

Série C₁₀: ELECTROLYSE – BILAN QUANTITATIF

EXERCICE 1

Sous la hotte d'un laboratoire, on obtient le cuivre métallique par électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre II (Cu^{2+} , 2Br^-). La **figure 1** représente le schéma **incomplet** du dispositif d'électrolyse.

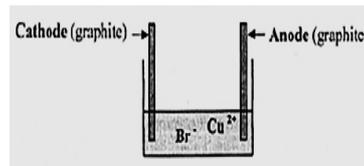
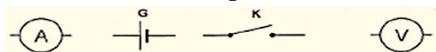


figure 1

1- En vue d'avoir le schéma complet du dispositif d'électrolyse, recopier la figure 1 et la compléter à l'aide des composants suivants :



2- On ferme l'interrupteur K, l'électrolyse est réalisée sous une tension E avec une intensité constante I. Au bout d'une durée Δt , on constate que la cathode se couvre d'un dépôt de cuivre métallique et au voisinage de l'anode, il se forme du dibrome gazeux (Br_2).

2.a- Sur le schéma précédant du dispositif d'électrolyse, indiquer par des flèches, le sens de déplacement des anions et celui des cations.

2.b- Préciser l'électrode siège d'une oxydation et celle siège d'une réduction. Ecrire les demi-équations correspondantes. En déduire l'équation-bilan de la réaction chimique qui se produit au cours de l'électrolyse.

2.c- La réaction chimique ayant lieu est-elle spontanée ou provoquée ? Justifier.

3- Au bout de la durée Δt , la masse de cuivre déposée est $m = 63,5 \cdot 10^{-2} \text{g}$. Déterminer le volume de dibrome libéré dans les conditions où le volume molaire vaut $V_m = 24 \text{L/mol}$.

EXERCICE 2

On dissout une masse m de sulfate de nickel (NiSO_4) dans de l'eau pure afin d'obtenir une solution aqueuse (S) de volume $V = 0,5 \text{L}$ et de concentration molaire $C = 0,1 \text{mol/L}$.

1- Déterminer la valeur de m.

2- Pour recouvrir une plaque P_1 de fer par une couche de nickel métallique, on réalise l'électrolyse de la solution (S). La plaque P_1 constitue l'une des électrodes de l'électrolyseur. L'autre électrode est une plaque P_2 inattaquable, au niveau de laquelle se produit la transformation schématisée par l'équation :



2.a- La réaction ayant lieu au niveau de P_2 est-elle une oxydation ou une réduction ? Justifier.

2.b- Ecrire l'équation schématisant la réaction qui se produit au niveau de P_2 .

2.c- La plaque P_1 joue-t-elle le rôle d'une anode ou d'une cathode lors de l'électrolyse ? Justifier.

2.d- Pour réaliser cette électrolyse, on utilise un générateur de tension G. Laquelle des deux plaques P_1 ou P_2 doit être liée au pôle positif de G ?

3- Après une durée électrolyse Δt , la concentration de la solution en ions Ni^{2+} est à $5 \cdot 10^{-2} \text{mol/L}$. Le volume de la solution (S) est supposé constant au cours de l'électrolyse.

3.a- Justifier la diminution de la concentration en ion Ni^{2+} de la solution.

3.b- La concentration de la solution en ion SO_4^{2-} varie-t-elle ? Justifier.

3.c- Déterminer la masse du nickel déposé sur la plaque P_1 . On donne $M(\text{Ni}) = 59 \text{g/mol}$.

4- Ecrire l'équation-bilan de l'électrolyse. Cette réaction est-elle spontanée ?

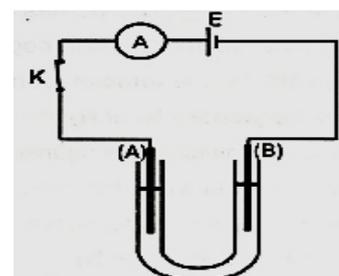
5- Déterminer le volume de dioxygène dégagé au bout de la durée Δt . On prendra $V_m = 24 \text{L/mol}$.

EXERCICE 3

On réalise l'électrolyse d'une solution (S) de chlorure d'étain (SnCl_2), de concentration molaire C et de volume $V = 50 \text{mL}$. Le dispositif expérimental est constitué, essentiellement, d'un tube en U contenant la solution (S), d'un générateur de tension, de deux électrodes (A) et (B) en graphite, plongées dans une solution (S) comme le montre la figure ci-contre.

Après une certaine durée de l'électrolyse, on constate :

- La formation d'un dépôt d'étain (Sn), de masse $m = 5,95 \text{mg}$ au niveau de la cathode.
- Un dégagement de dichlore au niveau de l'anode schématisée par :
 $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$



1- Ecrire l'équation de la transformation qui a lieu au niveau de la cathode. Préciser, en le justifiant, s'il s'agit de l'oxydation ou d'une réduction de Sn^{2+} .

2- En déduire l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu durant cette électrolyse. Dire, en le justifiant, s'il s'agit d'une réaction chimique spontanée.

3- Déterminer le volume de dichlore dégagé.

EXERCICE 4

On souhaite protéger une lame de fer parallélépipédique en le recouvrant de zinc Zn. Pour ce faire on réalise un électrolyse à électrode soluble. Le bain est une solution concentrée de chlorure de zinc (ZnCl_2).

1- Faire un schéma de dispositif.

2- Quelle réaction s'opère à chaque électrode ? En déduire l'équation bilan de la réaction d'électrolyse.

3- Comment varie la concentration molaire de $[\text{Zn}^{2+}]$?

4. On désire déposer une épaisseur de $50\mu\text{m}$ de zinc sur l'intégralité de la surface de la lame de fer

4.a. Calculer la masse de zinc correspondante.

On donne : $\rho_{\text{Zn}} = 7,14 \text{ g.cm}^{-3}$; Dimension de la plaque de fer : ($L = 7\text{cm}$; $\ell = 2,5\text{cm}$; $h = 0,2\text{cm}$)

4.b. Calculer la durée de l'électrolyse si on applique un courant électrique d'intensité $I = 0,5 \text{ A}$

On donne $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$; masse molaire de zinc $M_{\text{Zn}} = 65 \text{ g.mol}^{-1}$

Série C11 : OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE

EXERCICE 1

1- Calculer le nombre d'oxydation de l'azote dans les espèces chimiques suivantes : NO_2 ; N_2O ; N_2 ; NO ; N_2O_3 ; NH_3 ; NO_3^- ; NH_4^+ . Conclure

2- Calculer le nombre d'oxydation du soufre dans les espèces chimiques suivantes S^{2-} ; S ; H_2S ; H_2SO_4 ; SO_2 ; $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$; $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$. Classer sur un axe horizontal ces espèces par nombre d'oxydation croissant du soufre.

3- Calculer le nombre d'oxydation de l'élément manganèse dans les espèces chimiques suivantes : Mn^{2+} ; MnO_4^- ; MnO_2 ; MnO_4^{2-} ; MnO_4^{3-} ; Mn_2O_7 ; Mn_2O_3 .

EXERCICE 2

Dans un four électrique, l'alumine anhydre réagit sur le carbone pour donner du monoxyde de carbone et un composé ionique, le carbure d'aluminium, Al_4C_3 .

1- Etablir l'équation bilan de la réaction et l'analyser à l'aide des n.o.

2- Traité par l'eau, le carbure d'aluminium donne du métal et de l'hydroxyde d'aluminium.

2.1- Etablir l'équation bilan de la réaction.

2.2- S'agit-il d'une réaction d'oxydoréduction ?

EXERCICE 3

A 10mL d'eau de javel contenant $6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ion hypochlorite (ClO^-), on ajoute une solution d'iode de potassium (KI) contenant $8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'iode (I^-). A ce mélange on ajoute quelques gouttes d'une solution d'acide sulfurique ; on observe alors une coloration brune suite à la formation de la diiode (I_2).

1- Déterminer le nombre d'oxydation de l'iode (I) dans les entités chimiques suivantes : I^- et I_2 .

2- L'un des couples redox mis en jeu dans cette expérience est le couple (ClO^-/Cl^-). Préciser l'autre couple redox en justifiant votre réponse.

3- Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction. S'agit-il d'une réaction redox par voie sèche ou humide ? Justifier.

4- Le mélange est-il dans les proportions stœchiométriques ? Déterminer la quantité de matière de diiode formé en supposant que la réaction est pratiquement totale.

EXERCICE 4

On fait barboter du sulfate d'hydrogène H_2S dans une solution aqueuse d'acide nitrique HNO_3 . Une réaction se produit donnant du soufre et du monoxyde d'azote NO et de l'eau.

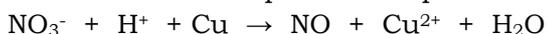
1- Montre qu'il s'agit d'une réaction d'oxydo-réduction. Identifier la forme oxydée et la forme réduite.

2- Les quels sont les couples redox mis en jeu ? Écrire les équations du demi-réaction correspondantes.

3- En utilisant le nombre d'oxydation, écrire l'équation de cette réaction.

EXERCICE 5

L'action de l'acide nitrique sur le cuivre produit du monoxyde d'azote NO , gaz incolore qui à l'air s'oxyde pour donner des vapeurs rousses appelées vapeurs nitreuses. Le cuivre est transformé en ion cuivre (II) conformément à l'équation ionique suivante :



En utilisant les n.o :

1. Montrer que cette réaction est une réaction redox

2. Préciser l'élément oxydé et l'élément réduit

3. Equilibrer l'équation de la réaction

AU TRAVAIL !