

7 avril-10 avril  
27 avril-30 avril  
Préparation

### Exercice n°1

1. Quels sont les nombre d'oxydation du soufre dans les molécules:  $\text{SO}_2$  et  $\text{SO}_4^{2-}$ ?
2. Ecrire l'équation de réaction entre  $\text{MnO}_4^-$  et  $\text{SO}_2$ .
3. Calculer la constante d'équilibre de cette réaction. Conclure.

Données:  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ :  $E^\circ_1 = 1,7 \text{ V}$  et  $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$ :  $E^\circ_2 = 0,17\text{V}$ .

### Exercice n°2

Indiquer quelles sont les réactions possible et dans ce cas, les écrire (demi-équations puis équation bilan) ; entre : (a) Zn et  $\text{H}^+$  (b) Cu et  $\text{H}^+$  (c) Ni et  $\text{H}^+$

Couple	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	$\text{H}^+/\text{H}_2$	$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$
Potentiel standard : $E^\circ(\text{V})$	0,34	0,00	-0,25	-0,76

### Exercice n°3 : l'accumulateur au plomb et le démarrage automobile

On réalise une pile avec les deux demi-piles suivantes:  $\text{Pb} / \text{Pb}^{2+} // \text{H}^+ / \text{ClO}_3^- / \text{Cl}^- / \text{Pt}$

1. a) Écrire la demi-équation électronique correspondant au couple  $\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-$  en milieu acide.  
b) Calculer le potentiel pris par un fil de platine plongeant dans une solution contenant  $0,200 \text{ mol.L}^{-1}$  d'ions  $\text{ClO}_3^-$ ,  $0,180 \text{ mol.L}^{-1}$  d'ions  $\text{Cl}^-$ , et de  $\text{pH} = 1$  ( $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ).
2. a) Écrire la demi-équation électronique correspondant au couple  $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$ .  
b) Calculer le potentiel pris par une lame de plomb plongeant dans une solution de nitrate de plomb de concentration  $0,500 \text{ mol.L}^{-1}$ .
3. Calculer la force électromotrice de la pile au début de son fonctionnement.
4. On réalise une pile avec les deux demi-piles précédentes:  
Faire un schéma de cette pile.  
Préciser les réactions qui s'effectuent dans chaque demi-pile et l'équation de fonctionnement de la pile.  
Où s'effectue la réaction de réduction? La réaction d'oxydation?  
Préciser les pôles positif et négatif de la pile, justifier la réponse.  
Préciser le sens du courant, le sens de circulation des électrons.
5. Au bout de 30 min, il a disparu  $0,150 \text{ mol.L}^{-1}$  d'ions  $\text{ClO}_3^-$ .  
Au cours de cette transformation, le volume de chaque compartiment (100mL) reste constant.  
A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer les concentrations des ions présents.  
La solution étant très acide, on admet que les ions  $\text{H}^+$  sont introduits en large excès et donc que leur concentration ne varie pas.  
Calculer la force électromotrice de la pile à ce moment là.
6. Expliquer à quel moment une pile arrête de fonctionner; on dit alors que la pile est usée.

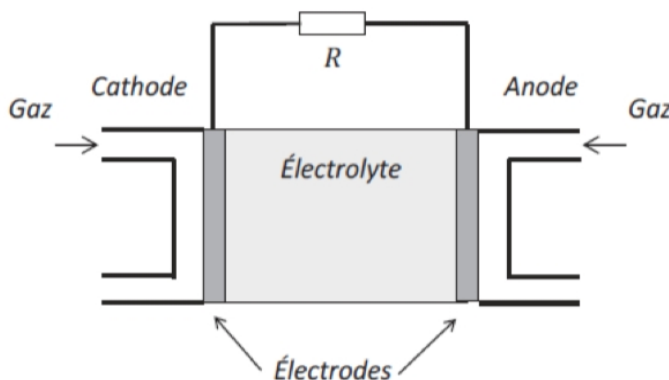
Données :  $E^0(\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-) = 1,450 \text{ V}$   $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = - 0,126 \text{ V}$ .

#### **Exercice n°4 Pile à combustible**

Le dihydrogène peut être utilisé en tant que combustible dans une pile à hydrogène selon une réaction d'oxydo-réduction. Les deux réactifs sont le dihydrogène et le dioxygène présent dans l'air. Les couples d'oxydo-réduction mis en jeu sont ceux de l'eau:  $E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})=1,23 \text{ V}$  et  $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2)=0 \text{ V}$ . Pour mettre en œuvre cette réaction, on dispose de deux électrodes, l'anode et la cathode, séparées par un électrolyte. La pile débite dans une charge résistive modélisée par une résistance  $R$ . On donne le nombre de Faraday :  $1F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

1. Écrire les demi-équations électroniques relatives au fonctionnement de la pile.
2. En déduire l'équation de la réaction ayant lieu lorsque la pile débite.
3. Calculer sa constante d'équilibre à  $25^\circ\text{C}$ .  
Commenter.

4. Recopier et compléter le schéma de la pile à hydrogène présenté ci-contre en repérant les espèces en présence à l'anode et à la cathode. Indiquer le sens conventionnel du courant électrique  $I$  et le sens de circulation des électrons. Indiquer les polarités des électrodes.



5. Calculer la force électromotrice de la pile dans les conditions standards ( $\text{pH} = 0$ , pressions égales à 1 bar et concentrations égales à 1 mol/L).

6. Quelle est l'utilité de l'électrolyte ?

On estime à 500 moles la quantité de matière de dihydrogène nécessaire pour faire rouler une voiture sur une distance de 100 kilomètres.

7. Quelle est la quantité de matière d'électrons,  $n_e^-$ , nécessaire pour parcourir 100 km ?

8. Quelle est la charge électrique  $Q$  libérée par ces porteurs de charge ?

9. En réalité, la pile à hydrogène est constituée de 256 cellules câblées en série, délivrant une tension de 0,7 V chacune. Elle développe par ailleurs une puissance totale de 20 kW. Déterminer le temps nécessaire pour parcourir la distance désirée de 100 kilomètres.

#### **Exercice n°5**

Pour chromer une pièce métallique de  $20 \text{ cm}^2$ , on réalise **l'électrolyse** d'une solution contenant des ions chromes  $\text{Cr}^{3+}$ . On veut déposer une couche de chrome (Cr) de  $50 \mu\text{m}$  d'épaisseur.

Données:  $\rho_{\text{Cr}} = 7,200 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ;  $M_{\text{Cr}} = 52 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $1F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

1. La pièce métallique sert d'électrode dans cette électrolyse. Doit-elle être à l'anode ou à la cathode? Justifier.
2. Calculer la masse de chrome à déposer sur la pièce métallique. En déduire la quantité de matière correspondante.

3. Quelle doit être l'intensité du courant (supposée constante) pour que l'opération se fasse en 10 heures?