

# EXERCICES

2) 1) La conductance d'une solution de chlorure de sodium, de concentration  $C_1 = 0.150 \text{ mol/l}$ , est  $G_1 = 2.188 \cdot 10^{-2} \text{ S}$ .  
On mesure la conductance  $G_2$  d'une deuxième solution de chlorure de sodium avec le même conductimètre. On obtient  $G_2 = 2.947 \cdot 10^{-2} \text{ S}$ .

1) 1) Pour préparer une solution de chlorure de sodium de concentration massique  $C_m = 10 \text{ g/l}$  on dissout une masse  $m$  de chlorure de sodium solide ( $\text{NaCl}$ ) dans un volume  $V = 200 \text{ ml}$  d'eau.

- Calculer la concentration molaire de la solution.
- Calculer la valeur de la masse  $m$ .
- Trouver l'expression de la densité du chlorure de sodium par rapport à l'eau en fonction du nombre de mole. Puis calculer sa valeur.

2) On introduit  $n = 0,06 \text{ mol}$  du gaz butane  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  que l'on considère un gaz parfait dans un cylindre en position verticale avec un piston. Le gaz est sous la pression  $P = 10^5 \text{ Pa}$  à la température  $T = 18^\circ\text{C}$ .

- Rappeler la définition d'un volume molaire.
- Calculer la valeur du volume molaire.
- Quel est le volume du gaz dans le cylindre ?
- On ajoute au cylindre une masse  $m = 1,74 \text{ g}$  du gaz butane à la même température. Calculer la valeur de la nouvelle pression sachant que le piston ne déplace plus.

4) Pour abaisser le pH des eaux d'une piscine, on peut utiliser une poudre appelée pH moins qui contient 17,8% en masse de hydrogénosulfate de sodium  $\text{NaHSO}_4$ . On considère que les propriétés acido-basiques de cette poudre sont uniquement à la présence d'ions hydrogénosulfate  $\text{HSO}_4^-$ .

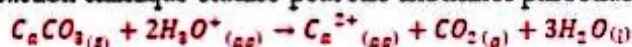
- Écrire la demi-équation acido-basique relative au couple acide/base:  $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$ .
- Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit lorsqu'on introduit des ions hydrogéné-sulfate dans l'eau. On ajoute  $500 \text{ g}$  de cette poudre dans l'eau d'une piscine d'un volume de  $50 \text{ m}^3$ .
- Calculer la quantité des ions libérés dans l'eau par dissolution de la poudre.
- Quelles sont les concentrations finales des ions obtenus après dissolution de la poudre?

## On donne:

$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/ml}$  ;  $R = 8,315 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  ;  
 $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  
 $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$   
 les conductivités molaires des ions à  $25^\circ\text{C}$ :  $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $\lambda_{\text{Ca}^{2+}} = 12,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  
 $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,5 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

- Calculer la concentration molaire  $C_2$  de cette deuxième solution. La température du laboratoire et des solutions est de  $25^\circ\text{C}$ .
- La constante de la cellule du conductimètre est  $K = 86,7 \text{ m}^{-1}$ . La distance entre les électrodes de la cellule est  $L = 12,0 \text{ mm}$ .  
  - Calculer l'aire (surface)  $S$  de chaque électrode.
  - Calculer la conductivité  $\sigma$  de la première solution.
  - La conductivité molaire ionique de l'ion sodium  $\text{Na}^+$  est  $\lambda_{\text{Na}^+} = 50,1 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ . Déterminer la conductivité molaire  $\lambda_{\text{Cl}^-}$  de l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$ .

3) Dans un ballon, on réalise la réaction entre le carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3(s)$  et l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ ). La réaction chimique étudiée peut être modélisée par l'équation:



Un élève verse dans le ballon, un volume  $V_0 = 100 \text{ ml}$  d'acide chlorhydrique à  $0,1 \text{ mol/l}$ .

À date  $t = 0 \text{ s}$ , il conduit rapidement dans le ballon  $2,0 \text{ g}$  de carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3(s)$ , tandis qu'un camarade déclenche un chronomètre.

- Tracer le tableau d'avancement.
- Déterminer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .
- Déterminer la composition du système à l'état final.
- Calculer  $\sigma_0$  la conductivité initiale du mélange.
- Monter qu'à un instant  $t$  la conductivité du mélange vaut:  $\sigma_t = 4,25 - 580 x$
- Sachant que  $\sigma_f = 1,35 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$ , Calculer  $x_m$  et comparer cette valeur avec celle obtenue à la question 2.

5) On plonge un grain de plomb ( $\text{Pb}$ ) dans  $V = 0,15 \text{ L}$  d'une solution de concentration  $C = 10^{-2} \text{ mol/l}$  de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ ).

Au cours de réaction, il se forme des ions plomb  $\text{Pb}^{2+}$  ainsi qu'un dépôt métallique, la masse de ce dépôt obtenu à la fin de la réaction est  $m = 0,72 \text{ g}$ . Le grain de plomb a disparu.

- Identifier les couples redox mis en jeu et écrire l'équation de la réaction.
- Établir un tableau d'avancement du système chimique.
- Quel est le réactif limitant du système chimique ? En déduire l'avancement maximal de la réaction.
- Quelle est la concentration finale des ions plomb  $\text{Pb}^{2+}$  ?
- Déterminer la masse initiale du grain de plomb.

## EXERCICES

6 Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses? Rectifier celles qui sont erronées.

- 1) Lors d'un dosage, le réactif titrant est le réactif contenu dans la burette.
- 2) Lors d'un dosage, la concentration du réactif titré est inconnue
- 3) À l'équivalence, les quantités apportées de réactif titrant et de réactif titré sont toujours égales.
- 4) À l'équivalence, les réactifs sont totalement consommés.

7

On veut déterminer la concentration  $C_B$  d'une solution d'hydroxyde de sodium  $NaOH$ . On prélève  $20\text{mL}$  de cette solution qu'on se propose de doser avec une solution d'acide chlorhydrique  $HCl$  de concentration

$C_A = 10^{-2} \text{ mol/l}$  en utilisant les deux méthodes suivantes:

➤ **Dosage conductimétrique:**

Cette méthode se base sur la mesure des variations de la conductance  $G$  de la solution à doser (contenue dans le bécher) en fonction du volume ajouté de la solution titrante (contenue dans la burette) et ceci en utilisant un conductimètre.

- 1) Représenter le schéma du montage expérimental qu'on doit utiliser.
- 2) En ajoutant fois  $2\text{mL}$  de la solution d'acide à la solution de soude, et on notant chaque fois la valeur de la conductance  $G$  donnée par la conductimètre, on obtient le tableau de mesures suivant:

$V_A \text{ (mL)}$	0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0
$G \text{ (mS)}$	13,5	11,5	9,0	7,0	10,5	14,0	18,5	22,0

- A. Représenter sur papier millimétré la courbe  $G = f(V_A)$ . Commenter l'allure de cette courbe.
- B. Déterminer le volume  $V_{\text{éq}}$  de solution d'acide versée qui donne l'équivalence.
- C. Sachant, qu'à l'équivalence le mélange stoechiométrique, déterminer la concentration  $C_B$ .

➤ **Dosage colorimétrique:**

Cette méthode de dosage se base sur la variation de la coloration d'un indicateur coloré qui sera choisi pour virer au point précis où l'équivalence est atteinte. Dans notre cas, on utilisera le BBT qui prend une coloration jaune en milieu acide, qui vire au vert au point d'équivalence, et qui devient bleu en milieu basique.

- 1) Dessiner le schéma du montage expérimental qu'on doit utiliser.
- 2) On ajoute chaque fois  $1\text{mL}$  de solution de soude, et lorsqu'on remarque que la coloration tend à virer au bleu et qu'elle redevient jaune sous l'effet de l'agitation magnétique du mélange, on serre le robinet de la burette pour ajouter goutte à goutte la solution basique. On arrête dès la première goutte qui rend la coloration du mélange verdâtre. On note que le volume de soude ajouté est alors  $V_{\text{éq}} = 6,0\text{mL}$ .

- a) Donner la relation entre  $C_A, V_A, C_B$  et  $V_B$  à l'équivalence.
- b) En déduire la valeur de  $C_B$ .
- c) Comparer les résultats données par ces deux méthodes de dosage. Commenter.