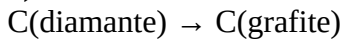
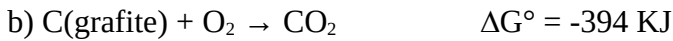


ESERCIZI TERMOCHIMICA SVOLTI

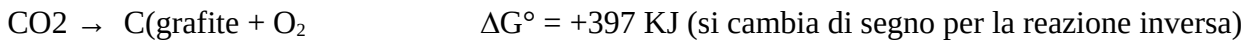
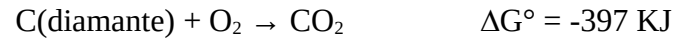
1) Calcolare la variazione di energia libera di Gibbs (ΔG°) per la reazione:



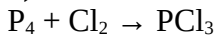
Sapendo che :



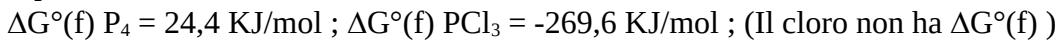
(si utilizza la legge di Hess combinando la a) con l'inversa della b) :



2) Calcolare il ΔG° della seguente reazione:



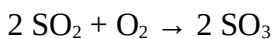
sapendo che :



(si applica: $\Delta G^\circ = \Delta G^\circ(\text{prodotti}) - \Delta G^\circ(\text{reagenti})$)

$$\Delta G^\circ = 4 \text{ mol} * (-296 \text{ KJ/mol}) - [1 \text{ mol} * (24,4 \text{ KJ/mol})] = - 1102,8 \text{ KJ}$$

3) Calcolare il ΔG della seguente reazione che si svolge a 25 ° C:



Dati termodinamici:

	$\Delta H^\circ(\text{f})$ (KJ/mol)	S° (J/K*mol)
SO2	-297	248
SO3	-396	257
O2	0	205

Essendo $\Delta G = \Delta H - T * \Delta S$

$\Delta H = \Delta H(\text{p}) + \Delta H(\text{r})$ così come per $\Delta S = S(\text{p}) - S(\text{r})$

$$\Delta H = [2 \text{ mol} * (-396 \text{ KJ/mol})] - [2 \text{ mol} * (-297 \text{ KJ/mol})] = -198 \text{ KJ}$$

$$\Delta S = [2 \text{ mol} * (257 \text{ J/K*mol})] - [2 \text{ mol} * 248 \text{ J/K*mol} + 1 \text{ mol} * 205 \text{ J/K*mol}] = -187 \text{ J/K}$$

$$\Delta G = -198 \text{ KJ} - (298 \text{ K} * -187 \text{E}^{-3} \text{ KJ/K}) = -142 \text{ KJ}$$

4) Per la reazione :



si ha che il $\Delta H = +119,2 \text{ KJ}$ e $\Delta G = +13,4 \text{ KJ}$, a 25° C .

Calcolare il ΔS della reazione a quella temperatura.

Da $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ si ha $\Delta S = -(\Delta G - \Delta H)/T$

per cui

$$\Delta S = - (13,4 \text{ KJ} - 119,2 \text{ KJ})/298 = 355 \text{ J/K}$$

5) Una reazione ha $\Delta H = -90 \text{ KJ/mol}$ e $\Delta S = -195 \text{ J / K} \cdot \text{mol}$. Stabilire se la reazione è possibile a 400 K .

Essendo $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ si avrà $\Delta G = -90 \text{E}^3 \text{ J/mol} - (400 \text{ K} \cdot -195 \text{ J/K} \cdot \text{mol}) = -12 \text{E}^3 \text{ J/mol}$.

Poichè il ΔG è minore di zero, la reazione a quella temperatura è possibile.

6) Sapendo che la combustione di 1 grammi di metano (CH_4) libera $55,5 \text{ KJ/g}$ di calore (ΔH), calcolare il ΔH molare di combustione (di una mole di metano).

1 grammo di metano corrisponde a $0,06233 \dots$ moli. ($n = m/\text{MM}$).

Quindi se $0,06 \dots$ moli generano $55,5 \text{ KJ}$, per conoscere il calore generato da 1 mole si divide per il numero di moli:

$$\Delta H_{\text{comb. Molare}} = 55,5 \text{ KJ} / 0,062 \dots = 890 \text{ KJ/mol}$$

7) Dai dati dell'esercizio precedente, calcolare quanti g di metano occorre bruciare per portare 1L di acqua da 20° C a 100° C .

Conosciamo il calore liberato dalla combustione di 1g (o di 1 mole) di metano. Occorre conoscere il calore necessario per innalzare la temperatura dell'acqua da 20° C a 100° C ($\Delta T = 80^\circ \text{ C}$).

Utilizziamo l'equazione del calorimetro: $Q = C_s \cdot m \cdot \Delta T$, dove $C_s = 4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ \text{C}$ ed $m = 1000 \text{ g}$ (densità acqua = 1 g/mL).

$$Q = 4,18 \cdot 1000 \cdot 80 = 334,4 \text{ KJ} \text{ (ho trasformato direttamente in KJ)}$$

Ora divido per il calore sviluppato da 1 g di metano: $334,4 \text{ KJ} / 55,5 \text{ KJ/g} = 6,03 \text{ grammi}$.

8) ... e quanti altri grammi di metano servono per far bollire completamente il litro di acqua che si trova a 100° C , sapendo che l'entalpia di vaporizzazione dell'acqua è $40,7 \text{ KJ/mol}$?

Intanto 1 Kg di acqua corrisponde a $55,506 \dots$ moli. Quindi il calore necessario alla completa vaporizzazione è $= 55,506 \dots \cdot 40,7 = 2259 \text{ KJ}$

Per conoscere i grammi di metano: $2259 \text{ KJ} / 55,5 \text{ KJ/g} = 40,7 \text{ g}$

Notare che per far vaporizzare completamente 1L di acqua è necessaria una quantità di energia circa 10 volte maggiore di quella necessaria per scaldarla da 20° a 100° C .

E poi si dice che il legame ad idrogeno è un legame debole...