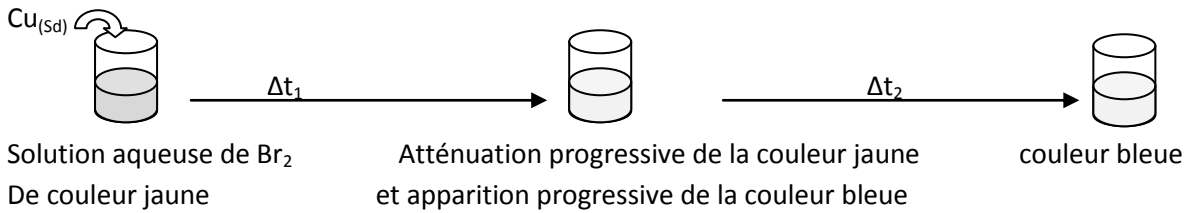
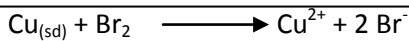
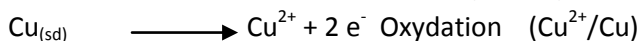
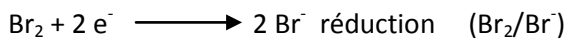


**I- Phénomène d'électrolyse :****1- Réaction spontanée :****a- Expérience :****b- Interprétation :**

- Diminution progressive de la couleur jaune  $\implies$  Réaction de  $\text{Br}_2$  avec  $\text{Cu}$
- Apparition progressive de la couleur bleue  $\implies$  Formation des ions  $\text{Cu}^{2+}$
- Equation de la réaction :



Cette réaction se produit spontanément sans aucune intervention extérieure : **Réaction spontanée**

**c- Conclusion :**

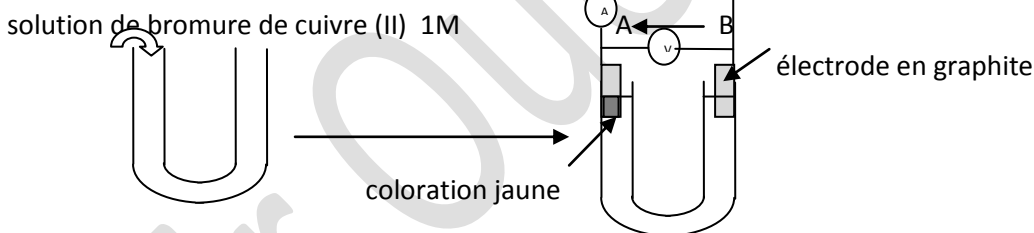
Une réaction est dite spontanée si elle se produit d'elle-même sans aucune intervention extérieure des que les réactifs sont mis en présence

**2- Réaction imposée :****a- Expériences :**

- **Expérience N°1**



- **Expérience N°2**

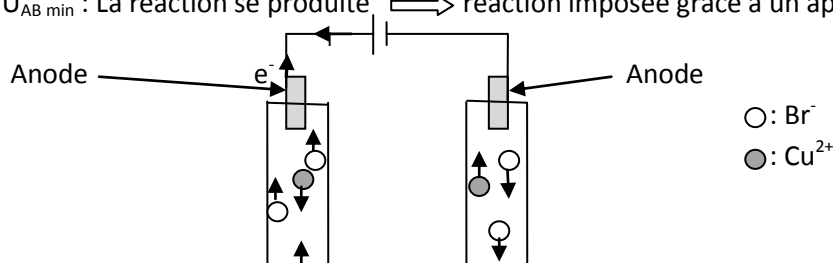


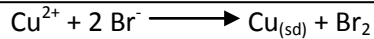
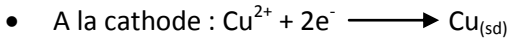
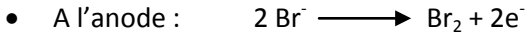
- A partir de 0 V on augmente progressivement la tension  $U_{AB}$  et on note la tension  $U_{AB \text{ min}}$  a partir de laquelle l'ampère mètre indique une intensité  $I > 0$  ;  $U_{AB \text{ min}} = 0,8 \text{ V}$ .
- On augmente ensuite  $U_{AB}$  à 5 V :

Après une durée  $\Delta t$ , on constate que l'électrode reliée à la borne négative du générateur se recouvre d'un dépôt rouge brique  $\implies$  formation de  $\text{Cu}_{(\text{sd})}$ . L'électrode reliée à la borne positive du générateur devient jaune  $\implies$  Formation de  $\text{Br}_2$

**b- Interprétation :**

- Si  $U_{AB} < U_{AB \text{ min}}$  : rien ne se passe
- Si  $U_{AB} > U_{AB \text{ min}}$  : La réaction se produit  $\implies$  réaction imposée grâce à un apport extérieur de l'énergie





Il s'agit d'une réaction imposée .

c- Conclusion :

- L'électrolyse est une réaction qui se produit grâce à un passage du courant .
- L'électrolyse est une réaction imposée qui se produit grâce à un apport extérieur continu d'énergie

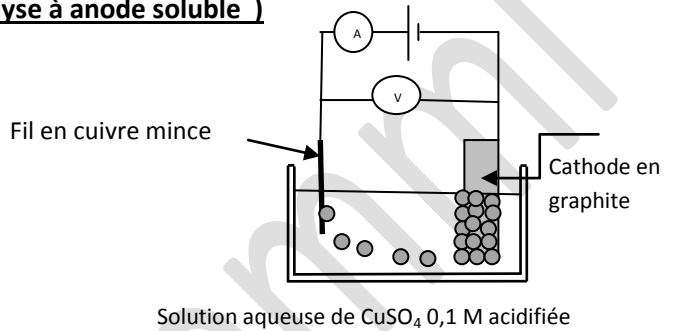
❖ Remarque :

- Les ions positifs migrent vers la cathode  $\implies$  cations
- Les ions négatifs migrent vers l'anode  $\implies$  anions

## II- Electrolyse à électrodes attaquables ( Electrolyse à anode soluble )

1- Exemple : Electrolyse d'une solution de  $\text{CuSO}_4$

a- Expérience et observation :



Après une durée  $\Delta t$  :

- Le fil de cuivre devient de plus en plus mince .
- La cathode en graphite devient de plus en plus épaisse , se recouvre d'un dépôt rouge brique .
- La couleur de la solution reste pratiquement la même .

b- Interprétation :

- Le fil du cuivre devient mince  $\implies \text{Cu}_{(\text{sd})}$  se transforme en  $\text{Cu}^{2+}$  :  $\text{Cu}_{(\text{sd})} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$  (anode soluble).
- La cathode se recouvre d'un dépôt rouge brique :  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$  se transforme en  $\text{Cu}_{(\text{sd})}$  :  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{sd})}$
- L'équation-bilan :  $\text{Cu}_{(\text{sd})} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Cu}_{(\text{sd})}$
- Anode couleur reste la même  $\longrightarrow$  Cathode



c- Etude quantitative de l'électrolyse : relation entre la quantité Q d'électricité durant t et la quantité de matière  $n_M$  déposée à la cathode :

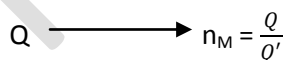
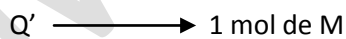
- Q : La quantité d'électricité mis-en jeu pendant une électrolyse de durée t
- I : L'intensité du courant qui traverse l'électrolyseur .

$$Q = I.t$$



- La réduction d'un ion  $\text{M}^{n+}$  nécessite une quantité d'électricité n.e
- La réduction d'une mole d'ions  $\text{M}^{n+}$  nécessite une quantité d'électricité  $Q' = N_A \cdot n \cdot e$  ; soit  $Q' = n.N_A.e$

La quantité  $N_A \cdot e = F$  : c'est la constante de Faraday , d'où  $Q' = n.F$



$$n_M = \frac{Q}{Q'} = \frac{I.t}{n.F}$$

### Application :

Déterminer la masse du cuivre déposée après une électrolyse de 3 heures ,sachant que l'intensité du courant est 4 A.

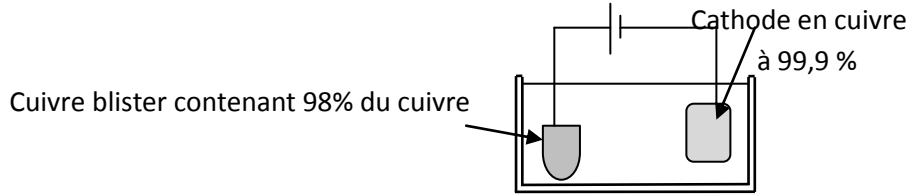
$$\text{On a } n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} \text{ sig } m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}).M(\text{Cu}) \text{ or } n(\text{Cu}) = \frac{I.t.M(\text{Cu})}{n.F} \text{ d'où : } m(\text{Cu}) = \frac{I.t.M(\text{Cu})}{2.F}$$

$$A.N : m(\text{Cu}) = \frac{4.10800.63,5}{2.96500} = 142,13 \text{ g}$$

2- Applications industrielles :

a- Affinage des métaux :

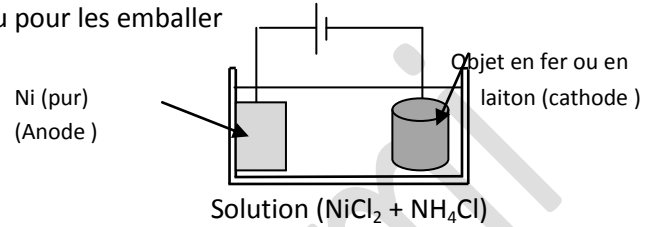
L'affinage ou purification d'un métal est l'opération d'élimination des impuretés qu'il contient .



b- Galvanostégie :

La galvanostégie consiste à déposer par électrolyse une couche métallique mince et adhérente d'un métal sur des objets conducteurs pour les protéger de la corrosion ou pour les emballer

- Le nickelage

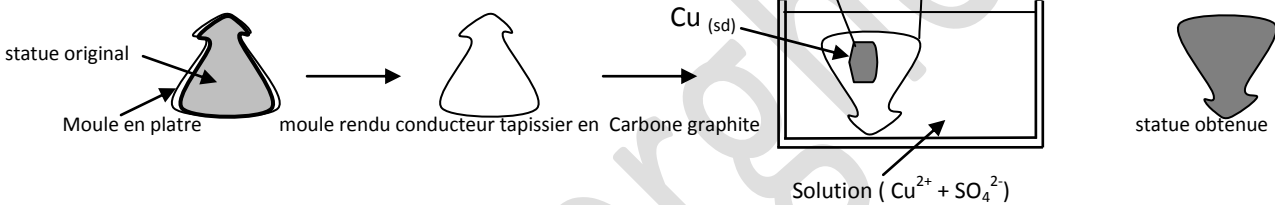


Après une durée  $\Delta t$  l'objet en fer se recouvre d'une couche en nickel mince et adhérente

c- Galvanoplastie :

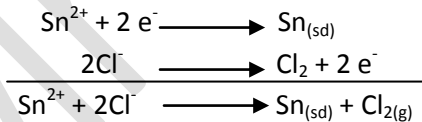
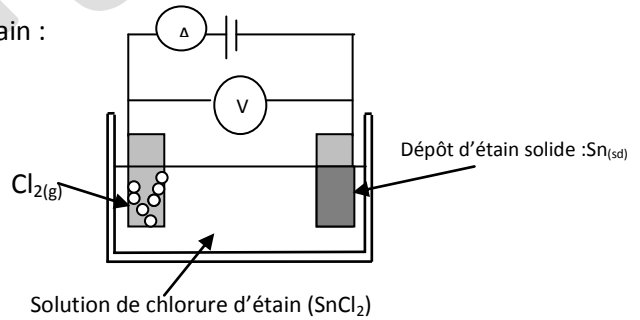
La galvanoplastie consiste à déposer par électrolyse un métal faiblement adhérent à un support afin de pouvoir le détacher par la suite .

- Reproduction des statues , des médailles :



### III- Electrolyse à électrodes inattaquables :

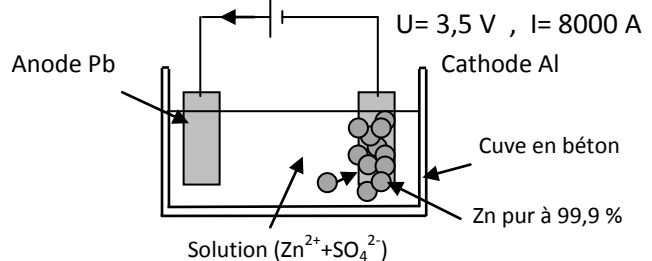
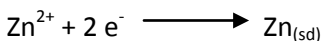
1- Electrolyse d'une solution aqueuse de chlorure d'étain :



- Les électrodes ne subissent aucune transformation  $\implies$  électrodes inattaquables

2- Applications industrielles :L'électrolyse est un procédé très utilisé pour préparer des solides métalliques et des gaz très purs malgré qu'il soit couteux , car il consomme beaucoup d'énergie .

❖ Préparation du zinc :



### IV- Les accumulateurs

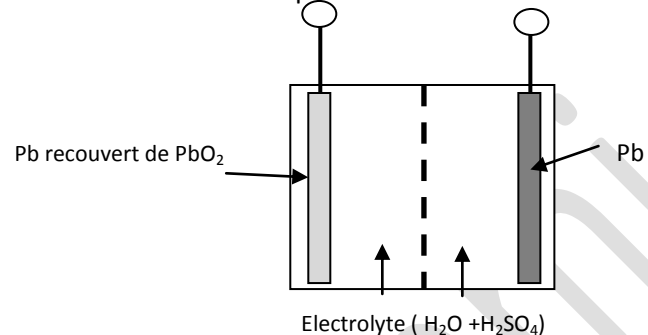
## 1- Définition

Un accumulateur est une pile rechargeable, il est capable de convertir l'énergie électrique en énergie chimique et réciproquement, ces deux opérations sont appelées respectivement **charge** et **décharge**

- Au cours de décharge l'accumulateur joue le rôle d'un générateur, au cours de cette phase le système chimique subit une réaction spontanée.
- Au cours de charge l'accumulateur joue le rôle d'un électrolyseur alimenté par un générateur de tension continue. Au cours de cette phase le système subit une réaction imposée.

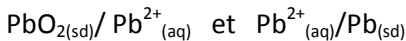
## 2- L'accumulateur au plomb-acide :

### a- Élément d'un accumulateur



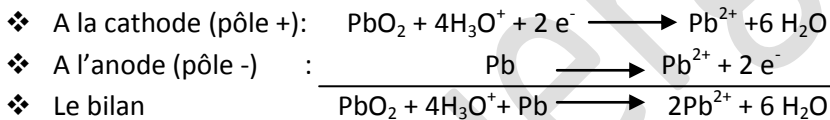
La batterie de démarrage d'une voiture est une association en série d'un certain nombre d'éléments d'accumulateur en plomb, ce dernier comprend deux électrodes et possède une f.e.m. proche de 2 V en décharge. Chaque électrode est constituée de plusieurs plaques reliées électriquement :

- L'électrode négative est en plomb Pb métal, l'électrode positive est recouverte d'oxyde de plomb PbO<sub>2</sub>
- Les deux électrodes sont immergées dans une solution d'acide sulfurique de pourcentage massique de 20 à 30%.
- Les deux couples OX/Rèd impliqués dans le fonctionnement de l'accumulateur sont :



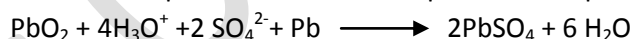
### b- Fonctionnement d'un accumulateur

#### b<sub>1</sub>- Décharge de l'accumulateur ( Fonctionnement en générateur )



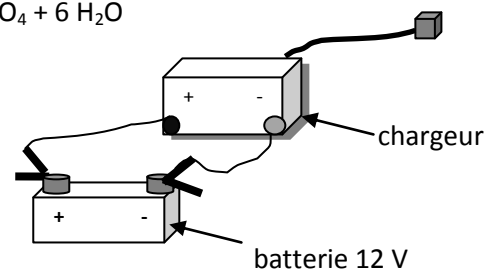
La décharge de l'accumulateur consomme une partie du dioxyde de plomb de la plaque positive et oxyde en ions Pb<sup>2+</sup> une partie du plomb métal de l'électrode négative. Les ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> nécessaires à la réaction sont fournis par l'acide sulfurique ; sa concentration diminue donc au cours du temps

- Remarque : En tenant compte des ions SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> l'équation-bilan peut être écrite sous la forme suivante :



#### b<sub>2</sub>- Charge de l'accumulateur :

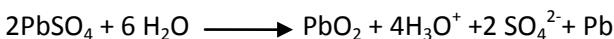
La différence fondamentale entre une pile et un accumulateur est que ce dernier peut être rechargé. Il suffit, à l'aide d'un générateur auxiliaire, de l'alimenter en courant continu, celui-ci circulant en sens inverse du courant de décharge



Au cours de charge de l'accumulateur, la réaction qui se produit est la réaction inverse de celle de décharge, c'est une réaction imposée :



- En tenant compte de SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> l'équation peut être écrite sous la forme suivante :



Reformage des espèces PbO<sub>2</sub> et Pb

## 3- L'accumulateur cadmium-Nickel

- Un élément d'accumulateur cadmium-Nickel possède une tension nominale de 1,2 V

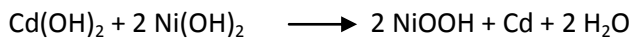
- Le pôle + est constitué de plusieurs toiles en acier recouvertes d'oxyde de nickel hydraté NiO(OH) et qui sont reliées électriquement .
- Le pôle – est constitué de plusieurs toiles en acier recouvertes de cadmium Cd et qui sont reliées électriquement
- Ces toiles sont alternativement disposées dans une solution de KOH 5M
- Les couples redox sont :  $\text{Cd(OH)}_2 / \text{Cd}$  ;  $\text{NiOOH} / \text{Ni(OH)}_2$
- Symbole :  $\text{NiOOH} | \text{Ni(OH)}_2 | | \text{Cd(OH)}_2 | \text{Cd}$

**a- Décharge de l'accumulateur :**

- ❖ A la cathode pôle + :  $2 \cdot ( \text{NiOOH} + \text{e}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^- )$
- ❖ A l'anode pôle - :  $\text{Cd} + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cd(OH)}_2 + 2 \text{e}^-$
- ❖ Le bilan :  $2 \text{NiOOH} + \text{Cd} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cd(OH)}_2 + 2 \text{Ni(OH)}_2$

**b- Charge de l'accumulateur**

Au cours de charge de l'accumulateur , la réaction qui se produite est la réaction inverse de celle de décharge , c'est une réaction imposée :



Reformage des espèces NiOOH et Cd

- Remarque : Avantages et inconvénients de cet accumulateur :
  - Avantages : Charge rapide et durée de vie très grande
  - Inconvénients : Cd métal toxique et polluant