BACCALAURÉAT GÉNÉRAL

Épreuve pratique de l'enseignement de spécialité physique-chimie
Évaluation des Compétences Expérimentales

Cette situation d'évaluation fait partie de la banque nationale.

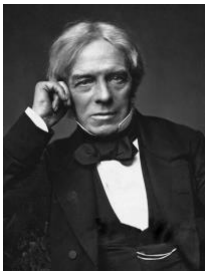
ÉNONCÉ DESTINÉ AU CANDIDAT

NOM :	Prénom :
Centre d'examen :	n° d'inscription :

Cette situation d'évaluation comporte **cinq** pages sur lesquelles le candidat doit consigner ses réponses.
Le candidat doit restituer ce document avant de sortir de la salle d'examen.

Le candidat doit agir en autonomie et faire preuve d'initiative tout au long de l'épreuve.
En cas de difficulté, le candidat peut solliciter l'examinateur afin de lui permettre de continuer la tâche.
L'examinateur peut intervenir à tout moment, s'il le juge utile.
L'usage de calculatrice avec mode examen actif est autorisé. L'usage de calculatrice sans mémoire « type collège » est autorisé.

CONTEXTE DE LA SITUATION D'ÉVALUATION


M. Faraday
Source : Wikipédia

La constante de Faraday est très utilisée en physique et en chimie, par exemple, lors de l'étude d'une pile électrochimique ou d'une électrolyse. Elle représente la charge, en valeur absolue, d'une mole d'électrons.

Cette constante a été nommée ainsi en l'honneur du physicien et chimiste britannique Michael Faraday (1791-1867).

Le but de cette épreuve est d'estimer une valeur de la constante de Faraday en exploitant une électrolyse.

INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT

La constante de Faraday

La constante de Faraday est notée F. Elle correspond à la charge, en valeur absolue, d'une mole d'électrons. Elle s'exprime donc par la relation :

$$F = e \times N_A$$

avec :

- e, la charge élémentaire (valeur absolue de la charge d'un électron) : $e = 1{,}602 \times 10^{-19}$ C ;
- N_A, la constate d'Avogadro (nombre d'entités par mole) : $N_A = 6{,}022 \times 10^{23}$ mol^{-1}.

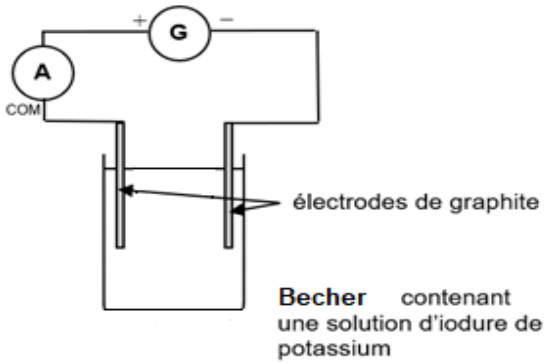
L'unité de la constante de Faraday est le coulomb par mole (C·mol^{-1}).

L'iodure de potassium

L'iodure de potassium est un solide ionique de formule KI. Il se présente sous la forme d'une poudre blanche.
Sa masse molaire est $M(KI) = 166{,}0\ g{\cdot}mol^{-1}$.

Électrolyse d'une solution d'iodure de potassium

Pour réaliser l'électrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de potassium, on peut utiliser le montage schématisé ci-dessous :



L'électrolyse est réalisée sous une intensité du courant délivré par le générateur de 10 mA. Il se produit alors la transformation chimique modélisée par la réaction d'équation suivante :

$$2\ I^-(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow I_2(aq) + H_2(g) + 2\ HO^-(aq)$$

Le diiode I_2 est formé à la surface de l'électrode de graphite qui joue le rôle d'anode où les ions iodures I^- sont oxydés suivant la demi-équation électronique : $2\ I^- = I_2 + 2\ e^-$.

Titrage du diiode I_2 dans une solution aqueuse

Pour déterminer la quantité de diiode I_2 (aq) dans un échantillon de solution, on peut mette en œuvre un titrage.
La solution titrante est une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2\ Na^+$ (aq), $S_2O_3^{2-}$ (aq)).
L'équation de la réaction support de titrage est :

$$I_2(aq) + 2S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2\ I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$$

Les ions I^-, $S_2O_3^{2-}$ et $S_4O_6^{2-}$ ne confèrent pas de coloration à une solution aqueuse.

Données utiles

En présence de diiode I_2 en solution aqueuse, même en très faible quantité, l'empois d'amidon confère au mélange une couleur bleu foncé marquée.

TRAVAIL À EFFECTUER

1. Préparation d'une solution d'iodure de potassium (20 minutes conseillées)

Proposer un protocole expérimental pour préparer 100,0 mL une solution aqueuse d'iodure de potassium de concentration $C = 1{,}00\ mol{\cdot}L^{-1}$, en utilisant le matériel à disposition.

$m = n \times M$
$m = C \times V \times M$
$m = 1{,}00 \times 100 \times 10^{-3} \times 166{,}0$
$m = 16{,}6\ g$

À l'aide d'une balance, peser précisément 16,6 g de iodure de potassium.
À l'aide d'un entonnoir, introduire le soluté dans une fiole jaugée de 100,0 mL.
Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux trois quarts de la fiole et agiter doucement pour dissoudre complètement le soluté.
Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
Homogénéiser la solution en bouchant la fiole et en la retournant plusieurs fois.

APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter le protocole expérimental ou en cas de difficulté	

Mettre en œuvre le protocole.
A faire expérimentalement.

2. Électrolyse de la solution et titrage du diiode formé (25 minutes conseillées)

2.1. Verser la solution aqueuse d'iodure de potassium préparée précédemment dans un bécher.
Mettre en place le montage d'électrolyse.
A faire expérimentalement.

APPEL n°2		
	Appeler le professeur pour lui présenter le montage ou en cas de difficulté	

Mettre en œuvre l'électrolyse pendant 10 minutes. Si nécessaire, on réglera le générateur au cours de l'électrolyse afin qu'il délivre un courant quasi constant d'intensité 10 mA. Noter la valeur moyenne mesurée en réalité.

I = …Valeur expérimentale

Durant l'électrolyse, commencer à traiter les questions suivantes.

2.2. On cherche à déterminer par titrage la quantité de diiode $I_2(aq)$ formé lors de l'électrolyse.
Pour cela, on va titrer la solution contenue dans le bécher avec une solution titrante de thiosulfate de sodium ($2\ Na^+(aq)$, $S_2O_3^{2-}(aq)$) de concentration $C' = 1{,}0 \times 10^{-2}\ mol{\cdot}L^{-1}$. Avant de débuter le titrage, on ajoutera quelques gouttes d'empois d'amidon à la solution titrée.
Expliquer comment l'équivalence lors du titrage par la solution de thiosulfate de sodium pourra être repérée.
L'empois d'amidon colore la solution en bleu foncé en présence de diiode (I_2). Au fur et à mesure du titrage, le thiosulfate de sodium réduit le diiode en ions iodure (I^-), qui sont incolores. L'équivalence est atteinte lorsque la couleur bleue disparaît complètement, indiquant que tout le diiode a réagi.

APPEL n°3		
	Appeler le professeur pour lui présenter le schéma ou en cas de difficulté	

Préparer le montage du titrage puis, quand les 10 minutes d'électrolyse sont écoulées, mettre en œuvre le titrage.
A faire expérimentalement.

APPEL n°4		
	Appeler le professeur pour lui présenter la valeur obtenue du volume à l'équivalence ou en cas de difficulté	

La relation entre la quantité de matière de diiode n_{I2} dans la solution titrée et le volume à l'équivalence V_E est :

$$n_{I2} = \frac{C' \cdot V_E}{2}$$

Calculer la quantité de matière de diiode n_{I2} formé lors de l'électrolyse.
On trouve V_E expérimentalement. Lors de mon expérience 6,1 mL.

$$n_{I2} = \frac{C' \cdot V_E}{2}$$

$$n_{I2} = \frac{1{,}0 \times 10^{-2} \times 6{,}1 \times 10^{-3}}{2}$$

$$n_{I2} = 3{,}1 \times 10^{-5}\ \text{mol}$$

3. Estimation de la valeur de la constante de Faraday (15 minutes conseillées)

La constate de Faraday F peut s'exprimer en fonction de la quantité de diiode n_{I2} formé lors de l'électrolyse par la relation :

$$F = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \times n_{I2}}$$

avec I : intensité du courant électrique lors de l'électrolyse (en ampère), supposée constante
Δt : durée de l'électrolyse (en secondes)
n_{I2} : quantité de diiode formé lors de l'électrolyse (en moles)

En exploitant les résultats expérimentaux, déterminer une valeur de la constante de Faraday, notée F_{exp} .

$$F_{exp} = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \times n_{I2}}$$

$$F_{exp} = \frac{10 \times 10^{-3} \times 10 \times 60}{2 \times 3{,}1 \times 10^{-5}}$$

$$F_{exp} = 9{,}7 \times 10^{4}\ C.mol^{-1}$$

Calculer la valeur de la constante de Faraday notée $F_{réf}$ en utilisant sa définition donnée dans les informations.

$$F_{ref} = e \times N_A$$

$$F_{ref} = 1{,}602 \times 10^{-19} \times 6{,}022 \times 10^{23}$$

$$F_{ref} = 9{,}647 \times 10^{4}\ \text{C.mol}^{-1}$$

Pour comparer cette valeur à l'estimation obtenue grâce aux résultats expérimentaux, on peut calculer la valeur du rapport z :

$$z = \left| \frac{F_{exp} - F_{ref}}{u(F)} \right|$$

avec $F_{réf}$: la valeur de la constante de Faraday obtenue en utilisant sa définition, valeur de référence ;
F_{exp} : la valeur de la constante de Faraday obtenue en exploitant les résultats expérimentaux ;
$u(F)$: l'incertitude-type de F_{exp}.

Dans le cadre de cette situation d'évaluation, on peut estimer l'incertitude sur la valeur expérimentale F_{exp} grâce à la relation :

$$u(F) = F_{exp} \cdot \sqrt{\left(\frac{u(I)}{I}\right)^2 + \left(\frac{u(\Delta t)}{\Delta t}\right)^2 + \left(\frac{u(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u(C')}{C'}\right)^2}$$

Avec les estimations suivantes pour les quatre termes liés aux incertitudes-types : $u(V_E)$ = 0,029 mL ; $\frac{u(C')}{C'}$ = 0,010 ; $\frac{u(l)}{l}$ = 0,10 ; $\frac{u(\Delta t)}{\Delta t}$ = 0,01.

On considère dans cette situation d'évaluation que si la valeur de z est inférieure ou égale à 2, alors la valeur expérimentale F_{exp} est en accord avec la valeur de référence $F_{réf}$.

Calculer la valeur de z et conclure sur l'estimation de la valeur de la constante de Faraday.

$$u(F) = F_{exp} \cdot \sqrt{\left(\frac{u(l)}{l}\right)^2 + \left(\frac{u(\Delta t)}{\Delta t}\right)^2 + \left(\frac{u(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u(C')}{C'}\right)^2}$$

$$u(F) = 9{,}7 \times 10^4 \times \sqrt{(0{,}10)^2 + (0{,}01)^2 + \left(\frac{0{,}029}{6{,}1}\right)^2 + (0{,}010)^2}$$

$$u(F) = 1 \times 10^4 \ \text{C.mol}^{-1}$$

$$z = \left|\frac{F_{exp} - F_{ref}}{u(F)}\right|$$

$$z = \left|\frac{9{,}7 \times 10^4 - 9{,}647 \times 10^4}{1 \times 10^4}\right|$$

$$z = 0{,}2$$

z est inférieure ou égale à 2, alors la valeur expérimentale F_{exp} est en accord avec la valeur de référence $F_{réf}$.

APPEL FACULTATIF		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

Défaire le montage et ranger la paillasse avant de quitter la salle.