

# L'EAU : LA SALINITE DES OCEANS CORRECTION

## ❌ QUESTIONS

- 1) D'après le texte et la carte, on voit que l'évaporation provoque une augmentation de la salinité. Globalement, les régions sèches et chaudes correspondent à une salinité importante. Les zones tropicales sont concernées. Au centre des grands anticyclones (Açores au nord et Sainte Hélène au sud dans l'atlantique) où l'air est sec et chaud, la salinité est supérieure à la moyenne. Dans les régions polaires où l'évaporation est faible mais où les glaces fondent périodiquement. La salinité est plus faible.

Les fleuves sont sources d'apport d'eau douce. Cette influence est très visible sur la carte, aux principales embouchures. En conséquence, les mers assez chaudes et peu ouvertes sur l'océan sont très salées (méditerranée par exemple).

- 2) Dans les environs de Lisbonne, la salinité est d'environ  $36g \times kg^{-1}$  (ou PSU). C'est à dire 36 g de sels dissous dans 1kg d'eau de mer.
- 3) Si on considère (comme le suggère le document 1) que la salinité est due uniquement aux ions sodium  $Na^+$ , et chlorure  $Cl^-$ , la réaction de dissolution des roches par l'eau s'écrit :



Or, dans un intervalle raisonnable de concentration, le texte dit que la conductivité  $\sigma$  d'une solution est proportionnelle à la concentration des ions en solution, soit  $\sigma = k \times c$ . Connaissant le coefficient de proportionnalité, on peut déduire de la mesure de solubilité la *concentration molaire* de ces ions dans l'eau de mer.

Un calcul permettra de connaître la *concentration massique* en ions et donc l'UPS de l'eau de mer étudiée.

## ❌ TRAVAIL EXPERIMENTAL

### Rappels sur les dilutions :

On cherche à diluer une solution mère de concentration connue afin d'obtenir un certain volume de solution fille à la concentration désirée. Le but est de savoir quel volume de solution mère on va prélever en fonction de la verrerie disponible. Lors d'une dilution, la concentration diminue mais la quantité de matière reste inchangée, on a donc :

$$C_{mère} \times V_{mère} = C_{fille} \times V_{fille} \text{ et donc : } V_{mère} = \frac{C_{fille} \times V_{fille}}{C_{mère}}$$

Cette dernière formule se lit ainsi : Dans une fiole de volume  $V_{fille}$  que j'ai choisie dans la verrerie disponible, j'introduis un volume  $V_{mère}$  de solution mère à la pipette jaugée, puis je complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau déminéralisée (en pensant à homogénéiser au moins deux fois la solution en agitant la fiole).

On peut également calculer le rapport :  $\frac{C_{mère}}{C_{fille}}$  qui permet de savoir combien de fois on fait diluer la solution. C'est ce que l'on appelle le **facteur de dilution**. Il est utile pour savoir quelle fiole on va utiliser.

Pour les solutions préparées dans ce TP, on peut résumer les calculs dans le tableau suivant :

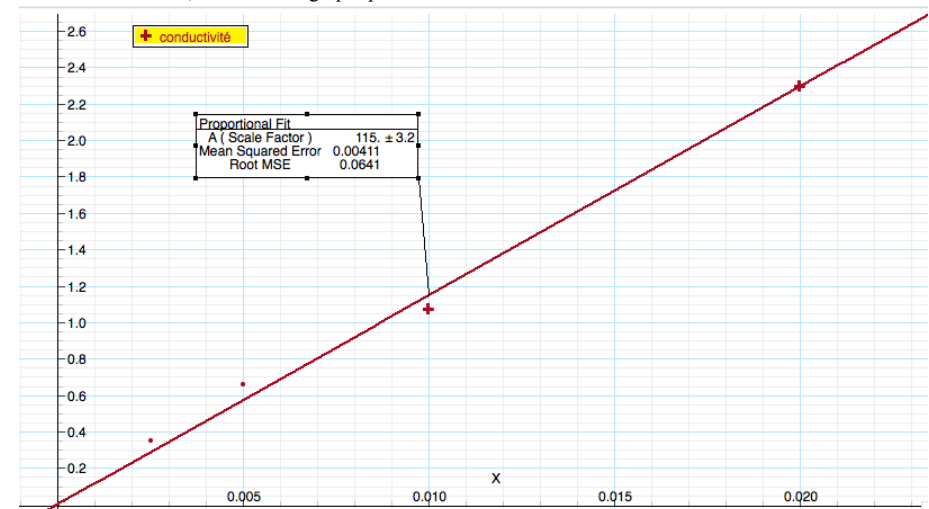
$C_{mère}$	$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Eau de Caparica à diluer 50 fois
$C_{fille}$	$2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	
facteur de dilution	20	10	5	2,5	50
$V_{fille}$ (fiole)	100 mL	100 mL	100 mL	100 mL	250 mL
$V_{mère}$ (pipette)	5 mL	10 mL	20 mL	40 mL (2 fois 20 mL)	5 mL

- 4) Exemples de résultats obtenus :

Concentration de la solution	$2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Inconnue
conductivité mesurée (mS/cm)	0,348	0,660	1,075	2,3	1,47

On a dilué 50 fois l'eau de mère pour respecter le critère donné dans le document 3: « Cette relation de proportionnalité n'étant valable que pour les solutions de faible concentration (inférieure à  $2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ) il sera souvent nécessaire de diluer la solution de concentration inconnue. »

Sur ordinateur, on obtient le graphique suivant :



Courbe de régression à partir des points expérimentaux :  $\sigma = f(c)$

On vérifie bien la proportionnalité  $\sigma = k \times c$ . Avec  $k=115$  calculée par le logiciel.

La détermination graphique de la concentration de l'eau de mer diluée donne:  $c = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$   
Deux chiffres significatifs sont raisonnables.

Ceci est la concentration molaire de l'eau de mer diluée 50 fois.

Reste à calculer :

- La concentration d'eau de mer non diluée :  $C = 6,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  (on multiplie par 50)
- La concentration massique se calcule ainsi :  $Cm = C \times M_{NaCl}$ . On a donc  
 $Cm = 6,0 \times 10^{-1} \times (35,5 + 23) = 35 \text{ g} \times \text{L}^{-1}$  avec 2 chiffres significatifs.
- Pour obtenir le résultat final, on tient compte de la densité moyenne de l'eau de mer :  
**UPS=35/1,025= 34 g.kg<sup>-1</sup>.**

5) Le calcul d'écart relatif à la valeur lue sur le graphique donne :  $\frac{36 - 34}{36} \times 100 = 5,5\%$ .

Ce qui est une valeur très acceptable.

En effet les sources d'erreurs sont nombreuses, parmi elles :

- La qualité des dilutions.
- Le rinçage et séchage de la verrerie entre chaque mesure.
- La proportionnalité approximative.
- La qualité du prélèvement d'eau de mer.
- L'existence d'autres ions que nous avons négligée.