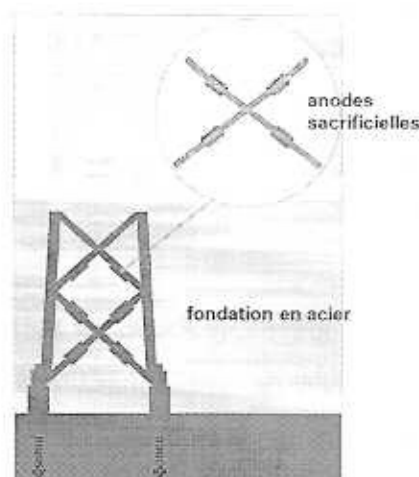


Interrogation n°7 de SPC

Calculatrices autorisées

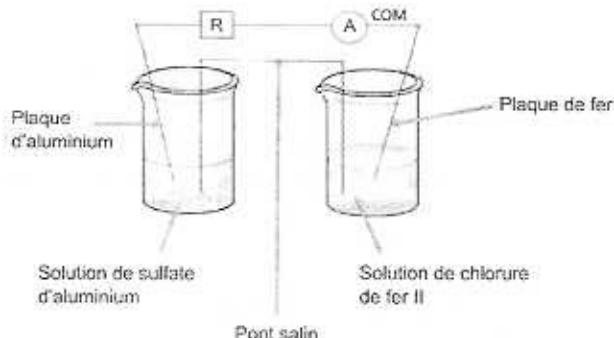
Exercice 1 : Protection des fondations en acier des éoliennes en mer

Pour protéger de la corrosion les structures immergées des éoliennes, on peut envisager une « protection cathodique ». Elle consiste à placer des anodes dites « sacrificielles », composées essentiellement d'aluminium, sur les fondations en acier (95 % de fer) des éoliennes. En effet, la réaction des anodes sacrificielles avec le dioxygène dissous dans l'eau permet par transformation électrochimique de protéger le fer.

**A. Protection du fer par l'aluminium**

On souhaite vérifier qu'en milieu oxydant on peut protéger le fer de l'oxydation en le mettant en contact électrique avec de l'aluminium qui joue alors le rôle d'anode sacrificielle. Par oxydation, le fer métallique donne des ions fer II (Fe^{2+}) et l'aluminium métallique donne des ions Al^{3+} .

On réalise la pile suivante :

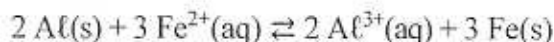


Dans un bécher, on verse un volume $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ de solution aqueuse de chlorure de fer II ($\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$) de concentration apportée en quantité de matière $C_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis on y plonge une plaque de fer.

Dans un second bécher, on verse un volume $V_2 = 50,0 \text{ mL}$ de solution aqueuse de sulfate d'aluminium ($2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) de concentration apportée en quantité de matière $C_2 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis on y plonge une plaque d'aluminium.

Les deux béchers sont reliés par un pont salin et les deux plaques métalliques sont reliées par un ampèremètre et une résistance montés en série.

L'équation de la réaction qui modélise la transformation susceptible de se produire s'écrit :



La constante d'équilibre K associée à cette réaction à 25°C est égale à 10^{166} .

Q1. Exprimer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$.

Q2. Calculer, à l'état initial, la valeur de la concentration en quantité de matière des ions $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ et celle des ions $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

Q3. Calculer la valeur du quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ puis en déduire le sens d'évolution spontanée de la transformation.

Q4. En déduire la réaction se produisant à l'électrode d'aluminium.

L'ampèremètre figurant sur le schéma indique une valeur d'intensité électrique négative.

Q5. Montrer que cette valeur négative est cohérente avec la réponse à la question précédente.

Q6. Identifier l'électrode qui joue le rôle d'anode de la pile.

B. Masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure métallique d'une éolienne

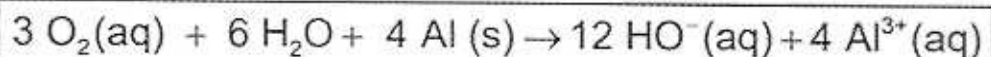
Le dioxygène dissous dans l'eau réagit préférentiellement avec l'aluminium de l'anode sacrificielle plutôt qu'avec le fer de la structure immergée de l'éolienne.

On souhaite évaluer la masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure d'une éolienne, c'est-à-dire à la protection cathodique.

Données :

- Constante de Faraday $F = 96,5 \times 10^3 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Masse molaire de l'aluminium $M_{\text{Al}} = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

L'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de corrosion de l'aluminium par le dioxygène dissous s'écrit :



L'étude théorique des transferts d'électrons entre l'anode en aluminium et la structure d'une éolienne montre qu'une protection efficace correspond à un courant électrique d'intensité I de l'ordre de 400 A.

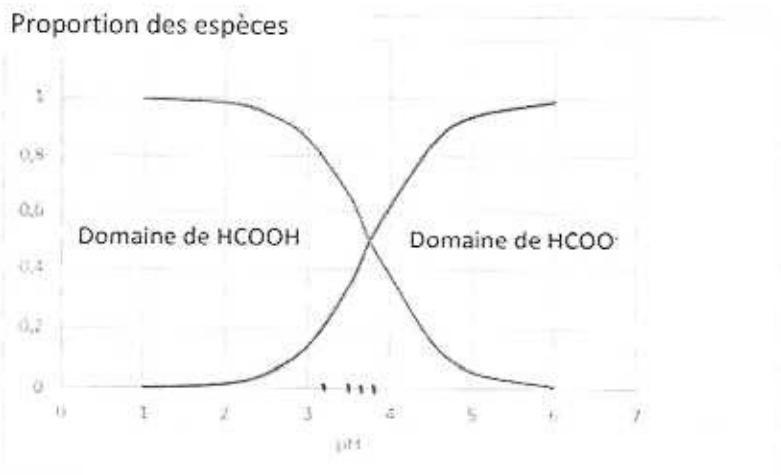
Q7. En explicitant le raisonnement, calculer la masse d'aluminium nécessaire à la « protection cathodique » pendant une durée de 25 ans.

Exercice 2 : L'acide méthanoïque

L'acide méthanoïque, ou acide formique, est produit par des fourmis rouges qui l'utilisent pour se défendre. Il est synthétisé dans l'industrie pour être utilisé dans de nombreux domaines comme le textile, l'agroalimentaire, ou encore la fabrication de solvants.

Données :

- couple acide-base acide méthanoïque / ion méthanoate : $\text{HCOOH}(\text{aq}) / \text{HCOO}^-(\text{aq})$
- Figure 1 : Courbes de distribution du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$



- Q1.** Écrire l'équation de la réaction dont la constante thermodynamique d'équilibre correspond à la constante d'acidité K_A du couple acide méthanoïque / ion méthanoate.
- Q2.** Estimer, en expliquant la démarche, à l'aide de la figure 1, la valeur de la constante d'acidité K_A du couple acide méthanoïque / ion méthanoate à la température du titrage.

La valeur tabulée de la constante d'acidité associée à ce couple est égale à $1,75 \times 10^{-4}$ à 25°C .
On étudie une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration initiale en soluté apportée c_A .

- Q3.** Montrer que le quotient de réaction, noté Q_r , associé à la réaction écrite à la question **Q1**, s'écrit :

$$Q_r = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{(c_A - [\text{H}_3\text{O}^+]) \cdot c^\circ}$$

avec c° la concentration standard.

- Q4.** Montrer que l'on peut estimer la valeur de K_A à une température donnée avec la relation suivante :

$$K_A = \frac{\tau_f^2 \cdot c_A}{(1 - \tau_f) \cdot c^\circ}$$

avec τ_f le taux d'avancement final.

- Q5.** Ainsi, le taux d'avancement final τ_f vérifie une équation du 2nd degré de la forme :

$$A \cdot \tau_f^2 + B \cdot \tau_f + C = 0 \quad \text{avec } A, B \text{ et } C \text{ des constantes.}$$

Donner les expressions littérales des trois constantes A, B et C.

Le calcul du taux d'avancement final est effectué à l'aide d'un programme écrit en langage Python.

Pour une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration apportée égale à $8,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, le résultat obtenu par le programme est donné ci-dessous :

Indiquer la concentration apportée c_A (en mol/L) de l'acide : 0.088

Indiquer la valeur de la constante d'acidité K_A : 1.75e-4

Il y a 2 solutions possibles pour le taux d'avancement final :

tau1 = -0.046

tau2 = 0.044

- Q6.** À partir des résultats ci-dessus du programme, déterminer en justifiant si l'acide méthanoïque peut être considéré comme un acide fort ou un acide faible dans l'eau dans les conditions de l'expérience.