

CONCENTRATION MOLAIRE ET SOLUTIONS AQUEUSES

Exercices du Livre Micromega - Hatier (2004) - Correction

L'urée

1. Masse molaire de l'urée :

$$M(\text{urée}) = M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{N}) + M(\text{O})$$

$$M(\text{urée}) = 12,0 + 4 \times 1,00 + 2 \times 14,0 + 16,0$$

$$M(\text{urée}) = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

2. Quantité de matière d'urée nécessaire :

$$C = \frac{n(\text{urée})}{V} \Rightarrow n(\text{urée}) = C \times V$$

$$n(\text{urée}) = 0,50 \times 0,200$$

$$n(\text{urée}) = 0,10 \text{ mol}$$

Masse d'urée nécessaire :

$$n(\text{urée}) = \frac{m(\text{urée})}{M(\text{urée})} \Rightarrow m(\text{urée}) = n(\text{urée}) \times M(\text{urée})$$

$$m(\text{urée}) = 0,10 \times 60$$

$$m(\text{urée}) = 6,0 \text{ g}$$

Du diiode dans le cyclohexane

On dissout, dans du cyclohexane, $2,00 \cdot 10^{-2}$ mol de diiode I_2 afin d'obtenir 250 mL de solution.

1. Masse molaire du diiode :

$$M(\text{I}_2) = 2 \times M(\text{I})$$

$$M(\text{I}_2) = 2 \times 126,9$$

$$M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g.mol}^{-1}$$

2. Masse de diiode à peser :

$$n(\text{I}_2) = \frac{m(\text{I}_2)}{M(\text{I}_2)} \Rightarrow m(\text{I}_2) = n(\text{I}_2) \times M(\text{I}_2)$$

$$m(\text{I}_2) = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 253,8$$

$$m(\text{I}_2) = 5,08 \text{ g}$$

3. Si on prépare une solution de même concentration alors le rapport entre quantité de matière et volume sera le même.

Quantité de matière de diiode pour préparer un litre de solution :

$$2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \rightarrow 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$$

$$? \rightarrow 1 \text{ L}$$

$$n'(I_2) = \frac{2,00 \cdot 10^{-2} \times 1}{0,250}$$

$$n'(I_2) = 8,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

4. Masse de diiode correspondante :

$$m'(I_2) = n'(I_2) \times M(I_2)$$

$$m'(I_2) = 8,00 \cdot 10^{-2} \times 253,8$$

$$m'(I_2) = 20,3 \text{ g}$$

5. La concentration molaire est la quantité de matière de soluté dans un litre de solution.

On a donc :

$$C = 8,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

L'ammoniac dans l'eau

1. Quantité de matière d'ammoniac :

$$n(NH_3) = \frac{V(NH_3)}{V_m}$$

$$n(NH_3) = \frac{1,2}{24}$$

$$n(NH_3) = 0,050 \text{ mol}$$

Concentration molaire de la solution :

$$C = \frac{n(NH_3)}{V}$$

$$C = \frac{0,050}{5,0}$$

$$C = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Par définition de la concentration molaire, on a 0,01 mol d'ammoniac dans 1 L de solution.

Masse de gaz ammoniac dissous par litre de solution :

$$n(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)} \Rightarrow m(NH_3) = n(NH_3) \times M(NH_3)$$

$$m(NH_3) = n(NH_3) \times (M(N) + 3 \times M(H))$$

$$m(NH_3) = 0,01 \times (14,0 + 3 \times 1,00)$$

$$m(NH_3) = 0,17 \text{ g}$$

3. Quantité de matière d'ammoniac nécessaire :

$$C' = \frac{n'(NH_3)}{V'} \Rightarrow n'(NH_3) = C' \times V'$$

$$n'(NH_3) = 0,20 \times 0,500$$

$$n'(NH_3) = 0,10 \text{ mol}$$

Volume d'ammoniac correspondant :

$$n'(\text{NH}_3) = \frac{V'(\text{NH}_3)}{V_m} \Rightarrow V'(\text{NH}_3) = n'(\text{NH}_3) \times V_m$$
$$V'(\text{NH}_3) = 0,10 \times 24$$
$$V'(\text{NH}_3) = 2,4 \text{ L}$$

Solution saturée d'aspirine

A 25°C, on ne peut pas dissoudre dans l'eau plus de 1,00 g d'aspirine C₉H₈O₄ pour obtenir 300 mL de solution. Pour une masse supérieure d'aspirine, la solution de volume 300 mL est saturée.

1. Masse molaire de l'aspirine :

$$M(\text{aspirine}) = 9 \times M(\text{C}) + 8 \times M(\text{H}) + 4 \times M(\text{O})$$

$$M(\text{aspirine}) = 9 \times 12,0 + 8 \times 1,00 + 4 \times 16,0$$

$$M(\text{aspirine}) = 180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Quantité de matière maximale dans la solution :

$$n(\text{aspirine}) = \frac{m(\text{aspirine})}{M(\text{aspirine})}$$

$$n(\text{aspirine}) = \frac{1,00}{180}$$

$$n(\text{aspirine}) = 5,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Concentration maximale de la solution :

$$C = \frac{n(\text{aspirine})}{V}$$

$$C = \frac{5,56 \cdot 10^{-3}}{0,300}$$

$$C = 1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

2. Calculons la concentration molaire de la solution dans le cas où l'ensemble du solide serait dissous :

$$C' = \frac{n'(\text{aspirine})}{V'}$$

$$C' = \frac{m'(\text{aspirine})}{M(\text{aspirine}) \times V'}$$

$$C' = \frac{1,20}{180 \times 0,400}$$

$$C' = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$C' < C$. La solution n'est donc pas saturée.

Fort de café

1. La solution est saturée pour 22 g de caféine dans un litre.
Volume d'eau nécessaire pour dissoudre 16,5 g de caféine :

$$22 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ L}$$

$$16,5 \text{ g} \rightarrow ? \quad \frac{16,5 \times 1}{22} = 0,75 \text{ L}$$

Il faudrait donc ajouter 250 mL aux 500 mL déjà présents. Ce n'est pas une dilution puisqu'on ne part pas d'une solution mère dont on diminue la concentration molaire. On dissout un solide pour préparer la solution : c'est une dissolution.

2. On ajoute 250 mL d'eau à la solution (S1). Le volume de solution est maintenant $V = 750 \text{ mL}$: on dissout donc la totalité des 16,5 g de caféine.

Masse molaire de la caféine :

$$M(\text{caféine}) = 8 \times M(\text{C}) + 10 \times M(\text{H}) + 4 \times M(\text{N}) + 2 \times M(\text{O})$$

$$M(\text{caféine}) = 8 \times 12,0 + 10 \times 1,00 + 4 \times 14,0 + 2 \times 16,0$$

$$M(\text{caféine}) = 194 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Quantité de matière de caféine dans la solution :

$$n(\text{caféine}) = \frac{m(\text{caféine})}{M(\text{caféine})}$$

$$n(\text{caféine}) = \frac{16,5}{194}$$

$$n(\text{caféine}) = 8,51 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Concentration molaire de la solution :

$$C = \frac{n(\text{caféine})}{V}$$

$$C = \frac{8,51 \cdot 10^{-2}}{0,750}$$

$$C = 0,113 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La solution est toujours saturée, ce qui implique que la concentration molaire n'a pas changé. La concentration n'ayant pas diminué, ce n'est pas une dilution.

Du diiode dans l'eau

1. Masse molaire du diiode :

$$M(I_2) = 2 \times M(I)$$

$$M(I_2) = 2 \times 126,9$$

$$M(I_2) = 253,8 \text{ g.mol}^{-1}$$

Quantité de matière de diiode ajoutée :

$$n(I_2) = \frac{m(I_2)}{M(I_2)}$$

$$n(I_2) = \frac{12,7}{253,8}$$

$$n(I_2) = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2. Quantité de matière de diiode initialement présente :

$$C_1 = \frac{n_{\text{initiale}}(I_2)}{V} \quad \Rightarrow \quad n_{\text{initiale}}(I_2) = C_1 \times V$$

$$n_{\text{initiale}}(I_2) = 5,00 \cdot 10^{-2} \times 0,200$$

$$n_{\text{initiale}}(I_2) = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Quantité de matière de diiode totale après la dissolution :

$$n_{\text{totale}}(I_2) = n_{\text{initiale}}(I_2) + n(I_2)$$

$$n_{\text{totale}}(I_2) = 1,00 \cdot 10^{-2} + 5,00 \cdot 10^{-2}$$

$$n_{\text{totale}}(I_2) = 6,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Concentration molaire en diiode de la solution (S2) :

$$C_2 = \frac{n_{\text{totale}}(I_2)}{V}$$

$$C_2 = \frac{6,00 \cdot 10^{-2}}{0,200}$$

$$C_2 = 0,300 \text{ mol.L}^{-1}$$

3. On réalise une dilution en « prélevant » ici toute la solution mère !

Dans une opération de dilution, la quantité de matière se conserve, donc :

$$n_2 = n_3 \quad \text{avec} \quad n_2 = n_{\text{totale}}(I_2) \quad \text{et} \quad n_3 = C_3 \times V_3$$

$$n_{\text{totale}}(I_2) = C_3 \times V_3$$

$$V_3 = \frac{n_{\text{totale}}(I_2)}{C_3}$$

$$V_3 = \frac{6,00 \cdot 10^{-2}}{5,00 \cdot 10^{-2}}$$

$$V_3 = 1,20 \text{ L}$$

Nous cherchons le volume qu'il faut ajouter au volume V de la solution (S2) pour obtenir le volume V₃ de la solution (S3) :

$$V_{\text{ajouté}} = V_3 - V$$

$$V_{\text{ajouté}} = 1,20 - 0,200$$

$$V_{\text{ajouté}} = 1,00 \text{ L}$$