

Corrigé : Les solutions

4.1 Les types de solutions

1. a) antigel de moteur (éthylène glycol + eau)
- b) eau de mer (sel + eau)
- c) air (oxygène + azote)

4.2 La structure de l'eau

1. charge négative partielle : oxygène; charge positive partielle : hydrogène
2. oxygène

4.3 La dissolution

1. les composés ioniques se dissocient dans l'eau, les composés covalents ne se dissocient pas.
2. Na^+ sera attiré par l'O et Cl^- sera attiré par l'H
3. endothermique : énergie apparaît du côté des réactifs et exothermique : énergie apparaît du côté des produits

4. a) $\text{PbSO}_4 (s) \rightarrow \text{Pb}^{2+} (aq) + \text{SO}_4^{2-} (aq)$
- b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (s) \rightarrow$ aucune dissolution (covalent)
- c) $\text{KBr} (s) \rightarrow \text{K}^+ (aq) + \text{Br}^- (aq)$
- d) $\text{NaF} (s) \rightarrow \text{Na}^+ (aq) + \text{F}^- (aq)$
- e) $\text{CH}_3\text{OH} (l) \rightarrow$ aucune dissolution
- f) $\text{CaCl}_2 (s) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (aq) + 2\text{Cl}^- (aq)$
- g) $\text{Na}_2\text{CO}_3 (s) \rightarrow 2\text{Na}^+ (aq) + \text{CO}_3^{2-} (aq)$

5. Les particules de solvant doivent se séparer pour faire de la place aux particules de soluté. Les ions solutés individuels se détachent du cristal. Les ions chargés positivement et négativement deviennent entourés de molécules de solvant. Comme cela se poursuit, le cristal ionique se dissout.

4.3 La dissolution

1. ionique, covalent
2. Na^+ : Le côté négatif qui est l'oxygène. Cl^- : le côté positif qui est l'hydrogène
3. Si la chaleur apparaît du côté réactif, la réaction est endothermique. Si la chaleur apparaît du côté des produits, la réaction est exothermique.

4. a) $\text{PbSO}_4 (s) \rightarrow \text{Pb}^{2+} (aq) + \text{SO}_4^{2-} (aq)$ ionique
- b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (s) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (aq)$ moléculaire
- c) $\text{KBr} (s) \rightarrow \text{K}^+ (aq) + \text{Br}^- (aq)$ ionique
- d) $\text{NaF} (s) \rightarrow \text{Na}^+ (aq) + \text{F}^- (aq)$ ionique
- e) $\text{CH}_3\text{OH} (l) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} (aq)$ moléculaire
- f) $\text{CaCl}_2 (s) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (aq) + 2\text{Cl}^- (aq)$ ionique
- g) $\text{Na}_2\text{CO}_3 (s) \rightarrow 2\text{Na}^+ (aq) + \text{CO}_3^{2-} (aq)$ ionique

5. Les particules de solvant doivent se séparer pour faire de la place aux particules de soluté. Les ions individuels du soluté se détachent du cristal. Les ions négatifs et les ions positifs sont entourés de molécules de solvant. Comme cela se poursuit, le cristal ionique se dissout.

4.4 Les courbes de solubilité

1. a) 21 g de soluté/100 g de H_2O
- b) 8,57 g de soluté/100 g de H_2O
2. a) 173 g de soluté/1 L de H_2O
- b) 711 g de soluté/1 L de H_2O

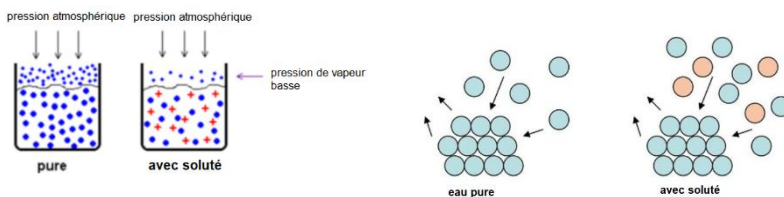
3. a) 63 °C b) 56 °C
 4. a) 105 g/100 g b) 16 g/100 g c) 47 g/100 g d) 32 g/100 g
 5. 180 g/1 L 6. 55 g de NaNO₃ s'installerait au fond
 7. 67 °C et 41 °C 8. 65,0 g 9. 56 °C 10. 0,381 L ou 381 ml
 11. 62 °C 12. 14 g ne dissout pas à 40 °C. À 45 °C, pas tout le soluté va dissoudre.
 13. Non, elle est insaturée.

4.5 La solubilité des gaz

- Tous les exemples de boissons gazeuses sont des solutions. Elles sont transparentes, elles ne se déposent pas au repos, et un seul état (liquide) est visible.
- Puisque l'eau est polaire, la plupart des solutés seront également polaires car ils sont solubles et miscibles dans l'eau. Cependant, le dioxyde de carbone est non polaire et est détenu dans l'eau sous pression.
- Lorsque la boisson est ouverte, la pression du gaz non dissous emprisonné à l'intérieur de la bouteille tombe à la pression atmosphérique autour de la bouteille. Comme résultat, le gaz non dissous emprisonné au-dessus du liquide s'échappe. Le son que vous entendez est fait par le gaz qui s'échappe.

4.6 Changement des points de congélation et d'ébullition

- La quantité de soluté dissout dans le solvant
- Les particules de soluté empêchent les molécules de la solution de s'emballer pour former un solide.
- Les solutés qui sont à la surface empêchent le solvant de s'évaporer. La pression de vapeur est plus faible. Donc, plus d'énergie cinétique est nécessaire pour faire évaporer le solvant.



- La solution concentrée aurait le point d'ébullition plus élevé, car l'élévation du point d'ébullition est proportionnelle au nombre de particules de soluté dissout dans le solvant.
- Le MgI₂ aura le point d'ébullition le plus élevé. Quand il se dissout, il se forme trois ions (Mg²⁺, I⁻ et I⁻), contrairement aux deux ions formés par l'iodure de potassium (K⁺ et I⁻). Puisqu'il y a plus de particules de soluté, le point d'ébullition augmentera davantage pour l'iodure de magnésium.

4.7 La concentration

- 1.a) 3,16% b) 1,75% c) 2,9% 2. 6,31% 3. 0,362 g
 4. 3,0 g, 0,1 g, 0,12 g 5.a) 26% b) 16,6% c) 15,1% 6. 35%
 7. 85 g 8. 6,35 g 9. 15 g 10. 15% 11. 12 mL 12. 38% 13. 18 mL
 14. 285 mL 15.a) 0,33 ppm b) 3,3 × 10² ppb c) 0,000 033%
 16. 0,040 g 17. 3,0 ppm 18. 500 ppm 19.a) 1,7 mol/L b) 2,41 mol/L
 c) 1,2 mol/L d) 0,805 mol/L e) 0,18 mol/L 20.a) 3,3 g b) 8,49 g
 c) 4,9 × 10² g d) 24 g e) 263 g 21. 0,359 mol/L 22. 1,4 L 23. 7,45 g
 24. 4,5 × 10² g

4.8 La dilution d'une solution

1. a) 40 ml b) 128 ml c) 60 ml
2. a) 0,30 M b) 0,09 M c) 0,0072 M
3. 0,021 M
4.

$$\text{Moles of solution 1: } \frac{0.10 \text{ mol}}{1} \times 1.0 = 0.10 \text{ mol}$$

$$\text{Moles of solution 2: } \frac{1.0 \text{ mol}}{1} \times 1.0 = 1.0 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Final concentration} &= \frac{\text{moles 1} + \text{moles 2}}{\text{volume 1} + \text{volume 2}} = \frac{0.10 \text{ mol} + 1.0 \text{ mol}}{1.0 \text{ L} + 1.0 \text{ L}} \\ &= 0.55 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

5.

$$\text{Moles of solution 1: } \frac{0.050 \text{ mol}}{1} \times 0.4000 = 0.020 \text{ mol}$$

$$\text{Moles of solution 2: } \frac{0.020 \text{ mol}}{1} \times 0.6000 = 0.012 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Final concentration} &= \frac{\text{moles 1} + \text{moles 2}}{\text{volume 1} + \text{volume 2}} = \frac{0.020 \text{ mol} + 0.012 \text{ mol}}{0.400 \text{ L} + 0.600 \text{ L}} \\ &= 0.032 \text{ mol/L} \end{aligned}$$