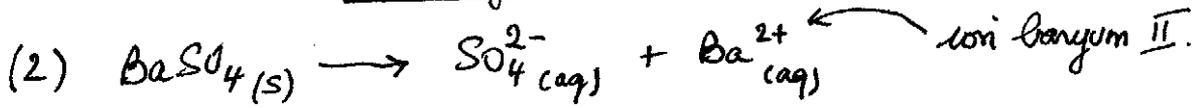


Solution 1

(1) Pour calculer la masse molaire de $BaSO_4$, il faut un tableau périodique des éléments.

$$M(BaSO_4) = M(Ba) + M(S) + 4M(O) = 137.3 + 32.1 + 4 \times 16,0 = \underline{233.4 \text{ g. mol}^{-1}}$$



l'indication sur Ba^{2+} pouvait être obtenue en lisant l'énoncé en entier avant de commencer à répondre aux questions.

(3) $Q_r = \frac{[SO_4^{2-}] \times [Ba^{2+}]}{1}$ $BaSO_4 \longrightarrow SO_4^{2-} + Ba^{2+}$

A l'instant initial, on a

$$[SO_4^{2-}] = [Ba^{2+}] = 0 \text{ mol. L}^{-1}$$

donc $Q_{r,i} = 0$.

Comme $Q_{r,i} < K$, la réaction va spontanément évoluer dans le sens direct donc du sulfate de baryum va se dissoudre.

(4) A l'état final, $[SO_4^{2-}] = [Ba^{2+}] = \frac{x_f}{V}$ donc $K = [SO_4^{2-}]_f \times [Ba^{2+}]_f = \frac{x_f^2}{V^2}$

d'où $x_f = V \times \sqrt{K} = 2,24 \times 10^{-5} \text{ mol}$

(5) Si la réaction est totale alors $n - x_m = 0$ soit $x_m = n = \frac{m}{M} = \frac{4.5}{233.4}$

soit $x_m = 1.9 \times 10^{-2} \text{ mol}$

d'où $\alpha = \frac{x_f}{x_m} = \frac{2.24 \times 10^{-5}}{1.9 \times 10^{-2}} = \underline{0,1\%} = \alpha$

Effectivement, du sulfate de baryum va se dissoudre, mais très peu.

Quand une constante d'équilibre K est petite devant 1, alors

la réaction avance très peu dans le sens direct.