

Esercizio Equilibrio K_p

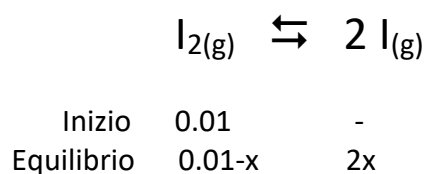
A seguito dell'introduzione di 0.01 moli di iodio molecolare in un recipiente di volume di 2000 cm³ si stabilisce il seguente equilibrio alla temperatura di 200 °C:



Raggiunto tale equilibrio si misura una pressione totale pari a 0.243 Atm. Si calcoli il numero di moli di I₂ e I presenti all'equilibrio, le loro pressioni parziali e il valore della costante K_p alla temperatura indicata.

Soluzione

Per l'equilibrio in questione si avranno il seguente numero di moli iniziali e all'equilibrio:



Dal momento che la pressione totale all'equilibrio è uguale a:

$$P_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} RT / V$$

e il numero totali di moli all'equilibrio può essere espresso come:

$$n_{\text{tot}} = n(\text{I}_2) + n(\text{I}) = (0.01 - x) + 2x = 0.01 + x$$

sarà sufficiente risolvere la seguente equazione di primo grado per ottenere il valore di x:

$$0.243 = (0.01 + x) * 0.0821 * 473 / 2$$

$$x = 0.0025 \text{ mol}$$

Da cui possiamo ottenere il numero di moli all'equilibrio di I₂ e I:

$$n(\text{I}_2) = 0.01 - x = 0.0075 \text{ mol}$$

$$n(\text{I}) = 2x = 2 * 0.0025 = 0.005 \text{ mol}$$

Le pressioni parziali saranno pari a:

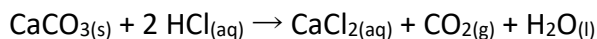
$$p(\text{I}_2) = 0.0075 * 0.0821 * 473 / 2 = 0.1456 \text{ atm}$$

$$p(\text{I}) = 0.005 * 0.0821 * 473 / 2 = 0.0971 \text{ atm}$$

$$K_p = p(\text{I})^2 / p(\text{I}_2) = 0.0971^2 / 0.1456 \text{ atm} \approx 6.5 * 10^{-2}$$

Esercizio Stechiometria

Un campione di roccia del peso di 122 g contiene una certa percentuale in peso di calcite (carbonato di calcio). Immergendo tale campione in una soluzione concentrata di acido cloridrico tutto il carbonato di calcio presente reagisce secondo la reazione:



Sapendo che a temperatura di 25 °C e pressione di 1 atm si sviluppa un volume di 10.7 l di CO₂ determinare la percentuale in peso di calcite nel campione e il numero di moli di acido cloridrico che hanno reagito con il carbonato di calcio.

Soluzione

Calcoliamo il numero di moli di CO_{2(g)}:

$$n(\text{CO}_2) = PV/RT = 10.7 / (0.0826 \cdot 297.15) \text{ mol} = 4.36 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 4.36 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$mM(\text{CaCO}_3) = 100.09 \text{ g/mol}$$

$$w(\text{CaCO}_3) = mM(\text{CaCO}_3) \cdot n(\text{CaCO}_3) = 43.64 \text{ g}$$

La percentuale in peso di carbonato è quindi

$$\% = [w(\text{CaCO}_3) / w(\text{campione})] \cdot 100 = 35.8 \%$$

Il numero di moli HCl che hanno reagito con CaCO₃ saranno il doppio di quelle del carbonato di calcio:

$$n(\text{HCl}) = 2 \cdot n(\text{CaCO}_3) = 2 \cdot 4.36 \cdot 10^{-1} \text{ mol} = 0.872 \text{ mol}$$

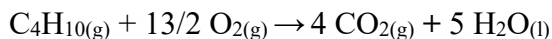
Esercizio Termochimica

Una bombola di gas GPL, la cui composizione percentuale in peso è 70% propano (C_3H_8) e 30% butano (C_4H_{10}), contiene 50 kg di gas liquido. Dopo aver bilanciato separatamente le due reazioni di combustione del propano e del butano, si calcoli il calore sviluppato durante la combustione completa della bombola conoscendo le seguenti entalpie molari di formazione: $\Delta H^\circ_f(CO_2) = -392.2$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f(C_3H_8) = -103.8$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f(C_4H_{10}) = -126.1$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f(H_2O) = -285.5$ kJ/mol.

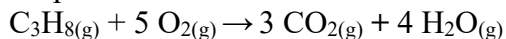
Soluzione:

Scriviamo le reazioni di combustione.

Butano:



Propano:



L'entalpia molare standard delle due combustioni si può ricavare dalla differenza tra le entalpie molari di formazione dei prodotti e dei reagenti

$$\Delta H^\circ_c(C_4H_{10}) = 4 \Delta H^\circ_f(CO_2) + 5 \Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(C_4H_{10}) = [4 * (- 392.2) + 5 * (-285.5) - (-126.1)] \text{ kJ/mol} = -2870.2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_c(C_3H_8) = 3 \Delta H^\circ_f(CO_2) + 4 \Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(C_3H_8) = [3 * (- 392.2) + 4 * (-285.5) - (-103.8)] \text{ kJ/mol} = -2214.8 \text{ kJ/mol}$$

Per calcolare il calore di combustione bisogna calcolare quante moli di butano e di propano ci sono nella bombola.

$$mM(C_4H_{10}) = 58.1$$

$$mM(C_3H_8) = 44.1$$

$$n(C_4H_{10}) = 0.30 * 50000 \text{ g} / mM(C_4H_{10}) = 258.2 \text{ mol}$$

$$n(C_3H_8) = 0.70 * 50000 \text{ g} / mM(C_3H_8) = 793.7 \text{ mol}$$

Il calore totale sarà dato dalla somma dei due calori prodotti:

$$Q_{\text{tot}} = |\Delta H^\circ_c(C_4H_{10}) * n(C_4H_{10})| + |\Delta H^\circ_c(C_3H_8) * n(C_3H_8)| = 2.5 * 10^6 \text{ kJ}$$

Esercizio Solubilità

Sapendo che in una soluzione satura di AgBr del volume di 200 ml vi sono 14.12×10^{-8} moli di ioni Ag^+ in soluzione si calcoli il prodotto di solubilità del bromuro di argento. Alla soluzione precedente viene aggiunto un volume di 200 ml di una soluzione di AgF (sale solubile) di concentrazione 0.05 M. Si calcoli la concentrazione all'equilibrio di ioni bromuro della soluzione così ottenuta.

Soluzione:

La soluzione è satura. Quindi $[\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = K_{ps}(\text{AgBr})$

$$s = [\text{Ag}^+] = n(\text{Ag}^+)/0.200 \text{ l} = 7.06 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Sapendo che la solubilità s e la costante prodotto di solubilità sono legate dalla relazione:

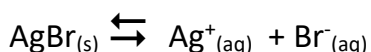
$$[\text{Ag}^+] = K_{ps}(\text{AgBr}) = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = s \cdot s = s^2$$

$$\text{Avremo che } K_{ps}(\text{AgBr}) = 4.98 \cdot 10^{-13}$$

Se aggiungiamo 200 ml di una soluzione di AgF, nella soluzione risultante saranno presenti ioni a comune $[\text{Ag}^+]$

Il volume totale della soluzione così ottenuta è:

$$V_{\text{tot}} = 200 \text{ ml} + 200 \text{ ml} = 400 \text{ ml}$$



Inizialmente nella soluzione così ottenuta avremo una concentrazione di ione argento pari a:

$$[\text{Ag}^+] = [(7.06 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 0.2 \text{ l}) + (0.05 \text{ mol/l} \cdot 0.2 \text{ l})] / 0.4 \text{ l}$$

Trascurando la prima concentrazione, possiamo ricavare la nuova solubilità una volta raggiunto l'equilibrio:

Abbiamo quindi:

$$[\text{Ag}^+] = 0.025 \text{ M}$$

$$[\text{Br}^-] = K_{ps}(\text{AgBr}) / [\text{Ag}^+] = 4.98 \cdot 10^{-13} / 0.025 \approx 2.0 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$