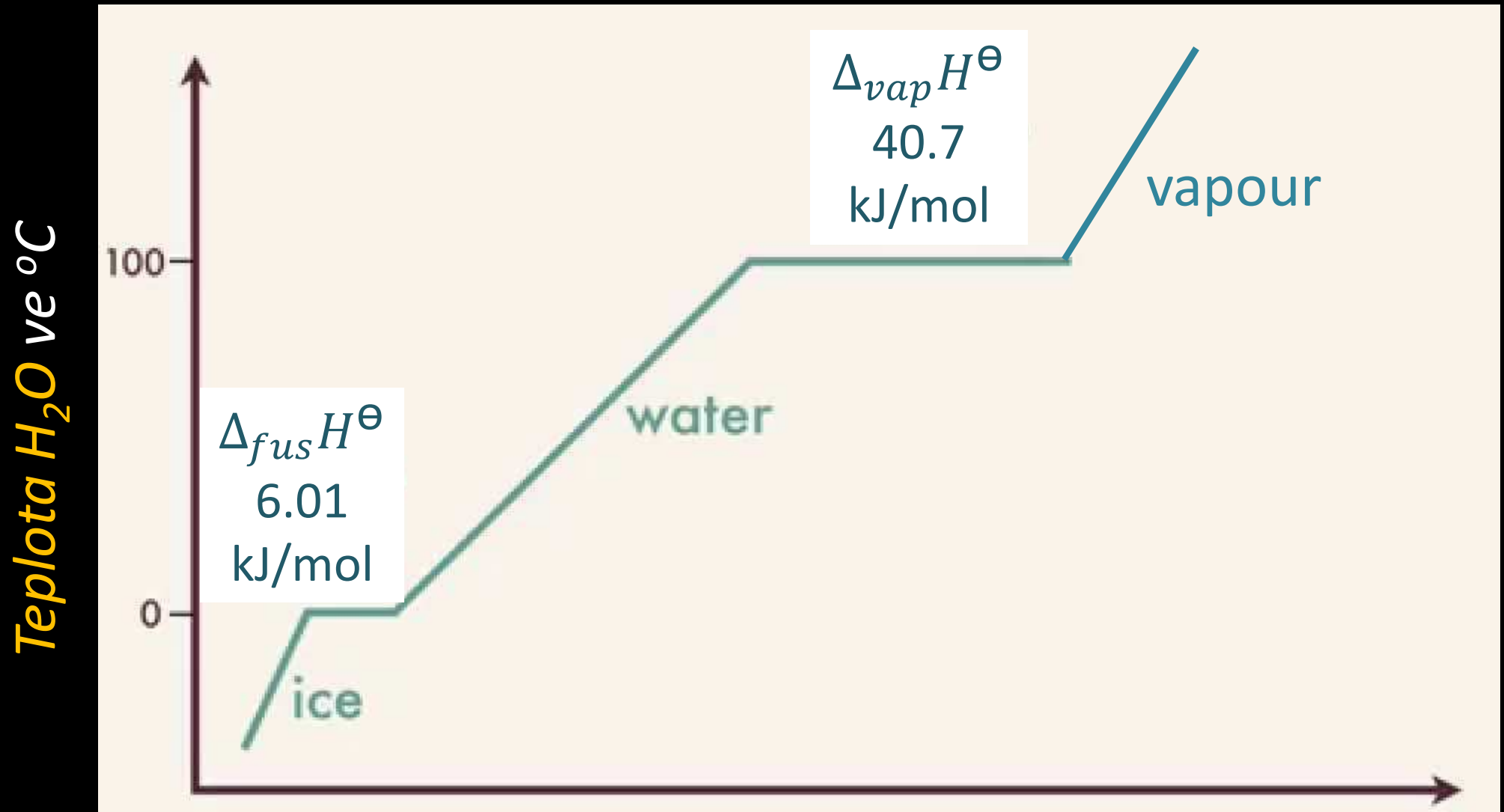


Přednáška 3

Pojem Entalpie (H): dokončení; pojem Entropie (S)

Literatura: Atkins + de Paula, 8. vydání,
Fyzikální chemie, části 2.2.1.1-3.1.2.5

2.2.1.1 Změny H při fyzikálních přeměnách

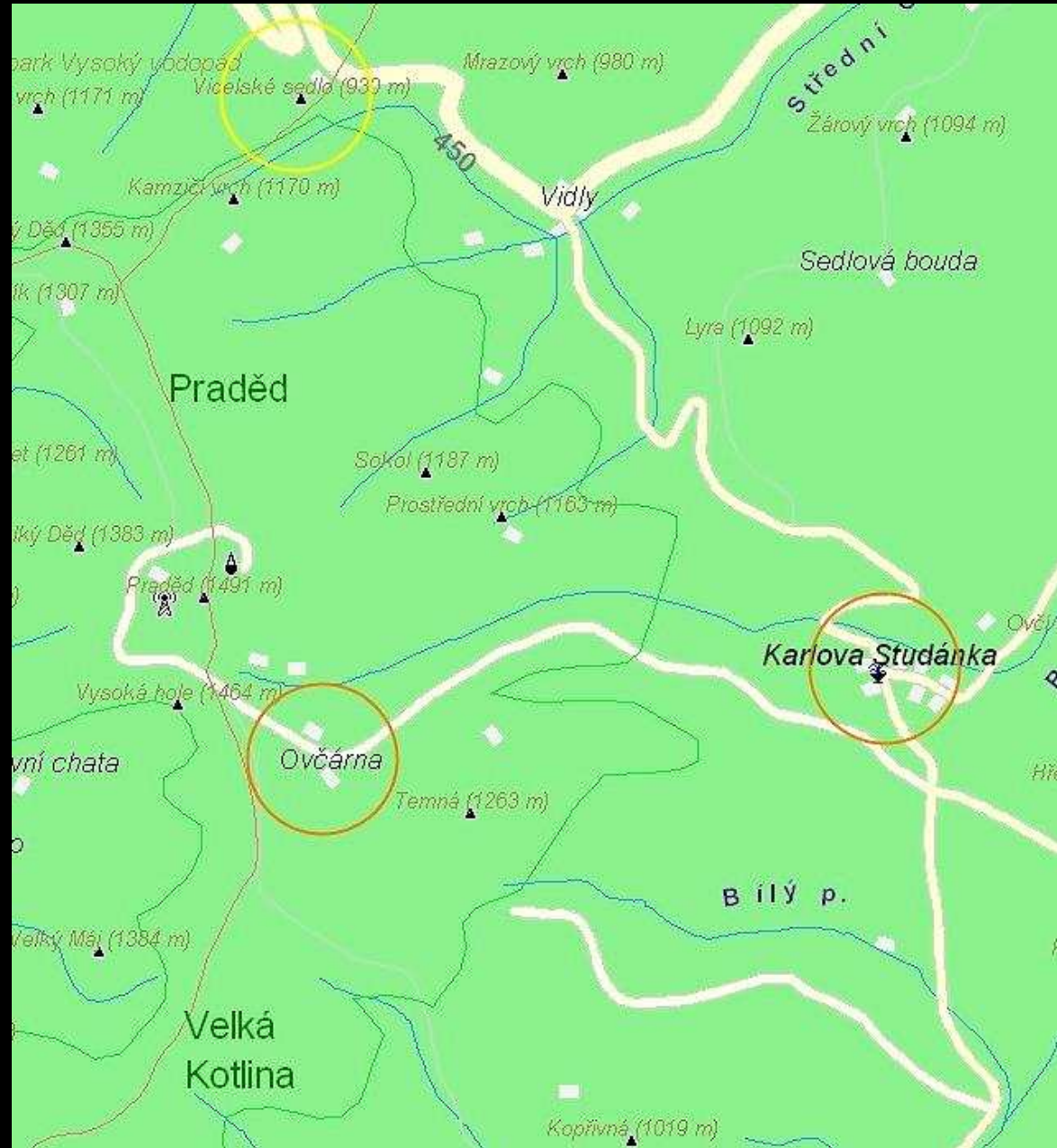


q (v kJ/mol) dodané systému za $p = 100$ kPa

H (na rozdíl od q) je stavová veličina

stavová funkce
se chová jako
nadmořská výška
– *nezávisí na
cestě,*

„cestovní“ funkce
je jako délka
cesty
– *závisí na tom,
kudy jdeme*



Born-Haberův cyklus

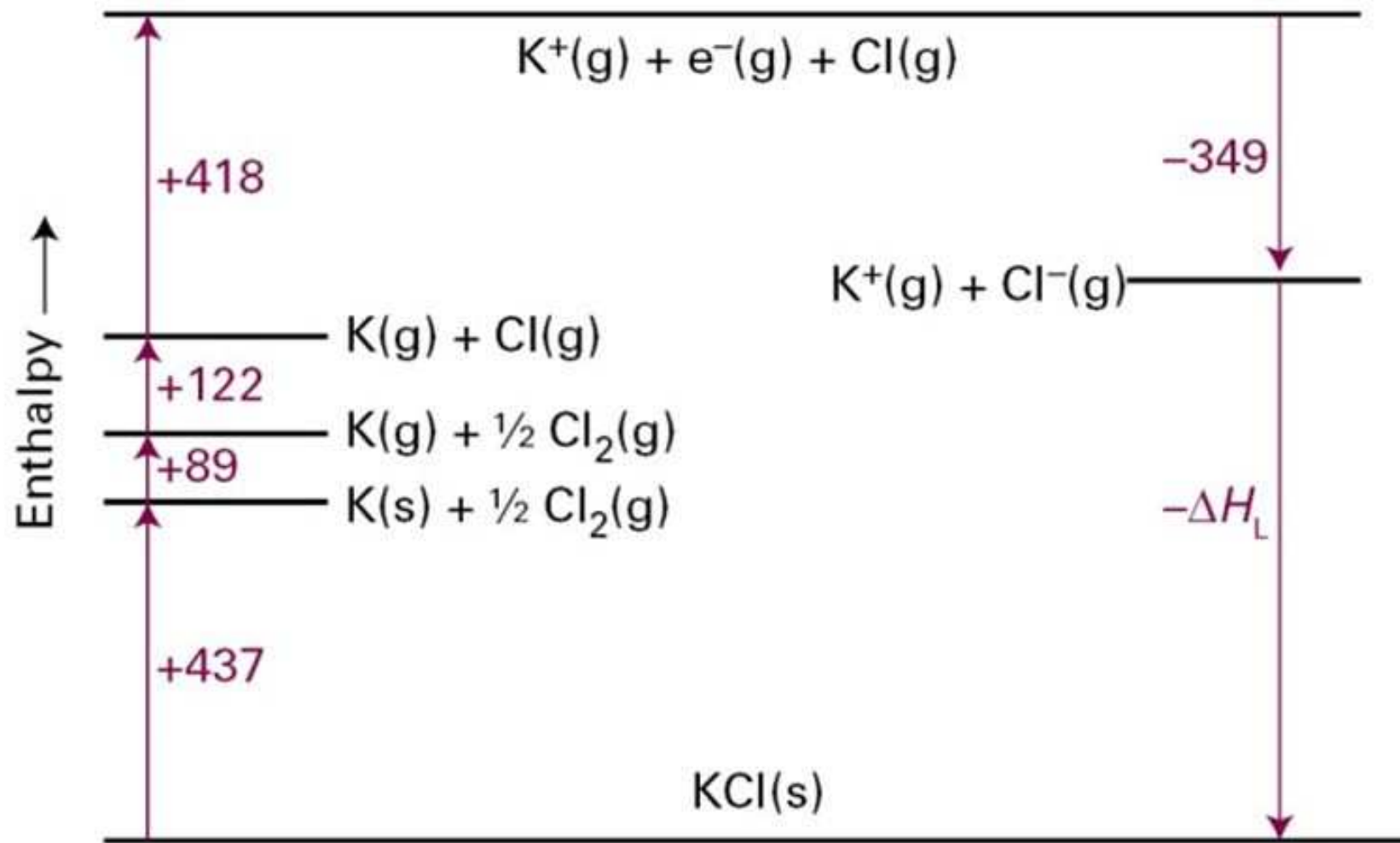
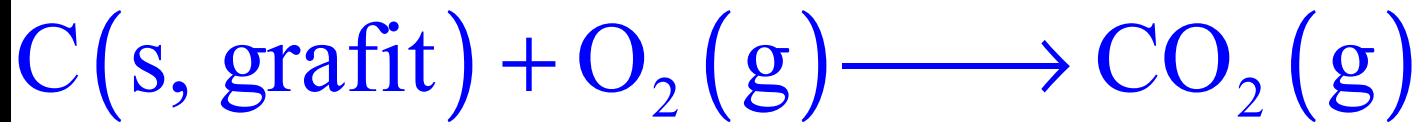


Figure 2C.1 The Born-Haber cycle for KCl at 298 K. Enthalpy changes are in kilojoules per mole.

2.2.1.2 Entalpie chemických přeměn



$$\Delta_{\text{r}}H^{\ominus} = \Delta_{\text{f}}H^{\ominus} = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}, \quad T = 298.15 \text{ K}$$



Příklad tzv. **termochemické rovnice**

= stechiometrická rovnice reakce

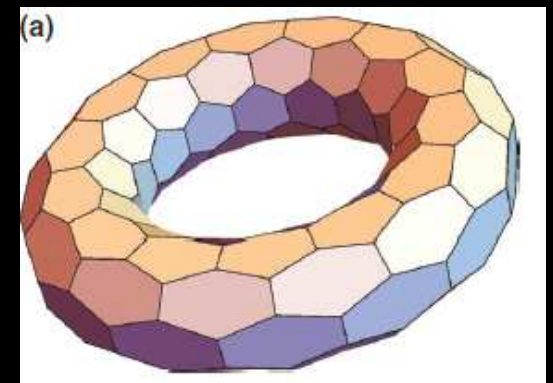
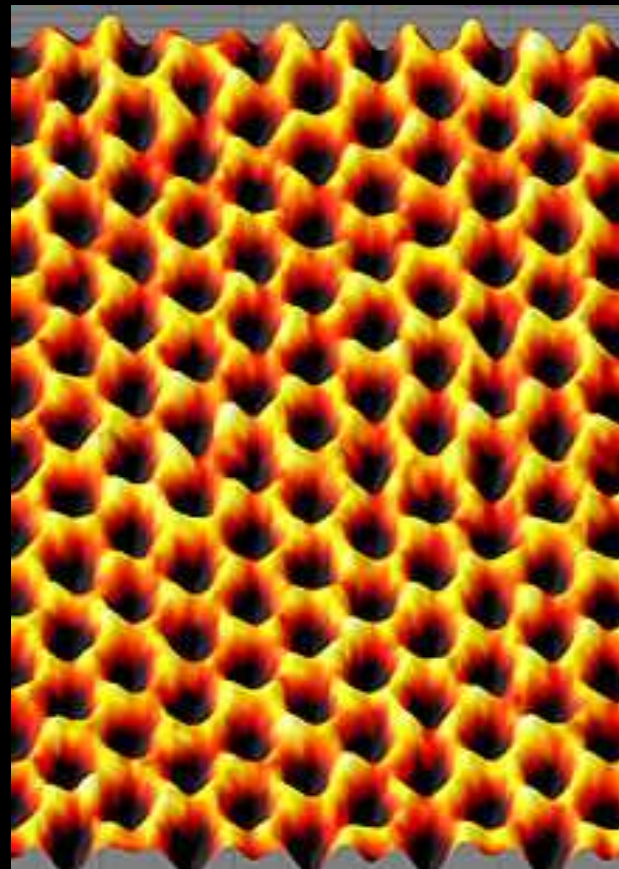
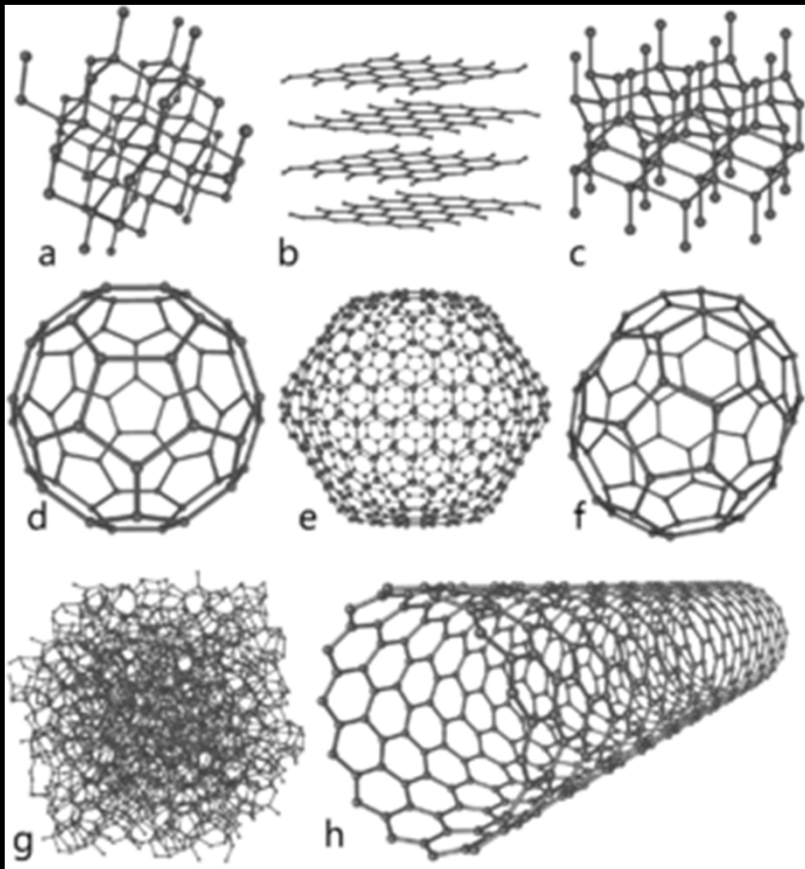
+ vyznačení skupenství látek

+ hodnota standardní reakční H

Proč musíme u uhlíku specifikovat „grafit“?

Alotropy
↓
existující

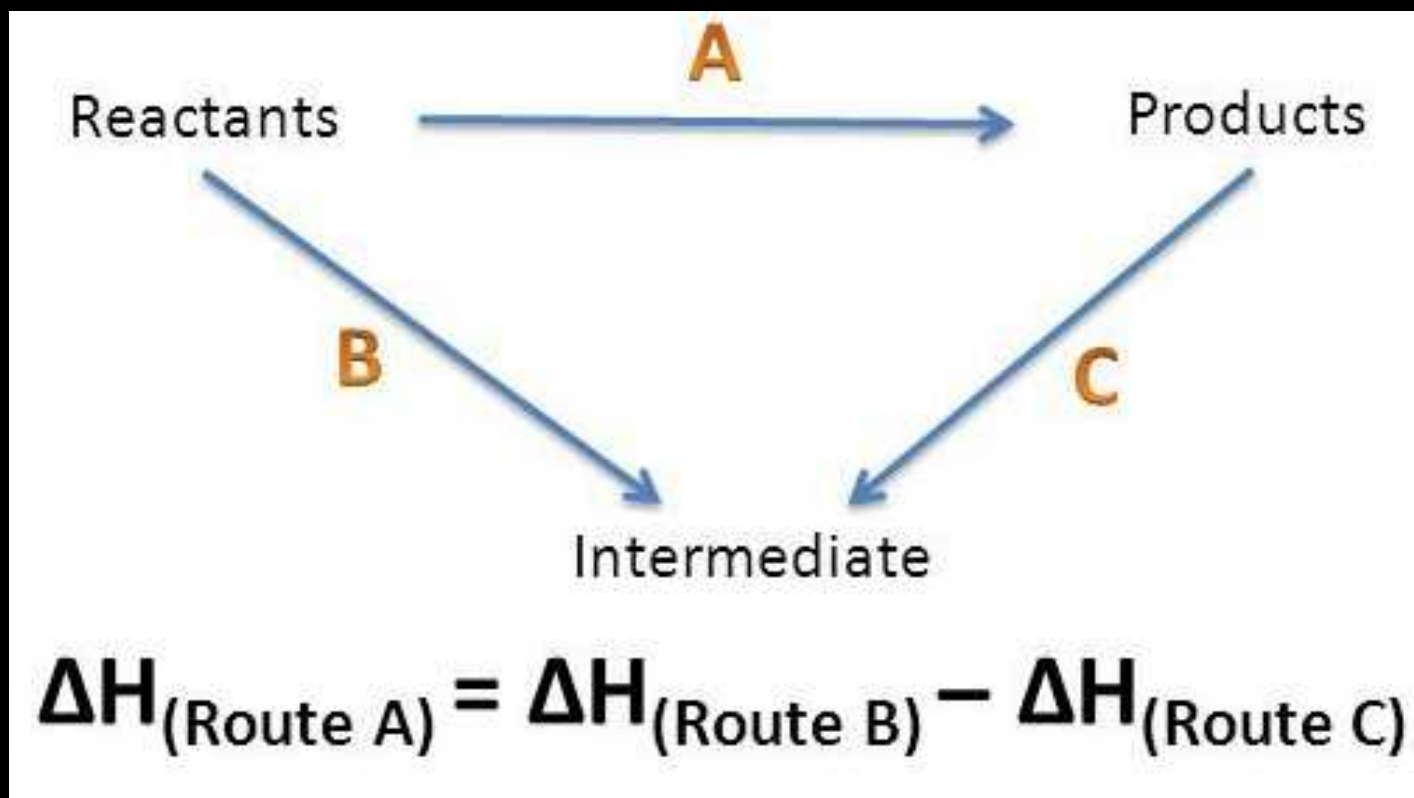
hypotetické



Definice standardní reakční entalpie

$$\Delta_r H^\ominus = \sum_{\text{produkty}} \nu H_m^\ominus - \sum_{\text{reaktanty}} \nu H_m^\ominus$$

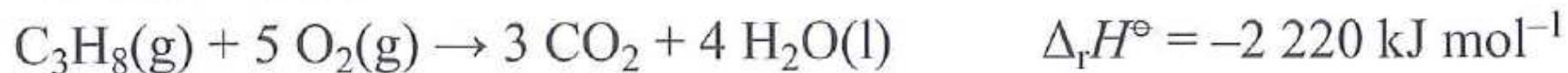
2.2.1.3 Hessův zákon (1840)



Germain Henri Hess

Příklad 2.5: Použití Hessova zákona

Jsou známy standardní reakční entalpie hydrogenace propenu, spalování propenu a spalování vodíku.

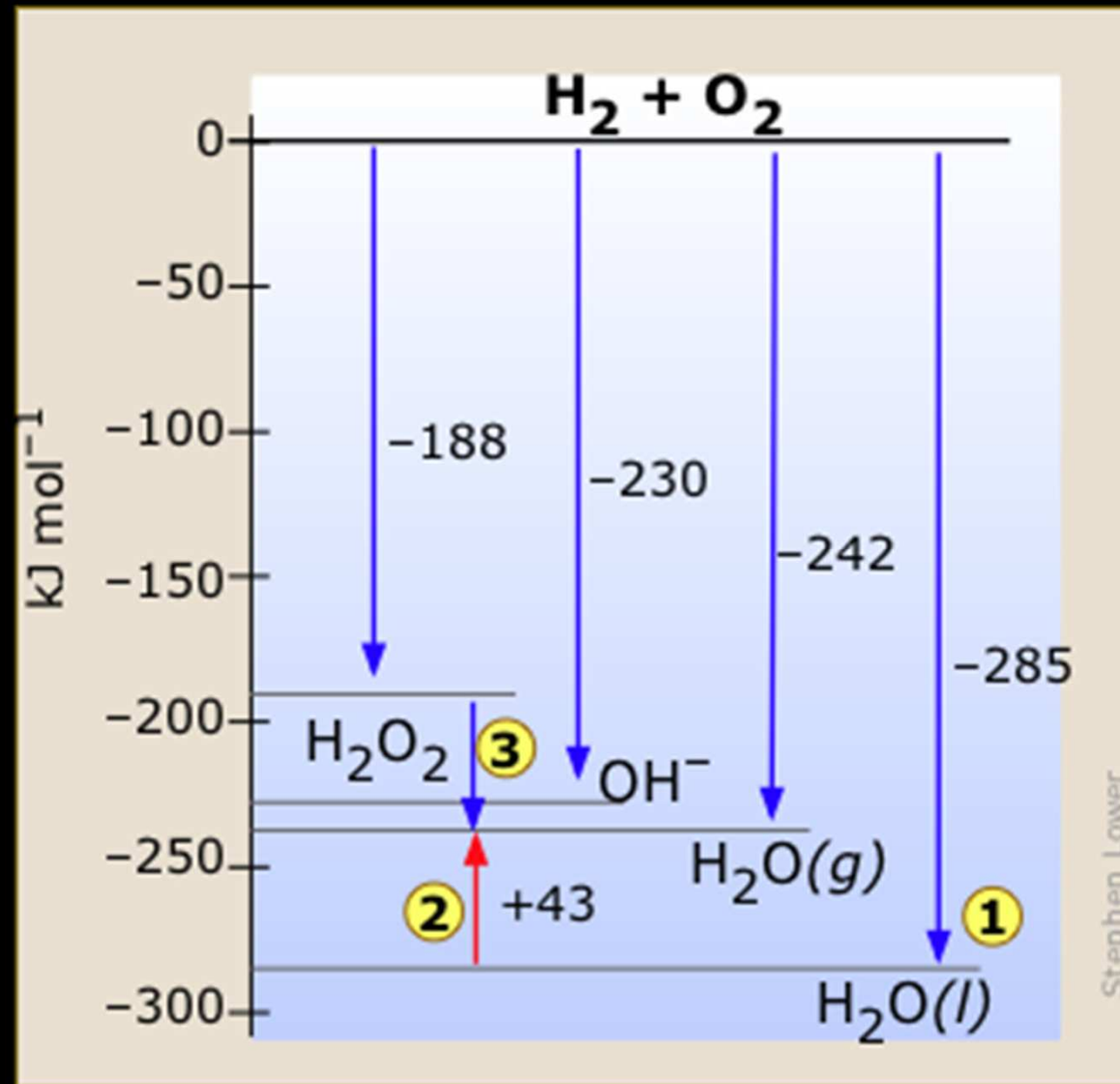


Z těchto termochemických dat vypočítejte standardní reakční entalpii spalování propenu.

Procvičování:

<https://old.vscht.cz/fch/prikladnik/prikladnik/p.3.4.html>

2.2.2 Standardní slučovací H



Příklad tzv. entalpického diagramu: stabilní konfigurace dvojice H + O

$\Delta_f H^\ominus$ pro ionty v roztoku

Ion	$\Delta H_f^\ominus, \text{kJ/mol}$
H ⁺	0
Na ⁺	-240.1
K ⁺	-252.4
NH ₄ ⁺	-132.5
Ag ⁺	+105.6
Mg ²⁺	-466.9
Ca ²⁺	-542.8
Ba ²⁺	-537.6
OH ⁻	-230.0
Cl ⁻	-167.2
NO ₃ ⁻	-205.0
CO ₃ ²⁻	-677.1
SO ₄ ²⁻	-909.3

1. úmluva

H⁺ 0

3. Určím

z experimentální
 $\Delta_f H^\ominus$ NaCl (aq)

4. Určím

z experimentální
 $\Delta_f H^\ominus$ NaOH (aq)

OH⁻ -230.0

2. Určím

z experimentální
 $\Delta_f H^\ominus$ HCl (aq)

Cl⁻ -167.2

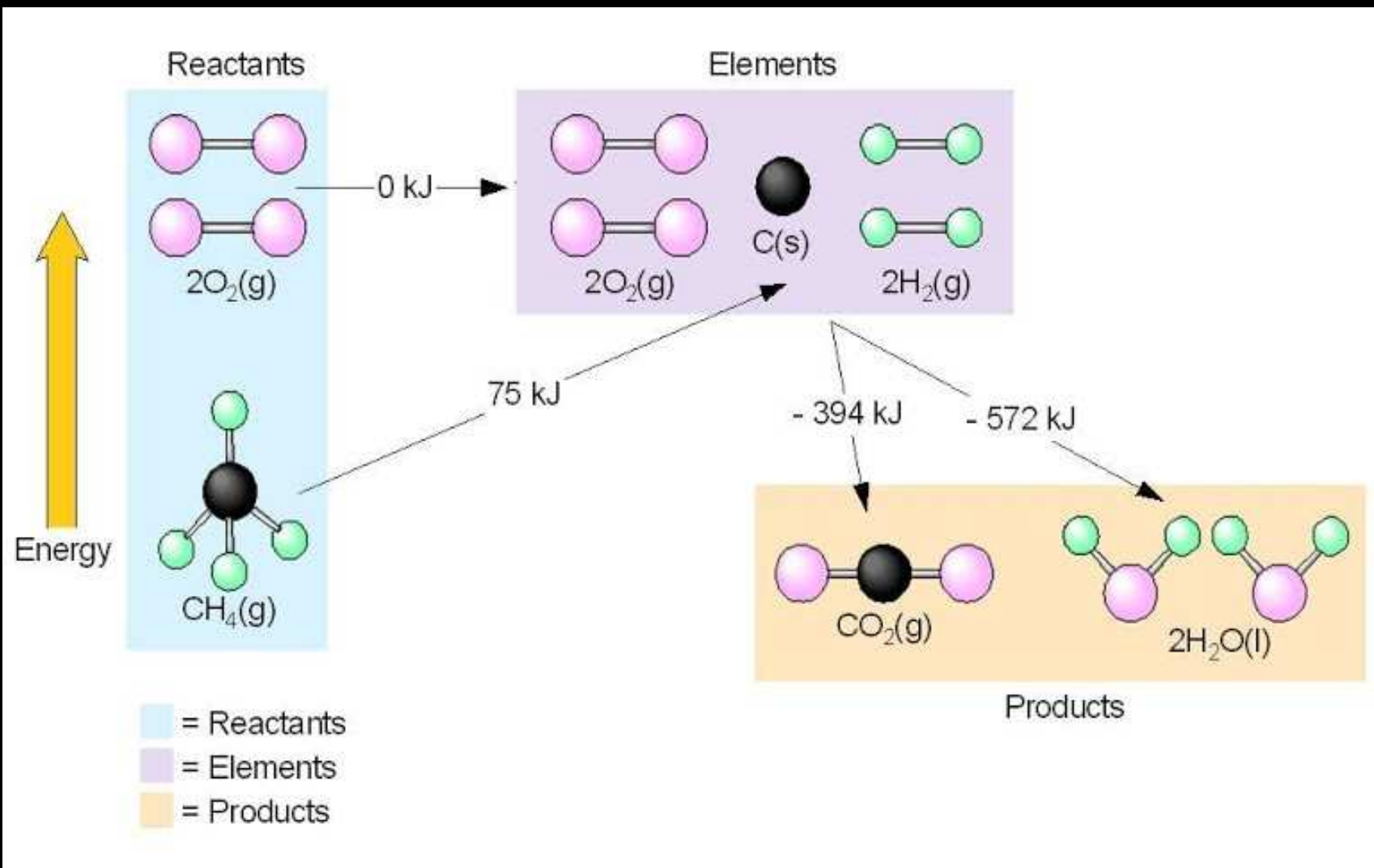
2.2.2.1 Výpočet $\Delta_r H^\ominus$ z $\Delta_f H^\ominus$ složek

chemická reakce: $0 = \sum_J \nu_J J$

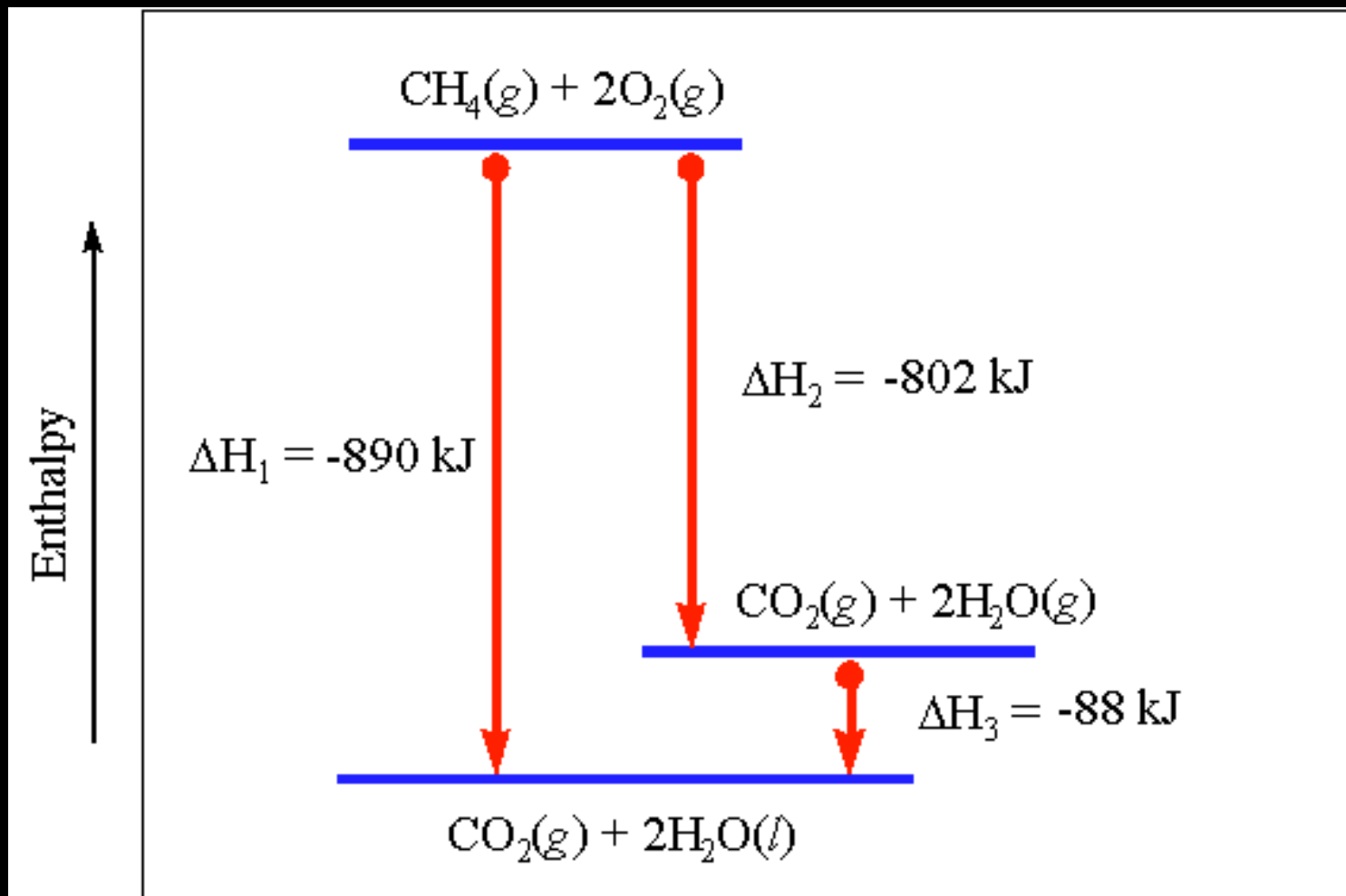
ν_J - stechiometrický koeficient **p**ozitivní pro **p**rodukty

$$\Delta_r H^\ominus = \sum_J \nu_J \Delta_f H_J^\ominus$$

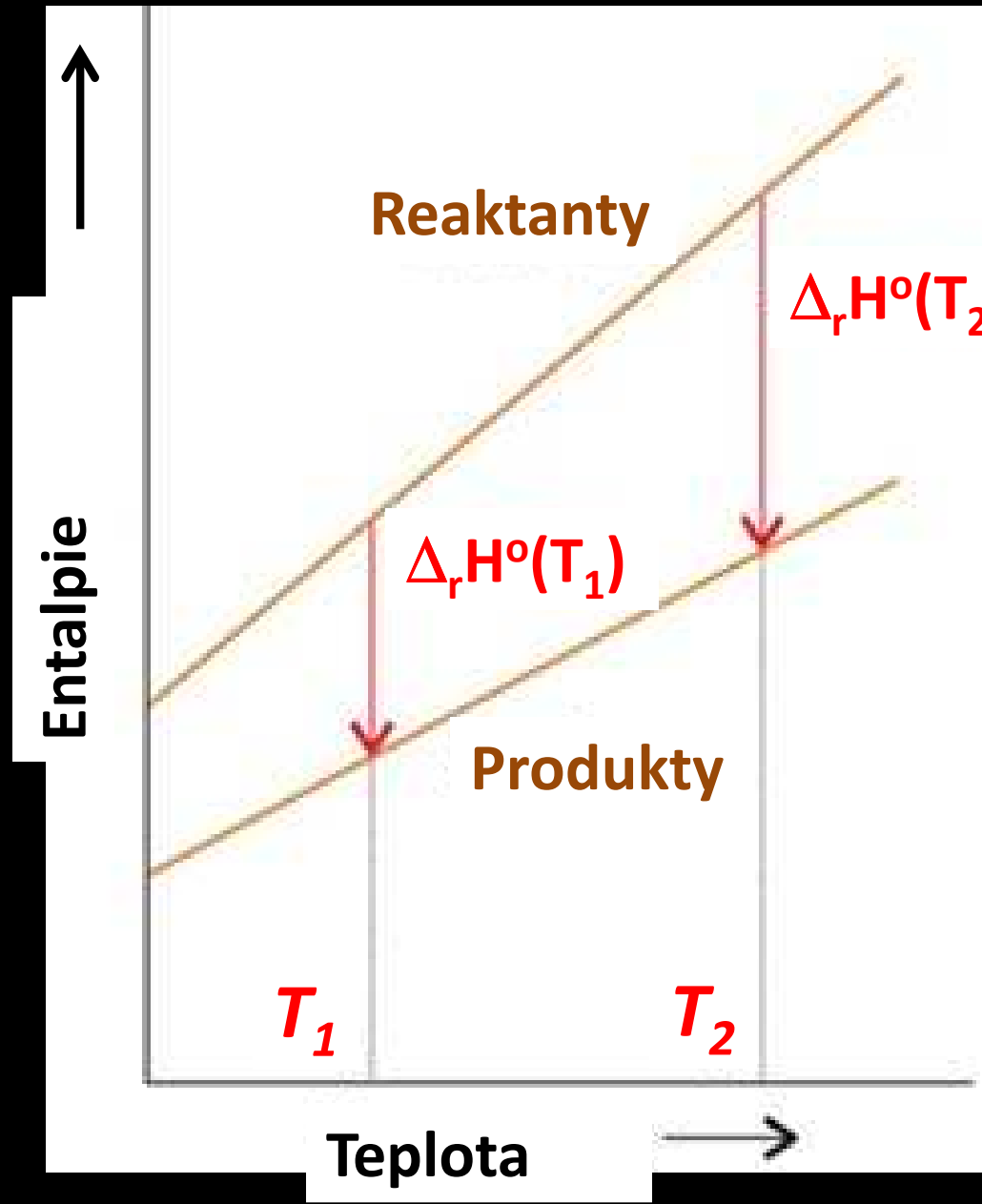
Výpočet $\Delta_r H^\ominus$ pro hoření methanu



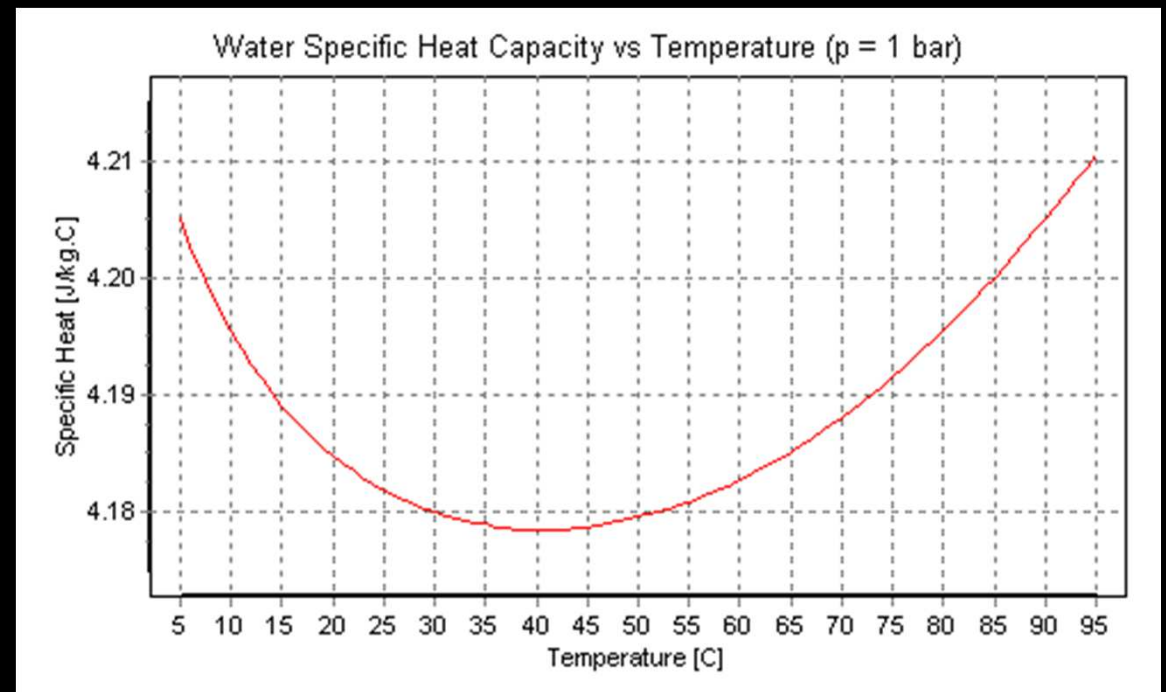
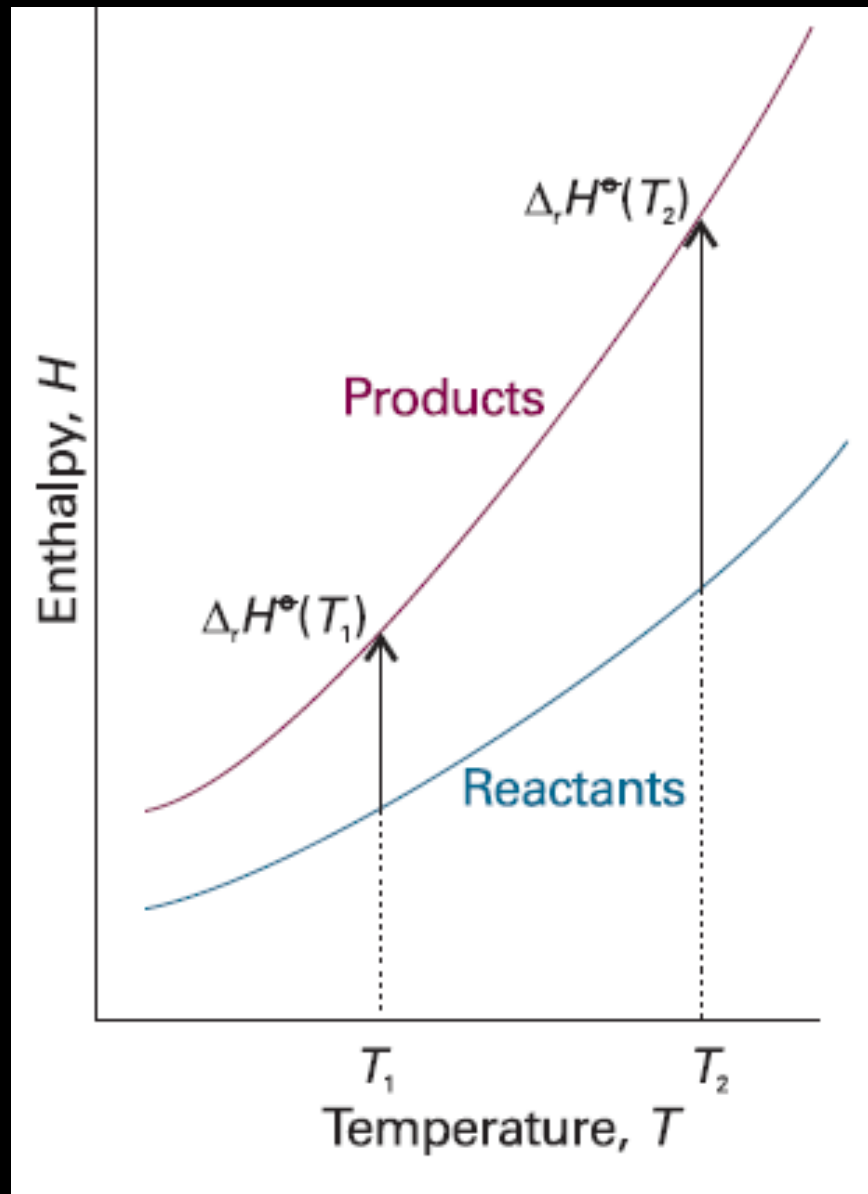
Hoření methanu: diagram H



2.2.3 Teplotní závislost $\Delta_r H^\ominus$ pro C_p málo závislé na teplotě



2.2.3 Teplotní závislost Se započtením závislosti C_p na T





Gustav Kirchhoff

* 1824 **Königsberg**

+ 1887 Berlin

Immanuel Kant (1724–1804)

Carl Neumann (1832–1925)

Rudolf Lipschitz (1832–1903)

Alfred Clebsch (1833–1872)

David Hilbert (1862–1943)

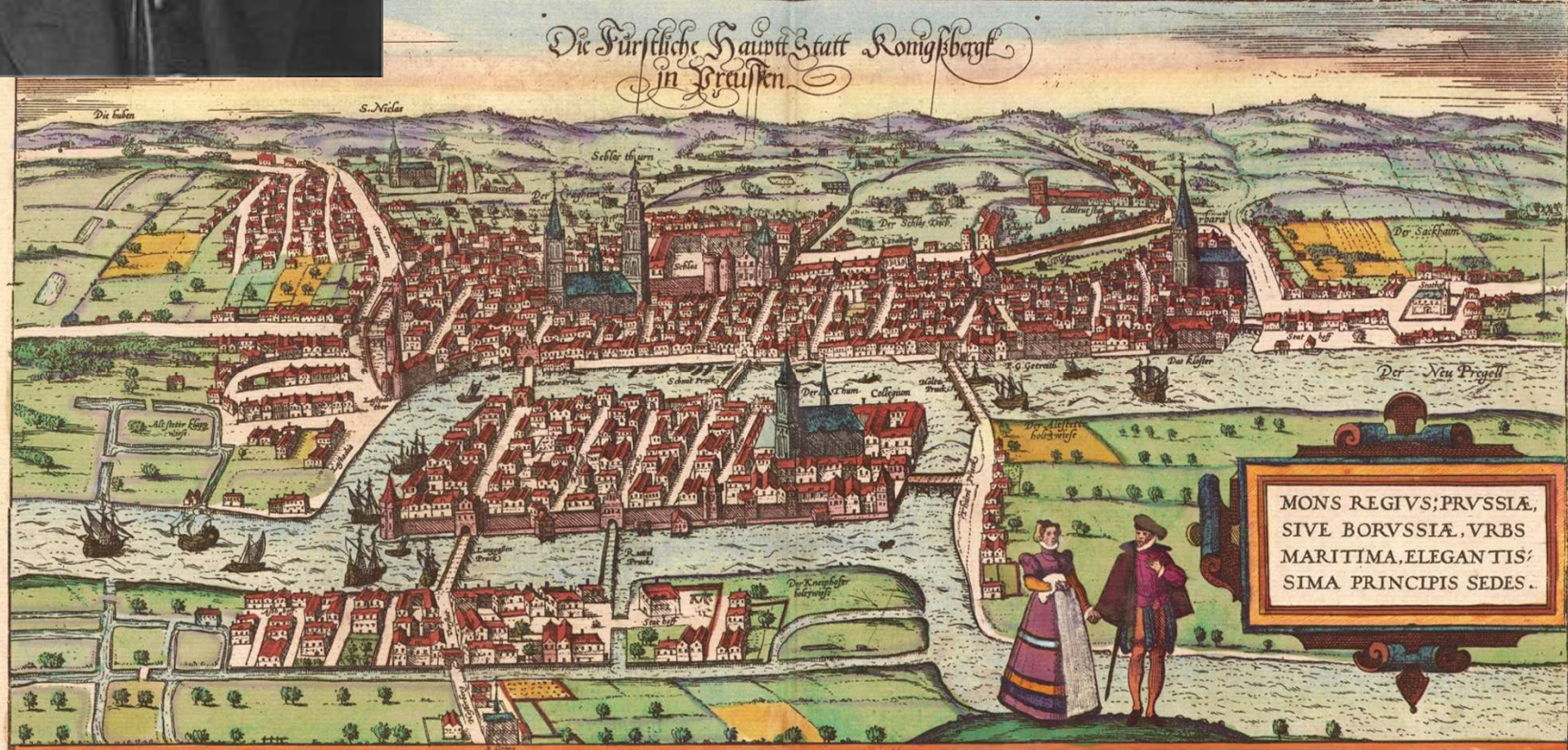
Merman Minkowski (1864–1909)

Arnold Sommerfeld (1868–1951)

Max Wien (1866–1938)

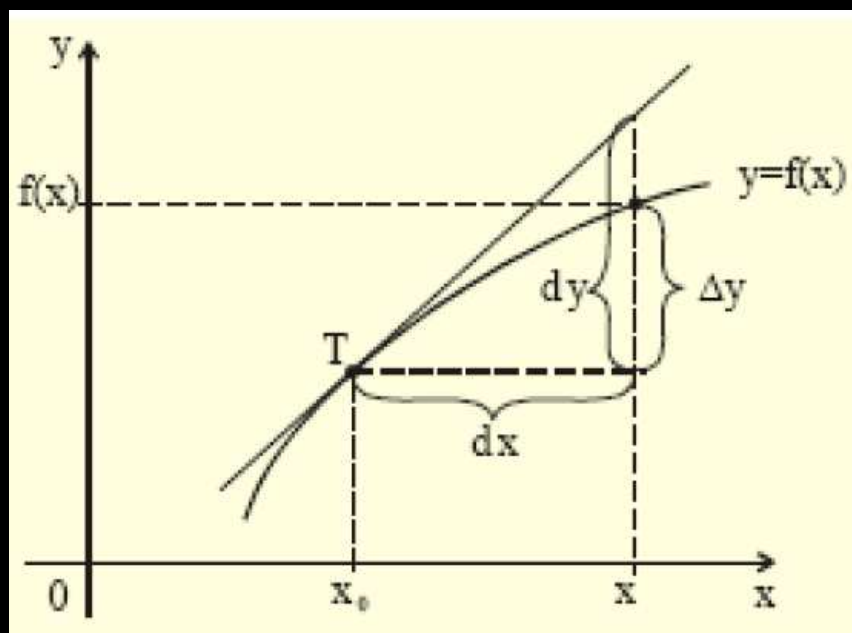
Hannah Arendt (1906–75)

© Historic Cities Research Project. Courtesy of Orgur Tufekci



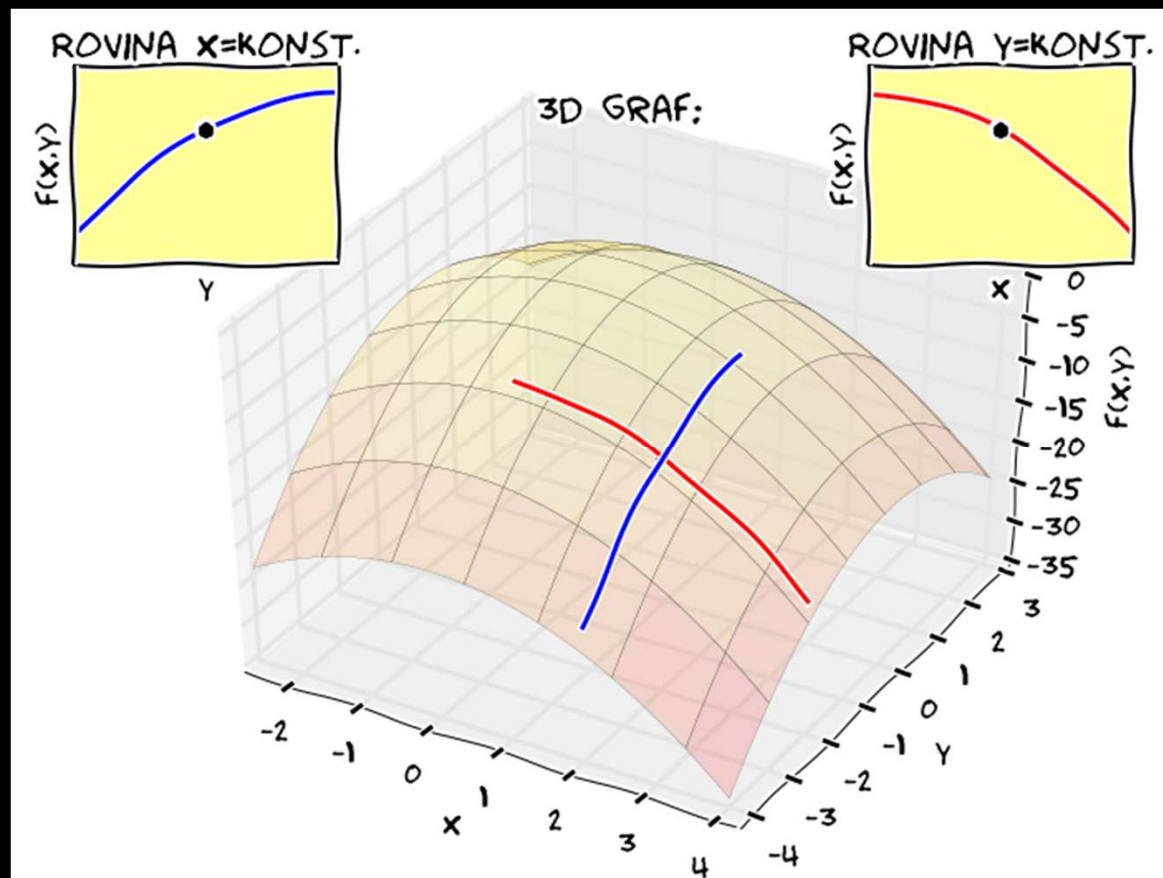
2.3.1 Totální (úplný) diferenciál

Funkce 1 proměnné
 $y=f(x)$



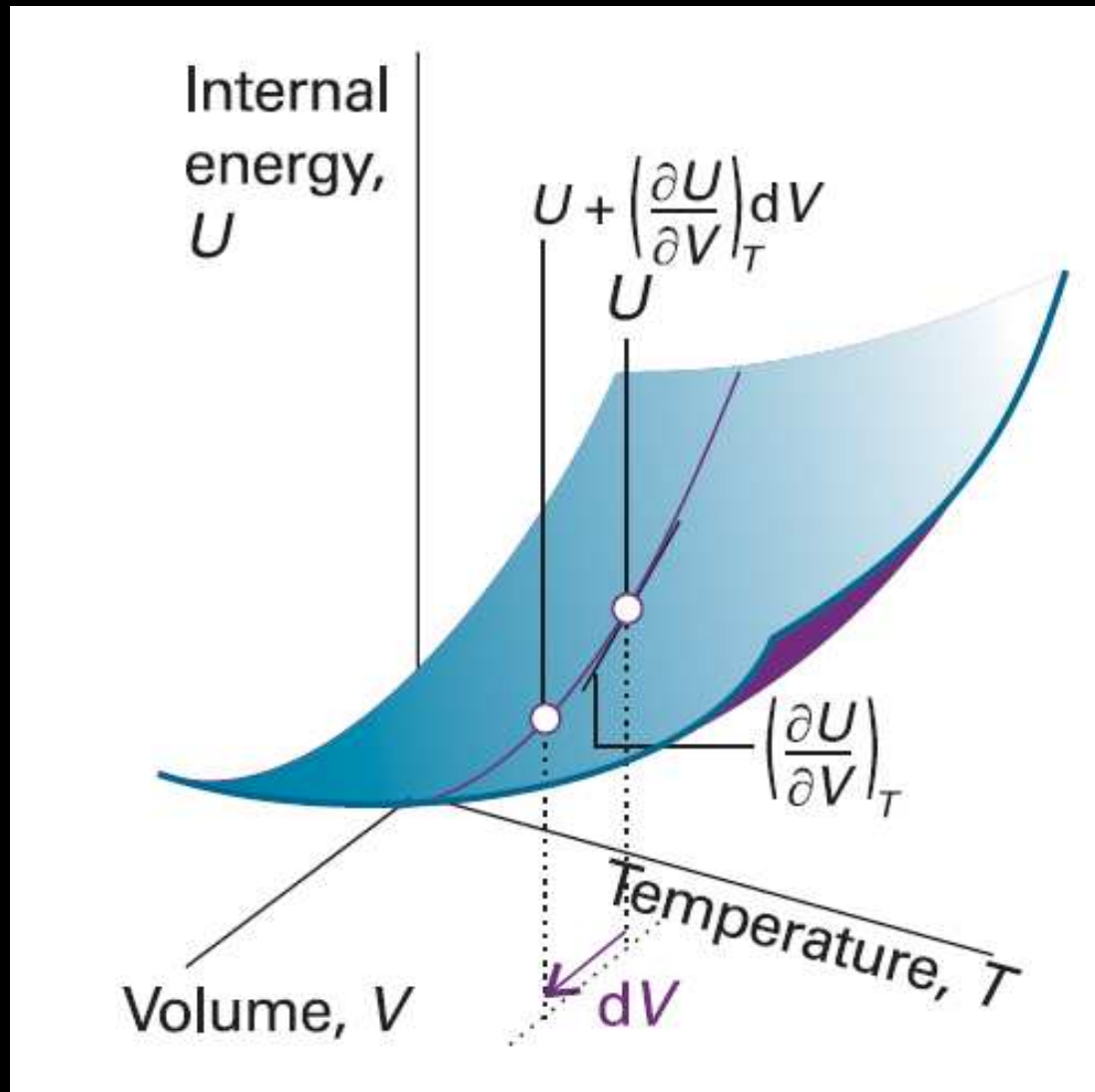
$dy =$
přírůstek funkce na tečně,
tzv. diferenciál

Funkce 2 proměnných $z = F(x,y)$

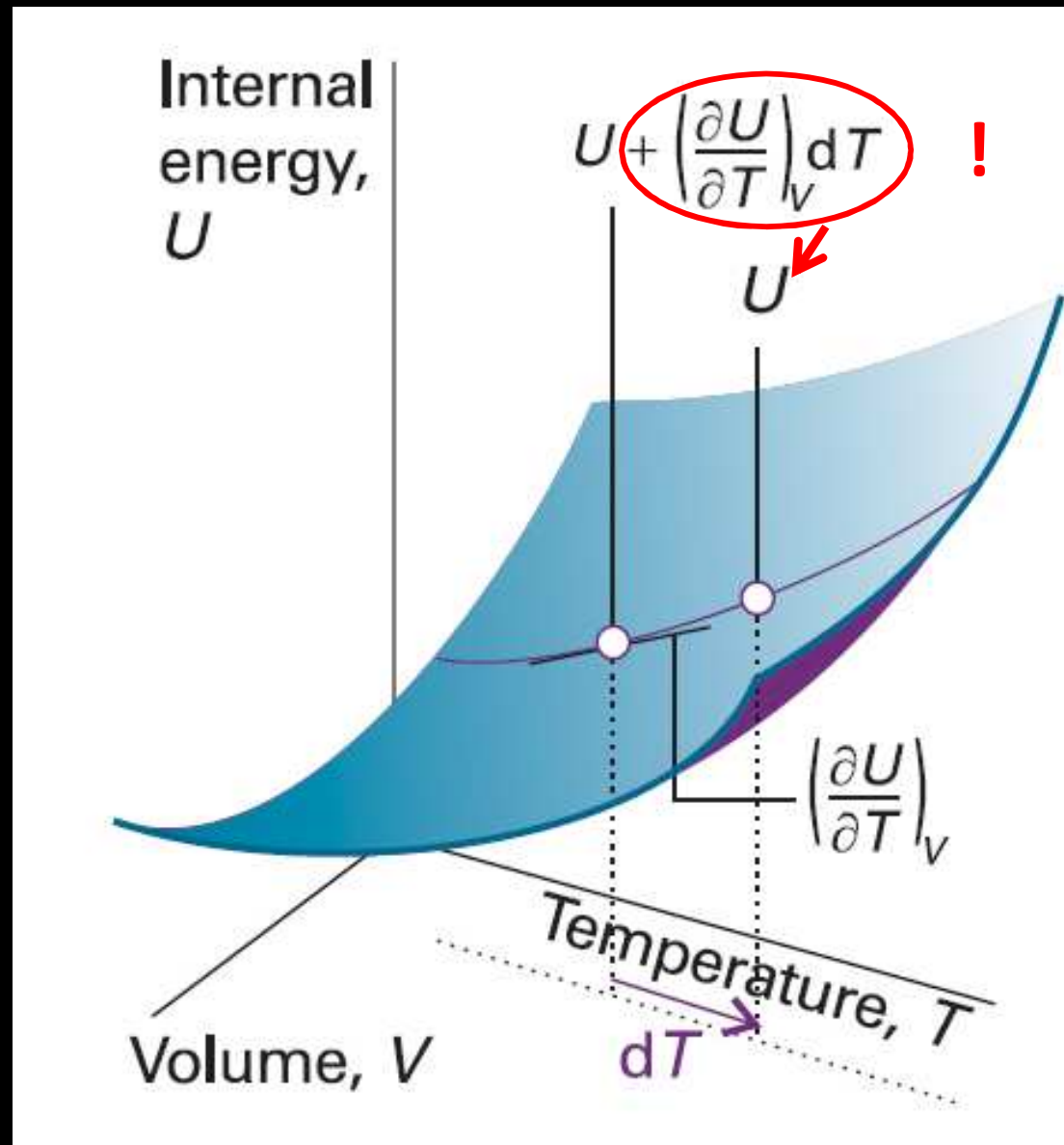


$dz = dF(x,y)_{y=\text{konst}} + dF(x,y)_{x=\text{konst}}$
přírůstek funkce na tečné rovině,
tzv. totální (úplný) diferenciál

2.3.2.1 Změny vnitřní energie: (A) díky dV



2.3.2.1 Změny vnitřní energie: (B) díky dT



2.3.2 Joule's experiment

