

Dessalement de l'eau de mer
(Bac S – Polynésie - juin 2016)

Corrigé réalisé par B. Louchart, professeur de Physique-Chimie

© <http://b.louchart.free.fr>

1. L'eau de la mer Méditerranée a une salinité de $35,6 \text{ g.kg}^{-1}$. D'après les données, on peut donc considérer, en 1^{ère} approximation, qu'il y a $35,6 \text{ g}$ de chlorure de sodium NaCl dissous dans 1 kg d'eau de mer.

La concentration molaire en soluté apporté est donc :

$$c = \frac{n_{\text{soluté apporté}}}{V_{\text{eau de mer}}} \quad (1)$$

Calculons la quantité de chlorure de sodium correspondant à une masse $m_{\text{NaCl}} = 35,6 \text{ g}$:

$$n_{\text{soluté apporté}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M(\text{NaCl})} = \frac{35,6}{58,5} = 0,609 \text{ mol}$$

$$\text{car } M(\text{NaCl}) = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Déterminons également le volume d'eau de mer correspondant à une masse de 1 kg :

$$\rho = \frac{m_{\text{eau de mer}}}{V_{\text{eau de mer}}} \Rightarrow V_{\text{eau de mer}} = \frac{m_{\text{eau de mer}}}{\rho} = \frac{1}{1027} = 9,737 \times 10^{-4} \text{ m}^3 = 0,9737 \text{ L}$$

En reportant ces résultats dans l'expression (1), on obtient :

$$c = \frac{n_{\text{soluté apporté}}}{V_{\text{eau de mer}}} = \frac{0,609}{0,9737} = 0,625 \text{ mol.L}^{-1}$$



La concentration molaire moyenne en ions chlorure dans l'eau de mer est donc :

$$[\text{Cl}^-] = 1 \times c = 0,625 \text{ mol.L}^{-1}$$

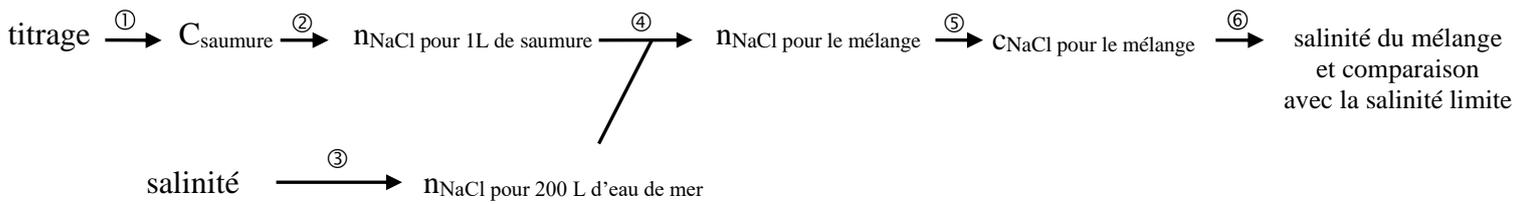
2. Dans la technique de l'osmose inverse, on applique une pression suffisante sur la solution la plus concentrée. Des molécules d'eau (solvant) se déplacent de la solution la plus concentrée vers la solution la moins concentrée, tandis que les ions Na^+ et Cl^- restent dans leur compartiment.

La quantité de soluté apporté dans le compartiment de gauche reste identique, alors que, des molécules d'eau étant passées dans le compartiment de droite, le volume de la solution du compartiment de gauche a diminué.

La concentration en soluté apporté étant définie par : $c = \frac{n_{\text{soluté apporté}}}{V_{\text{solution}}}$, on en déduit que la solution

initialement la plus concentrée devient ainsi encore plus concentrée. Sa concentration devient telle qu'on la qualifie de saumure.

3. Plan de résolution du problème :



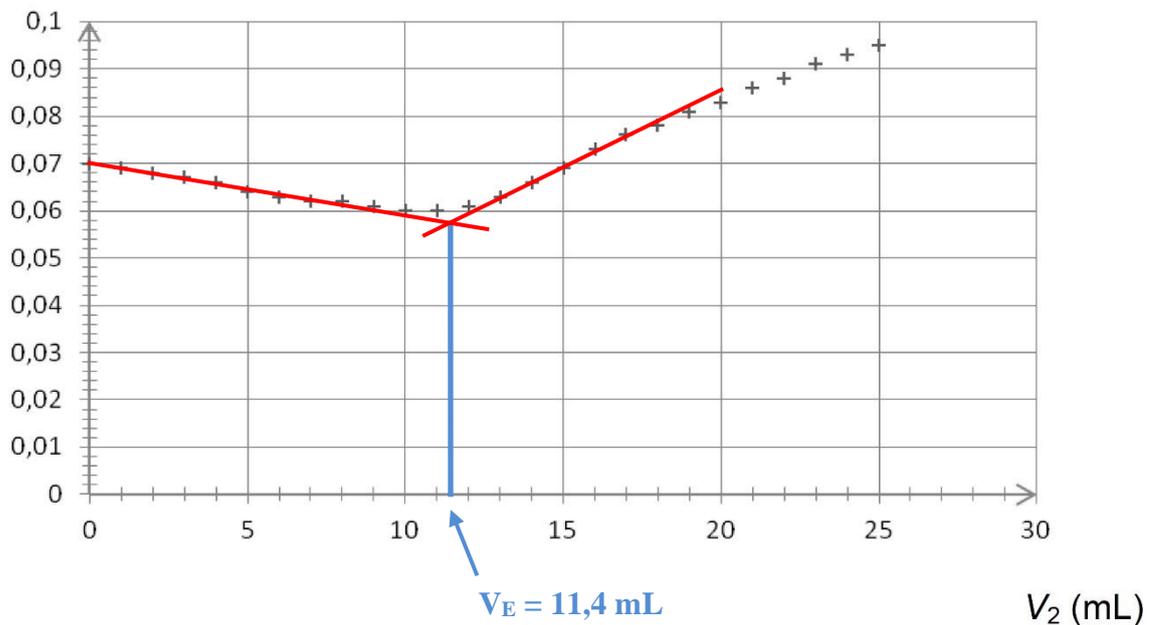
① Déterminons la concentration molaire C_{saumure} de la saumure.

On note C_S la concentration molaire de la solution S (saumure diluée 500 fois).

✓ Pour déterminer le volume à l'équivalence V_E , on trace les tangentes aux portions de courbe proches de l'équivalence.

L'équivalence correspond au point d'intersection de ces 2 tangentes.

σ (mS.cm⁻¹)



On obtient $V_E = 11,4 \text{ mL}$.

✓ L'équation-bilan de la réaction support du dosage est : $\text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{Ag}^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})}$

À l'équivalence, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage.

$$\Rightarrow n_{\text{Ag}^+ \text{ ajouté à l'équivalence}} = n_{\text{Cl}^- \text{ initial}}$$

$$\Rightarrow C_2 V_E = C_S V_1$$

$$\Rightarrow C_S = \frac{C_2 V_E}{V_1} = \frac{2,00 \times 10^{-3} \times 11,4}{10,00} = 2,28 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

✓ La solution S a été obtenue en diluant 500 fois la saumure, donc :

$$C_{\text{saumure}} = 500 \times C_S = 500 \times 2,28 \times 10^{-3} = 1,14 \text{ mol.L}^{-1}$$

② La quantité de matière de chlorure de sodium dissous pour $V_s = 1,0$ L de saumure est donc :

$$n_1 = 1,14 \times 1,0 = 1,1 \text{ mol}$$

③ En reprenant le résultat de la question 1., calculons la quantité de matière de chlorure de sodium dissous pour $V_{\text{eau de mer}} = 200$ L d'eau de mer :

$$n_2 = c \times V_{\text{eau de mer}} = 0,625 \times 200 = 125 \text{ mol}$$

④ Ainsi, la quantité de matière de chlorure de sodium dissous pour un mélange de 1 L de saumure et de 200 L d'eau de mer est :

$$n_{\text{total}} = 125 + 1,1 = 126 \text{ mol}$$

⑤ On en déduit la concentration en chlorure de sodium du mélange :

$$c' = \frac{n_{\text{total}}}{V_{\text{mélange}}} = \frac{n_{\text{total}}}{V_s + V_{\text{eau de mer}}} = \frac{126}{1,0 + 200} = 0,628 \text{ mol.L}^{-1}$$

⑥ Calculons la salinité correspondante pour savoir si le rejet présente un danger pour les écosystèmes marins.

On ne dispose dans les données de la masse volumique de l'eau pour cette concentration molaire.

Mais la concentration molaire de l'eau rejetée étant très voisine de la valeur moyenne de celle pour l'eau de la Méditerranée, on considérera en 1^{ère} approximation que la masse volumique de l'eau rejetée reste voisine de 1027 kg.m^{-3} , et donc qu'1 kg de cette eau a un volume de $V' = 0,974$ L.

La quantité de matière de chlorure de sodium dans 1 kg de cette eau rejetée est alors :

$$n' = c' \times V' = 0,628 \times 0,974 = 0,611 \text{ mol}$$

$$\text{La masse correspondante est : } m' = n' \times M(\text{NaCl}) = 0,611 \times 58,5 = 35,8 \text{ g}$$

La salinité de l'eau rejetée ($35,8 \text{ g.kg}^{-1}$) étant inférieure à $37,4 \text{ g.kg}^{-1}$, on peut donc en conclure que ce rejet ne présente pas de danger pour les organismes marins.