

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'examineur afin de lui permettre de continuer la tâche.

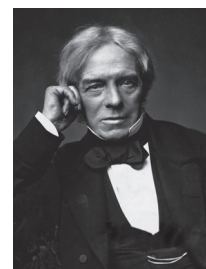
L'examineur peut intervenir à tout moment, s'il le juge utile.

L'usage de calculatrice avec mode examen actif est autorisé. L'usage de calculatrice sans mémoire « type collègue » est autorisé.

CONTEXTE DE LA SITUATION D'ÉVALUATION

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).



M. Faraday
Source : Wikipédia

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) : $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$;
- N_A , la constante d'Avogadro (nombre d'entités par mole) : $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

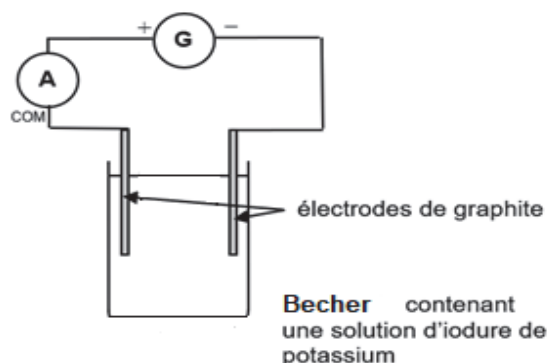
L'unité de la constante de Faraday est le coulomb par mole ($\text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$).

L'iodure de potassium

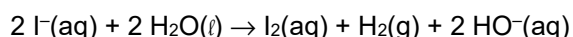
L'iodure de potassium est un solide ionique de formule KI. Il se présente sous la forme d'une poudre blanche. Sa masse molaire est $M(\text{KI}) = 166,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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 :



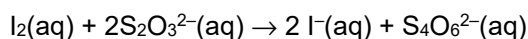
L'électrolyse est réalisée sous une intensité du courant délivré par le générateur de 10 mA. Il se produit alors la transformation chimique modélisée par la réaction d'équation suivante :



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 : $2 \text{I}^{-} = \text{I}_2 + 2 \text{e}^{-}$.

Titration du diiode I_2 dans une solution aqueuse

Pour déterminer la quantité de diiode $\text{I}_2(\text{aq})$ dans un échantillon de solution, on peut mettre en œuvre un titrage. La solution titrante est une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^{+}(\text{aq}), \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$). L'équation de la réaction support de titrage est :



Les ions I^{-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ 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 $C = 1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, en utilisant le matériel à disposition.

.....



.....

.....

.....

.....

.....



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

Mettre en œuvre le protocole.

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.

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.

$I = \dots\dots\dots$

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 $C' = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$. Avant de débiter 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.

.....

.....

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.

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_{I_2} dans la solution titrée et le volume à l'équivalence V_E est :

$$n_{I_2} = \frac{C' \cdot V_E}{2}$$

Calculer la quantité de matière de diiode n_{I_2} formé lors de l'électrolyse.

.....

.....

.....

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

La constante de Faraday F peut s'exprimer en fonction de la quantité de diiode n_{I_2} formé lors de l'électrolyse par la relation :

$$F = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \times n_{I_2}}$$

avec I : intensité du courant électrique lors de l'électrolyse (en ampère), supposée constante
 Δt : durée de l'électrolyse (en secondes)
 n_{I_2} : 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} .

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

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

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

avec $F_{\text{réf}}$: 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 : $u(V_E) = 0,029 \text{ mL}$; $\frac{u(C')}{C'} = 0,010$;

$$\frac{u(I)}{I} = 0,10 ; \frac{u(\Delta t)}{\Delta t} = 0,01.$$

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.



.....

.....

.....

.....

.....

APPEL FACULTATIF		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

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