

Séquence 1

Les électrolyses

Exercices

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

Masses molaires atomiques (g.mol^{-1})

H	O	Na	Cl	Fe	Ni	Cu	Zn	Ag	Pb
1	16	23,0	35,5	55,8	58,7	63,5	65,4	108	207

Couples OX/RED		Potentiel normal
PbO ₂	Pb ²⁺	1,45 V
Cl ₂	Cl ⁻	1,39 V
O ₂	H ₂ O	1,23V
Br ₂	Br ⁻	1,08V
Ag ⁺	Ag	0,80 V
I ₂	I ⁻	0,54 V
Cu ²⁺	Cu	0,34V
H ⁺	H ₂	0,00 V
Pb ²⁺	Pb	- 0,13 V
Ni ²⁺	Ni	- 0,23V
Zn ²⁺	Zn	- 0,76 V
H ₂ O	H ₂ (milieu basique)	- 0,83 V
Na ⁺	Na	- 2,71V

Pouvoir oxydant croissant ↑
Pouvoir réducteur croissant ↓

EX1/

On effectue l'électrolyse de l'iodure d'hydrogène (H^+ ; I^-). On observe un dégagement de dihydrogène sur une des électrodes et une coloration jaune, caractéristique du diiode au niveau de la seconde électrode.

- 1) Ecrire les équations de réactions qui ont lieu aux deux électrodes. Préciser à quelle borne du générateur elles ont lieu.
- 2) L'électrolyse observée est-elle celle qui était prévisible ? Justifier.

EX2/

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$; $2 \text{Br}^{-}_{(\text{aq})}$) dans un tube en U. Les électrodes sont en graphite et inattaquables.

- 1) Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans l'électrolyseur et prévoir les réactions qui peuvent se produire à chacune des électrodes ?
- 2) On observe un dépôt métallique orange-rosé sur une électrode. A l'autre borne, la solution devient brune.
 - 2.1. Donner la nature des électrodes, les réactions qui s'y déroulent, et la réaction de l'électrolyse.
 - 2.2. Déterminer la d.d.p. théorique minimale qu'il faut appliquer pour réaliser cette électrolyse.
 - 2.3. Calculer la masse du dépôt orange-rosé obtenu au bout de 30 min sous un courant de 0,40 A.

EX3/

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$; $2 \text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$). Les électrodes sont inattaquables et les ions nitrate ne réagissent pas.

- 1) Il se forme un dépôt de plomb sur une électrode
 - Quelle est cette électrode ? Ecrire l'équation de la réaction correspondant à ce dépôt
- 2) Sur l'autre électrode, se dégage un gaz qui ravive une allumette incandescente.
 - De quel gaz s'agit-il ? Sur quelle électrode se forme-t-il ? Ecrire l'équation de la réaction correspondant à ce dégagement.
- 3) En déduire l'équation de la réaction globale ayant lieu au cours de cette électrolyse.

4) L'électrolyse dure 25 min et l'intensité du courant est maintenue égale à 0,85 A

4.1. Quelle est la quantité de plomb qui se dépose sur l'une des électrodes ? en déduire la masse de plomb déposé.

4.2. Déterminer le volume de gaz qui s'est formé sur l'autre électrode ; le volume molaire des gaz est pris à 25 L.mol⁻¹

EX4/

On désire réaliser un dépôt de nickel sur un objet en fer. Pour cela, on réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de nickel (Ni^{2+} ; SO_4^{2-}). L'objet à recouvrir constitue l'une des électrodes. L'autre électrode est inattaquable : on y observe un dégagement gazeux de dioxygène.

1) L'objet en fer doit-il constituer la cathode ou l'anode ? Représenter sur un schéma les branchements à réaliser.

2) Écrire les demi-équations électroniques des réactions aux électrodes ainsi que l'équation bilan de l'électrolyse.

3) Quelle est la masse de nickel déposée sur l'objet en fer après 45 minutes d'électrolyse sous une intensité de 1,8 A ?

4) En réalité, le dépôt de nickel fait 0,95 g. Calculer le rendement de l'électrolyse

5) Quelle est alors la masse de dioxygène produite ?

EX5/

Pour argenter un objet métallique, on le place dans une solution de nitrate d'argent (Ag^+ ; NO_3^-) où il joue le rôle d'une des électrodes ; l'autre est en argent

1) Pourquoi appelle-t-on ce genre d'électrolyse « électrolyse à anode soluble » ?

2) L'objet doit-il constituer la cathode ou l'anode ? Représenter sur un schéma les branchements à réaliser.

3) Écrire les demi-équations électroniques des réactions aux électrodes ainsi que l'équation bilan de l'électrolyse.

4) On souhaite déposer une masse égale à 3,00 g d'argent sur l'objet. L'intensité du courant électrique utilisé pour l'électrolyse est de 650 mA.

- Calculer la durée de l'électrolyse

5) En fait le rendement de l'électrolyse est de 75 % ; quel sera la véritable durée de l'électrolyse ?

EX6/

Certains métaux sont préparés par électrolyse d'une solution aqueuse les contenant à l'état de cations. Plus de 50 % de la production mondiale de zinc sont obtenus par électrolyse d'une solution de sulfate de zinc acidifiée à l'acide sulfurique.

Les ions sulfate ne participent pas aux réactions électrochimiques.

On observe un dépôt métallique sur l'une des électrodes et un dégagement gazeux sur l'autre. L'électrolyse a lieu sous 3,5 V. l'intensité du courant peut atteindre 80 kA. Après 48 h de fonctionnement, le dépôt de zinc est suffisamment épais. Il est alors séparé de l'électrode, fondu et coulé en lingots.

- 1) Quelles sont les réactions susceptibles de se produire sur chaque électrode sachant que c'est le solvant qui est oxydé en dioxygène ? Donner l'équation de la réaction d'électrolyse
 - 2) Schématiser l'électrolyseur, en précisant le nom de chaque électrode, leur polarité et le sens de déplacement des espèces chargées.
 - 3) S'agit-il d'une transformation spontanée ou forcée ? Pourquoi ?
 - 4) Quelle est l'ordre de grandeur de la masse de zinc produite par une cellule en deux jours ?
 - 5) En fait, on obtient une quantité de zinc inférieure à celle attendue de 3,76 tonnes. Calculer le rendement de la réaction
 - 6) A l'autre électrode on récupère le dioxygène. Le rendement de la réaction qui le produit est de 80 % et le volume molaire est de $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Quel est l'ordre de grandeur du volume de dioxygène qui se dégage ?

EX7/

On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium (Na^+ ; Cl^-) sous une tension de 3,8 V et une intensité de 45 kA.

On observe un dégagement de dichlore à l'anode et un dégagement de dihydrogène à la cathode, et l'apparition d'ions OH^- (le milieu devient basique).

- 1) Écrire l'équation de la réaction globale qui a lieu lors de cette électrolyse.
- 2) Introduire les ions indifférents Na^+ dans l'équation précédente, afin de montrer qu'il se forme de la soude
- 3) Calculer la masse de dichlore produite en 1 jour
- 4) Calculer la masse de dihydrogène produite en 1 jour
- 5) Quelles masses de chlorure de sodium et d'eau sont consommés quotidiennement ?