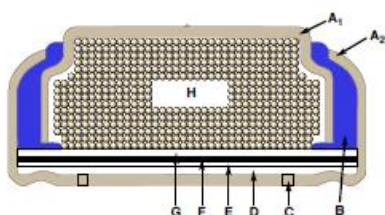


DM 12 à rendre le vendredi 30/01/26

Pile, diagramme E-pH et dosage

Partie 1. Piles zinc-air

Les piles zinc-air sont des accumulateurs tirant leur énergie de l'oxydation du zinc avec le dioxygène de l'air ambiant (Figure 1). Ces piles possèdent de hautes densités énergétiques et sont peu chères. Leur format varie des piles boutons pour les audioprothèses à des formats intermédiaires, pouvant être utilisés dans des appareils tels les caméras, jusqu'aux grands formats utilisables dans les véhicules électriques.

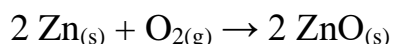


A1 et A2 : revêtements métalliques, B : joint isolant, C : orifice d'entrée d'air, D : membrane semi-perméable, E : dioxygène (air), F : membrane hydrophobe, G : séparateur, H : poudre de zinc et électrolyte (solution gélifiée de potasse *donc très basique*).

Caractéristiques :

Force électromotrice : $e \approx 1,6 \text{ V}$.

Réaction de fonctionnement :



Masse de zinc dans la pile : 0,65 g.

Masse de la pile : 1,0 g.

Intensité de fonctionnement : 0,80 mA.

Tension de fonctionnement : 1,5 V.

Figure 1. Schéma et caractéristiques d'une pile bouton zinc-air.

Q1- Identifier l'anode et la cathode de cette pile et déterminer la polarité de la pile. Justifier.

Q2- Calculer la force électromotrice standard e° de cette pile à partir des valeurs des potentiels standard E° des couples redox.

Q3- Calculer l'enthalpie libre standard $\Delta_r G^\circ$ de la réaction de fonctionnement de la pile à 298 K en utilisant les grandeurs thermodynamiques fournies (Annexe page 3). En déduire la valeur de la constante K° de cette même réaction. Conclure.

Q4- Calculer la valeur de la force électromotrice standard à l'aide de la valeur de $\Delta_r G^\circ$.

Q5- Calculer la durée théorique pendant laquelle cette pile peut fonctionner sans être déchargée.

Q6- Calculer l'énergie que peut fournir cette pile.

Partie 2 – Énergie du sportif

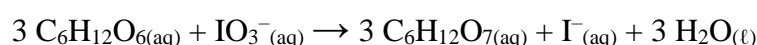
Le glucose, un sucre de formule brute $C_6H_{12}O_6$, est stocké chez les plantes sous forme d'amidon et chez les animaux sous forme de glycogène, qui peuvent être hydrolysés à tout moment pour redonner des molécules de glucose prêtes à être dégradées en fournissant de l'énergie dès que la cellule en a besoin. Nous allons nous intéresser au titrage du glucose dans un jus d'orange selon le protocole proposé dans le Document 1.

Document 1. Dosage du glucose présent dans du jus d'orange.

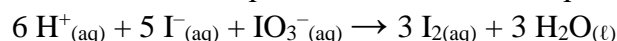
- Presser une demi-orange et filtrer sur Büchner sous pression réduite pour récupérer le jus.
- Diluer 5 fois le jus d'orange. Cette solution est nommée (S1).
- En se plaçant en milieu basique, oxyder le glucose présent dans $V_G = 20,0$ mL de la solution (S1) à l'aide de 20,0 mL de solution aqueuse de diiode de concentration $C = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Dans cette étape il se produit deux réactions :



Réaction du glucose avec les ions iodates :



- Revenir en milieu acide pour reformer du diiode par une réaction de médiamutation :



- Titrer le diiode présent par une solution de thiosulfate de sodium à $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On obtient un volume équivalent $V_{\text{eq}} = 8,8$ mL.
-

Q7- Déterminer le nombre d'oxydation de l'iode dans les trois espèces qui ont pour formules I_2 , I^{-} et IO_3^{-} .

Q8- Attribuer à chaque domaine **A**, **B**, **C** du diagramme potentiel-pH (E-pH) de l'iode (Figure 2, pour une concentration de tracé $C_{\text{tracé}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en élément iode) aux 3 espèces (dissoutes en solution aqueuse) données dans la question précédente. Justifier.

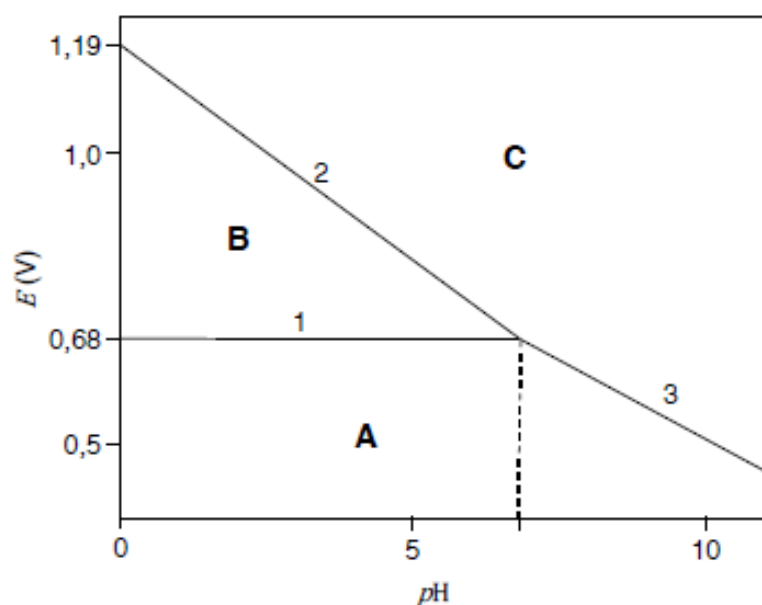


Figure 2. Diagramme potentiel-pH de quelques espèces de l'iode.

Q9- Le diagramme est tracé pour une concentration de tracé $C_{\text{tracé}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en élément iode. Exprimer les concentrations en B et C sur la frontière 2 en fonction de $C_{\text{tracé}}$.

Q10- Déterminer le coefficient directeur de la droite 2 à l'aide de la formule de Nernst.

Q11- L'espèce B disparaît au-delà d'un certain pH. Exprimer et calculer ce pH de disparition. Ecrire l'équation bilan de cette réaction de disparition en milieu basique. Comment s'appelle cette réaction ?

Q12- Reproduire le diagramme sur votre copie et rajouter les droites de l'eau sur ce diagramme (donner leurs équations). En déduire la stabilité dans l'eau des espèces I_2 , I^- et IO_3^- . Dépend-elle du pH ?

Q13- Écrire la réaction de titrage du diiode I_2 par les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$. Comment repère-t-on l'équivalence du titrage ?

Q14- Calculer la concentration massique en glucose dans un jus d'orange.

Annexes

Annexe 1. Constantes usuelles et approximations de calcul.

Constante de Faraday : $\mathcal{F} \approx 10^5 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Constante d'Avogadro : $N_A \approx 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Constante des gaz parfaits : $R \approx 8 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Approximations : $\sqrt{3} \approx 1,8$ et $\sqrt{2} \approx 1,4$.

Annexe 2. Données numériques.

Volume molaire d'un gaz parfait à $T = 25^\circ\text{C}$ et $P = 1 \text{ bar}$: $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Numéro atomique : $Z(B) = 5$; $Z(Fe) = 26$ et $Z(Ti) = 22$.

Rayons métalliques : $R(Fe) = 125 \text{ pm}$ et $R(Ti) = 145 \text{ pm}$.

Rayon atomique de l'hydrogène : $R(H) = 35 \text{ pm}$.

Masses molaires : $M(Zn) = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{glucose}) = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Annexe 3. Données thermodynamiques à 298 K (valeurs arrondies).

	$Zn_{(s)}$	$O_{2(g)}$	$ZnO_{(s)}$	$H_2O_{(l)}$
$\Delta_f H^\circ \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	0	0	-350	-300
$S^\circ \text{ (J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$	40	200	40	70

Potentiels redox standards à $pH = 0$:

$E^\circ(O_2/H_2O) = 1,23 \text{ V}$;

$E^\circ(ZnO/Zn) = -0,43 \text{ V}$;

$E^\circ(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}) = 0,08 \text{ V}$.