

ENTALPIA ARIKETEN EBAZPENAK (1-4)

1. -CaCO<sub>3</sub> (s)-aren deskonposatzen da kaltzio oxidoan eta karbono dioxidoan. Formulatu deskonposaketa-erreakzioa eta kalkulatu erreakzioaren entalpia estandarra.

DATOAK:  $\Delta H^\circ_f$  [CaCO<sub>3</sub>(s)] = -1206,9 kJ/mol;  $\Delta H^\circ_f$  [CaO(s)] = -635,6 kJ/mol  
 $\Delta H^\circ_f$  [CO<sub>2</sub> (g)] = -393,5 kJ/mol      *Emitza*: +177,8

CaCO<sub>3</sub>  $\Delta U_r^\circ$  deskonposaketa ?

DATUAK:  $\Delta U_{\downarrow CaCO_3}^\circ = -1206,9 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta U_{\downarrow CaO}^\circ = -635,6 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta U_{\downarrow CO_2}^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol}$

• Datu guztiak eraketa entalpiak direnez aplikatuko duguna izango da.  
 $\Delta U_r^\circ = (\sum n_p \Delta U_{\downarrow p}^\circ) - (\sum n_e \Delta U_{\downarrow e}^\circ)$

1.- Deskonposaketa erreakzioa idatziko eta doituko dugu

Deskonposaketa:  $1 \text{ CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow 1 \text{ CaO}(\text{s}) + 1 \text{ CO}_2(\text{g})$

Erreaktiboa      Produktuak

$$\Delta U_r^\circ = (1 \Delta U_{\downarrow CaO}^\circ + 1 \Delta U_{\downarrow CO_2}^\circ)_p - (1 \Delta U_{\downarrow CaCO_3}^\circ)_e =$$

$$= (-635,6 + (-393,5))_p - (-1206,9)_e = \boxed{177,8 \text{ kJ}}$$

UNITATEAK  $\frac{\text{mol} \cdot \text{kJ}}{\text{mol}}$       ENDOTERMIKOA

Kaltzio karbonatoaren deskonposaketa, baldintza estandarretan neurtuta, prozesu **endotermikoa** da. Sistemak 177,8 kJ xurgatzen du bero eran.  $\text{CaCO}_3 + 177,8 \text{ kJ} \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

3.- DIAGRAMA ENTALPIKOA H<sup>0</sup>/erreakzioaren bidea

$\sum n \Delta H_{\downarrow p}^\circ = 1 \cdot \Delta U_{\downarrow CaO}^\circ + 1 \Delta U_{\downarrow CO_2}^\circ = -635,6 - 393,5 = -1029,1 \text{ kJ}$        $\Delta U_r^\circ = H_p - H_e = 177,8 \text{ kJ}$

$\sum n \Delta H_{\downarrow e}^\circ = 1 \cdot \Delta U_{\downarrow CaCO_3}^\circ = -1206,9 \text{ kJ}$

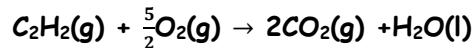
H(kJ) → ERDIKETA ENTALPIAK

ERREAKTIBOEN ENTALPIA:  $H^\circ = (\sum n \Delta H_f^\circ)_{\text{(erreaktiboa)}}$

PRODUKTUEN ENTALPIA:  $H^\circ = (\sum n \Delta H_f^\circ)_{\text{(produktuak)}}$

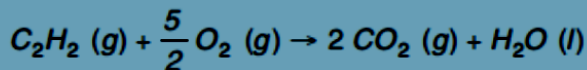
ENDOTERMIKOA  
 SISTEMAK BEROA ZURGATU DU  
 PRODUKTUEN ENERGIA erreaktiboenak baino handiagoa

2.-Kalkula ezazu azetilenaren,  $C_2H_2(g)$ , eraketa entalpia estandarra, jakinda haren mol baten errektuntzan, baldintza estandarretan eta ekuazio honen arabera, 1299,4 kJ ekoizten direla.



Irudika ezazu erreakzio horri dagokion entalpia-diagrama. *Emaitza: +226,6 kJ/mol*

Kalkula ezazu azetilenaren,  $C_2H_2(g)$ , eraketa-entalpia estandarra, jakinda haren mol baten errektuntzan, baldintza estandarretan eta ekuazio honen arabera, 1 299,4 kJ ekoizten direla:



Irudika ezazu erreakzio horri dagokion entalpia-diagrama.

— Datuak:

Eraketa-entalpiak:

$$\Delta H_f^0 [CO_2(g)] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0 [H_2O(l)] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0 [O_2(g)] = 0$$

$C_2H_2$ -aren errektuntza-entalpia:

$$\Delta H^0 = -1299,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Minus (-) zeinuak erreakzioa exotermikoa dela adierazten du.

— Erreakzio-entalpia eraketa-entalpiekin erlazionatzen duen ekuazioa planteatuko dugu:

$$\Delta H_{\text{erreakzioa}}^0 = \sum n \cdot \Delta H_f^0 \text{ produktuak} - \sum m \cdot \Delta H_f^0 \text{ erreaktiboak}$$

Kasu honetan, hau idatziko dugu:

$$\Delta H_r^0 =$$

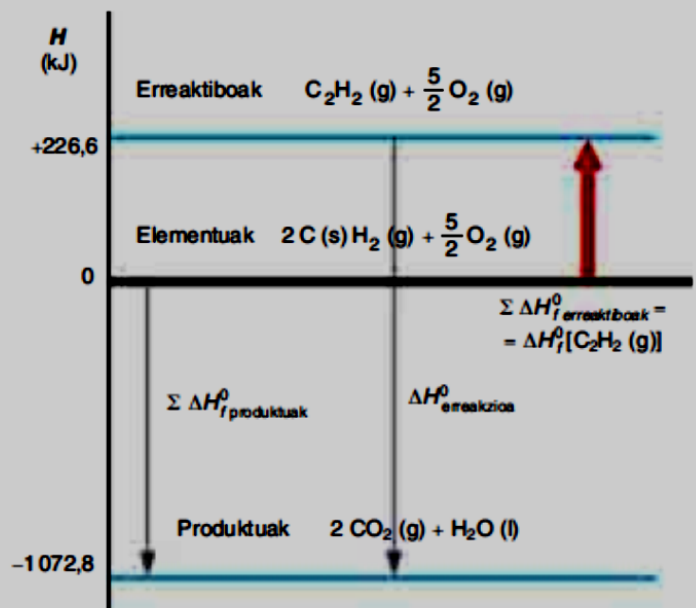
$$= 2 \Delta H_f^0 [CO_2(g)] + \Delta H_f^0 [H_2O(l)] - \Delta H_f^0 [C_2H_2(g)]$$

— Azetilenaren eraketa-entalpia estandarra kalkulatzeko,  $\Delta H_f^0 [C_2H_2(g)]$  askatuko dugu, eta datu ezagunak ordezkatu:

$$\begin{aligned} \Delta H_f^0 [C_2H_2(g)] &= \\ &= 2\Delta H_f^0 [CO_2(g)] + \Delta H_f^0 [H_2O(l)] - \Delta H_r^0 = \\ &= 2(-393,5 \text{ kJ}) - 285,8 \text{ kJ} - (-1299,4 \text{ kJ}) = +226,6 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Mol bat azetilenoren entalpia estandarra **+226,6 kJ** da.

1 mol  $C_2H_2$ -ren eraketa endotermikoa da, entalpia-diagraman ikusten den moduan:



3.-Kalkula ezazu kaltzio karbonatoaren,  $\text{CaCO}_3$  (g), eraketa-entalpia estandarra, baldin haren deskonposizioak, kaltzio oxidotan eta karbono dioxidotan,  $177,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  kontsumitzen baditu. Irudikatu prozesuaren diagrama.  $\text{CaCO}_3$  (s)  $\rightarrow$  CaO (s) +  $\text{CO}_2$  (g)

DATOAK:  $\Delta H^\circ_f [\text{CaO}(s)] = -635,6 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H^\circ_f [\text{CO}_2(g)] = -393,5 \text{ kJ/mol}$

Emaitza:  $-1206,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

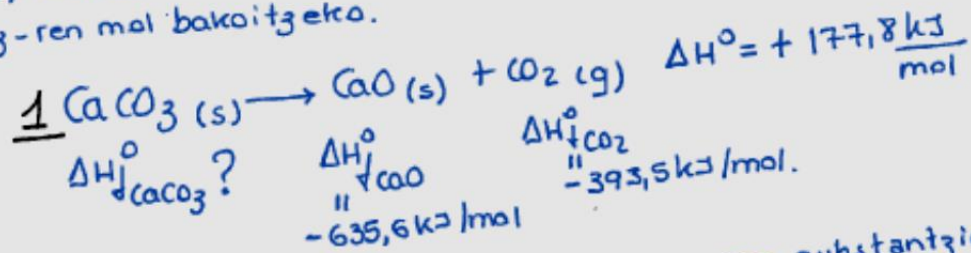
a)  $\Delta H^\circ_f \text{CaCO}_3$  ? kalkulatu behar dugu.

Datoak: •  $\text{CaCO}_3$  deskonposaketa  $\Delta H^\circ = +177,8 \text{ kJ/mol}$  Endotermikoa kontsumitzen delako.

•  $\Delta H^\circ_f \text{CaO} = -635,6 \text{ kJ/mol}$

•  $\Delta H^\circ_f \text{CO}_2 = -393,5 \text{ kJ/mol}$ .

1.-  $\text{CaCO}_3$ -ren deskonposaketaren erreakzioa idatzi eta doitu dugu, kontuan hartuta  $\Delta H^\circ = \text{kJ/mol}$  deskonposatzen den  $\text{CaCO}_3$ -ren mol bakoitzeko.



2.- Erreakzioaren entalpia ezaguna, eta erreakzioaren substantzien formazio entalpiak.  $\text{CaCO}_3$ -arena izan ezik, ezagunak dira. Ondorioz, Hensen legetik lortzen den formula erabiliko dugu:

$$\Delta H^\circ = (\sum n \Delta H^\circ_f)_p - (\sum n \Delta H^\circ_f)_e$$

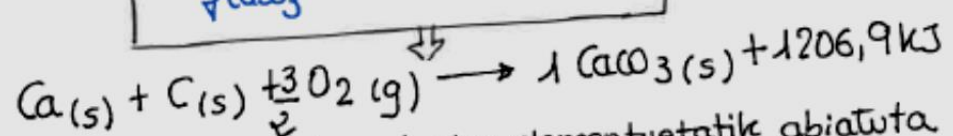
$$\Delta H^\circ = (n_{\text{CaO}} \cdot \Delta H^\circ_f \text{CaO} + n_{\text{CO}_2} \cdot \Delta H^\circ_f \text{CO}_2) - n_{\text{CaCO}_3} \cdot \Delta H^\circ_f \text{CaCO}_3$$

$$177,8 \text{ kJ} = \left( 1 \text{ mol} \cdot (-635,6) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot (-393,5) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f \text{CaCO}_3$$

askatzen dugu

$$\Delta H^\circ_f \text{CaCO}_3 \cdot 1 \text{ mol} = -635,6 \text{ kJ} - 393,5 \text{ kJ} - 177,8 \text{ kJ} = -1206,9 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{CaCO}_3 = -1206,9 \text{ kJ/mol}$$



$\text{CaCO}_3$ -ren mol bat osatzeko elementuetatik abiatuta eta baldintza estandarretan, askatzen den beroa  $1206,9 \text{ kJ}$ -koa da, beraz PROZESU EXOTERMIKO  $\Delta \Delta$ . ( $\Delta H^\circ_f < 0$ )



$$\Delta H_f^\circ : -1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \rightarrow -635,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + -393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Diagrama entalpikoa egiteko :

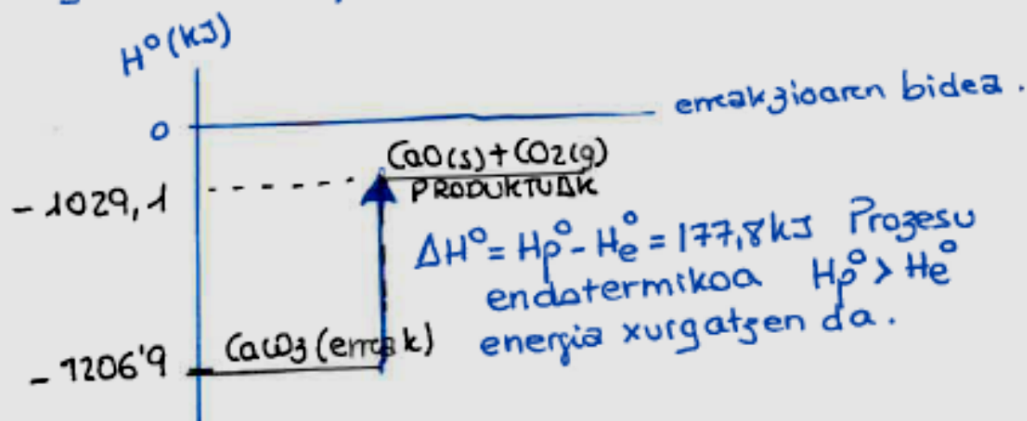
1.- Erreaktiboen entalpia:  $H_e^\circ = \sum n_e \cdot \Delta H_f^\circ$   
kalkulatuko dugu

$$H_e^\circ = n_{\text{CaCO}_3} \cdot \Delta H_f^\circ_{\text{CaCO}_3} = 1 \text{ mol} \cdot (-1206,9) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = \boxed{-1206,9 \text{ kJ}}$$

2.- Produktuen entalpiaren kalkulua:  $H_p^\circ = \sum n_p \cdot \Delta H_f^\circ$

$$H_p^\circ = n_{\text{CaO}} \cdot \Delta H_f^\circ_{\text{CaO}} + n_{\text{CO}_2} \cdot \Delta H_f^\circ_{\text{CO}_2} = 1 \text{ mol} \cdot (-635,6) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot (-393,5) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = \boxed{-1029,1 \text{ kJ}}$$

3.- Diagrama:  $H^\circ(\text{kJ})$  / erreakzioaren bidea.



4.- 1,0 g etanol erretzen direnean, bero moduan, 29,7 kJ-eko energia askatzen da.

Kalkulatu:

a) Etanolaren errektuntza molarraren entalpia.

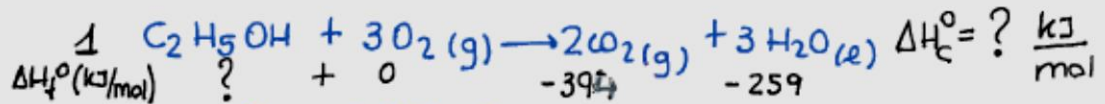
b) Etanolaren formazio-entalpia

Datuak Masa atomikoak: H=1, C=12, O=16

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -259 \text{ kJ/mol}$ ;

Emitza: a)  $\Delta H_{\text{erre}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1366,2 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -198,8 \text{ kJ/mol}$

a) Etanolaren errektuntzaren erreakzioa :



DATUAK:  $\Delta H_c^\circ = -29,7 \text{ kJ/g}$  → errektuntza entalpiaren unitatza kJ/mol da, beraz  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ aren masa molarraren erreakzioaren entalpia aldaketa kalkulatuko dugu:

$$M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 2 \cdot 12 + 16 + 6 \cdot 1 = 46 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ = -29,7 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot \frac{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \boxed{-1366,2 \text{ kJ/mol}}$$

1 mol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  erretzean askatuko den beroa 1366,2 kJ-koa da.

b)  $\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  ?

Erreakzioaren substantzien formazio entalpiak direnez eta gainera errektuntzaren entalpia aldaketa ezaguna denez Hess-en legeetik sortzen den formula erabiliko dugu.

$$\Delta H_c^\circ = (\sum n_p \cdot \Delta H_{f,p}^\circ) - (\sum n_r \cdot \Delta H_{f,r}^\circ)$$

$$\Delta H_c^\circ = (n_{\text{CO}_2} \cdot \Delta H_{f,\text{CO}_2}^\circ + n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta H_{f,\text{H}_2\text{O}}^\circ) - (n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \Delta H_{f,\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^\circ + n_{\text{O}_2} \cdot \Delta H_{f,\text{O}_2}^\circ)$$

0 (elementua)

$$-1366,2 \text{ kJ} = (2 \text{ mol} \cdot (-394) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \text{ mol} \cdot (-259) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{f,\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^\circ$$

$$1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{f,\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^\circ = (2(-394) + 3(-259)) \text{ kJ} + 1366,2 \text{ kJ} = -198,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{f,\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^\circ = -198,8 \text{ kJ/mol}$$

EXOTERMIKOA

Bat mol etanola osatzeko elementuetatik abiatuta eta baldintza estandarretan neurtuta, askatzen den beroa da.

