

3.- Ikatzak ur-baporearekin erreazionatzen du, karbono monoxidoa eta hidrogenoa, biak gasak, emanez. Karbono monoxido gaseosoaren eta ur-baporearen formazio-entalpia normalak, hurrenez hurren, hauek dira, -110,52 kJ/mol eta -241,82 kJ/mol; eta hidrogeno gaseosoaren, karbono monoxido gaseosoaren, karbono solidoaren eta ur gaseosoaren entropia normalak, hurrenez hurren, hauek dira: 130,68; 197,67; 5,74 eta 188,82 J/K·mol. Kalkulatu erreakzio honen ΔG^0 -a, 25°C-tan, eta adierazi baldintza hauetan erreakzioa espontaneoa izango den ala ez.

Emitza: $\Delta G^0 = 91,43$ kJ/mol; ez da espontaneoa.



DATUAK:

$\Delta H_f^0 CO = -110,52$ kJ/mol	$S^0_{H_2} = 130,68$ J/mol·K
$\Delta H_f^0 H_2O = -241,82$ kJ/mol	$S^0_{CO} = 197,67$ J/mol·K
	$S^0_C = 5,74$ J/mol·K
	$S^0_{H_2O} = 188,82$ J/mol·K

• Gibbsen energia askea eta bere menpekotasuna tenperaturaekin:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0$$

- ΔG^0 Gibbsen energia askea (kJ)
- ΔH^0 Erreakzioaren entalpia aldaketa (kJ)
- ΔS^0 " entropia aldaketa (kJ/K)
- T Tenperatura (K)

* GIBBSEN ENERGIA ASKEA ERREAKZIOAREN BEREZKOTASUNA NEURTZEN DU:

- $\Delta G < 0$ erreakzio espontaneoa
- $\Delta G > 0$ ez-espontaneo
- $\Delta G = 0$ orekan dago

ΔG^0 kalkulatu ahalizateko ΔH^0 eta ΔS^0 balioak ezagutu behar ditugu.

1. ΔH° kalkulua, datuak substantzien formazio entalpiak direnez Hessen legearen ondorioz lortzen den formula aplikatuko dugu:

$$\Delta H_e^\circ = (\sum n \Delta H_f^\circ)_p - (\sum n \Delta H_f^\circ)_e \rightarrow \eta: \text{produktu eta erreaktiboen mol kopurua}$$

ΔH_f° : substantzia eraketa entalpiak baldintza estandarretan.

Erreakzioan: $\Delta H_e^\circ = (n_{CO} \cdot \Delta H_f^\circ_{CO} + n_{H_2} \cdot \Delta H_f^\circ_{H_2})_p - (n_C \cdot \Delta H_f^\circ_C + n_{H_2O} \cdot \Delta H_f^\circ_{H_2O})_e$

$$\Delta H_e^\circ = (1 \text{ mol} \cdot (-110,52) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) - (1 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot (-241,82) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})$$

$\Delta H_e^\circ = 131,3 \text{ kJ}$ → $\Delta H_e^\circ > 0$ ERREAKZIOA ENDOTERMIKOA DA energia berotuz jurgatzen duelako. $H_p^\circ > H_e^\circ$.

2. ΔS° kalkulua, datuak entropia molarrok baldintza estandarretan direnez ΔH° bezala, hurrengo formula erabiliko dugu:

$$\Delta S_e^\circ = (\sum n S^\circ)_p - (\sum n S^\circ)_e = (n_{CO} \cdot S^\circ_{CO} + n_{H_2} \cdot S^\circ_{H_2})_p - (n_C \cdot S^\circ_C + n_{H_2O} \cdot S^\circ_{H_2O})_e =$$

$$= (1 \text{ mol} \cdot 197,67 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 1 \text{ mol} \cdot 180,68 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}) - (1 \text{ mol} \cdot 5,74 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 1 \text{ mol} \cdot 188,82 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}})$$

$\Delta S_e^\circ = 133,79 \frac{\text{J}}{\text{K}}$ → Entropiak desordena molekularra neurtzen du. $\Delta S_e^\circ > 0$ denez $S_p^\circ > S_e^\circ$ produktuen entalpia handiagoa denez desordena molekularra ere handitu da.

Emaitza ados dago erreakzioan ikusten dugunarekin, nahiz eta erreakzioaren mol kopurua aldatu ez, egoera fisikoak produktuetan gasoetatik dira, beraz desorden molekularra handiagoa.

3. $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 131,3 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot 133,7 \text{ kJ/K} = 91,43 \text{ kJ}$ → $\Delta G^\circ > 0$ denez erreakzioa ez da berezkoa.

↳ $\Delta S^\circ = 133,7 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot \frac{10^3 \text{ kJ}}{1 \text{ J}} = 133,7 \text{ kJ/K}$

↳ $25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$

be-tan kalkulatzeko ari garela.