

EXERCICE 1 EAU DE JAVEL

L'eau de Javel est une solution basique contenant de l'hypochlorite de sodium (Na^+ , ClO^-) et du chlorure de sodium (Na^+ , Cl^-). Sur une bouteille d'eau de Javel du commerce il est inscrit : « au contact d'un acide ou de détartrants, dégage un gaz toxique. »

- 1) Pour le couple HClO/ClO^- , quelle est l'espèce majoritaire en milieu acide ? En déduire la réaction d'oxydoréduction susceptible de se produire lorsqu'on ajoute un acide à l'eau de Javel.
- 2) En considérant que le potentiel standard d'électrode du couple ClO^-/Cl^- est supérieur à celui du couple O_2/OH^- , écrire l'équation de la réaction possible des ions hypochlorite en milieu basique. Pourquoi néanmoins peut-on conserver l'eau de Javel ?
 $E^\circ(\text{HClO}/\text{Cl}_2)=1,53 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-)=1,46 \text{ V}$.

EXERCICE 2 CONTROLE D'ALCOOLEMIE

Peu après avoir été consommé, l'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, passe dans le sang au niveau de l'intestin grêle. Ensuite des échanges gazeux s'effectuent dans les alvéoles pulmonaires : le sang se charge en dioxygène et se libère du CO_2 ainsi que d'une partie de l'alcool. Ces vapeurs sont expirées dans l'air avec une concentration en alcool 2100 fois inférieure à celle du sang. Les alcootests jetables sont constitués d'un sachet gonflable de capacité 1L et d'un tube en verre contenant des cristaux jaunes de dichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en milieu acide. Ceux-ci se colorent en vert au contact de l'alcool.

- 1) Ecrire l'équation responsable du changement de couleur.
- 2) Quelle est l'espèce oxydée ? Quelle est l'espèce oxydée réduite ?
- 3) Calculer la constante d'équilibre de la réaction. Commenter.
- 4) Déterminer la quantité de matière d'alcool expirée par litre d'air dans l'hypothèse d'une alcoolémie de 0,50g d'alcool par litre de sang. En déduire la masse de dichromate de potassium devant être placée dans le tube pour que celui-ci indique le seuil limite de 0,5g d'alcool par litre de sang.
 $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+})=1,33 \text{ V}$. $E^\circ(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})=0,19 \text{ V}$; $M(\text{H})=1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{C})=12$; $M(\text{O})=16$;
 $M(\text{K})=39$; $M(\text{Cr})=52$.

EXERCICE 3

On considère la pile :

$\text{Pt} / \text{Fe}^{2+}, 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}; \text{Fe}^{3+}, 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} / \text{MnO}_4^-, 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}; \text{Mn}^{2+}, 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} / \text{Pt}$. On travaille à $\text{pH}=0$.

- 1) Ecrire les demi équations électroniques.
- 2) Calculer à 25°C les potentiels des électrodes de platine; déterminer les pôles de la pile.
- 3) Calculer la fem de la pile.
- 4) Ecrire l'équation de la réaction quand la pile débite. Déterminer la constante d'équilibre de cette réaction.

Données : $E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+})=1,50 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+})=0,77 \text{ V}$ à 25°C , $\frac{RT}{F} \ln 10=0,059$

EXERCICE 4

On construit la pile suivante $\text{Zn(s)} / \text{Zn}^{2+} // \text{Ag}^+ / \text{Ag(s)}$. On donne : $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn(s)} : E_1^\circ = -0,76 \text{ V}$

$\text{Ag}^+ / \text{Ag(s)} : E_2^\circ = 0,80 \text{ V}$

- 1) Préciser les polarités et donner la f.e.m. de la pile sachant que les concentrations des solutions utilisées sont $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ chacune.
- 2) Faire un schéma de la pile.
- 3) On fait débiter la pile. Ecrire sa réaction de fonctionnement et calculer la constante d'équilibre de cette réaction. Préciser sur le schéma le sens du courant.
- 4) Quelle est la quantité maximale d'électricité que fournirait cette pile si les deux compartiments contiennent chacun 100 ml de solution ($N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ et $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$).