

- 2020 -

- 2021 -

- prof -

- ELBADAOUI -

2020-2021

phy - chimie

2<sup>ème</sup> BAC AC MATH

07-72-96-61-01

2<sup>ème</sup> BAC AC MATH

الدراسة  
عن بعد

exercices

## TRANSFORMATIONS FORCÉES

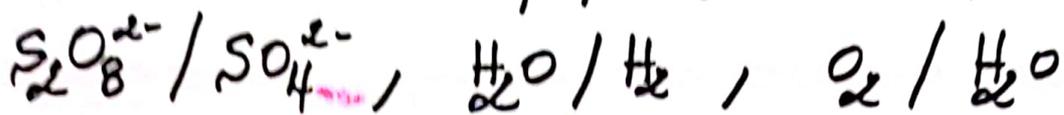
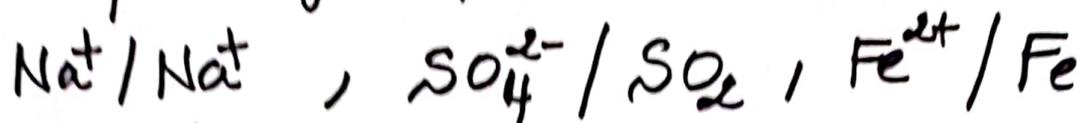
### Électrolyse d'une solution de sulfate de sodium.

on veut effectuer l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de sodium ( $2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ) entre deux électrodes de fer.

- 1/ quelles sont les réactions susceptibles de se produire à l'anode ? Ecrire leur équation
- 2/ quelles sont les réactions susceptibles de se produire à la cathode ? Ecrire leur équation
- 3/ lorsque le courant passe dans l'électrolyseur, il se produit un dégagement gazeux à chacune des électrodes
- 3-1/ le gaz formé à la cathode détone en présence d'une flamme. quelle est sa nature ?
- 3-2/ En déduire l'équation de la réaction d'électrolyse.

Données.

Couples oxydant / réducteurs.



ex: 2

Electrolyse d'une solution d'acide sulfurique

on veut effectuer l'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique ( $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ) entre une électrode de cuivre reliée à la borne positive d'un générateur de Tension Continue et une électrode de graphite

1/ quelle électrode constitue l'anode? Quelles sont les réactions susceptibles de s'y produire?

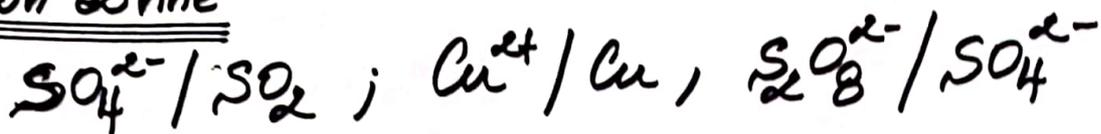
Ecrire leurs réactions.

2/ quelles sont les réactions susceptibles de se produire à la cathode? Ecrire leurs équations

3/ lors de l'électrolyse il se produit un dégagement de l'hydrogène à la cathode et on constate que la solution bleuit au voisinage de l'anode. En déduire l'équation de la réaction de l'électrolyse.

(2)

on donne



ex: 3

l'électrolyse d'une solution de nitrate d'argent  
on réalise l'électrolyse d'une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ) avec des électrodes inattaquables en graphite. on observe à l'anode l'oxydation de l'eau en dioxygène et à la cathode un dépôt d'argent.

- 1/ Ecrire les équations des réactions qui se produisent aux électrodes, En déduire le bilan de cette électrolyse.
- 2/ l'électrolyse dure  $t = 15 \text{ min}$ . l'intensité du courant étant maintenue constante et égale à  $I = 0,080 \text{ A}$ .
- 2-1/ quelle est la quantité d'argent déposée à la cathode ? En déduire la masse de ce dépôt.
- 2-1/ quelle est la quantité de gaz qui s'est formé à l'anode ?

(3)

Données

$$\underline{M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}, \quad \underline{F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

ex: 4

### Obtention du zinc

La dernière étape de la métallurgie du zinc est constituée par l'électrolyse d'une solution concentrée de sulfate de zinc ( $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) acidifiée à l'acide sulfurique ( $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ). La cathode est en aluminium et l'anode est en plomb. L'électrolyse dure  $t = 44 \text{ h}$  et l'intensité du courant maintenue constante est égale à  $I = 43,0 \text{ kA}$ , la tension entre les électrodes est de l'ordre  $3,5 \text{ V}$ .

1/ Écrire les équations des réactions qui peuvent se dérouler à chaque électrode

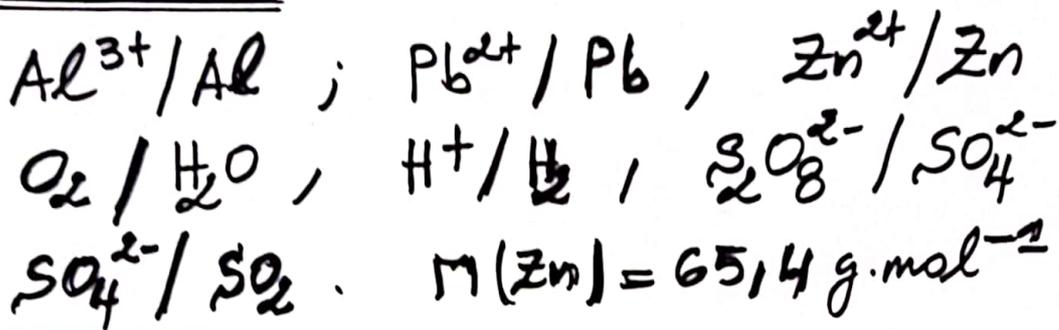
2/ Lors de cette électrolyse, on observe la formation d'un dépôt métallique à la cathode et la formation d'un gaz à l'anode, En déduire l'équation de la réaction qui a lieu

3/ Quel est le volume du gaz obtenu au bout

(4)

de  $\Delta t = 44 \text{ h}$  d'électrolyse:  $V_m = 24 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$   
4) quelle est la masse de métal alors déposée  
5) Dans la réalité une réaction électrochimique parasite produisant un gaz se déroule à la cathode. que peut-on dire de la masse de métal réellement obtenue?

on donne



ex: 5

Électrolyse d'une solution d'iodure de potassium.

on introduit dans un tube en U une solution d'iodure de potassium à  $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ . on plonge une électrode de graphite dans chaque branche du tube. on les relie à un générateur de tension continue réglable. on ferme l'interrupteur en déclenchant le chronomètre et on règle très rapidement l'intensité du courant à  $I = 10,0 \text{ mA}$ . cette intensité est maintenue

(5)

Constante tout au long de l'électrolyse.  
on constate un brunissement de la solution  
dans le compartiment anodique dû à la  
formation du diode  $I_2$ .

à l'instant  $t = 10,0 \text{ min}$ . on ouvre l'interrupteur.  
on verse la solution contenue dans  
le tube en U dans un erlenmeyer. on rince  
l'anode et le tube à l'eau distillée et on les  
casse de rinçage dans l'erlenmeyer.

on dose le diode formé par une solution de  
Thio sulfate de sodium ( $2Na^+ + S_2O_3^{2-}$ ) à

$$C = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

le volume versé à l'équivalence vaut

$$V_E = 6,1 \text{ ml.}$$

1/ Écrire l'équation de la réaction qui se  
produit à l'anode

2/ quelle sont les réactions qui peuvent se  
produire à la cathode ? Écrire leurs équations

3/ le solvant est réduit à la cathode et on  
observe la formation de diode à l'anode

Écrire l'équation traduisant cette  
électrolyse.

⑥

4/ Déterminer la valeur de la constante d'Avogadro.

on donne : charge élémentaire :

$$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$\text{K}^+ / \text{K}$  ,  $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$  ,  $\text{I}_2 / \text{I}^-$  ,  $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$

$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

ex: 6

CHIMIE (1pts\*7)

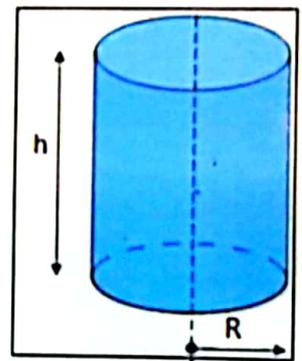
(40min)

Il y a plusieurs applications pratiques pour l'électrolyse : il est utilisé pour produire quelques gaz comme  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$  et  $\text{Cl}_2$  avec une pureté très grande. En plus, l'électrolyse est très utilisée dans le domaine industriel pour recouvrir des objets métalliques avec une couche d'un autre métal comme la dorure (recouvrir avec une couche de l'or) et l'argenture (recouvrir avec une couche d'argent).

L'objectif de cet exercice est d'utiliser l'électrolyse pour recouvrir une boîte des produits alimentaire par de l'étain (القصدير).

Le fer blanc est un métal recouvert de l'étain  $\text{Sn}_{(s)}$ , il est utilisé dans la fabrication des boîtes des produits alimentaires, et il est obtenu par électrolyse d'une solution qui contient des ions de l'étain  $\text{Sn}^{2+}_{(aq)}$ .

L'épaisseur de  $\text{Sn}_{(s)}$  dans les boîtes des produits alimentaires est très faibles, sa masse est  $m=0,5\text{g}$  pour une surface de  $1\text{m}^2$  du métal. On veut recouvrir les deux surfaces (interne et externe) d'une boîte des produits alimentaire de forme cylindrique (voir figure) de rayon  $R=4\text{cm}$  et de hauteur  $h=8\text{cm}$ .



Cette boîte cylindrique est utilisée comme l'une des électrodes, l'autre électrode étant une plaque de l'étain  $\text{Sn}_{(s)}$ .

On donne l'intensité du courant de l'électrolyse  $I=0,6\text{A}$ .

1. Donner un avantage et un inconvénient de l'électrolyse.
2. La boîte cylindrique doit jouer le rôle de la cathode ou de l'anode ? justifier.
3. Ecrire les demi-équations des réactions à côté de chaque électrode, et la réaction totale de l'électrolyse.
4. Montrer que la surface totale recouverte de l'étain est égale à  $S=603,2 \text{ cm}^2$ .

5/ montrer que la masse déposée sur la boîte cylindrique est  $m(\text{Sn}) = 30\text{mg}$ .

6/ Calculer la durée nécessaire à cette opération  
on donne :  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  ,  $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

7

Chimie : une électrolyse:

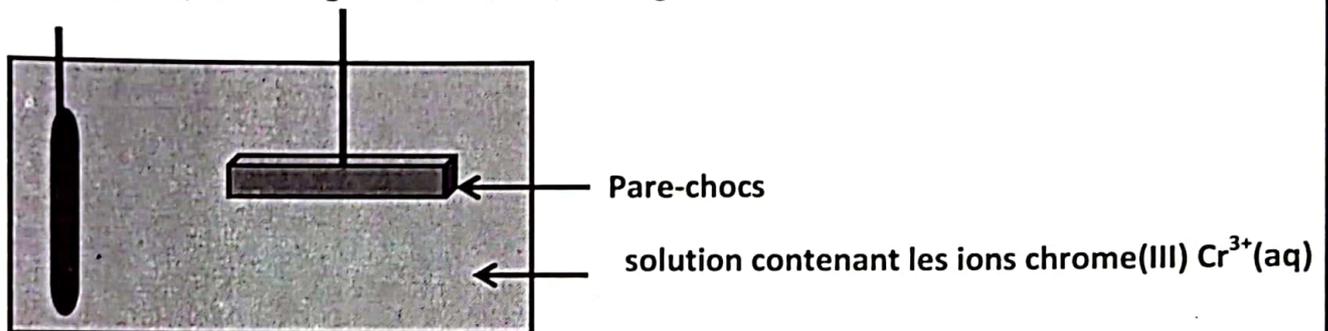
**Données :** Couple oxydant-réducteur :  $Cr^{3+}(aq) / Cr(s)$  et  $H_2O / H_2$

Masse molaire du chrome :  $M(Cr) = 52,0 \text{ g.mol}^{-1}$  ; volume molaire  $V_m = 24 \text{ mol/l}$ .

Masse volumique du chrome :  $\rho(Cr) = 7,2 \text{ g.cm}^{-3}$

Charge d'une mole d'électrons :  $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

On envisage de chromer entièrement un pare-chocs d'automobile en y déposant une couche de chrome, d'une épaisseur  $e = 50 \text{ mm}$ . Le pare-chocs est considéré comme un bloc parallélépipédique de longueur  $L = 2,0 \text{ m}$ , de largeur  $l = 0,10 \text{ m}$ , et de hauteur  $h = 5,0 \text{ mm}$ .



On immerge le pare-chocs dans une solution contenant les ions chrome(III)  $Cr^{3+}(aq)$ , puis on applique une tension entre l'électrode ainsi constituée et une seconde électrode de platine. Le courant est établi pour une opération dont la durée est  $\Delta t = 10$  heures et dont le rendement électrochimique est  $\text{der}_c = 95 \%$ .

Lorsque plusieurs réactions se déroulent simultanément à une électrode, seule une part  $r_c$  du courant d'électrons est utilisée pour la réaction concernée.

- 1) Écrire l'équation de la réaction d'électrode qui permet la formation de chrome métallique à partir des ions chrome (III).
- 2) ) Le pare-chocs constitue-t-il l'anode ou la cathode de l'électrolyseur ? Justifier.
- 3) Le pare-chocs est-il relié à la borne positive ou à la borne négative du générateur de courant ? Justifier.

Calculer le volume  $V$ , la masse  $m$ , et la quantité de matière  $n_{Cr}$  de chrome à déposer.

- 5) Indiquer la relation liant la quantité de matière  $n_{Cr}$  et la quantité d'électricité  $Q$  ayant traversé l'électrolyseur pendant l'opération. Calculer  $Q$ .
- 6) Quelle est la valeur de l'intensité du courant traversant l'électrolyseur pendant l'opération ?
- 7) l'équation secondaire d'électrolyse du solvant (l'eau).
- 7-1 S'agit-il de l'oxydation ou de la réduction du solvant ?
- 7-2 Écrire l'équation de la réaction correspondante.
- 7-3 calculer le volume de  $H_2$  dégagé pendant la durée  $\Delta t = 10$  heures

## ex: 8

Deuxième partie (2,5 points) : Des transformations spontanées aux transformations forcées  
Au cours des transformations spontanées, le système chimique évolue vers l'état d'équilibre en produisant de l'énergie électrique ; alors qu'au cours des transformations forcées le système chimique s'éloigne de l'état d'équilibre en consommant de l'énergie qu'il reçoit du milieu extérieur.

Données : Constante de Faraday :  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Ahmed et Myriam ont réalisé la pile électrique de schémas conventionnel suivant

$\ominus \text{Zn(s)} / (\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu(s)}) \oplus$  et l'ont montée dans le circuit représenté dans la figure 2 qui comprend un panneau solaire, deux ampèremètres et un interrupteur K.

- Le becher 1 contient 150 mL d'une solution de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) de concentration en ions  $\text{Cu}^{2+}$  :  $[\text{Cu}^{2+}]_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- Le becher 2 contient 150 mL d'une solution de sulfate de zinc ( $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) de concentration en ions  $\text{Zn}^{2+}$  :  $[\text{Zn}^{2+}]_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### 1 - la transformation spontanée

A l'instant  $t = 0$ , Myriam a basculé l'interrupteur K dans la position 1 ; L'ampèremètre indique alors le passage d'un courant d'intensité constante.

0,25 | 1.1- Préciser l'électrode qui joue le rôle de la cathode.

0,75 | 1.2- Calculer la quantité d'électricité  $Q$  qui passe dans

le circuit pour que la concentration des ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans le becher 1 soit  $[\text{Cu}^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

### 2 - La transformation forcée

Lorsque la concentration des ions  $\text{Cu}^{2+}$  est devenue

$[\text{Cu}^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , Ahmed a basculé à l'instant

$t = 0$  l'interrupteur K dans la position 2 pour recharger la pile ;

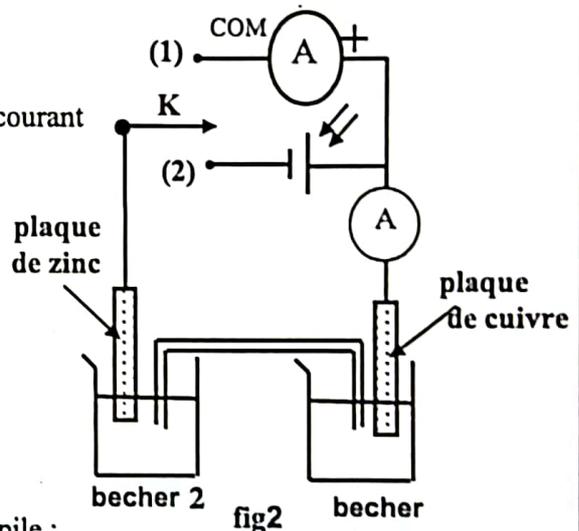
Il constate que le panneau solaire fait passer dans le circuit un courant électrique continu d'intensité constante  $I = 15,0 \text{ mA}$ .

0,25 | 2.1- Indiquer l'électrode qui joue le rôle de la cathode.

0,5 | 2.2- Écrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu.

0,75 | 2.3- Calculer la durée  $\Delta t$  nécessaire pour que la concentration des ions  $\text{Zn}^{2+}$  devienne

$[\text{Zn}^{2+}]_{\Delta t} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$



الدراسة عن بعد : 2 بالدراس

ELBADAOUI. A

- 07-72-96-61-01 -

9