

# I. ZÁKLADY TERMOCHEMIE a TERMODYNAMIKA

→ studuje ENERGI STRÁNKU CHEM. DĚJŮ, JEJICH USKUTEČNITELNOST PŘEMĚT JEDNOTLIVÝCH DRUHŮ ENERGIE. SMĚRY PRŮBĚHŮ CHEM. DĚJŮ ROVNOUHY KTERÉ PŘI DĚJICH NASTÁVAJÍ

→ neplatný faktor času (tzn. URČÍ ZDA JE DĚJ Z ENER. HLEDISKA USKUTEČNITELNÝ, ALE! NEURČÍ ZA JAK DLOUHO a ZA JAKÝCH PODMÍNEK (potřeba Ea)

→ DRUHY SOUSTAV → IZOLOVANÁ, OTEVŘENÁ, UZAVŘENÁ (viz ot. 1)

→ POPIS STAVU SOUSTAVY: → MĚRITELNÉ STAVOVÉ VELICINY (přz je měřit absolutně)  $\rightarrow (T, V, T, m)$

→ TERMODYNAICKÉ STAVOVÉ F-CE

→ IZOLOVANÁ (m, V) → EXTERNÍ (HEMISE) → NEMĚNÍ SE VELIKOSTI SYSTÉMU

→ OTEVŘENÁ (m, V) → INTENZIVNÍ (T, P, μ) → VÝMĚNÍ ENERGIJE

→ UZAVŘENÁ (m, V) → IZOLOVANÁ (HEMISE) → NEMĚNÍ SE VELIKOSTI SYSTÉMU

TERMODYNAICKÝ DĚJ: IZOTERMNÍ (T = konst), IZOCHORICKÝ (V = konst), IZOBARICKÝ (P = konst), ADIABATICKÝ (system tepelně izolován od okolí; nedochází k výměně Q) → ΔQ = 0

ABS. HODNOTY STAV. F-CE NELZE URČIT POUZE JEJICH ZMĚNU

↓ VÝMĚNÍ ENERGIJE

↓ ENTALPIE

↓ GIBBS. ENERGIE

→ VRATNÝ (REVERZIBILNÍ) → idealizovaný děj, krajní případ skutečného děje

→ SYSTÉM PROCHÁZÍ ŘADOU MALÝCH STAV. ZMĚN A JE NEUSTÁLE V ROVNOVÁŽE S OKOLÍ; DĚJ LZE KDYKOUV ZASTAVIT A OBRÁCENÍM SLEDEM P-ČI VRÁTIT DO PŮV. STAVU

→ NEVRATNÝ (IREVERZIBILNÍ) → PROBĚHÁJÍ VĚDY. POUZE → JEDNÝ SMĚREM, NE OBRÁCENĚ. VŠECHNY SAMOVOLNĚ DĚJE → NEVRATNÉ

→ SMĚRUJÍ DO STAVU NEJVĚTŠÍ STABILITY → DO ROVNOUHY

POZOR! SAMOVOLNĚ PROBĚHÁJÍ I NĚKTERÉ ENDOTERMNÍ DĚJE

např. ROZPOUSTĚNÍ NĚKTERÝCH SOLÍ VE VODĚ VEDE K SAMOVOLNĚMU OCHLÁZENÍ

→ VVNITŘNÍ ENERGIE → U

→ celková energie soustavy (KINETICKÁ + POTENCIÁLNÍ E; + energie elektronů, at. jader)

→ změna ΔU: KONÁNÍ PRÁCE (stlačení, expanze plynu) + TEPELNÁ VÝMĚNA

U - nezahrnuje kinetickou a potenciální energii soustavy jako celku

→ soustava má stejnou VNITŘNÍ ENERGIÍ ať je v jakékoliv výšce, ať je v pohybu či klidu

I. TERMODYNAICKÝ ZÁKON: (je to prakticky ZÁKON ZACHOVÁNÍ EN. aplikovaný na TERMODYNAICKÉ DĚJE)

→ ΔU = 0 → IZOLOVANÉ SOUSTAVY

U IZ. SOUSTAV ΔU ≠ 0 PODLE TOHO JAK PŘES HRANICI SOUSTAVY PŘICHÁZÍ ENERGIÍ V NĚKTERÉ ZE SVÝCH F-CEM

SOUČET VŠECH DRUHŮ ENERGIE V IZOL. SOUSTAVĚ SE NEMĚNÍ

ENERGIÍ NELZE Z NICHO UROBIT ANI JI NELZE ZNICIT, POUZE LZE PŘEVADĚT JEDNU FORMU ENERGIE V JINOU

KAŽDÁ ENERGIE SE MŮŽE BEZE ZBYTKU PŘEMĚNIT V TEPELNŮU ENERGIÍ (TEPLO), KDEŽTO TEPLŮ SE MŮŽE PŘEMĚNIT JEN ČÁSTEČNĚ V NEPELNŮU ENERGIÍ (PRÁCI)

MATEMATICKÉ ZNĚNÍ ZÁKONA: ΔU = Q + W

PRÍJMA-L SOUSTAVA ENERGIÍ PAK POUZE VE FORMĚ TEPLA NEBO PRÁCE

PRÍRŮSTEK VN-EN. SOUSTAV SE ROVNÁ SOUČTU TEPLA a PRÁCE, KTERÉ BYLY SOUSTAVĚ DOPADNÝ

(u plynu se práce projevuje jako OBJEMOVÁ PRÁCE)

APLIKACE 1. TERM. Z:

IZOTERMNICKÝ DĚJ (ΔU = 0)

(T = konst. → NEVYKONÁVÁ PRÁCI, C. → konst.)

Q = -W (s. přijme tolik Q kolik vykoná práce)

W = P · ΔV (obecně)

Q > 0, W > 0 → TEPLŮ a PRÁCE DODÁME SOUSTAVĚ (+)

Q < 0, W < 0 → ODEVZDÁME SOUSTAVU (-)

IZOCHORICKÝ DĚJ (V = konst. ⇒ W = 0)

ΔU = Q (přijate teplo ⇒ přírůstek U)

IZOBARICKÉ DĚJE (dopř. ot. nádobač.; p = konst.)

Q = ΔU + W = ΔU + pΔV (ΔH)

(přijate teplo JE ROVNO součtu ΔU a vykonané práce) → ZMĚNA ENTALPIE

ADIABATICKÝ DĚJ (ΔQ = 0)

ΔU = W (Změna U pouze výměnou EN. formě práce)

REAKČNÍ TEPLŮ (TEP. ZÁKON)

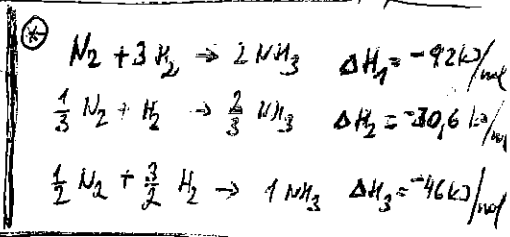
→ KOUA = U SOUSTAVA PRÁCI, KOUA JÍ NA ÚKOR SVĚ VNITŘNÍ ENERGIJE

**TERMOCHEMIE** (studuje tep. ZABARVENÍ CHEM. R-CE)

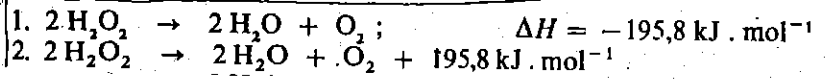
→ Znat pojmy CHEM. R-CE V JEDNOTKOVÉM ROZSAHU (Zreaguj taková lat. množství reaktantů jak udávají stechiom. koeficienty n-dané rovnici)

→ **REAKČNÍ TEPLA**  $\Delta H$  je teplo, které soustava během rce v jednot. rozsahu vymění s okolím ( $1 = \text{konst.}$ ) (VIZ. PRÍLOHA)

$\Delta H < 0$  EXOTERMNÍ DĚJ → soust. teplo UVOLŇUJE  
 $\Delta H > 0$  ENDOTERMNÍ DĚJ → soust. teplo SPOTŘEBOVÁVÁ



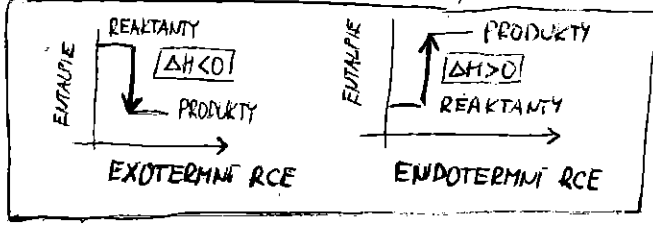
→ Chemické rovnice, u kterých uvádíme množství uvolněného nebo spotřebovaného tepla, označujeme jako **rovnice termochemické** a zapisujeme je následujícím způsobem:



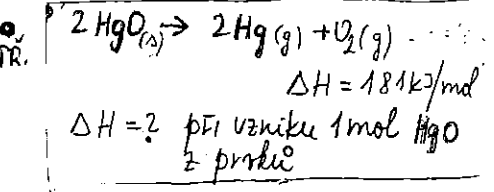
**Cvičení 3.5**

Napište termochemickou rovnici vyjadřující redukci 1 molu oxidu uhličitého uhlíkem. Při reakci se spotřebovává teplo  $172,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Vypočítejte hodnotu spotřebovaného tepla pro případ, že v reakční směsi před provedením reakce současně budou tato látková množství výchozích látek: 2 moly oxidu uhličitého, 3 moly uhlíku. ( $34,5 \text{ kJ/mol}$ )

**IZOB. DĚJE**  $\Delta Q = \Delta H$



**TERMOCHEMICKÉ ZÁKONY (I+II)**

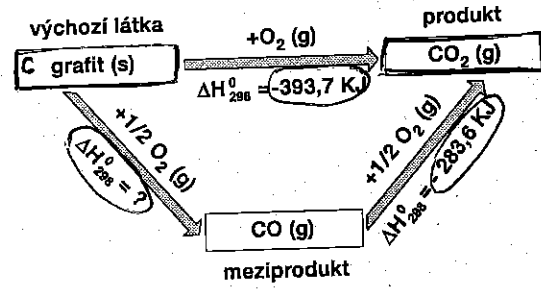


**I. LAPLACE - LAVOISIER**

REAK. TEPLA PŘÍMĚ A ZPĚTNĚ R-CE SI LIŠÍ POUZE ZNAMENKEM

**II. HESSŮV**

REAK. TEPLA DANÉ R-CE JE SOUČINEM HOD. TEPLA POSTUPNĚ PROVEDENÝCH R-CE LICHZÍTEJÍCÍCH SE STEJNÝCH VÝCH. L. a KONČÍCÍCH STEJNÝMI PRODUKTY.



→ Reakční teplo kterékoliv chemické reakce nezávisí na způsobu přeměny výchozích látek v produkty, ale pouze na počátečním a konečném stavu soustavy.

$-393,7 \text{ kJ} = -283,6 \text{ kJ} + x$   
 $x = -110,1 \text{ kJ}$

→ **HESSŮV ZÁKON** SE VYUŽÍVÁ K VÝPOČTU TĚŽKO DOSTUPNĚHO REAKČNÍHO TEPLA NĚKTERÉ Z VÍCESTUPŇOVĚ RCE. (ZA PŘEDPOKLADU, ŽE ZNÁME REAKČNÍ TEPLA USTATNÝCH RCE)

**SLUČOVACÍ + SPALNÁ TEPLA**

$(\Delta H \text{ rce při } * 1 \text{ molu sloučeniny } \neq \text{ prvků})$       $(\Delta H \text{ rce kdy spálíme 1 mol sloučeniny na nejstabiljiť oxidy})$

- a)  $\frac{1}{2} N_2(g) + \frac{3}{2} H_2(g) \rightarrow NH_3(g); \quad \Delta H^\circ = -46 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- b)  $Zn(s) + Cl_2(g) \rightarrow ZnCl_2(s); \quad \Delta H^\circ = -407 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- c)  $CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g); \quad \Delta H^\circ = -282,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- d)  $CH_3CH_3(g) + \frac{7}{2} O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l); \quad \Delta H^\circ = -1560,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- e)  $CH_3OH(l) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l); \quad \Delta H^\circ = -727 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

[obr. - sluč]     [ode - spal]  
**Cvičení 3.7 (2)**

1. Pro které reakce je reakční teplo zároveň teplem slučovacím i spalným?
- a)  $Cl(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
  - b)  $2Al(s) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow Al_2O_3(s)$
  - c)  $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l)$
  - d)  $2H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) + C(g) \rightarrow CH_3OH(l)$
  - e)  $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$
- JEV SLUČ!

Jsou-li látky ve standardním stavu, mluvíme o standardním slučovacím teple a o standardním spalném teple. Symbolicky tato tepla značíme  $\Delta H_{sl}^\circ$  a  $\Delta H_{sp}^\circ$ . (STAN. STAV:  $P = 101,325 \text{ kPa}$ ,  $T = 298,15 \text{ K}$ )

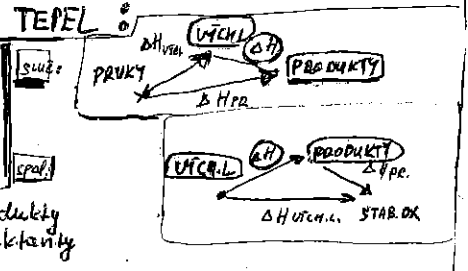
ktelé z reakcí můžeme reakční teplo označit jako spalné a u které jako slučovací?

- a)  $\text{CH}_3\text{COOH(l)} + 2\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$ ;  $\Delta H = -869 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  *sp*
- b)  $2\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{CO(g)}$ ;  $\Delta H = -218 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  *+*
- c)  $\text{H}_2\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{HCl(g)}$ ;  $\Delta H = -184,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  *+*
- d)  $\text{Mg(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(s)}$ ;  $\Delta H = -641 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  *sp*

→ VÝPOČTY REAK. TEPEL ZE SLUČ. a SPALNÍCH TEPEL

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{sluč}}(\text{P}) - \sum \Delta H_{\text{sluč}}(\text{R})$$

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{spal}}(\text{R}) - \sum \Delta H_{\text{spal}}(\text{P})$$



! SLUČ. TEPLA PRVKŮ → 0  
 SPAL. TEPLA (H<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>) → 0

P: produkty  
 R: reaktanty

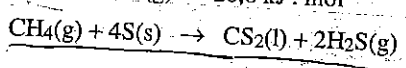
PŘÍKLADY SLUČ. TEPEL

sloučenina	vzorec	ΔH <sub>sluč</sub> <sup>0</sup> [kJ · mol <sup>-1</sup> ]
amoniak (g)	NH <sub>3</sub>	-46,11
oxid uhelnatý (g)	CO	-110,10
oxid uhličitý (g)	CO <sub>2</sub>	-393,70
oxid dusičitý (g)	NO <sub>2</sub>	+33,20
voda (l)	H <sub>2</sub> O	-285,80

PŘÍKLADY SPAL. TEPEL

sloučenina	vzorec	ΔH <sub>spal</sub> <sup>0</sup> [kJ · mol <sup>-1</sup> ]
methan (g)	CH <sub>4</sub>	-890
acetylen (g)	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	-1300
ethan (g)	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	-1560

**Příklad 2:** Sirouhlík je možné připravit reakcí methanu se sírou. Vypočítejte reakční teplo reakce, jestliže znáte standardní slučovací tepla výchozích látek a produktů: CH<sub>4</sub>(g) = -74,8 kJ · mol<sup>-1</sup>; CS<sub>2</sub>(l) = 89,7 kJ · mol<sup>-1</sup>; H<sub>2</sub>S(g) = -20,6 kJ · mol<sup>-1</sup>



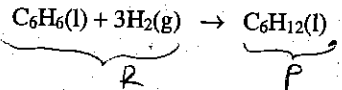
**Řešení:**

Vyjdeme ze vztahu pro výpočet reakčního tepla ze standardních slučovacích tepel. (Uvědomte si, že slučovací tepla prvků jsou rovna nule.)

$$1 \text{ mol} \cdot (89,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 2 \text{ mol} \cdot (-20,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - 1 \text{ mol} \cdot (-74,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = 123,3 \text{ kJ}$$

Reakční teplo reakce je 123,3 kJ. (Všimněte si, že reakční teplo reakce je udáno v kJ a ne v kJ · mol<sup>-1</sup>.)

**Příklad 3:** Reakcí benzenu s vodíkem vzniká cyklohexan. Vypočítejte reakční teplo této reakce (za standardních podmínek), jsou-li známá standardní spalná tepla výchozích látek a produktů: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>(l) = -3 268 kJ · mol<sup>-1</sup>; H<sub>2</sub>(g) = -286 kJ · mol<sup>-1</sup>; C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>(l) = -3 920 kJ · mol<sup>-1</sup>



**Řešení:**

$$1 \text{ mol} \cdot (-3 268 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 3 \text{ mol} \cdot (-286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - 1 \text{ mol} \cdot (-3 920 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -206 \text{ kJ}$$

Reakční teplo reakce je -206 kJ.

**Příklad 4:** Vypočítejte, jaké teplo se uvolní při spálení 60 g acetylenu za standardních podmínek. Standardní spalné teplo acetylenu je -1 300 kJ · mol<sup>-1</sup>.

Nejdříve zjistíme, kolik molů je 60 g acetylenu:

$$n = \frac{60 \text{ g}}{26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,3 \text{ mol}$$

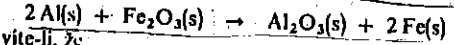
↑ spálením 1 molu C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> se uvolní ... 1300 kJ  
 spálením 2,3 molu C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> se uvolní ... x kJ

$$2,3 : 1 = x : 1300$$

$$x = 2990 \text{ kJ}$$

Při spálení 60 g acetylenu se uvolní teplo 2990 kJ.

Vypočítejte, jaké teplo se uvolní aluminotermickou reakcí



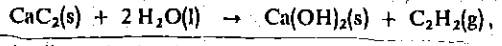
ΔH<sub>f</sub><sup>0</sup>(Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) = -1 670 kJ · mol<sup>-1</sup>  
 ΔH<sub>f</sub><sup>0</sup>(Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) = -822,3 kJ · mol<sup>-1</sup>

Kde se v praxi využívá teplo uvolněné při této reakci?

[-847,7 kJ/mol]

**Příklad**

Vypočítejte ΔH<sup>0</sup> reakce



PRINCIP KARBIDKY

znáte-li standardní slučovací tepla výchozích látek:

ΔH<sub>f</sub><sup>0</sup>(CaC<sub>2</sub>) = 62,7 kJ · mol<sup>-1</sup>  
 ΔH<sub>f</sub><sup>0</sup>(H<sub>2</sub>O) = -285,1 kJ · mol<sup>-1</sup>

a standardní slučovací tepla produktů:

ΔH<sub>f</sub><sup>0</sup>[Ca(OH)<sub>2</sub>] = 986,2 kJ · mol<sup>-1</sup>  
 ΔH<sub>f</sub><sup>0</sup>(C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) = 226,7 kJ · mol<sup>-1</sup>

**Řešení:**

- $\sum_p \nu_p (\Delta H_{f,p}^0) = 1 \cdot 986,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \cdot 226,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 1 212,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $\sum_r \nu_r (\Delta H_{f,r}^0) = |-1| \cdot 62,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + |-2| \cdot (-285,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -507,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $\Delta H^0 = \sum_p \nu_p (\Delta H_{f,p}^0) - \sum_r \nu_r (\Delta H_{f,r}^0) = 1 212,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-507,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = 1 720,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Změna entalpie uvedené reakce je 1 720,4 kJ · mol<sup>-1</sup>.

Uvolní reakční teplo spalování uhlí při křeslení uhlíka CO.  
 ΔH<sub>spal</sub>(C) = -393 kJ/mol  
 ΔH<sub>spal</sub>(CO) = -283,2 kJ/mol

[-110 kJ/mol]

# TERMODYNAMICKÝ ZÁKON

ZKOUMÁ KOLIK TEPLA PŘIJATÉHO OD OKOLÍ MUŽE SOUSTAVA PŘEMĚNIT NA PRÁCI.

MAT. ZMĚNĚ:  $\Delta H = \Delta G + T\Delta S$

$\Delta G$  → VOLNÁ ENERGIE (ENTALPIE)  
→ může se přeměnit na jiné druhy EN. (užitečnou práci)

$T\Delta S$  → ENTROPICKÝ ČLEN (VÁZANÁ EN.)  
→ ke změně se přeměnit na jiné druhy EN.  
UVOLNÍ SE JAKO TEPLO  
→ CHARAKTERIZUJE USPOŘÁDANOST ZA DOKÉ T  
→ ZÁVISÍ NA T, má změnu Energie

$\Delta G$  → MĚRA HYBNÉ SÍLY R-CE  
 $\Delta S$  → ZMĚNA ENTROPIE  
→ MĚRA NEUSPOŘÁDANOSTI SOUSTAVY  
→ CHARAKTERIZUJE SÚMÍ HODNOTAMI  
SMĚR SAMOVOLNÝCH (NEVRATNÝCH) DEJŮ  
POUZE V TEPELNĚ IZOLOVANÝCH SYSTÉMECH

## ADIABATICKÝ DEJ ( $\Delta Q = 0$ )

SAM. DEJE CHARAKTERIZOVÁM  $\Delta S > 0$  ↑ NEUSPOŘÁDANOSTI ↑ PRADEPODOBNOSTI VZNIKAJÍCÍHO STAVU SOUSTAVY VZHEDEM KE STAVU UČHOZÍMŮ  
RŮST ENTROPIE AŽ DO ROVNOVÁHY → TAM JE  $\Delta S = 0$  (ALE DOSAHUJE MAX. HODNOT)

→ OVŠEM NORM. DEJE (IZOBAR), TAM CHARAKTERIZUJE SMĚR SAM. DEJŮ PŘÁVĚ  
SAM. DEJE (IZOBAR)  $\Delta G < 0$  !!  
V ROVNOVÁZE  $\Delta G = 0$ ; G dosahuje MINIMÁLNÍCH HODNOT;  $\Delta S = 0$   
GIBBSOVA ENERGIE ( $\Delta G$ )  
( $\Delta S$  NEDOSAHUJE)

R-CE  
ENDERGONICKÉ ( $\Delta G > 0$ ) → ENERGIE se spotřebovává  
EXERGONICKÉ ( $\Delta G < 0$ ) → -- se uvolňuje, SAMOVOLNĚ (SPONTÁNNÍ) DĚJ

→ V ORGANISMU: KATABOLICKÉ DEJ (exergonické) ANABOLICKÉ DEJ (endergonické) JEJICH SPŘÁŽENÍ UMOŽŇUJE PŘEBĚH METABOLISMU!  
"KATAB. DEJ DOTUJE ANABOLICKÉ DEJE"

## PŘEDPOVÍDKY PŘEBĚHU CHEM. R-CE $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

PŘEHLÉD 134 !

→ závisí na hodnotě  $\Delta G$ :  
 $\Delta G < 0$  (SAM. D.)  
 $\Delta G > 0$  (není SAM. D.)

1. EXOTERMNÍ, ROZKLADNÍ DEJ ( $\Delta H < 0$ ;  $\Delta S > 0$ )  $\Delta G < 0$  (vždy; probíhají SAMOVOLNĚ)  
 $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$   
oba členy snižují G

2. ENDOTERMNÍ, SKLADNÍ DEJ ( $\Delta H > 0$ ;  $\Delta S < 0$ )  $\Delta G > 0$  (vždy; probíhají NE SAMOVOLNĚ)  
 $N_2 + 2O_2 \rightarrow 2NO_2$   
oba členy ↑ G ⊕ (-)/(-) ⇒ ⊕

3. ENDOTERMNÍ, ROZKLADNÍ DEJ ( $\Delta H > 0$ ;  $\Delta S > 0$ ) → ↑ T ⇒ ↑  $T\Delta S$  ⇒  $\Delta G$  ↓  
↓ T ⇒ ↓  $T\Delta S$  ⇒ ~~SAMOVOLNĚ~~ **ODVĚKAT SAMOVOLNĚ**  
 $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$  (T = 900°C)

4. EXOTERMNÍ, SKLADNÍ ( $\Delta H < 0$ ;  $\Delta S < 0$ ) → ↓ T ⇒ SAMOVOLNĚ; ↑ T ⇒ ~~SAMOVOLNĚ~~  
 $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$

1) Jaké množství tepla se uvolní  
spálením vodíku, který vznikl rozpouště-  
ním 90g Zn ve zředěné  $H_2SO_4$ .

$$\Delta H_{sluč}(H_2O) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

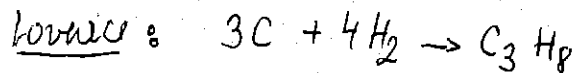
$$M(Zn) = 65,4 \text{ g/mol}$$

-393,3 kJ

2) Určete standardní slučovací teplo  
propanu, je-li  $[\Delta H_{SPAL}(C_3H_8) = -2220 \text{ kJ/mol}]$

$$\Delta H_{SPAL}(C) = -393,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{sluč}(H_2O) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

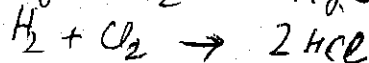
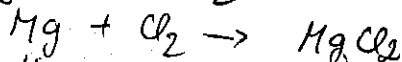
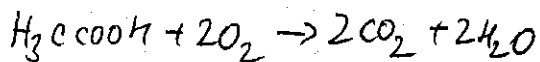


104,3 kJ/mol

3) Jaké mn. tepla se uvolní spálením  
250g acetylénu ( $\Delta H_{SPAL} C_2H_2 = -1300 \text{ kJ/mol}$ )

-12490,4 kJ

4) u které z reakcí můžeme reakční  
teplo označit jako spalné a u které  
jako slučovací?



SP

SP

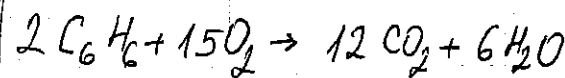
NIC

5) Jaké množství tepla se uvolní  
spálením  $50 \text{ dm}^3$  vodíku (za norm.  
podmínek), je-li standardní sluč.  
teplo  $H_2O$  rovné  $-285,8 \text{ kJ/mol}$ .

-637,95 kJ

6) Určete standardní spalné teplo  
benzenu, je-li:  $[\Delta H_{sluč}(C_6H_6) = 49 \text{ kJ/mol}]$   
 $\Delta H_{SPAL}(C) = -393,7 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_{sluč}(H_2O) =$   
 $-285,8 \text{ kJ/mol}$ .

rovnice:



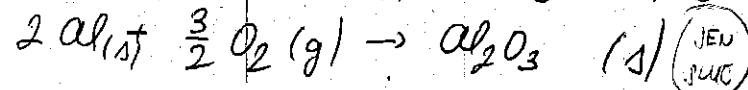
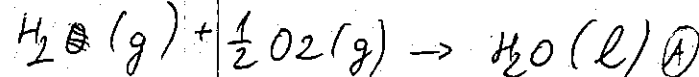
-3268,6 kJ/mol

7) Kolik tepla se uvolní spálením 100 l  
plynného metanu za norm. podmínek

$$\Delta H_{SPAL}(CH_4) = -889,5 \text{ kJ/mol}$$

-3971 kJ

8) pro které reakce je reakční teplo  
teplem zátožen SLUČOVACÍM a SPAL.



JEU  
SLUC

**12 - PRVKY (IV. A ĚI 14. SKUPINA) → C, Si, Ge, Sn, Pb**

- OBEČNÁ CHARAKTERISTIKA:** → EL. KONFIGURACE VAL. VRSTVY; POČET VAL. ĚI, SKUPENSTVÍ (P-L)
- KOV. CHARAKTER → ↑ S ROSTOUCÍM Z (C, Si → NEKOV, Ge - POLOKOV, Sn, Pb - KOV)
  - VAZNOST (C → MAX. 4 VAZNŮ → UMĚT VYSVĚTLIT. POKROČ. EXC. STAVU C\*)  
(Si a OSTATNÍ AĚ 6 - VAZNÉ ⇒ VUIZITÍ PRÁZDNŮCH MĚ OBEĤA)
  - OK. ČÍSLO (MAX. IV, MIN. -IV)  $\begin{matrix} \text{IV} \\ \text{C/Si} \end{matrix}$  → KLESÁ STABILITA ↓ Z  
 $\begin{matrix} \text{II} \\ \text{Ge/Sn} \end{matrix}$  → ROSTE STABILITA ↑ Z  
(Sn<sup>II</sup> → PŮSOBÍ REDUKČNĚ, Pb<sup>IV</sup> → PŮSOBÍ OXIDAČNĚ → VYSVĚTĚNÍ)
  - KOV. VAZBY VE SLOUČENINÁCH S PRVKY IV (+IV)  
IONT. VAZBY " " S PRVKY II (Sn<sup>II</sup>, Pb<sup>II</sup>)

URČENÍ OX. Č. -IV I CH<sub>4</sub>

**VŠEJKY** → POUZE C VOLNĚ, OSTATNÍ POUZE VE SLOUČENINÁCH

**UHLÍK** → ALotropické MODIFIKACE [PŘÍRODNĚ: DIAMANT X TUHA, UMĚLA FULLERENY]

↓  
AT. KRISTALY      VŘSTEVNATĚ KRISTALY

- ZNÁT STRUKTURU PŘÍRODNĚ MODIFIKACÍ → VLASTNOSTI (TVRDOST, VODIVOST, T.T., PRŮHLÉDNOST)
- VAZNANĚ C: KALCIT, MAGNEZIT, DOLOMIT, CO<sub>2</sub>; ORG. SLOUČENINY → MAKRO BIOGENNÍ PRVKY (90% → VĚDĚCH)
- TVORÍ ŘETĚZCE (LIN, CYK) S -I=I= ⇒ VELKÝ POČET ORG. SLOUČENIN (OSTATNÍ 12 PRVKY TULĚ VLASTNOST NEMAJÍ?)  
DIAMANT: 3500°C
- ZA NORM. T → MÁLO REAKTIVNÍ, AĚ PŘI ↑ T
- KOKS → \* KARBONIZACE ČERNÉHO UHLÍ (KOKS, SVĚTLÝ DEHEŤ)  
RED. ČINIDLO → PŘÍMA REDUKCE Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + C → 2Fe + 3CO
- AKTIVNÍ UHLÍ - UHLÍK S VELKÝM POUČNEM (ADSORPCE PLYNŮ → MASKY, ŽIVOCĚLNÉ UHLÍ)
- SAZE (TECH. C) → AMORFNÍ STRUKTURA; \* NEPOK. SPAL. ORG. LÁTEK (ÚROBA PNEUMATIK)

**POUŽITÍ UHLÍKU:** GRAFIT → ELEKTRODY, MODERÁTOR UJAD. EL. (ZPOMALENÍ M<sup>+</sup> PŘI STĚPĚNÍ NA Fe<sup>2+</sup>)  
DIAMANT → HLAVKĚ VRTAČ. SOUSTAV

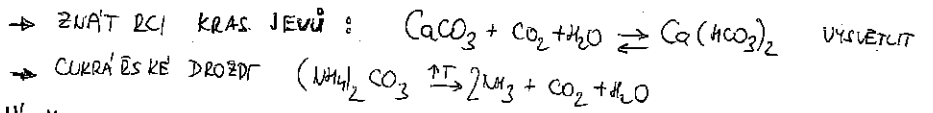
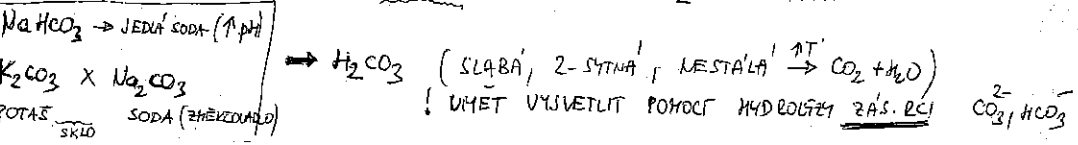
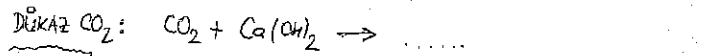
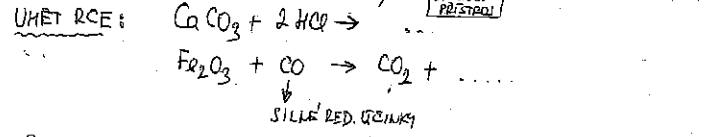
**SLOUČENINY C:** → OXIDY

- CO → LÉDKOVANÝM SPALOVÁNÍM, JEDOVATÝ (VÁŽE SE SILNĚ NA TB)
- CO<sub>2</sub> → \* DOKON. SPALOVANÝM C; [ZNÁT RČI ALK. KVAŠENÍ, FOTOSYNTÉZA]
- MEDYCHATELŮM
- PĚNATÝ CO<sub>2</sub> (SUCHÝ LED) → HAŠENÍ, CHLADIVO (AĚ -10°C)

**CO X CO<sub>2</sub>**

INERTNÍ OXID      KYSĚLINOTVORNÝ OXID

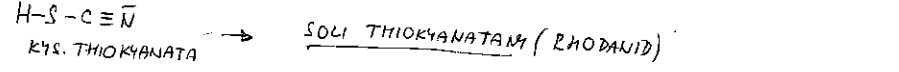
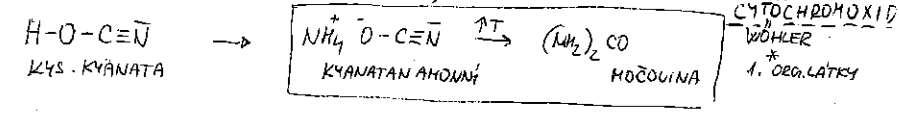
**VODNÍ PLYN:** CO + H<sub>2</sub>  
**GENERÁTORNÍ PLYN:** CO + N<sub>2</sub>



- IV - II CS<sub>2</sub> (SÍROUHLÍK) → KAPALNĚ NEP. ROZP. S<sub>1</sub>, BILF P; I<sub>2</sub> "SHRDI" → JEDOVATÝ
- CaC<sub>2</sub> (KARBID VÁPENATÝ): PRINCIP KARBIDKY: CaC<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O → Ca(OH)<sub>2</sub> + HC≡CH ACETYLEN = ETYŤN
- SiC (KARBID KŘEMICITŮ = KARBORUNDUM → BRUSIVO)

**KARBIDY → BINÁRNÍ SLOUČENINY C S ELEKTROPOZITIVNĚJŠIMI PRVKY**

- HCN → JEDOVATÝ, SOLI → KYANIDY (KCN, NaCN → JEDY - SYČANKALY) → \* HCN → BLOKACE - BUN. DÝCHÁNÍ → VÁŽE SE NA Fe<sup>3+</sup> + ENZYM. CYTOCHROMOXID 1. ORG. LÁTEK
- JAK REAGUJ. VE VODE NaCN (ZÁS. → PROČ?)



- COCl<sub>2</sub> (FOSGEN = DICHLORID KARBONILU) → BOJOUT PLYN 1. SV. V. → ROZKLAD H<sub>2</sub>O → HCl

**KŘEMEN → Si** (2. NEJROZŠ. PRVK NA ZEMI) → V PŘÍRODĚ POUZE VE STAVU +IV

- POLDIVID (JEHO VODIVOST ↑ S TĚPLOTOU)
- SILANY (ANALOGIE ALKANT, MNOHEM REAKTIVNĚJŠÍ) SiH<sub>4</sub>, Si<sub>2</sub>H<sub>6</sub>
- SILICIDY (Mg<sub>2</sub>Si) → Si + ELEKTROZ. KOV
- SiO<sub>2</sub> (KŘEMEN - VELMI STABILNÍ LÁTKA) → ATOMOVĚ KRISTALY (↑ T → 1705°C) - TVRDNĚ (7. ČLEN ST. TVRDOTI) → ODOLNĚ VŮČI KYSĚLINAM, AĚ NA HF! (LEPTA I SKLO)

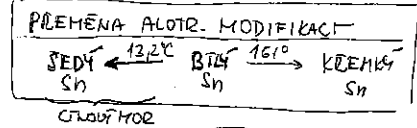
**SKLO** KŘEMENNÉ SKLO (\* ROZTAVENÍ SiO<sub>2</sub>) → BAREVNĚ ODRUHY KŘEMELE - AMETYST, ZAHNĚDA, CITRÍN, KRISTÁL, RŮŽEMIN

→ CHEM. ODDĚLNĚ (CHEM. NÁD.)  
→ PROPUSŤIT UV

**OBYČEJNÉ SKLO** (\* TAVENÍM SiO<sub>2</sub>, CaCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) → PŘÍDAVKEM Pb<sub>2</sub>O<sub>4</sub> → OLOVNATÁ SKLA, B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → TER. ODOLNÁ SKLA (SIHAN)

- Cín → Sn → KOV. FOLIE → STANIOL
- BRONZE (SLITINA Cu + Sn)
- PÁJKA (Sn + Pb) → ↓ T.T.

**SnO<sub>2</sub>**  
ČIRNĚC = KASITĚRIT



- Pb - OLOVO → JEDNĚ, MEKČÍ KOV! (Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub>) → OXID OLOVNATO - OLOVICITÝ (ČERVENĚ PÁNEŤ)
- PbS → GALENIT → NEPROPUŠŤÍ RAD. ZÁŘENÍ; PD(C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) → ANTI DETONACNÍ PŘÍPRAVA