

-2020-
-2021-

-Prof-
-ELBADAoui-

2020-2021
-chimie-

2^{ème} BAC: SC MATH 07-72-96-61-01

2^{ème} BAC: SC MATH

تاريخ
تطبيقية
لفهم الدرس

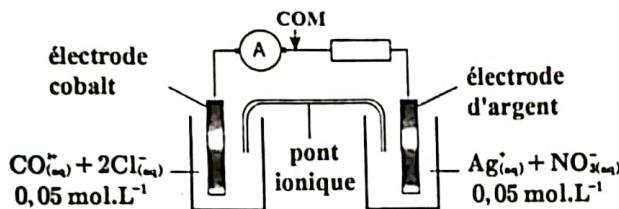
Exercices avec solutions
Cours: les piles.

الدراسة من بعد:

ex: 1

Exercices d'application

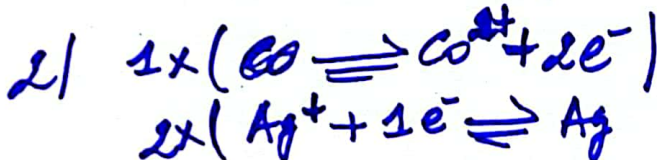
On réalise la pile représentée ci-dessous :



L'ampèremètre indique une intensité négative.

1. Donner le schéma conventionnel de cette pile.
2. Écrire les équations des réactions qui ont lieu au niveau des électrodes.
3. Quel est le rôle du pont ionique ?
- 4.
- 4-1- Calculer la valeur du quotient de réaction dans l'état initial.
- 4-2- Comment évolue le quotient de réaction au cours du fonctionnement de la pile ?

1/ ora $I < 0$ donc électrode d'argent représente le pôle positive donc:



(1)



3/ le rôle du pont ionique et la séparation des électrodes en laissant immerger les ions pour assurer l'électroneutralité de la solution et fermer le circuit.

$$4/ 4-1 - Q_{r,i} = \frac{[\text{Co}^{2+}]_e}{[\text{Ag}^+]_i^2}$$

$$Q_{r,i} = \frac{0,105}{(0,105)^2} = 20$$

4-2/ Au cours du fonctionnement de la pile on a $[\text{Co}^{2+}] \nearrow$ et $[\text{Ag}^+] \searrow$ donc :
 Q_r augmente.

ex: 2

On forme une pile à l'aide de deux demi-piles A et B. La demi-pile A est constituée par une plaque de plomb qui immergée dans une solution contenant les ions Pb^{2+} de concentration molaire $C_1 = 0,1 \text{ mol/L}$ et de volume $V_1 = 0,1 \text{ L}$.

La demi-pile B est constituée par une plaque d'étain Sn immergée dans une solution contenant les ions Sn^{2+} de concentration $C_2 = 1 \text{ mol/L}$ de volume $V_2 = V_1$.

La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction :



- 1- Calculer le quotient de réaction à l'état initial.
- 2- En justifiant ta réponse prévoir le sens d'évolution spontanée.
- 3- Dresser le tableau d'avancement.
- 4- Calculer la capacité de la pile.
- 5- Sachant que la pile débite un courant d'intensité constante $I = 50 \text{ mA}$ déterminer la durée maximale du fonctionnement de la pile.

On donne : $1F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$.

$$1/ Q_{r,i} = \frac{[\text{Sn}^{2+}]_i}{[\text{Pb}^{2+}]_i} \rightarrow Q_{r,i} = \frac{1}{0,1} = 10$$

2/ on a $Q_{r,i} = 10$ et $K = 1,47$

donc: $Q_{r,i} > K$

donc le système évolue dans le sens inverse (critère d'évolution spontanée d'un système chimique)

3/	$\text{Sn}^{2+} + \text{Pb} \rightleftharpoons \text{Sn} + \text{Pb}^{2+}$	$n(e^-)$
(t=0)	$C_2 V_2 \quad n_2 \quad n_2 \quad C_1 V_1$	0
t < t_f	$C_2 V_2 - x \quad n_2 - x \quad n_2 + x \quad C_1 V_1 + x$	2x

4/ à l'équilibre on a:

$$K' = \frac{[\text{Pb}^{2+}]_e}{[\text{Sn}^{2+}]_e} = \frac{\frac{C_1 V_1 + x_f}{V_1}}{\frac{C_2 V_2 - x_f}{V_2}} = \frac{C_1 V_1 + x_f}{C_2 V_2 - x_f}$$

$$\text{or: } K' = \frac{1}{K}$$

$$\Rightarrow \frac{1}{K} = \frac{C_1 V_1 + x_f}{C_2 V_2 - x_f}$$

$$\Rightarrow C_2 V_2 - x_f = K C_1 V_1 + K x_f$$

$$\Rightarrow C_2 V_2 - K C_1 V_1 = K x_f + x_f$$

$$\text{or: } V_1 = V_2$$

$$\Rightarrow (C_2 - K C_1) V_1 = x_f (1 + K)$$

$$\Rightarrow x_f = \frac{(C_2 - K C_1) V_1}{1 + K}$$

(3)

$$\text{or: } Q = n(e^-) \cdot F$$

$$Q_{\max} = n(e^-)_f \cdot F = 2z_f \cdot F$$

$$Q_{\max} = 2F \left(\frac{z - Kc_1}{1 + K} \right) v_1$$

$$Q_{\max} = 2 \times 96500 \left(\frac{1 - 1,47 \times 0,1}{1 + 1,47} \right) \times 0,1$$

$$Q_{\max} = 6665,14 \text{ C.}$$

$$5/ \text{ or } 2 : Q_{\max} = I \cdot \Delta t_{\max}$$

$$\Delta t_{\max} = \frac{Q_{\max}}{I}$$

$$\Delta t_{\max} = \frac{6665,14}{50 \cdot 10^{-3}} = 133302,834 \text{ s}$$

$$\Delta t_{\max} = 133303 \text{ s} = 37 \text{ h } 1 \text{ min } 43 \text{ s}$$

ex: 3

La pile Leclanché

Elle est formée par deux demi piles.

Une première demi pile constituée d'une électrode de zinc p_0 en contact avec une solution gélifiée de chlorure de zinc (une deuxième demi pile constituée par une électrode de graphite entourée d'un mélange de dioxyde de manganèse MnO_2

Les couples intervenant dans la transformation :



1- Ecrire les demi-équations des réactions qui ont lieu au niveau de chaque borne sachant que l'électrode de zinc est la borne négative de la pile, puis déduire l'équation bilan.

2- La pile débite pendant une durée $\Delta t = 3 \text{ h}$ une intensité de courant $I = 15 \text{ mA}$, déterminer la variation de la masse de l'une des électrodes et la masse minimale de dioxyde de manganèse utile.

3- Donner le schéma conventionnel de cette pile.

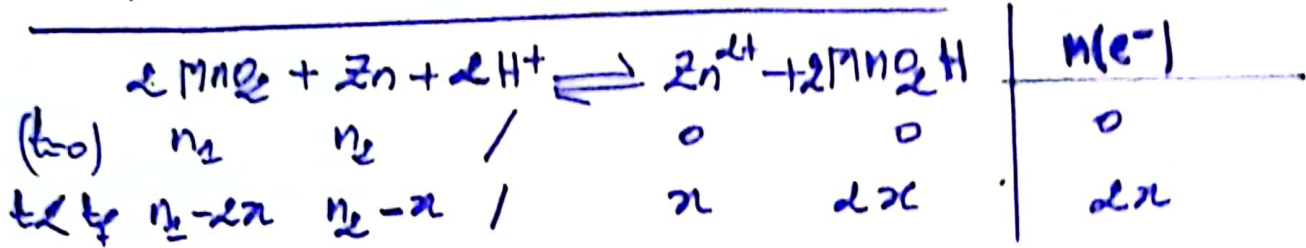
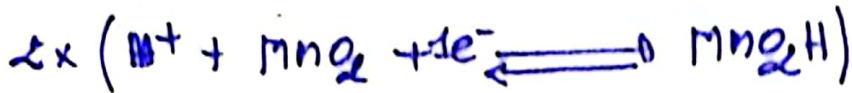
On donne : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$, $1F = 96500 \text{ C}$

$$M(\text{Mn}) = 54,9 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}$$

$$M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}$$

(4)



* on a $\Delta n(\text{Zn}) = (n_2 - x) - n_2$

$$\Rightarrow \frac{\Delta m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = -x, \quad \varphi = I \Delta t = n(e^-) F$$

$$\varphi = I \Delta t = 2x F$$

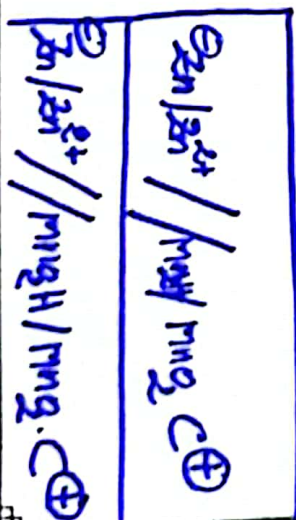
$$\Rightarrow \frac{\Delta m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = -\frac{I \Delta t}{2F}$$

$$\Rightarrow \Delta m(\text{Zn}) = \frac{-I \cdot \Delta t \cdot M(\text{Zn})}{2F}$$

$$\Delta m(\text{Zn}) = \frac{-15 \cdot 10^{-3} \times 3 \times 3600 \times 65,4}{2 \times 96500}$$

$$\Delta n(\text{Zn}) = 54,9 \cdot 10^{-3} \text{ g} \approx 54,9 \text{ mg}$$

* calculons la masse minimale, dans ce cas MnO_2 est le réactif limitant.



$$\Rightarrow n_2 - 2x_f = 0$$

$$\Rightarrow n_2 = 2x_f$$

$$\Rightarrow \frac{m}{M(\text{MnO}_2)} = \frac{I \Delta t}{F}$$

$$\Rightarrow m = \frac{M(\text{MnO}_2) \cdot I \cdot \Delta t}{F}$$

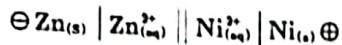
$$\Rightarrow m = \frac{86,9 \times 15 \cdot 10^{-3} \times 3600}{96500}$$

$$m_{\text{min}} = m = 0,145 \text{ g}$$

(5)

ex: 4

Le schéma conventionnel d'une pile zinc - nickel s'écrit :



On branche un ampèremètre aux bornes de la pile : il mesure une tension $U = 0,53\text{V}$.

1. À quelle électrode est branchée la borne COM du volt-mètre ?

2.

a. Les électrons rentrent-ils ou sortent-ils de l'électrode constituant le pôle positif ?

b. La réaction qui se produit à ce pôle est-elle une réduction ou une oxydation ?

3. Déduire des réponses précédentes l'équation de la transformation spontanée qui a lieu dans la pile zinc - nickel .

4.

a. Que se passe-t-il si on plonge une lame de zinc dans une solution contenant des ions nickel $\text{Ni}^{2+}_{(aq)}$?

b. Si on plonge une lame de nickel dans une solution contenant des ions $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$?

Exercices de synthèse

ex: 5

On réalise une pile de cadmium - argent contenant les couples oxydoréducteurs $\text{Ag}^{+}_{(aq)}/\text{Ag}_{(s)}$ et $\text{Cd}^{2+}_{(aq)}/\text{Cd}_{(s)}$. Les solutions électrolytiques ont une concentration initiale en ion métalliques égales à $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$.

La partie immergée de l'électrode de cadmium a une masse de $3,0\text{g}$.

Lorsque la pile fonctionne, la masse de l'électrode de cadmium diminue et il se forme un dépôt d'argent sur l'électrode d'argent .

1. Écrire les réactions aux électrodes. En déduire l'équation de la transformation qui se produit dans la pile.

2. Quel sera l'avancement x de la réaction (en mol) lorsque tout le cadmium immergé sera consommé ?

3. Quel volume minimal de solution électrolytique doit-on utiliser pour que la partie immergée du cadmium soit totalement consommée ?

4. Calculer la masse d'argent formée sur la partie immergée de l'électrode d'argent .

On donne : $M(\text{Cd}) = 112,4 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$.

Rep : 2. $x = 0,027 \text{ mol}$; $V = 0,36 \text{ L}$; $m = 5,8 \text{ g}$

ex: 6

On associe par un pont salin une demi-pile obtenue en plongeant une plaque de plomb partiellement dans une solution de nitrate de plomb de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et une demi-pile obtenue en plongeant une fil d'argent partiellement dans une solution de nitrate d'argent de concentration $c = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Un ampèremètre branché aux bornes de cette pile indique que le pôle positif est le fil d'argent.

Le volume de chaque solution est $V = 200 \text{ mL}$.

La valeur de la constante d'équilibre de la réaction qui a lieu dans la pile est $K = 6,8 \cdot 10^{28}$.

1. Représenter cette pile et donner son schéma conventionnel.

2. Écrire les demi-équations de la réaction qui a lieu aux niveaux des électrodes et l'équation de l'oxydo-réduction.

3. Calculer le quotient de réaction initial, puis trouver le sens de l'évolution spontané de la pile.

4.1. On branche entre les bornes de cette pile un conducteur ohmique et on mesure l'intensité du courant qui circule pendant une heure ($1,0 \text{ h}$) ; On trouve alors $I = 100 \text{ mA}$.

Calculer la quantité d'électricité débitée par cette pile à travers le conducteur ohmique pendant cette durée.

4.2. Déterminer les concentrations des espèces chimiques au bout d'une 1 h de fonctionnement de la pile.

4.3. Quelle est la masse du métal formée ? Et quelle est la variation de la masse du métal consommé ?

On donne : $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g.mol}^{-1}$

$M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ g.mol}^{-1}$

$F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$

Rep : 3. $Q_{r,i} = 40$ (sens direct)

4.1. $Q = 360 \text{ C}$

4.2. $[\text{Ag}^+] = 0,031 \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{Pb}^{2+}] = 0,109 \text{ mol.L}^{-1}$

4.3. $\Delta m(\text{Pb}) = -0,39 \text{ g}$; $m(\text{Ag}) = 0,4 \text{ g}$

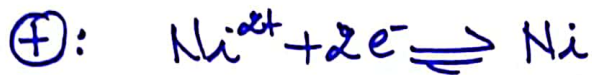
6

ex: 4

1/ $U > 0 \Rightarrow$ donc électrode de zinc est liée à la borne "com"

2/ @ les électrons rentrent à l'électrode positive

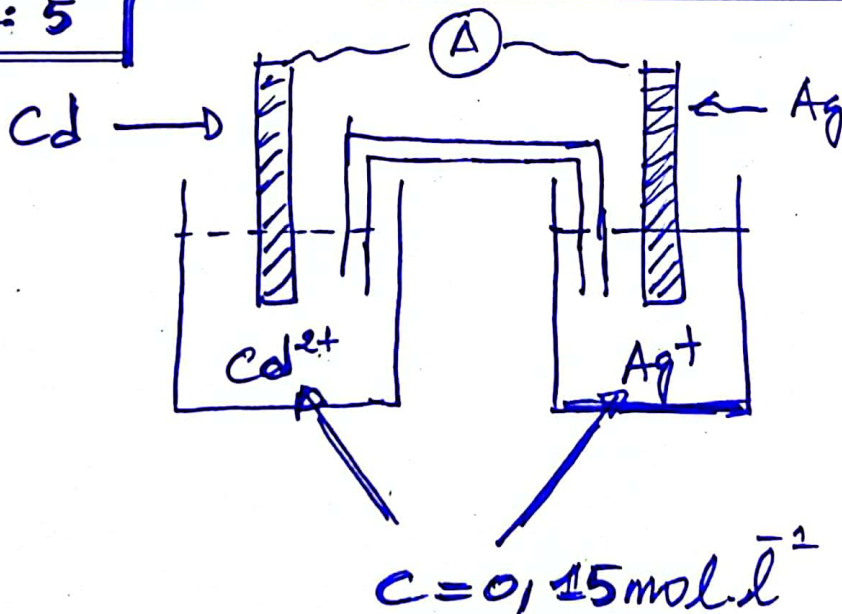
⑥ équation de réduction.



④ @: oxydation de lame de zinc et la forme d'un dépôt de Ni

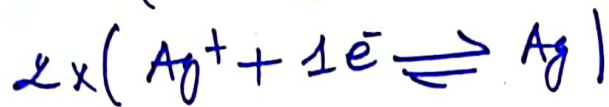
⑥ aucun réaction à fait

ex: 5



⑦

1/ l'électrode de cadmium est diminué c'est à dire il oxydation de métal Cd donc:



	$2\text{Ag}^+ + \text{Cd} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2\text{Ag}$				$n(e^-)$
$(t=0)$	C_{V_2}	n_2	C_{V_2}	n_2	0
$t < t_f$	$C_{V_2} - 2x$	$n_2 - x$	$C_{V_2} + x$	$n_2 + 2x$	$2x$

2/ le cadmium immergé sera consommé c'est le Cd est RL $\Rightarrow n_2 - x = 0$

$$\Rightarrow x = n_2 = \frac{m(\text{Cd})}{M(\text{Cd})}$$

$$x = \frac{3}{112,4} = 0,027 \text{ mol}$$

$$x \approx 27 \text{ mmol}$$

3/ on a $n(\text{Ag}^+)_t = C_{V_2} - 2x$

or $n(\text{Ag}^+)_t \geq 0$

la quantité de matière tj positive

$$\Rightarrow C_{V_2} - 2x \geq 0$$

$$\Rightarrow V_2 \geq \frac{2x}{C}$$

$$\Rightarrow V_2 \geq 0,36 \text{ l}$$

$$V_2 \geq \frac{2 \cdot 0,027}{0,15}$$

(8)

$$\Rightarrow V_{\min} = 0,36 \text{ l}$$

2^{ème} méthode: volume minimum c'est à dire Ag^+ et Cd ont leur RL. (mélange stoechiométrique)

4/ on a $n_f(\text{Ag}) = 2x$

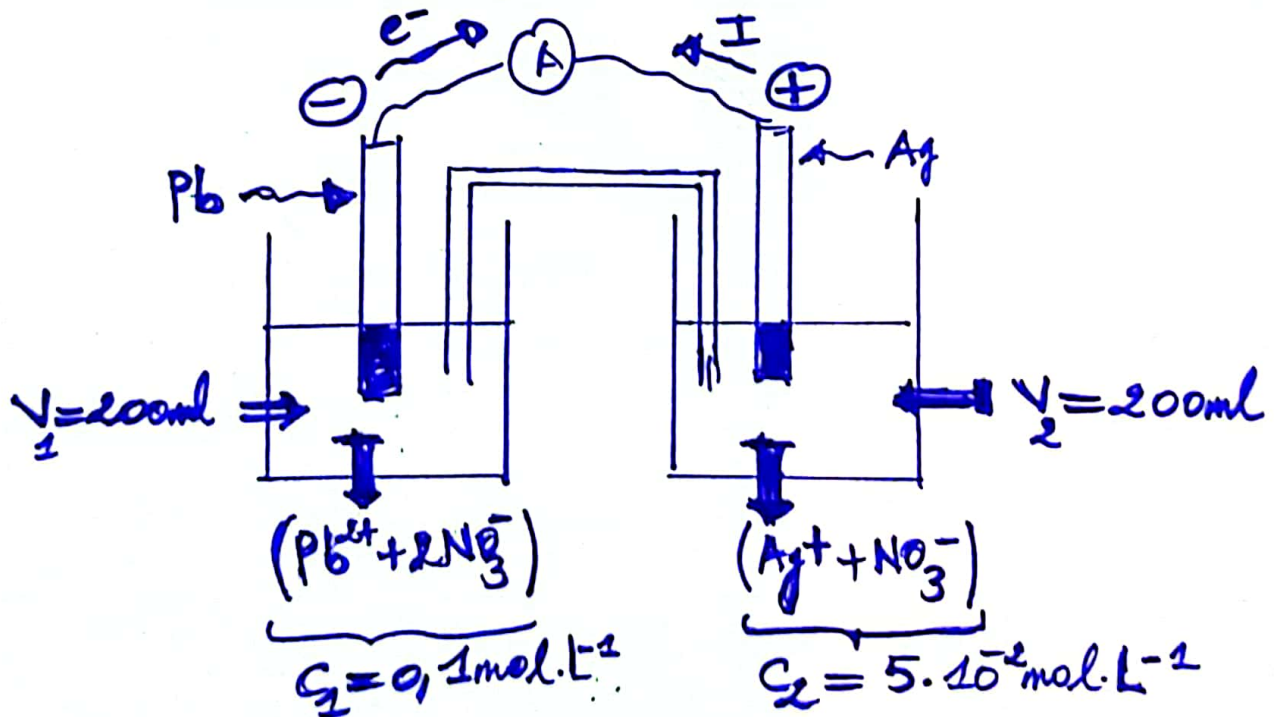
$$\Rightarrow \frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = 2x$$

$$\Rightarrow m(\text{Ag}) = 2x \cdot M(\text{Ag})$$

$$m(\text{Ag}) = 2 \times 108 \times 0,027$$

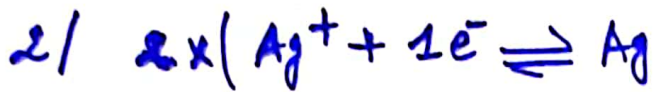
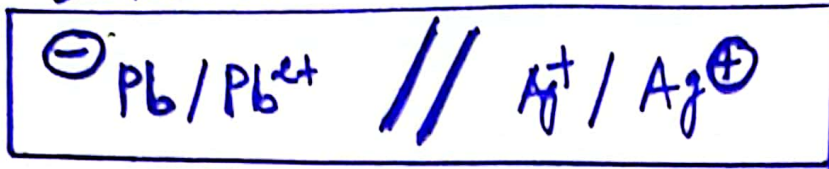
$$m(\text{Ag}) = 5,832 \text{ g}$$

ex: 6



9

le schéma conventionnel:



$$3/ \quad \varphi_{\text{théor}} = \frac{[\text{Pb}^{2+}]_i}{[\text{Ag}^+]_i^2} \Rightarrow \varphi_{\text{théor}} = \frac{0,1}{(5 \cdot 10^{-2})^2}$$

$$\varphi_{\text{théor}} = 40$$

$$4) \quad 4-1 \quad \varphi = I \Delta t$$

$$\varphi = 100 \cdot 10^{-3} \times 1 \times 3600$$

$$\varphi = 360 \text{ C}$$

4-2	$2\text{Ag}^+ + \text{Pb} \rightleftharpoons 2\text{Ag} + \text{Pb}^{2+}$				$n(e^-)$
$(t=0)$	$c_2 \frac{V_2}{V_1}$	n_1	n_2	$c_1 \frac{V_1}{V_2}$	0
$t < t_f$	$c_2 \frac{V_2}{V_1} - 2x$	$n_1 - x$	$n_2 + 2x$	$c_1 \frac{V_1}{V_2} + x$	$2x$

Calculons les concentrations des espèces chimiques

$$\text{on a } [\text{Ag}^+] = \frac{c_2 \frac{V_2}{V_1} - 2x}{V_2} = c_2 - \frac{2x}{V_2}$$

$$\text{or } \varphi = n(e^-) \cdot F = 2x F \Rightarrow x = \frac{\varphi}{2F}$$

$$\Rightarrow [Ag^+] = c_2 - \frac{2 \cdot \frac{Q}{2F}}{V_2}$$

$$\Rightarrow [Ag^+] = c_2 - \frac{Q}{F \cdot V_2}$$

$$[Ag^+] = 5 \cdot 10^{-2} - \frac{360}{96500 \times 200 \cdot 10^{-3}}$$

$$[Ag^+] = 3,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-2}$$

$$* [Pb^{2+}] = \frac{c_2 V_2 + n}{V_2} = c_2 + \frac{n}{V_2}$$

$$[Pb^{2+}] = c_2 + \frac{\frac{Q}{2F}}{V_2}$$

$$[Pb^{2+}] = c_2 + \frac{Q}{2F V_2}$$

$$[Pb^{2+}] = 0,1 + \frac{360}{2 \times 96500 \times 200 \cdot 10^{-3}}$$

$$[Pb^{2+}] = 0,109 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-2}$$

(4-3) le métal formé est l'Argent.

ou d'après le tableau d'avancement:

$$n_{\text{for}}(Ag) = 2n = 2 \cdot \frac{Q}{2F}$$

$$\Rightarrow \frac{m_{\text{for}}(Ag)}{M(Ag)} = 2 \cdot \frac{Q}{2F} = \frac{Q}{F}$$

(11)

$$\Rightarrow m_{\text{for}}(\text{Ag}) = \frac{n(\text{Ag}) \cdot \varphi}{F}$$

$$m_{\text{for}}(\text{Ag}) = \frac{10719 \times 360}{96500} = 0,4029$$

$$m_{\text{for}}(\text{Ag}) = 402,52 \text{ mg}$$

* le métal consommé et le plomb:

$$\text{on a: } \Delta n(\text{Pb}) = (n_2 - n) - n_2$$

$$\Delta n(\text{Pb}) = -n$$

$$\Rightarrow \frac{\Delta m(\text{Pb})}{M(\text{Pb})} = \frac{-\varphi}{2F}$$

$$\Rightarrow \Delta m(\text{Pb}) = \frac{-\varphi \cdot M(\text{Pb})}{2F}$$

$$\Delta m(\text{Pb}) = \frac{-360 \times 207,2}{2 \times 96500}$$

$$\Delta m(\text{Pb}) = -0,386 \text{ g}$$

$$\Delta m(\text{Pb}) \approx -0,39 \text{ g} = -390 \text{ mg}$$

تاريخية تليقية
وضع النقط على الحروف

propose par EL BADAOLI

(12)

2ème partie : (2,25points) Etude de la pile Cuivre-Aluminium

On avait découvert la pile qui met en œuvre les couples de type " Ion métal/Métal" à une époque où l'évolution du télégraphe nécessitait un besoin de sources de courant électrique continu.

L'objectif de cette partie est l'étude de la pile Cuivre-Aluminium .

Données :

- Constante de Faraday : $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$
- Masse molaire atomique de l'élément aluminium : $M = 27\text{g.mol}^{-1}$.
- Constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction entre le métal cuivre et les ions aluminium $3\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Al}_{(aq)}^{3+} \xrightleftharpoons[(2)]{(1)} 3\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2\text{Al}_{(s)}$ est $K = 10^{-20}$.

On réalise la pile Cuivre - Aluminium en reliant deux demi-piles par un pont salin de chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$).

La première demi-pile est constituée d'une lame de cuivre partiellement immergée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre II ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration C_0 et de volume $V = 50 \text{ mL}$.

La deuxième demi-pile est constituée d'une lame d'aluminium partiellement immergée dans une solution aqueuse de chlorure d'aluminium ($\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$) de même concentration C_0 et de même volume V .

On branche entre les pôles de la pile un conducteur Ohmique (D), un ampèremètre et un interrupteur K (figure1).

A l'instant $t=0$ on ferme le circuit , un courant électrique d'intensité constante I circule alors dans le circuit .

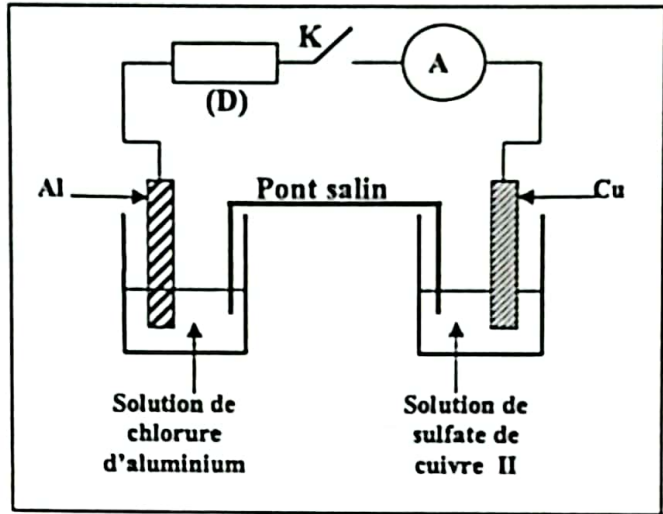


Figure 1

La courbe de la figure2 représente la variation de la concentration $[\text{Cu}^{2+}]$ des ions cuivre II existant dans la première demi-pile en fonction du temps .

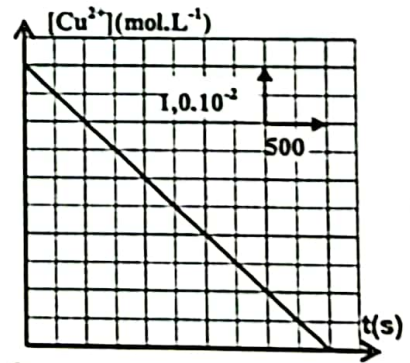
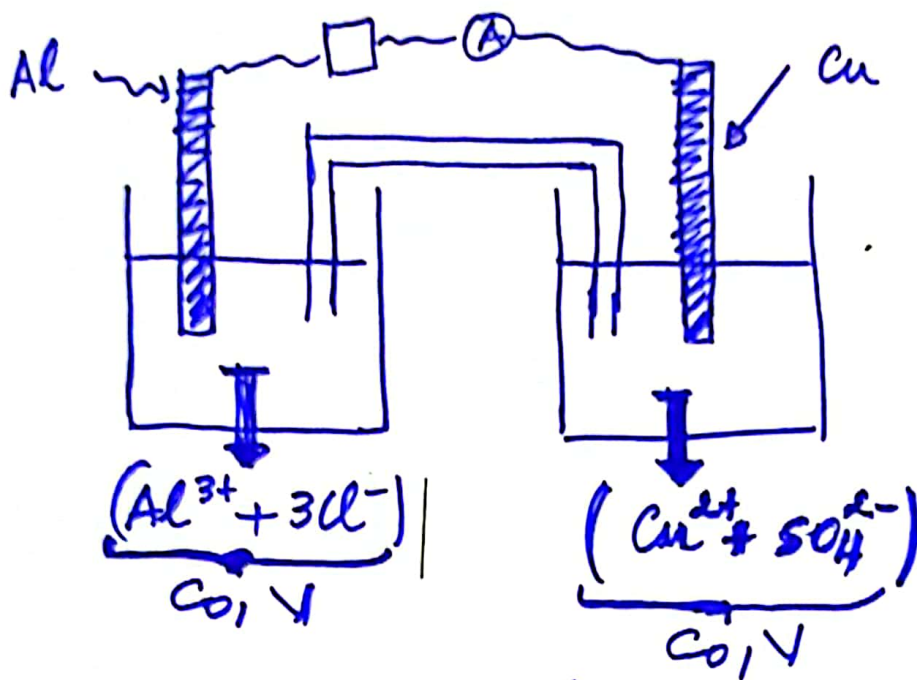


Figure 2

- 1- 1.1- En utilisant le critère d'évolution spontanée, déterminer le sens d'évolution du système chimique constituant la pile .
1.2- Donner la représentation conventionnelle de la pile étudiée.
- 2- 2.1- Exprimer la concentration $[\text{Cu}^{2+}]$ à un instant t en fonction de t, C_0, I, V et F .
2.2- En déduire la valeur de l'intensité I du courant électrique qui passe dans le circuit .
- 3- La pile est entièrement usée à une date t_c .Déterminer, en fonction de t_c, F, I et M , la variation Δm de la masse de la lame d'aluminium lorsque la pile est entièrement usée. Calculer Δm .

ex: 7



$$V = 50 \text{ ml}$$

1/ ora:



$$Q_{P_{rx}} = \frac{[Cu^{2+}]_i^3}{[Al^{3+}]_i^2} = \frac{(C_0)^3}{(C_0)^2} = C_0 = [Cu^{2+}]_i$$

graphiquement $[Cu^{2+}]_i = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

$$\Rightarrow \boxed{Q_{P_{rx}} = 5 \cdot 10^{-2}}$$

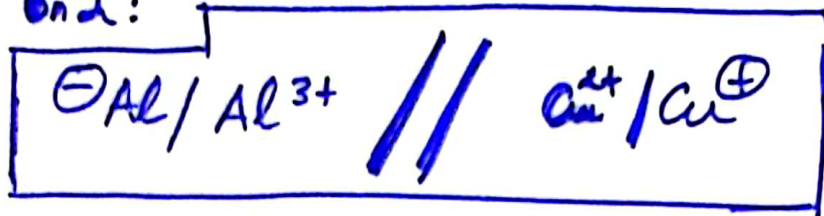
$$\Rightarrow Q_{P_{rx}} > K \quad [K = 10^{-20}]$$

donc le système évolue dans le sens
indirect (inverse)

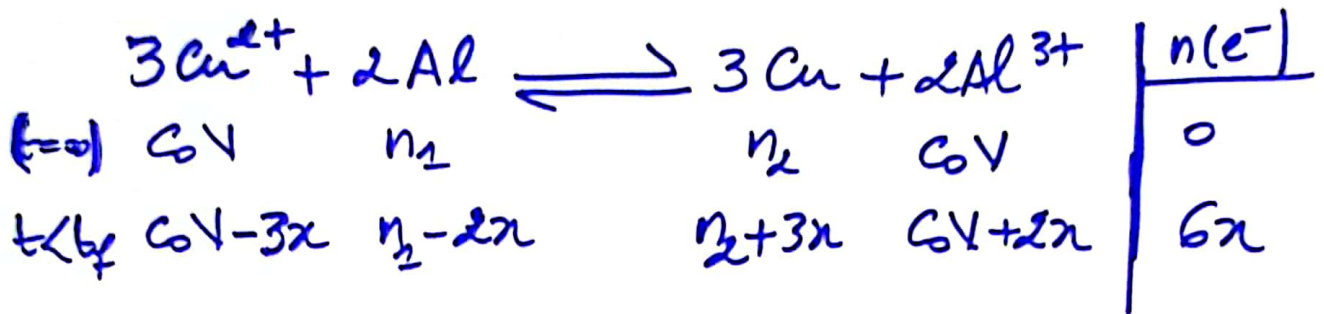
(14)

1-2

on 2:



2/ le système évolue dans le sens inverse



$$\text{on 2 } [\text{Cu}^{2+}] = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{V} = \frac{C_0 V - 3x}{V}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = C_0 - \frac{3x}{V}$$

$$\text{on: } Q = I \Delta t = n(e) \cdot F \Rightarrow I(t-0) = 6x F$$

$$\Rightarrow x = \frac{I t}{6 F}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = C_0 - \frac{3 \cdot \frac{I t}{6 F}}{V}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = C_0 - \frac{I \cdot t}{2 F \cdot V}$$

2-e/ on a la courbe de $[\text{Cu}^{2+}] = f(t)$
 est une fonction affine

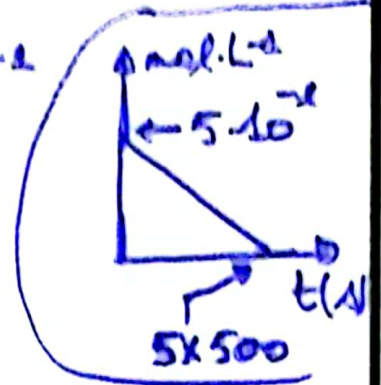
$$\Rightarrow [\text{Cu}^{2+}] = K_1 t + K_2$$

(15)

K_2 est le coefficient directeur

$$K_2 = \frac{(0 - 5 \cdot 10^{-2}) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(500 \times 5 - 0) \text{ s}}$$

$$K_2 = -2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$



par comparaison on a:

$$K_2 = \frac{-I}{2F \cdot V}$$

$$\Rightarrow I = -2K_2 F \cdot V$$

$$I = -2(-2 \cdot 10^{-5}) \times 96500 \times 50 \cdot 10^{-3}$$

$$I = 0,193 \text{ A}$$

$$3/ \Delta n(\text{Al}) = (n_2 - 2x) - n_1 = -2x$$

$$\frac{\Delta m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = -2 \cdot \frac{I \cdot t}{3F} = \frac{-I(t_c - 0)}{3F}$$

$$\Delta m(\text{Al}) = \frac{-I \cdot t_c \cdot M(\text{Al})}{3 \cdot F}$$

$$\Delta m(\text{Al}) = \frac{-0,193 \times 5 \times 500 \times 27}{3 \times 96500}$$

$$\Delta m(\text{Al}) = -0,045 \text{ g} = -45 \text{ mg}$$

(16)