K}_2\text{CO}_3)) + 1\text{mol}(\Delta H(\text{H}_2\text{O}))] - [2\text{mol}(\Delta H(\text{KOH})) + 1\text{mol}(\Delta H(\text{CO}_2))]$$

$$\Delta H = [1\text{mol}(-1150,18 \text{ kJ mol}^{-1}) + 1\text{mol}(-241,82 \text{ kJ mol}^{-1})] - [2\text{mol}(-424,7 \text{ kJ mol}^{-1}) + 1\text{mol}(-393,5 \text{ kJ mol}^{-1})]$$

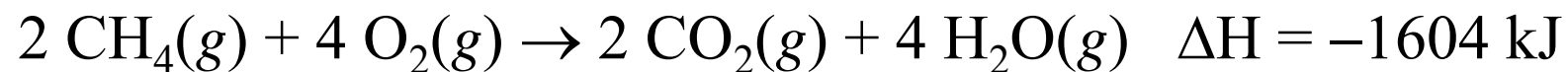
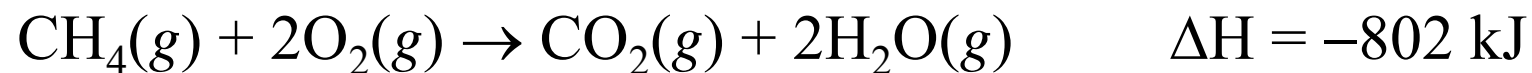
$$= -149.1 \text{ kJ}$$



## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$

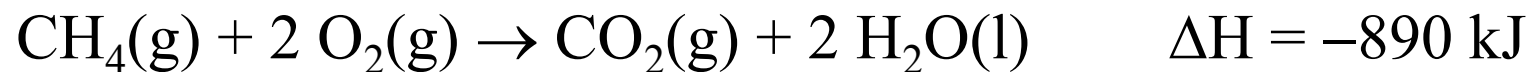
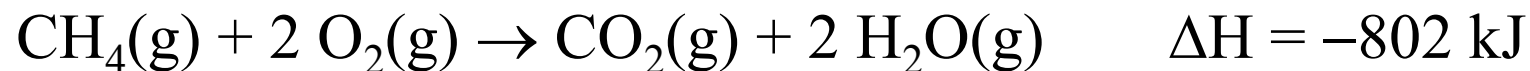
Enthalpie je extenzivní veličina

(velikost  $\Delta H$  závisí na látkovém množství):



## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$

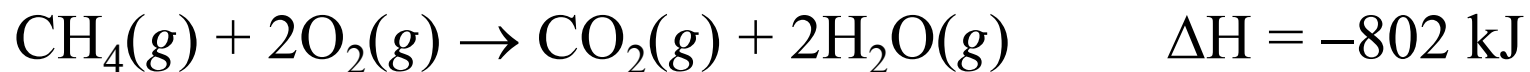
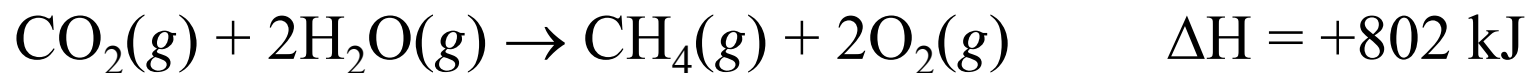
Reakční enthalpie závisí na skupenství reaktantů



## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$

Obrácená reakce má opačné znaménko  $\Delta H$ :

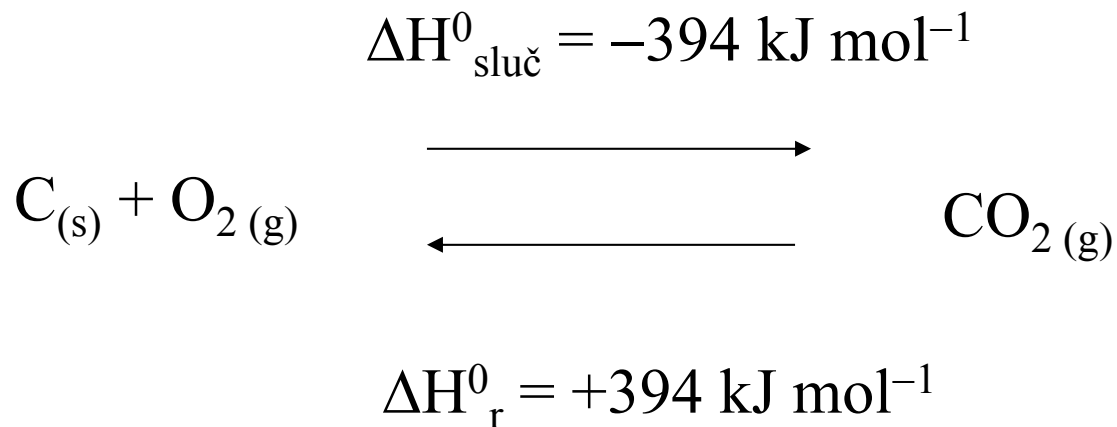
(První Hessův zákon nebo Lavoisier-Laplaceův zákon)



# Hesovy zákony

## První Hessův zákon nebo Lavoisier-Laplaceův zákon

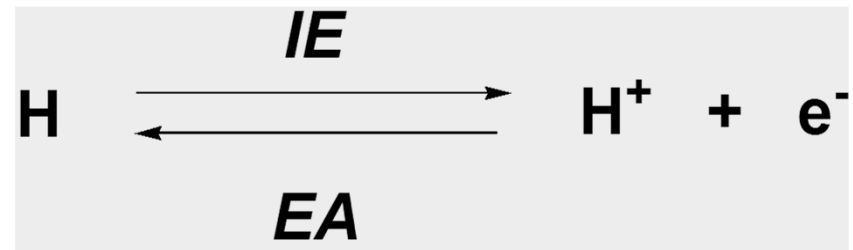
Tepelný efekt reakce v jednom směru a opačném směru je číselně stejný, liší se znaménkem.



Germain Henri Hess  
(1802 - 1850)

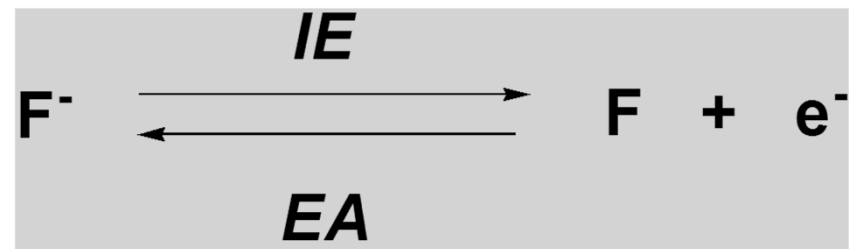
# Hesovy zákony

**Ionizační energie H**



**Elektronová afinita H<sup>+</sup>**

**Elektronová afinita F**



**Ionizační energie F<sup>-</sup>**

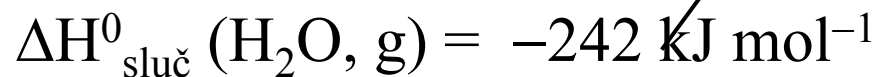
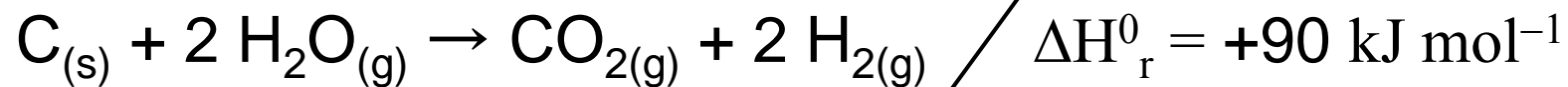
# Hesovy zákony

## Druhý Hessův zákon

Součet reakčních tepel na cestě (počtu reakčních kroků) od reaktantů k produktům závisí jen na počátečním a konečném stavu, nezávisí na průběhu reakce.

Výsledné reakční teplo jakékoliv reakce se rovná součtu reakčních tepel soustavy reakcí, jejichž součet je ekvivalentní celkové reakci.

## Hesovy zákony

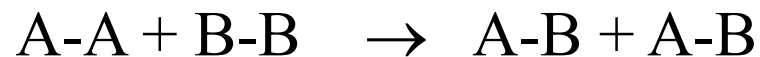


## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$

Lze vypočítat:

2) z vazebných enthalpií  $\Delta H^0_{\text{vaz}}$  všech měnicích se vazeb pro reakci

Reaktanty  $\rightarrow$  Produkty



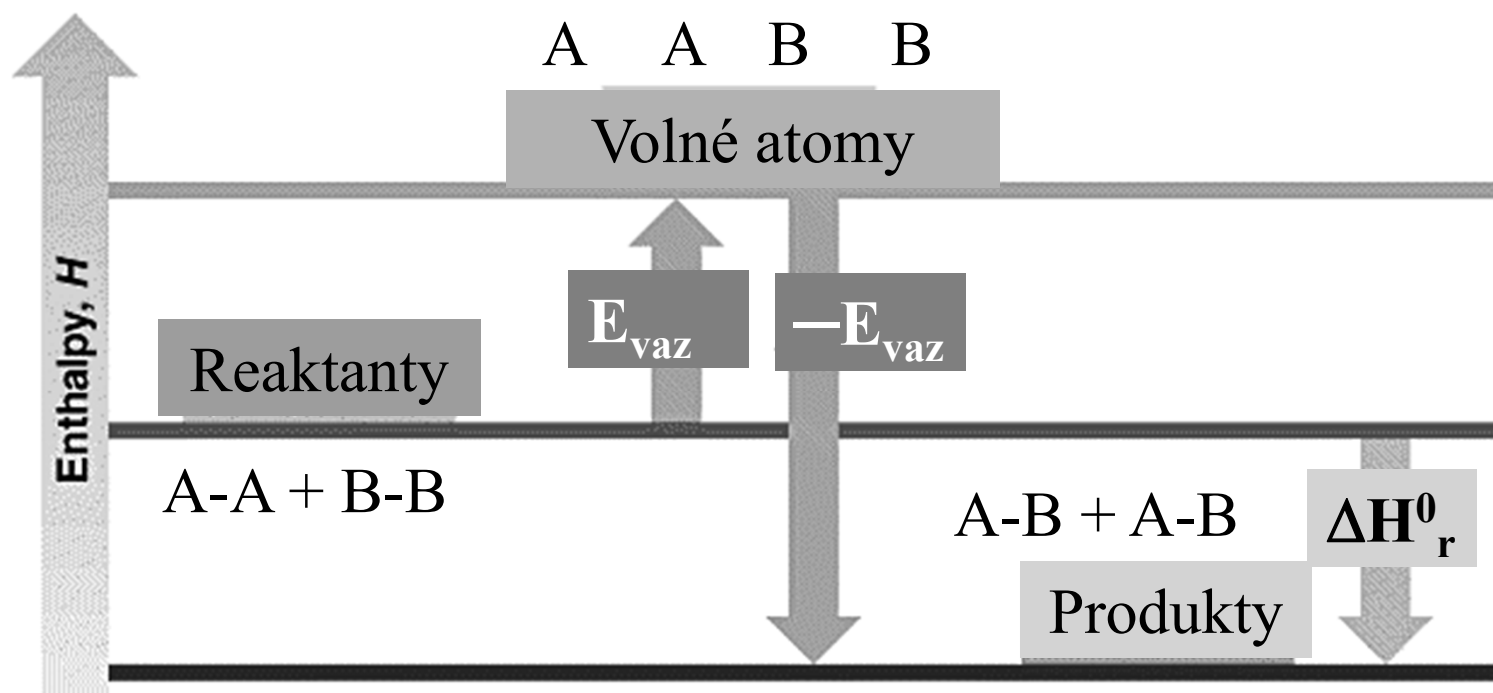
Energie spotřebovaná na  
přetržení vazeb A-A a B-B

Energie uvolněná při  
tvorbě vazeb A-B

$$\Delta H^0_r = \sum x E_{\text{vaz}} (\text{A-A a B-B}) - \sum y E_{\text{vaz}} (\text{A-B})$$



## Reakční enthalpie, $\Delta H^0_r$



$$\Delta H^0_r = \sum x E_{vaz} (\text{Reaktanty}) - \sum y E_{vaz} (\text{Produkty})$$

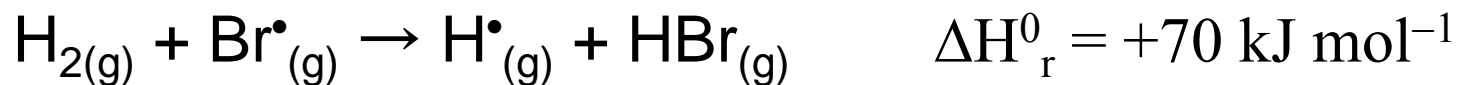
$x, y =$  počet vazeb

## Vazebná energie pro diatomické molekuly

Energie potřebná k oddělení dvou atomů do velké vzdálenosti

Energie vazebných elektronů je nejnižší, když je mezi atomy vazebná vzdálenost. Energie na přetržení vazby se spotřebuje na zvýšení energie elektronů.

Při tvorbě vazby se odpovídající energie uvolňuje.



$$E(\text{H-H}) = 436 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E(\text{H-Br}) = 366 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**Energie spotřebovaná  
na přetržení vazby H-H**

**Energie uvolněná  
při tvorbě vazby H-Br**

## Vazebná energie pro diatomické molekuly



$$E(\text{H}-\text{H}) = 436 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E(\text{H}-\text{Br}) = 366 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E(\text{Br}-\text{Br}) = 193 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**Energie spotřebovaná  
na přetržení vazeb**

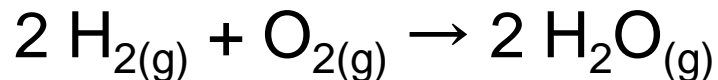
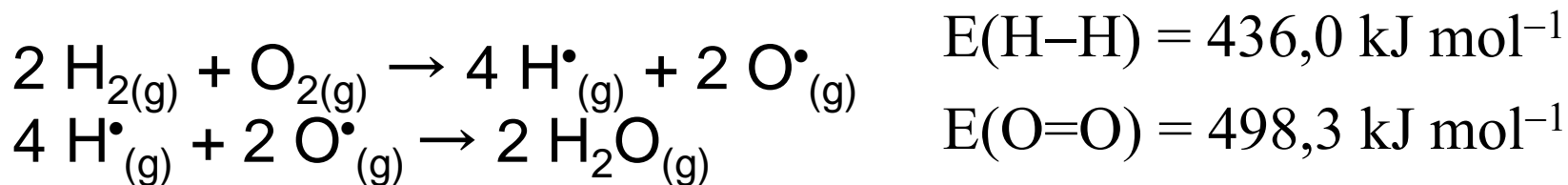
**Energie uvolněná  
při tvorbě vazeb**

$$629 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$-732 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{r}}^0 = -103 \text{ kJ mol}^{-1}$$

## Vazebná energie pro polyatomické molekuly



$$\Delta H_r^0 = 2(436,0) + (498,3) - 2(926,9) = -483,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

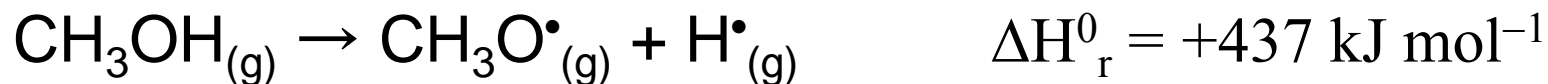
**přetržené**                      **vytvořené**

**Celková enthalpie souhlasí – obě vazby O-H přetrženy<sup>52</sup>**

## Vazebná energie pro polyatomické molekuly



Průměrná vazebná energie O–H  $926,9/2 = 463,5 \text{ kJ mol}^{-1}$



## Vazebná energie pro polyatomické molekuly

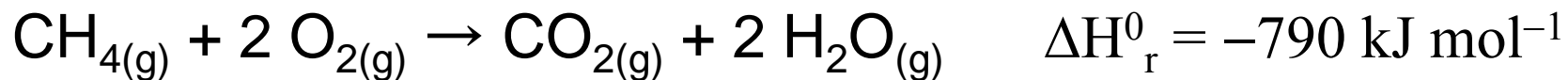


Průměrná vazebná energie C–H       $1663/4 = 416 \text{ kJ mol}^{-1}$

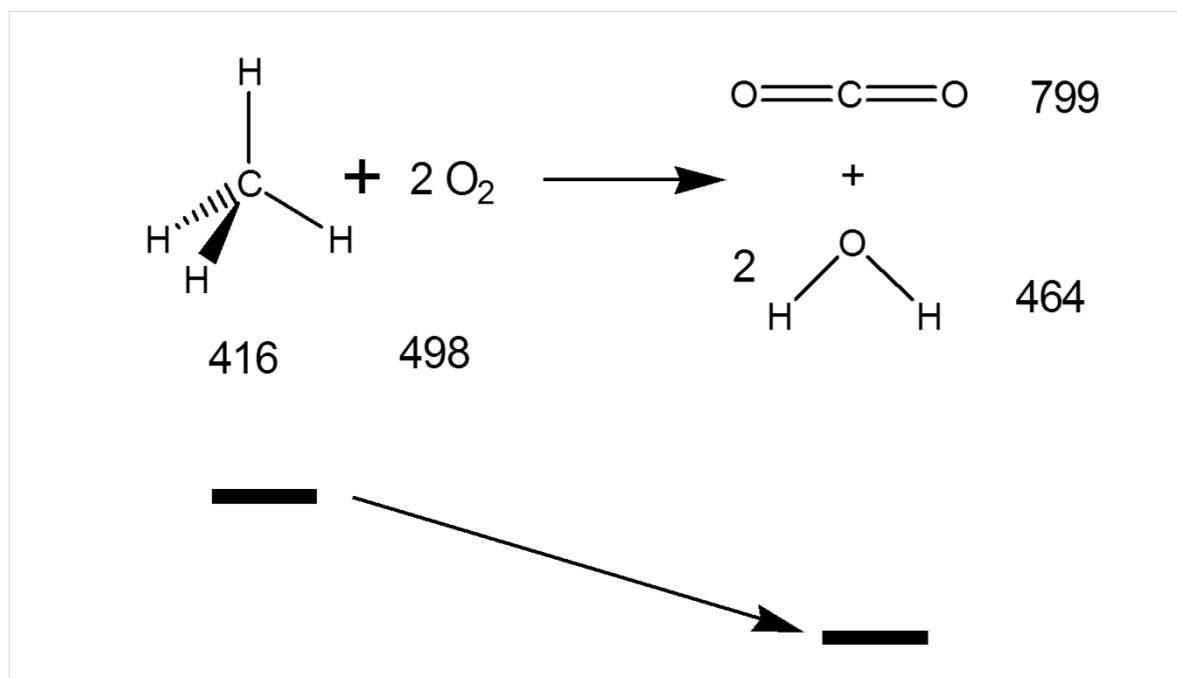


400 kJ mol <sup>-1</sup>	HCCl <sub>3</sub>
414 kJ mol <sup>-1</sup>	H <sub>2</sub> CCl <sub>2</sub>
422 kJ mol <sup>-1</sup>	H <sub>3</sub> CCl

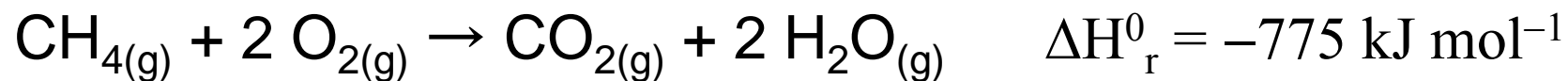
## Průměrná vazebná energie pro odhad tepelného zbarvení reakce



$$\begin{aligned} E(\text{C-H}) &= 416 \text{ kJ mol}^{-1} \\ E(\text{O=O}) &= 498 \text{ kJ mol}^{-1} \\ E(\text{C=O}) &= 799 \text{ kJ mol}^{-1} \\ E(\text{O-H}) &= 464 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$



## Tepelné zabarvení reakce



$\Delta H_{\text{sluč}}^0$        $\text{kJ mol}^{-1}$

$\text{CH}_4(\text{g})$  :      -102

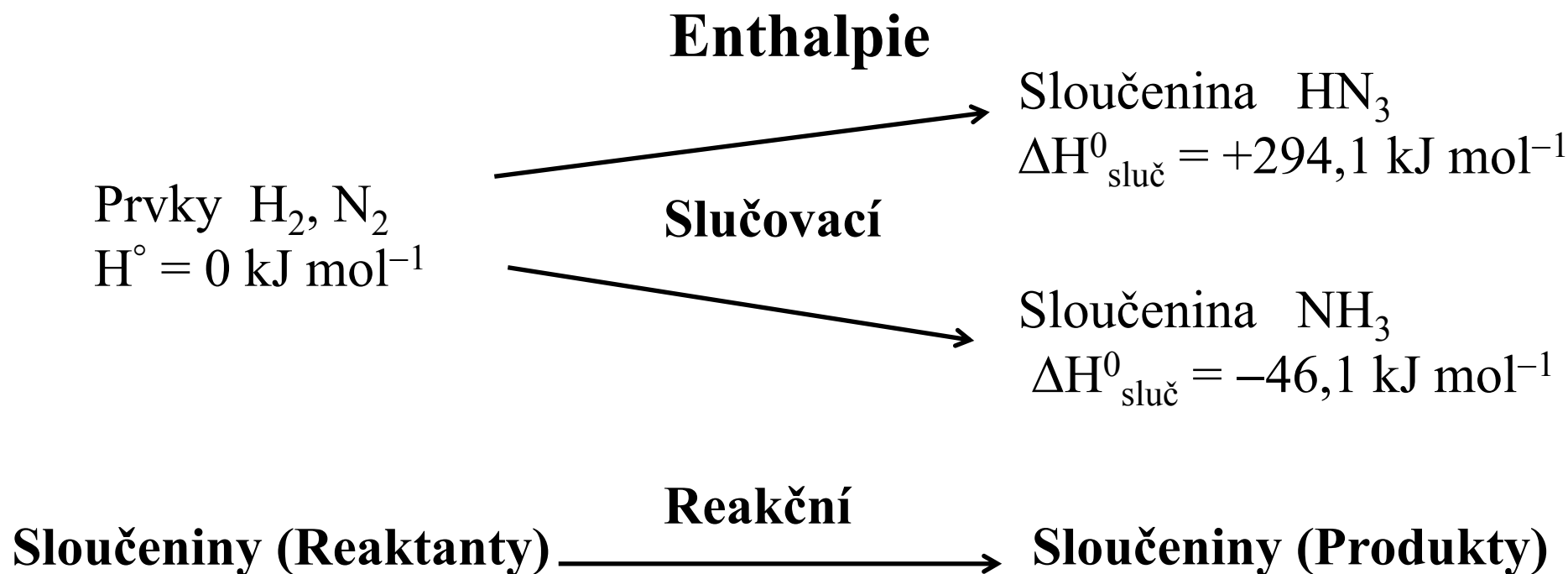
$\text{O}_2(\text{g})$ :            0

$\text{CO}_2(\text{g})$ :          -393

$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ :          -242

$$\Delta H_r^0 = [ (-393) + 2 (-242) ] - [ -102 + 0 ] = -775 \text{ kJ}$$

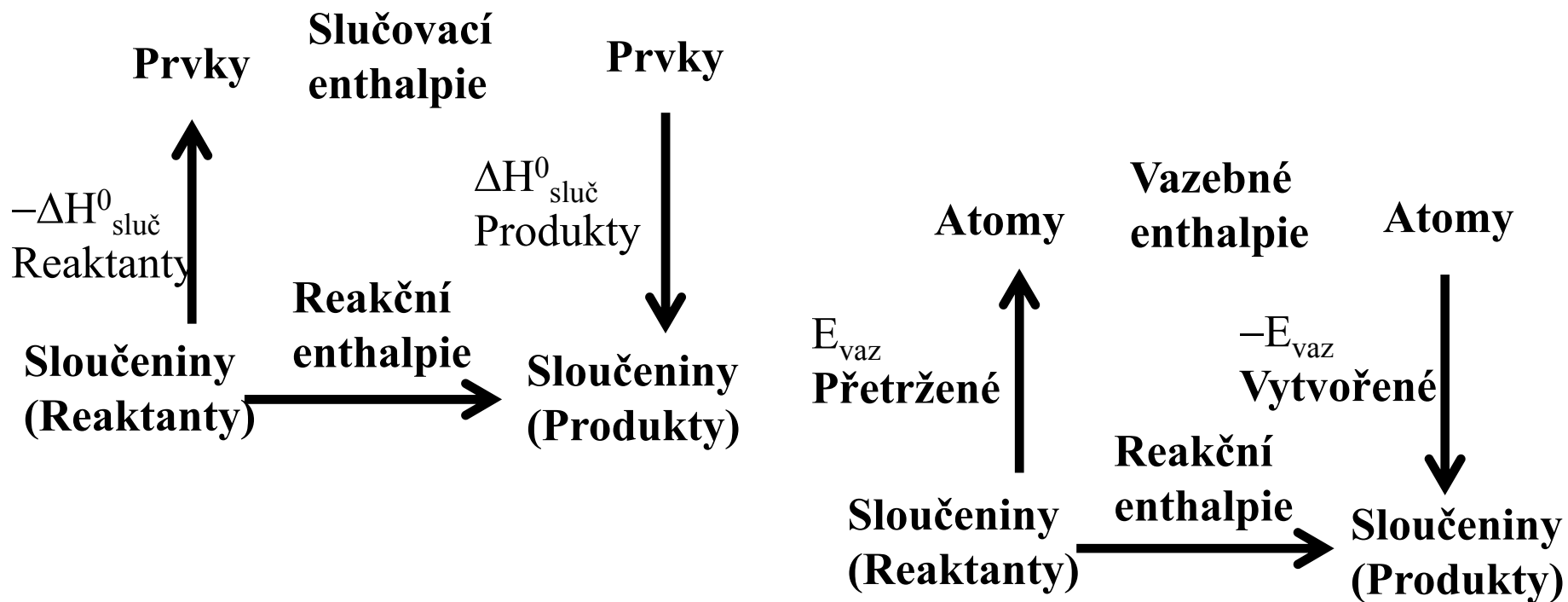




$$1) \Delta H^0_r = \sum n_{\text{prod}} \Delta H^0_{\text{sluč}} (\text{Produkty}) - \sum n_{\text{vých}} \Delta H^0_{\text{sluč}} (\text{Reaktanty})$$

$$2) \Delta H^0_r = \sum x E_{\text{vaz}} (\text{přetržené}) - \sum y E_{\text{vaz}} (\text{vytvořené})$$

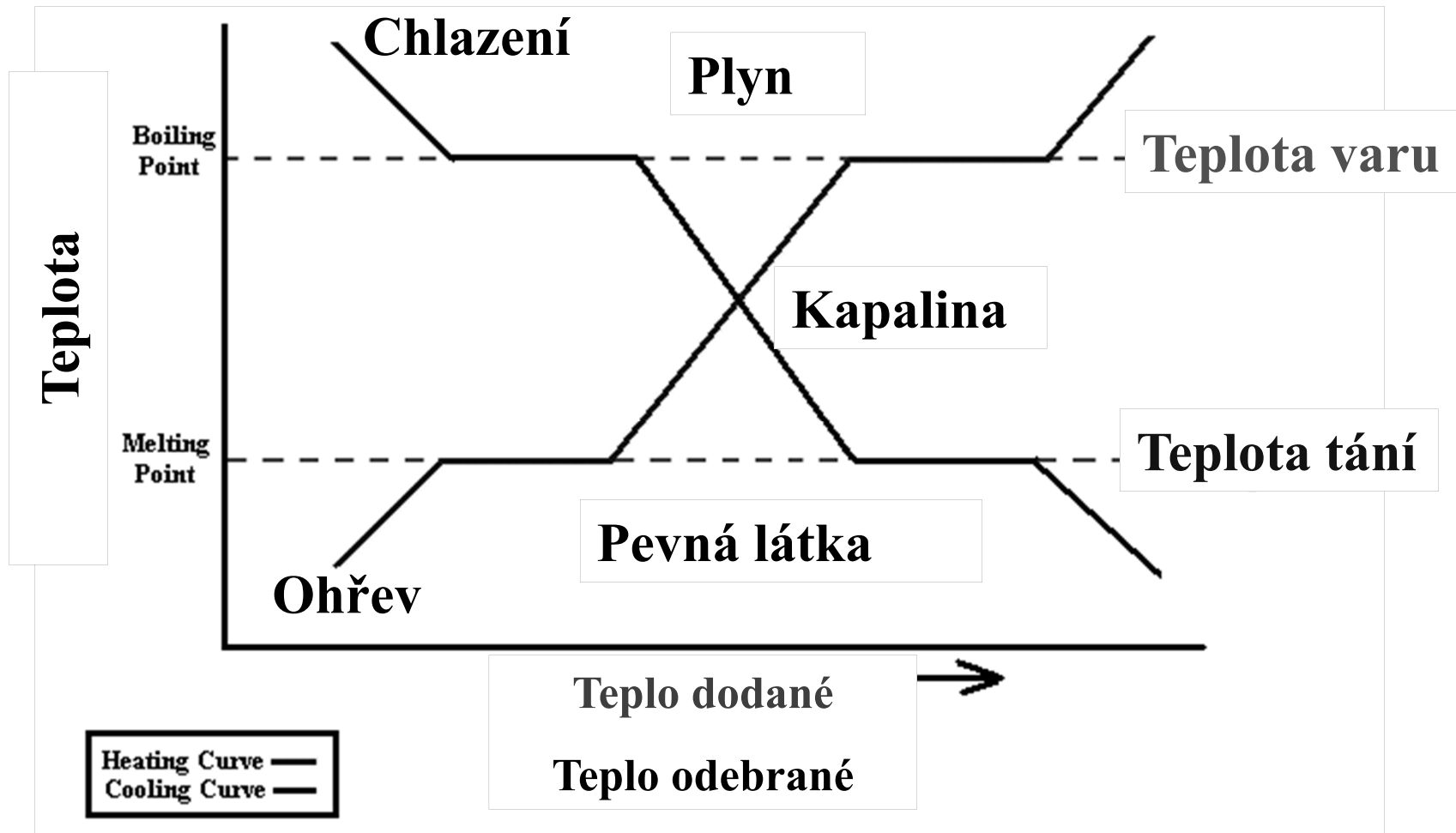
# Enthalpie



$$1) \quad \Delta H^0_r = \sum n_{\text{prod}} \Delta H^0_{\text{sluč}} (\text{Produkty}) - \sum n_{\text{vých}} \Delta H^0_{\text{sluč}} (\text{Reaktanty})$$

$$2) \quad \Delta H^0_r = \sum x E_{\text{vaz}} (\text{Přeřezané}) - \sum y E_{\text{vaz}} (\text{Vytvořené})$$

# Enthalpie při fázových přeměnách



## Enthalpie při fázových přeměnách

Endotermické		Exotermické	
Sublimace	$\Delta H_{\text{subl}} > 0$	Depozice	$\Delta H_{\text{dep}} < 0$
Vypařování	$\Delta H_{\text{výp}} > 0$	Kondenzace	$\Delta H_{\text{kon}} < 0$
Tání	$\Delta H_{\text{tání}} > 0$	Tuhnutí	$\Delta H_{\text{tuh}} < 0$

# Enthalpie při fázových přeměnách

