

CHIMIE INDUSTRIELLE

Le document en ANNEXE est fourni en deux exemplaires dont l'un sera rendu avec la copie.

Premier exercice : Dosage d'une eau minérale

On souhaite vérifier les indications portées sur l'étiquette d'une bouteille d'eau minérale, présentée ci-dessous.

<i>Minéralisation en mg/L</i>	
Calcium Ca^{2+} : 555 ;	Magnésium Mg^{2+} : 110 ;
Sodium Na^+ : 14 ;	Hydrogencarbonate HCO_3^- : 403 ;
pH = 7,0	résidu sec à 180 °C : 1 850 mg/L

Données : $\text{pKa}(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-) = 6,4$ $\text{pKa}(\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}) = 10,3$

Indicateur coloré	Zones de virage	
Vert de bromocrésol	3,8	- 5,4
Violet de bromocrésol	5,2	- 6,8
Bleu de bromothymol (BBT)	6,0	- 7,6

1°)

- a) Sur un axe gradué en pH, placer les domaines de prédominance des espèces acides et basiques des deux couples auxquels appartient l'ion hydrogencarbonate
- b) Le pH de l'eau minérale étant de 7,0, quelle est l'espèce prédominante ?

2°) Un volume $V_1 = 20,0$ mL d'eau minérale est titré par de l'acide chlorhydrique de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol. L⁻¹.

Sur la **figure de l'annexe page 4/8 (à rendre avec la copie)** sont indiqués les points expérimentaux du dosage, ainsi que la courbe dérivée.

L'équation de dosage est la suivante :



- a) Déterminer les coordonnées du point d'équivalence.
- b) Parmi les indicateurs proposés, quel est le mieux adapté à ce titrage ? Pourquoi ?
- c) Déterminer la concentration en ions hydrogencarbonate dans cette eau minérale. Comparer avec l'indication portée sur l'étiquette.

Donnée : masse molaire de $\text{HCO}_3^- = 61 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

3°) Le titre alcalimétrique complet T.A.C. d'une solution est égal au volume, exprimé en mL, d'acide chlorhydrique à $0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ nécessaire pour doser 100 mL de solution en présence de vert de bromocrésol. Déterminer le T.A.C. de cette eau minérale.

Deuxième exercice : Pile zinc-fer

Données : Potentiels rédox standard à 25 °C

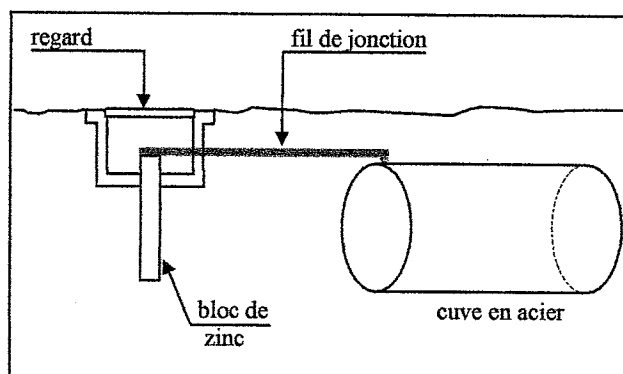
$$E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

$$E^0 (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$$

Dans les conditions standard, on réalise une pile en reliant par un pont salin contenant une solution gélifiée de nitrate de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) :

- ♦ une demi-pile constituée d'une lame de zinc plongeant dans une solution de sulfate de zinc II ($\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) ;
- ♦ une demi-pile constituée d'une lame de fer plongeant dans une solution de sulfate de fer II ($\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$).

- 1) Comparer les potentiels standard pour prévoir la polarité des électrodes de la pile ainsi constituée.
- 2) Donner la représentation conventionnelle de la pile.
- 3) Ecrire les équations des réactions qui se produisent aux électrodes lorsque la pile débite dans un circuit extérieur en indiquant l'oxydation et la réduction. En déduire l'équation de fonctionnement de la pile.
- 4) On laisse débiter la pile. Indiquer sans calcul comment évoluent :
 - a) les masses des lames de fer et de zinc ?
 - b) les concentrations des ions dans les solutions ?
 - c) la f.é.m. de la pile ?
- 5) Une cuve d'acier enterrée est reliée à un bloc de zinc. En assimilant l'acier à du fer, expliquer quel est le rôle de ce bloc.



EXEMPLAIRE POUVANT SERVIR DE BROUILLON

ANNEXE

