

TP N°11 : EXEMPLE DE TRANSFORMATION FORCÉES ET APPLICATIONS

Objectifs :

- Montrer que l'on peut forcer une transformation.
- Effectuer le bilan quantitatif d'une électrolyse.

Matériel :

- 1 tube en U
- 1 électrode de graphite bien décapée
- 1 électrode de cuivre (de la tournure de cuivre)
- 2 béchers de 100 mL
- 1 éprouvette graduée de 250 mL
- 1 pipette simple
- 1 tube à essai
- 1 électrolyseur avec électrodes en platine ou nickel
- 2 tubes à essais gradués ou 2 éprouvettes graduées + noix et pinces pour les 2
- 1 verre à pied
- 1 agitateur en verre
- Bûchettes de bois, allumettes
- 1 chronomètre
- 2 pinces crocodile
- 1 multimètre numérique
- 1 alimentation 6-12V
- Un rhéostat 22 Ω
- 1 interrupteur
- 5 fils de connexion (2 couleurs)

Produits :

- Solution d'iodure de zinc(II) : cette solution est préparée à partir des solides en réalisant une solution qui est à la fois de concentration molaire 0,25 mol.L⁻¹ en sulfate de zinc(II) et 0,5 mol.L⁻¹ en iodure de potassium.
- Cyclohexane
- Acide sulfurique de concentration molaire 2,0 mol.L⁻¹

Dans la salle : un thermomètre et un baromètre

I Expérience 1 : Aspect qualitatif d'une électrolyse : électrolyse de la solution aqueuse d'iodure de zinc(II) :

1) Manipulation :

- a. **Remplir** le tube en U avec la **solution aqueuse d'iodure de zinc(II)** de concentration molaire 0,25 mol.L⁻¹.
- b. **Régler la tension** délivrée par l'alimentation à **12 V**.
- c. **Réaliser le montage électrique** comprenant en série : le **générateur** de 12V, le **rhéostat** de 33Ω, un multimètre utilisé en mode **ampèremètre**, un **interrupteur**, une **électrode de cuivre** (reliée au **pôle négatif** du générateur) et une **électrode de graphite** (reliée au **pôle positif** du générateur) **plongeant dans la solution aqueuse d'iodure de zinc(II)** contenue dans le tube en U.
- d. **Fermer l'interrupteur.**
- e. **OBSERVER ET NOTER CE QU'IL SE PASSE** au niveau des électrodes et l'aspect de la solution autour de celles-ci.
- f. **Attendre** quelques minutes.
- g. Introduire dans un tube à essai **2 mL de cyclohexane**, prélever **1 à 2 mL de la solution contenue dans le tube en U du côté où un phénomène coloré se produit**, l'introduire dans le cyclohexane, agiter, **OBSERVER ET NOTER CE QU'IL SE PASSE.**

2) Questions :

Données :

Couples oxydant/réducteur : O_{2(g)} / H_{2O(l)} ; Zn²⁺_(aq) / Zn_(s) ; I_{2(aq)} / I_(aq) ; H⁺_(aq) / H_{2(g)}



- Réaliser le **schéma du montage électrique** et y faire figurer le **sens de déplacement des porteurs de charge et celui du courant** électrique imposé.
- À partir de l'**inventaire des espèces chimiques présentes** dans la solution, **écrire les équations de réaction** pouvant avoir lieu à chaque électrode.
- Noter les phénomènes observés, donner le nom de l'espèce chimique colorée** mise en évidence et **expliquer la technique utilisée** pour mettre en évidence cette espèce chimique.
- Au vu des observations et du sens de circulation des électrons, **indiquer les réactions qui se produisent effectivement aux électrodes**.
- Préciser la **nature des réactions** et attribuer les **noms aux électrodes**.

II Expérience 2 : Aspect quantitatif d'une électrolyse : électrolyse de l'eau en milieu acide :

1) Manipulation :

- Introduire 250 mL d'**eau distillée** dans l'électrolyseur.
- Remplir les 2 tubes gradués avec de l'eau distillée et **les retourner, sans bulles d'air**, sur les électrodes.
- Fixer** les tubes gradués en les relevant **légèrement au dessus** des électrodes.
- Ajouter 50 mL d'acide sulfurique** à 2.0 mol/L dans la cuve de l'électrolyseur.
- Homogénéiser la solution** à l'aide d'un agitateur et ce, particulièrement entre les électrodes.
- Réaliser le montage électrique** comprenant en série :
le **générateur** de tension continue **12V**, le **rhéostat**, le multimètre utilisé en mode **ampèremètre**, l'**interrupteur** et l'**électrolyseur**.
- Fermer l'interrupteur TOUT EN DECLENCHANT LE CHRONOMETRE.**
- Relever la valeur exacte** de l'intensité du courant et la maintenir constante.
- OBSERVER ET NOTER CE QU'IL SE PASSE.**
- Arrêter l'électrolyse**, lorsque le **volume dégagé** à une électrode est **conséquent** et **NOTER** la durée de l'électrolyse.
- Mesurer les valeurs des volumes dégagés** à l'anode et à la cathode.
- Identifier les gaz formés** à l'aide de tests caractéristiques.
- Relever la valeur de la **température** du laboratoire et de la **pression atmosphérique**.

2) Questions :

Données :

- Couples oxydant/réducteur : $O_2(g) / H_2O(l)$; $H^+(aq) / H_2(g)$; $S_2O_8^{2-}(aq) / SO_4^{2-}(aq)$; $SO_4^{2-}(aq) / SO_2(aq)$
- Constante des gaz parfait : $R = 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Charge élémentaire : $e = 1,6. 10^{-19} \text{ C}$

- Calculer le volume molaire** à la température et à la pression du laboratoire.
- À partir de l'**inventaire des espèces chimiques** présentes dans la solution, **écrire les équations** de réaction possibles à chaque électrode.
- Au vu des observations et du sens de circulation des électrons, **indiquer les réactions qui se produisent aux électrodes**.
- Écrire l'équation de la **réaction associée à l'électrolyse**.
- Établir l'expression de la **quantité d'électrons ayant circulé** dans le circuit pendant le temps t **en fonction de l'intensité du courant** qui a circulé dans le circuit.
- Établir le **tableau descriptif de l'évolution du système à l'anode**.
- En reliant $n(O_2)$, $n(e^-)$ et x_f , vérifier que le **volume de dioxygène mesuré** expérimentalement est en **accord avec la valeur calculée** dans les conditions de l'expérience.
- Vérifier que le **rapport des volumes dégagés** est en **accord avec le rapport des quantités de matière** à l'état final.