

5.- 25 °C-an eta 1 atm-ko presioan $2 \text{ HgO (s)} \rightarrow 2 \text{ Hg (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$ erreakzioaren entalpia-aldaketa

$\Delta H = +181,6 \text{ kJ}$ dela jakinik:

- Marrastu ezazu, eskematikoki, erreakzioaren entalpia-diagrama, eta esan exotermikoa ala endotermikoa den. Zergatik?
- Zenbat energia trukutzen da 100 g merkurio oxido deskonposatzean?
- Zenbat litro oxigeno lortzen dira, 46 °C-an eta 1,5 atm-ko presioan neurtuak, 100 g HgO deskonposatzean?

Emaitza: b) 41,9 kJ ; c) 4,01 L O₂

a) $2 \text{ HgO (s)} \rightarrow 2 \text{ Hg (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$ $\Delta H^0 = +181,6 \text{ kJ}$ Baldintza estandarrek direlako. Diagrama egiteko erreaktiboen eta produktuen entalpia ezagutu behar ditugu :

PRODUKTUEN ENTALPIA: $H_p^0 = (\sum n \Delta H_f^0)_{(\text{produktuak})} = 0$ elementuak direlako.

ERREAKTIBOEN ENTALPIA, kalkulatzeko beharko genuke HgO formazio entalpia, baina kasu honetan produktuak elementua direnez , HgO formazio entalpiak bat egiten du erreakzioaren entalpia aldaketarekin baina kontrako ikurrarekin:

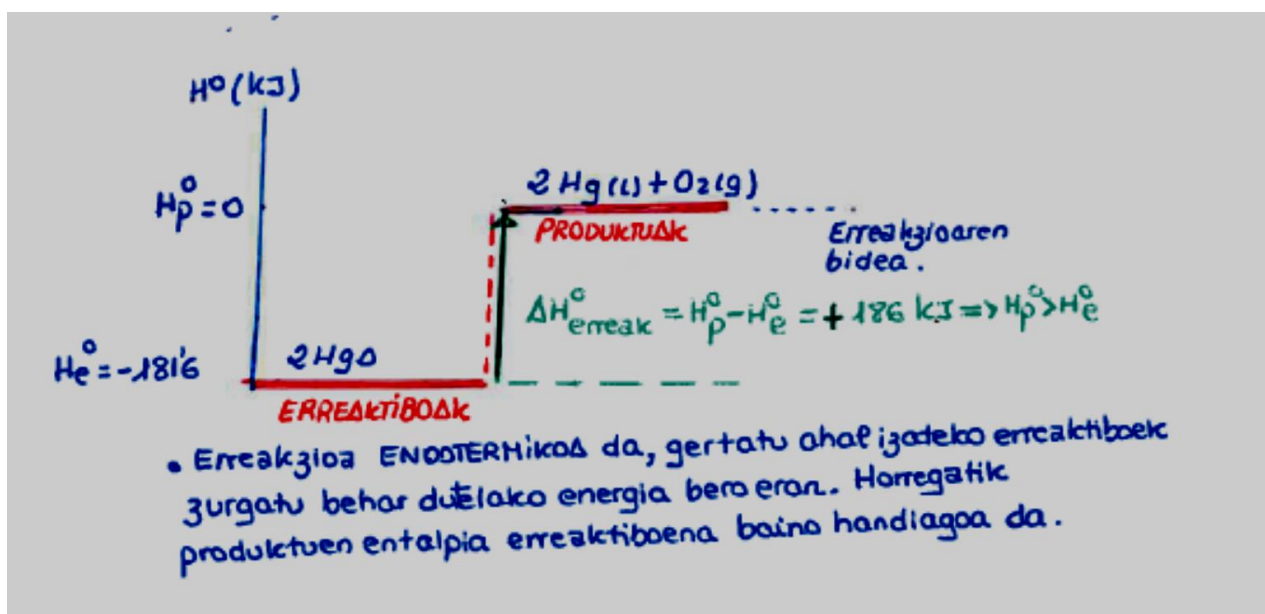
Demostrazioa: $\Delta H_r^0 \text{ (kJ)} = (\sum n \Delta H_f^0)_{(\text{produktuak})} - (\sum n \Delta H_f^0)_{(\text{erreaktiboak})}$

$$+181,6 \text{ kJ} = 0 - 2 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0 \text{ HgO} \rightarrow \Delta H_f^0 \text{ HgO} = -\frac{181,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}}$$

ERREAKTIBOEN ENTALPIA: $H_e^0 = (\sum n \Delta H_f^0)_{(\text{erreaktiboak})} \text{ HgO} = 2 \text{ mol} \cdot \left(-\frac{181,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}}\right) =$

-181,6 kJ/mol

$$H_p^0 = 0 \text{ kJ}; H_e^0 = -181,6 \text{ kJ}$$



b) $m_{\text{HgO}} = 100\text{g} \rightarrow \Delta H_e^\circ ?$

Erabiliko dugu HgO-aren deskonposaketaren erreakzioa kalkulatu egiteko.

$$100\text{g}_{\text{HgO}} \cdot \frac{1\text{mol HgO}}{216\text{g HgO}} \cdot \frac{181,6\text{kJ}}{2\text{mol HgO}} = \boxed{42,04\text{kJ}}$$

Hasa molarra Erreakziotik

• 100g merkurio monoxidoa deskonposatzeko beharrezkoa den energia bero eran, 42,04 kJ-ekoa da.

c) $m_{\text{HgO}} = 100\text{g} \rightarrow V_{\text{O}_2} ?$ $T = 46^\circ\text{C} + 273 = 319\text{K}$
 $P = 1,5\text{atm}$
 $R = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$ (gas idealen konstantea)

• Gas idealen legea aplikatuz, oxigenoaren bolumena kalkulatu dugu:

$$P \cdot V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} R \cdot T \Rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,23\text{mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 319\text{K}}{1,5\text{atm}} = \boxed{4\text{L}}$$

→ n_{O_2} : lortzen diren O_2 -aren molak erreakzioaren eotekimetriarekin kalkulatu ditugu:

$$100\text{g HgO} \cdot \frac{1\text{mol HgO}}{216\text{g HgO}} \cdot \frac{1\text{mol O}_2}{2\text{mol HgO}} = 0,23\text{mol O}_2$$

Hasa molarra Erreakziotik

• lortzen diren oxigenoaren molak 100g HgO erretzean.

• Erretzean 100g HgO lortuko dira 4L oxigeno gaseosoa emandako presioan eta temperaturan.