

CLASSE : Terminale

VOIE : Générale

DURÉE DE L'EXERCICE : 1h25

EXERCICE 1 : 6,5 points

ENSEIGNEMENT DE : PHYSIQUE-CHIMIE

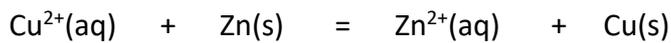
CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui

Sujet original, non modifié. Ancien programme.
L'intégralité de cette annale est conforme au nouveau programme.

EXERCICE 1 Réaction d'oxydoréduction avec le couple $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$

1. Première expérience : réaction avec le couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$

1.1.



$$Q_r = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

1.2.

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i}$$

$$[\text{Zn}^{2+}]_i = \frac{n_{\text{Zn}^{2+}}}{V_{\text{total}}}$$

Or

$$n_{\text{Zn}^{2+}} = C_2 \times V_2$$

$$V_{\text{total}} = V_1 + V_2$$

$$[\text{Zn}^{2+}]_i = \frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$$

$$[\text{Cu}^{2+}]_i = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{V_{\text{total}}}$$

Or

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = C_1 \times V_1$$

$$V_{\text{total}} = V_1 + V_2$$

$$[\text{Cu}^{2+}]_i = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2}$$

D'où

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i}$$

$$Q_{r,i} = \frac{\frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2}}{\frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2}} = \frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2} \times \frac{V_1 + V_2}{C_1 \times V_1} = \frac{C_2 \times V_2}{C_1 \times V_1}$$

$$Q_{r,i} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 10 \times 10^{-3}}{1,0 \times 10^{-1} \times 20 \times 10^{-3}}$$

$$Q_{r,i} = 0,50$$

1.3.

$$Q_{r,i} = 0,50$$

$$K = 2 \times 10^{37}$$

$Q_{r,i} < K$: le système évolue spontanément dans le sens direct de l'équation.

D'après les données « une solution aqueuse contenant des ions cuivre Cu^{2+} est bleue ». Après quelques minutes, on observe que le mélange réactionnel initialement bleu est devenu quasiment incolore. Ainsi la concentration des ions Cu^{2+} diminue, les ions Cu^{2+} réagissent.

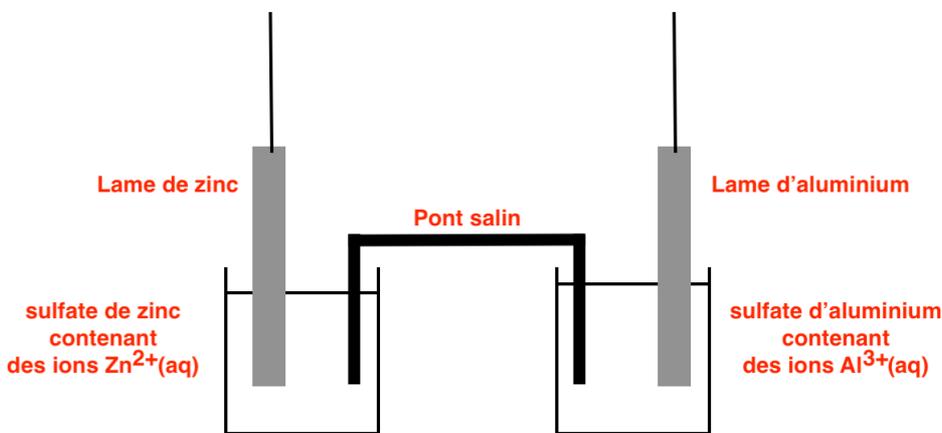
De plus, un dépôt métallique rougeâtre est apparu sur la lame de zinc. Ainsi du Cu est formé.

Le sens d'évolution prévu est cohérent avec les observations expérimentales.

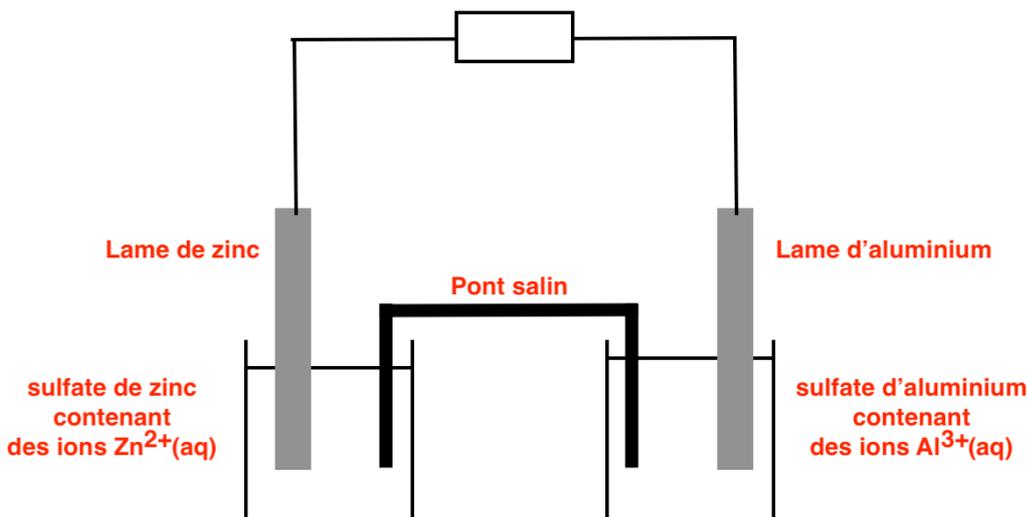
2. Deuxième expérience : étude de la pile zinc-aluminium

2.1.

2.1.1.

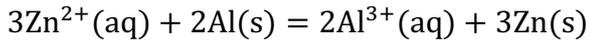


2.1.2.

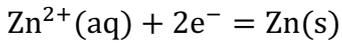


2.2.

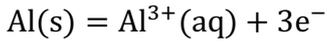
2.2.1.



L'équation de la réaction électronique qui se produit à l'électrode de zinc :



L'équation de la réaction électronique se produit à l'électrode d'aluminium :



2.2.2.

L'électrode d'aluminium produit des électrons et à l'électrode de zinc ils sont consommés.

Les électrons circulent donc de l'électrode d'aluminium à l'électrode de zinc.

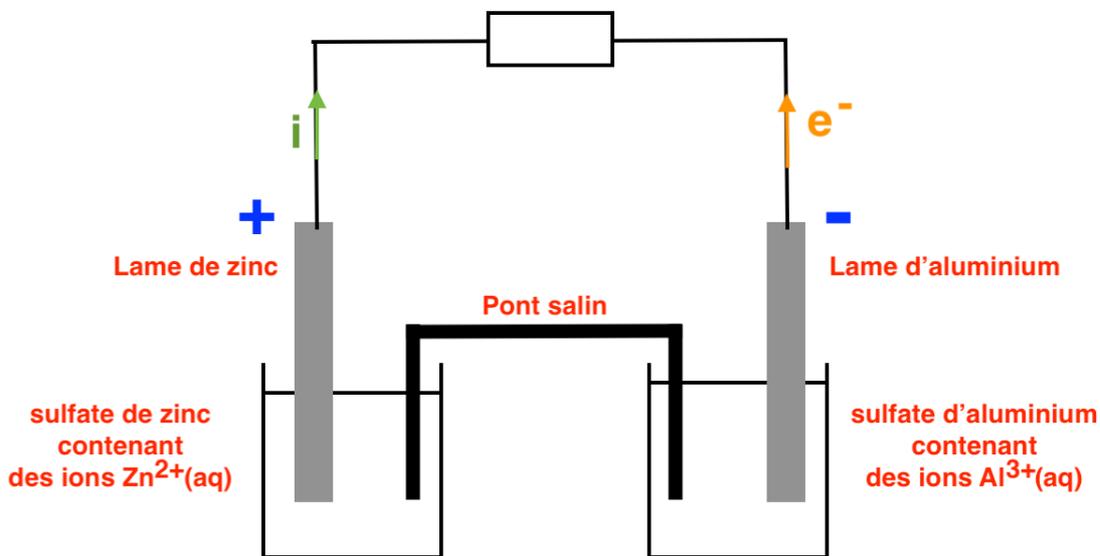
2.2.3.

L'électrode d'aluminium produit des électrons : c'est la borne négative.

L'électrode de zinc est donc la borne positive.

Les électrons circulent de la borne négative à la borne positive.

Le courant circule de la borne positive à la borne négative.



2.3.

2.3.1.

$$n_i(\text{Zn}^{2+}) = C \times V$$

$$n_i(\text{Zn}^{2+}) = 3,0 \times 10^{-1} \times 100 \times 10^{-3}$$

$$n_i(\text{Zn}^{2+}) = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{Al}) = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}}$$

$$n_i(\text{Al}) = \frac{3,0}{27,0}$$

$$n_i(\text{Al}) = 1,1 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

2.3.2.

Remarque : A chaque fois que la réaction se produit, 6 électrons sont échangés.

Équation		$3 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Al}(\text{s}) = 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Zn}(\text{s})$				
État du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)				Quantité d'électrons échangée (mol)
État initial	0	$3,0 \times 10^{-2}$	$1,1 \times 10^{-1}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$4,6 \times 10^{-2}$	0
En cours de transformation	x	$3,0 \times 10^{-2} - 3x$	$1,1 \times 10^{-1} - 2x$	$1,0 \times 10^{-2} + 2x$	$4,6 \times 10^{-2} + 3x$	6x
État maximal	x_{max}	$3,0 \times 10^{-2} - 3x_{\text{max}}$	$1,1 \times 10^{-1} - 2x_{\text{max}}$	$1,0 \times 10^{-2} + 2x_{\text{max}}$	$4,6 \times 10^{-2} + 3x_{\text{max}}$	$6x_{\text{max}}$

$$\begin{aligned}3,0 \times 10^{-2} - 3x_{\text{max}1} &= 0 \\-3x_{\text{max}1} &= -3,0 \times 10^{-2} \\x_{\text{max}1} &= \frac{-3,0 \times 10^{-2}}{-3} \\x_{\text{max}1} &= 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}1,1 \times 10^{-1} - 2x_{\text{max}2} &= 0 \\-2x_{\text{max}2} &= -1,1 \times 10^{-1} \\x_{\text{max}2} &= \frac{-1,1 \times 10^{-1}}{-2} \\x_{\text{max}2} &= 5,5 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

$$x_{\text{max}1} < x_{\text{max}2} : x_{\text{max}} = x_{\text{max}1} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

2.3.3.

$$Q = n(e^-) \times F$$

Or

$$n_{\text{max}}(e^-) = 6x_{\text{max}}$$

$$Q_{\text{max}} = 6x_{\text{max}} \times F$$

$$Q_{\text{max}} = 6 \times 1,0 \times 10^{-2} \times 9,65 \times 10^4$$

$$Q_{\text{max}} = 5,8 \times 10^3 \text{ C}$$

3. Troisième expérience : électrolyse d'une solution d'iodure de zinc

3.1.

3.1.1.

D'après l'énoncé : « On constate que du côté de l'électrode B, la solution prend une teinte orange. »

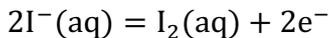
D'après les données : « une solution aqueuse contenant du diiode (I_2) est orange. »

Ainsi, au niveau de l'électrode B, du diiode I_2 est formé.

3.1.2.

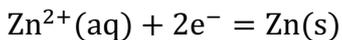
D'après l'énoncé : « un tube en U rempli d'une solution aqueuse d'iodure de zinc (contenant des ions zinc Zn^{2+} et des ions iodure I^-) et deux électrodes A et B. »

Ainsi au niveau de l'électrode B, les ions iodure I^- réagissent pour former du diiode I_2 .



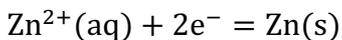
3.2.

D'après l'énoncé : « On constate que sur l'électrode A, il se forme un dépôt métallique de zinc »



3.3.

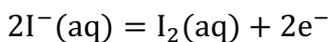
Sur l'électrode A



C'est un gain d'électron : une réduction.

L'électrode A constitue la cathode pour cette électrolyse.

Sur l'électrode B



C'est une perte d'électron : une oxydation

L'électrode B constitue l'anode pour cette électrolyse.

3.4.

3.4.1.

D'après l'équation $Zn^{2+}(aq) + 2e^- = Zn(s)$

$$\frac{n(e^-)}{2} = n_{\text{déposé}}(Zn)$$

$$n(e^-) = 2 \times n_{\text{déposé}}(Zn)$$

Or

$$n_{\text{déposé}}(Zn) = \frac{m_{\text{déposé}}(Zn)}{M_{Zn}}$$

$$n(e^-) = 2 \times \frac{m_{\text{déposé}}(Zn)}{M_{Zn}}$$

$$n(e^-) = 2 \times \frac{1,50}{65,4}$$

$$n(e^-) = 4,59 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

3.4.2.

$$Q = n(e^-) \times F$$

$$Q = 4,59 \times 10^{-2} \times 9,65 \times 10^4$$

$$Q = 4,43 \times 10^3 \text{ C}$$

3.4.3.

$$Q = I \times \Delta t$$

$$I \times \Delta t = Q$$

$$\Delta t = \frac{Q}{I}$$

$$\Delta t = \frac{4,43 \times 10^3}{500 \times 10^{-3}}$$

$$\Delta t = 8,86 \times 10^3 \text{ s}$$

$$\Delta t = 2\text{h } 27\text{min } 40\text{s}$$

4. Bilan

Dans la première expérience, la réaction est une réaction spontanée (voir question 1.3.).

Dans la deuxième expérience, la réaction est une réaction spontanée (Pile)

Dans la troisième expérience, la réaction est une réaction forcée (électrolyse).

Les réactions spontanées libèrent de l'énergie.

Les réactions forcées nécessitent de l'énergie.

Transformation chimique :	spontanée	forcée	nécessitant de l'énergie	libérant de l'énergie
Première expérience	X			X
Deuxième expérience	X			X
Troisième expérience		X	X	