

Exercice n°1 : les marais salants : lieu de vie des artémias

1°> On prélève à l'aide **d'une pipette jaugée, 10mL** d'eau de marais.

On verse l'eau dans **une fiole jaugée de 100mL**.

On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

On bouche et on agite pour homogénéiser.

2°> On prélève, à l'aide d'une **pipette jaugée**, 10 mL de la solution d'eau de marais diluée.

On verse l'eau de marais prélevée **dans un bécher contenant un barreau aimanté**.

On ajoute dans le bécher **quelques gouttes d'indicateur coloré** : la dichlorofluorescéine. On place le bécher sur un agitateur magnétique. La solution est jaune.

On remplit la **burette préalablement rincée d'une solution de nitrate d'argent de concentration $C_2 = 0,05 \text{ mol/L}$** .

On verse alors goutte à goutte la solution de nitrate d'argent. On observe alors un précipité de chlorure d'argent AgCl.

Lorsque l'on a versé 17,1 mL de la solution de nitrate d'argent, l'équivalence est atteinte.

Les gouttes de nitrate d'argent qui tombent alors dans le bécher après l'équivalence ne réagissent plus et provoquent alors l'apparition d'une coloration rouge -rose. C'est le changement de coloration jaune-rouge qui permettra de repérer l'équivalence.

3°> À l'équivalence, on a :

$$n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-)$$

$$C_2 \times V_E = [\text{Cl}^-]_{(\text{aq})} \text{diluée} \times V_1$$

$$[\text{Cl}^-]_{(\text{aq})} \text{diluée} = \frac{C_2 \times V_E}{V_1}$$

$$= \frac{5,00 \cdot 10^{-2} \times 17,1}{10,0} = 8,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Soit $[\text{Cl}^-]_{(\text{aq})} = 10 \times [\text{Cl}^-]_{(\text{aq})} \text{diluée} = 8,55 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

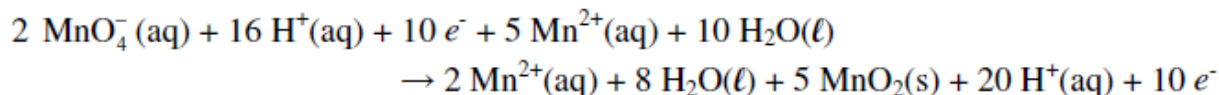
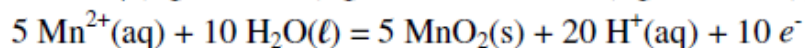
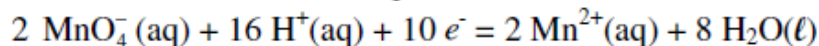
La concentration massique en ions Cl^- est : $C_m = M(\text{Cl}) \times [\text{Cl}^-]_{(\text{aq})}$
 $= 35,5 \times 8,55 \cdot 10^{-1} = 30,4 \text{ g.L}^{-1}$

La salinité est donnée par la relation de DITTMAR : $(S) = 1,806655 \times (\text{Cl})$ soit ici
 $(S) = 1,806655 \times [\text{Cl}^-]_{(\text{aq})} = 1,806655 \times 30,4 = 54,9 \text{ g.L}^{-1}$

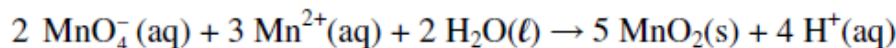
Les artémias peuvent se développer si $(S) > 30 \text{ g.L}^{-1}$. Ce marais permet donc la survie des artémias.

Exercice n°2 : Elimination des ions manganèse de l'eau

Pour déterminer l'équation de la réaction d'oxydoréduction, on combine les deux demi-équations rédox avec MnO_4^- qui joue le rôle d'oxydant et Mn^{2+} qui joue le rôle de réducteur. Pour que le nombre d'électrons captés par l'oxydant soit identique au nombre d'électrons libérés par le réducteur, on applique un coefficient 2 à la 1^{re} demi-équation rédox et un coefficient 5 à la 2^e demi-équation rédox :



Après simplification :



À l'équivalence, les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{2} = \frac{n_{\text{Mn}^{2+}}}{3}$$

$$n_{\text{Mn}^{2+}} = \frac{3 \times n_{\text{MnO}_4^-}}{2} = \frac{3 \times c \times V_1}{2} = \frac{3 \times 2,0 \times 10^{-3} \times 5,0 \times 10^{-3}}{2} = 1,5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_{\text{Mn}^{2+} \text{ traités}} = \frac{n_{\text{Mn}^{2+}}}{V_0} = \frac{1,5 \times 10^{-5}}{10} = 1,5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_{\text{Mn}^{2+} \text{ restants}} = C_{\text{Mn}^{2+} \text{ initiaux}} - C_{\text{Mn}^{2+} \text{ traités}} = 2,0 \times 10^{-6} - 1,5 \times 10^{-6} = 5,0 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

b. L'eau traitée est conforme à la réglementation car la concentration molaire en ions manganèse restants ($5,0 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$) est inférieure à la concentration molaire maximale autorisée ($9,0 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$).