

26 Le sulfate de cuivre

Le sulfate de cuivre (CuSO_4) entre dans la composition de certains produits utilisés dans l'agriculture. C'est un solide ionique blanc sous sa forme anhydre. On souhaite préparer 100 mL d'une solution de sulfate de cuivre à $1,6 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Quelle masse de sulfate de cuivre faut-il peser ?
2. Combien cela fait-il d'entités CuSO_4 ?
3. Écrire l'équation-bilan de dissolution correspondante.
4. D'après cette équation, combien la solution contiendra-t-elle d'ions cuivre et d'ions sulfate ? d'atomes d'oxygène ?
5. Calculer les quantités de matière correspondantes.

Données

- Masses (en 10^{-26} kg) : $m(\text{O}) = 2,66$; $m(\text{S}) = 5,32$;
 $m(\text{Cu}) = 10,6$;
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

1. $m = C_{m(\text{CuSO}_4)} \times V = 1,6 \times 100 \times 10^{-3} = 0,16 \text{ g}$
2. Calculons la masse d'une molécule de $\text{CuSO}_{4(s)}$
 $m_{(\text{CuSO}_4)} = m_{(\text{Cu})} + m_{(\text{S})} + 4 \times m_{(\text{O})} = 10,6 \times 10^{-26} + 5,32 \times 10^{-26} + 4 \times 2,66 \times 10^{-26}$
 $m_{(\text{CuSO}_4)} = 2,66 \times 10^{-25} \text{ kg}$
 Calculons le nombre de molécules dans l'échantillon à peser

$$N_{(\text{CuSO}_4)} = \frac{m}{m_{(\text{CuSO}_4)}} = \frac{0,16 \times 10^{-3}}{2,66 \times 10^{-25}} = 6,0 \times 10^{20} \text{ molécules}$$
3. Equation de dissolution : $\text{CuSO}_{4(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$
4. $N_{(\text{Cu}^{2+})} = N_{(\text{CuSO}_4)} = 6,0 \times 10^{20} \text{ ions Cu}^{2+}$
 $N_{(\text{SO}_4^{2-})} = N_{(\text{CuSO}_4)} = 6,0 \times 10^{20} \text{ ions SO}_4^{2-}$
 $N_{(\text{O})} = 4 \times N_{(\text{CuSO}_4)} = 4 \times 6,0 \times 10^{20} = 2,4 \times 10^{21} \text{ atomes d'oxygène}$
5. $n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{N_{(\text{Cu}^{2+})}}{N_A} = \frac{6,0 \times 10^{20}}{6,02 \times 10^{23}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,0 \text{ mmol} = n_{\text{SO}_4^{2-}}$

$$n_{\text{O}} = \frac{N_{(\text{O})}}{N_A} = \frac{2,4 \times 10^{21}}{6,02 \times 10^{23}} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 4,0 \text{ mmol}$$