

**DEVOIR LIBRE n° 4**

*L'usage de calculatrices est interdit pour l'ensemble de ce devoir.*

**PREMIER PROBLEME :** Propriétés du cuivre et de ses oxydes – Dosage d'un laiton simple (d'après banque PT 2017)

*L'usage de calculatrices est interdit pour ce problème.  
On veillera au respect du nombre de chiffres significatifs.*

Le cuivre est un des rares métaux qui existent à l'état natif (nombre d'oxydation zéro).

C'est pour cette raison qu'il fut avec l'or l'un des premiers utilisés par l'homme.

Ce sujet comporte trois parties indépendantes :

- A : Etude des propriétés atomiques du cuivre
- B : Etude du passage du minerai au métal
- C : Dosage du cuivre dans un alliage.

On donne quelques documents relatifs à l'élément cuivre :

**Document n°1 : Unité de masse atomique unifiée**

L'unité de masse atomique unifiée de symbole « u » est une unité de mesure standard, utilisée pour exprimer la masse des atomes et des molécules. Elle est définie comme un douzième de la masse d'un atome du nucléide  $^{12}\text{C}$  (carbone), non lié, au repos et dans son état fondamental. Un atome de  $^{12}\text{C}$  a une masse d'exactly 12 u.

Une mole d'atomes de  $^{12}\text{C}$  ( $N_A$  atomes, où  $N_A$  désigne le nombre d'Avogadro) a une masse d'exactly 12 g. 1 u vaut approximativement  $1,660538921 \times 10^{-27}$  kg.

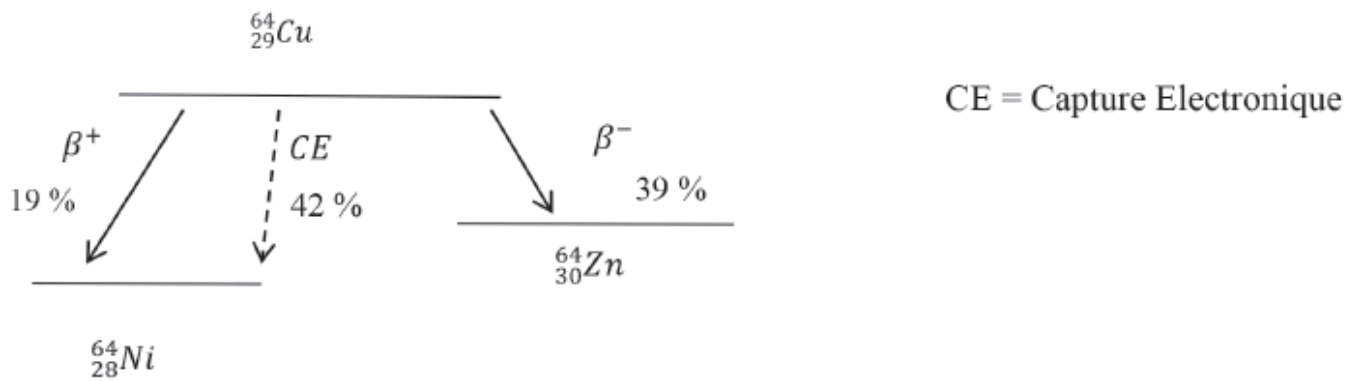
La masse moyenne d'un nucléon dépend du nombre total de nucléons dans le noyau atomique, en raison du défaut de masse. C'est pourquoi la masse d'un proton ou d'un neutron pris séparément est strictement supérieure à 1 u.

**Document n°2 : Isotopes du cuivre**

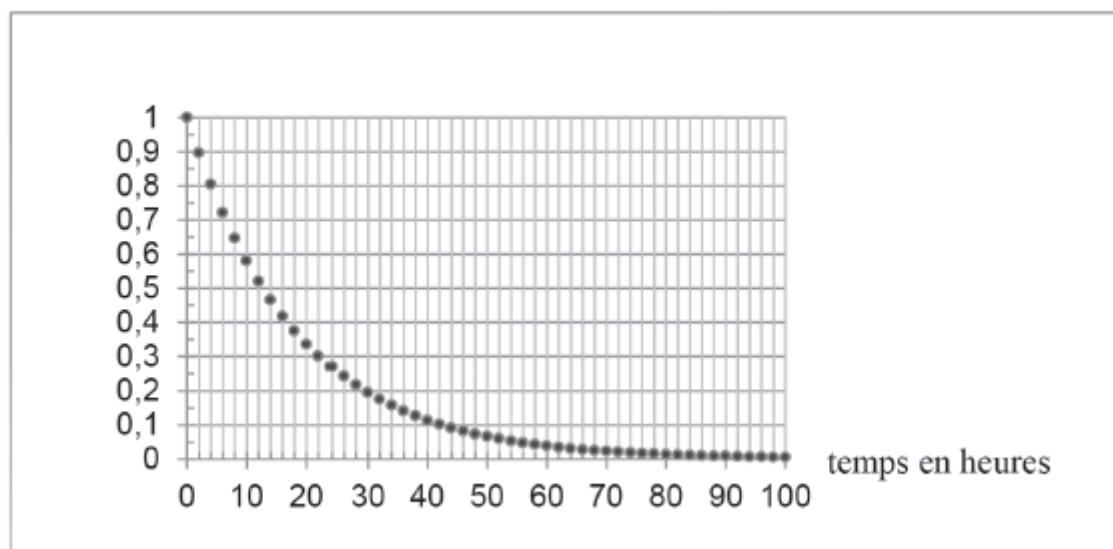
Le cuivre, de numéro atomique 29, possède 29 isotopes connus, de nombre de masse variant de 52 à 80. Parmi ces isotopes, deux sont stables,  $^{63}\text{Cu}$  et  $^{65}\text{Cu}$ . Ces deux isotopes constituent l'ensemble du cuivre naturel dans une proportion d'environ 70/30.

Les 27 autres isotopes sont radioactifs et ne sont produits qu'artificiellement. Parmi eux, le plus stable est  $^{67}\text{Cu}$  avec une demi-vie de 61,83 heures. Le moins stable est  $^{54}\text{Cu}$  avec une demi-vie d'environ 75 ns. La plupart des autres isotopes ont une demi-vie inférieure à une minute.

### Document n°3 : Schéma de désintégration du cuivre



### Document n°4 : Relevé expérimental de la fraction de cuivre 64 restant



### A : Propriétés atomiques :

#### **A-1 : L'élément cuivre :**

- Quel est le numéro atomique du cuivre ? Quels sont les nombres de neutrons et de protons du noyau de cuivre de l'isotope majoritairement présent dans le cuivre naturel ?
- Donner la configuration électronique fondamentale du zinc, situé à droite du cuivre dans la même période. Expliciter les règles appliquées.
- Estimer une valeur du nombre d'Avogadro à partir des données.

### A-2 : Isotopes naturels :

- a) Quels sont les isotopes naturels du cuivre ?
- b) Estimer leur masse atomique en fonction de l'unité de masse atomique.
- c) Estimer la masse molaire du cuivre naturel.

### A-3 : Isotopes radioactifs :

Donnée :  $\ln(2) = 0,69$

On utilise en médecine des isotopes radioactifs du cuivre :

On propose d'étudier la désintégration du cuivre 64 à l'aide de la courbe de désintégration donnant la fraction de cuivre 64 restant par rapport à sa valeur initiale.

- a) Quel est la valeur du temps de demi réaction ( $t_{\frac{1}{2}}$ ) ?
- b) Quelle est la fraction de cuivre 64 restant pour  $t_1 = 2 \times t_{\frac{1}{2}}$  et  $t_2 = 3 \times t_{\frac{1}{2}}$  ?
- c) Montrer que la désintégration est d'ordre 1.
- d) Déterminer la valeur (un chiffre significatif) de la constante de désintégration (ou constante radioactive).

### A-4 : Structure cristalline :

Le cuivre cristallise dans le système cubique à faces centrées de paramètre de maille  $a = 3,60 \cdot 10^{-10}$  m.

On supposera que les atomes de cuivre les plus proches sont en contact.

- a) Représenter la maille.
- b) Exprimer le rayon atomique du cuivre en fonction de  $a$ .
- c) Combien une maille contient-elle d'atomes de cuivre ?
- d) Définir et exprimer la compacité du cuivre.
- e) Etablir l'expression littérale de la masse volumique du cuivre en fonction de  $a$ ,  $N_A$  et  $M_{Cu}$ .

## **B : Passage du minerai au métal :**

Il existe de nombreux minerais de cuivre. On rencontre des composés simples oxydés et souvent sulfurés comme  $\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ . Ils sont souvent plus complexes, tels la chalcopirite ou la malachite  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ . Dans tous ces composés, le soufre, quand il est présent, est sous forme d'anion sulfure  $\text{S}^{2-}$ .

Elément	S	Fe	Cu
M en $\text{g.mol}^{-1}$	32,06	55,84	63,55

Ions	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Cu}^+$	$\text{Cu}^{2+}$
Rayon ionique en pm	78	64	96	70

Les enthalpies standard de réaction et les entropies standard de réaction sont considérées comme indépendantes de la température.

### **B-1 : Etude d'un minerai de cuivre : la chalcopirite :**

La chalcopirite est un minerai mixte de cuivre et de fer de formule chimique :  $\text{CuFe}_x\text{S}_y$  avec x et y des entiers.

La chalcopirite peut être décrite par un réseau cubique à faces centrées d'ions sulfure  $\text{S}^{2-}$ .

Une analyse a permis d'établir la composition massique de ce minerai : il contient environ un tiers de cuivre, un peu plus d'un tiers de soufre et un peu moins d'un tiers de fer.

- Identifier les entiers x et y. Donner ensuite la formule chimique de la chalcopirite.
- Une étude cristallographique a permis d'établir que les cations n'ont pas le même nombre d'oxydation. En déduire les nombres d'oxydation des ions fer et cuivre dans ce minerai.
- Représenter la maille cubique à faces centrées formée par les ions sulfure.
- Représenter les sites tétraédriques de la maille d'ions sulfure. Quel est le nombre de sites tétraédriques par maille ?

On étudie dans ce sujet une structure simplifiée de la chalcopirite, on considère que le réseau des anions est parfaitement cubique et que le paramètre de maille est environ égal à 528 pm.

- Sachant que les ions sulfure ont un rayon de 180 pm, la structure formée par les anions est-elle compacte ?  
 $530 \sqrt{2} \approx 750$        $530 \sqrt{3} \approx 920$
- Quel est le rayon maximal d'un cation s'insérant dans un site tétraédrique du réseau d'ions sulfure. On trouve un rayon inférieur à 60 pm.
- Comparer le résultat obtenu avec les données : que peut-on en déduire ?

## B-2 : Obtention du cuivre métallique :

Données thermodynamiques à 298 K :

Constituant physico-chimique	Enthalpies standard de formation en $kJ.mol^{-1}$	Entropies molaires standard en $J.K^{-1}.mol^{-1}$
$Cu_{(s)}$	0	+33
$Cu_2S_{(s)}$	-80	+121
$O_{2(g)}$	0	+205
$SO_{2(g)}$	-297	+248

L'obtention du cuivre métallique à partir de la chalcopirite débute par une première étape de grillage de la chalcopirite par du dioxygène gazeux. Cette réaction produit des sulfures solides de cuivre  $Cu_2S$  et de fer  $FeS$  ainsi que du dioxyde de soufre gazeux.

Un des procédés de transformation du sulfure de cuivre consiste à traiter ensuite  $Cu_2S_{(s)}$  par le dioxygène gazeux, produisant ainsi du cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  et du dioxyde de soufre  $SO_{2(g)}$ .

- Etablir l'équation (1) de la réaction de grillage de deux équivalents de chalcopirite  $CuFe_xS_y$  en fonction des variables x et y.
- Etablir l'équation (1) en tenant compte des valeurs entières de x et de y.
- Etablir l'équation (2) de la réaction d'un équivalent de  $Cu_2S_{(s)}$  avec le dioxygène gazeux.
- Exprimer le quotient de réaction de la réaction (2).
- Expliquer pourquoi les enthalpies standard de formation de  $Cu_{(s)}$  et de  $O_{2(g)}$  sont nulles à 298 K.
- Calculer l'enthalpie standard de réaction de l'étape (2). Enoncer la loi utilisée. Commenter le signe.
- Calculer l'entropie standard de réaction de l'étape (2).
- Exprimer l'enthalpie libre standard de réaction en fonction de  $\Delta_rH^\circ$ ,  $\Delta_rS^\circ$  et d'un autre paramètre d'état.
- Exprimer  $K_2$  la constante d'équilibre de la réaction (2) en fonction des grandeurs thermodynamiques précédentes.
- On introduit à 900 K dans un récipient indéformable de volume V, un excès de sulfure de cuivre et de l'air sous pression atmosphérique.

Quelle est la pression partielle du dioxygène dans l'air ?

Exprimer la quantité initiale  $n_1$  de dioxygène en fonction des paramètres nécessaires.

Exprimer la quantité  $n_2$  de dioxyde de soufre formé en fonction de  $K_2$  et de  $n_1$ .

### k) Déplacement d'équilibre

Dans quel sens se déplace l'équilibre :

- si on augmente la température à pression constante ?
- si on augmente la quantité de  $\text{Cu}_2\text{S}$  solide à température et pression constantes ?
- si on augmente la pression à température constante ?

### B-3 : Raffinage du cuivre métallique :

Données électrochimiques :

Couple	Potentiels standard à 298 K
$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} / \text{Ag}_{(\text{s})}$	0,80 V
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$	0,34 V
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,44 V
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76 V

Le cuivre obtenu contient des impuretés métalliques : fer, zinc et argent.

On place un échantillon de cuivre impur dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre acidifiée. Cet échantillon constitue une électrode (1) de potentiel  $E_1$ .

L'autre électrode (2) de potentiel  $E_2$  est constituée de cuivre déjà purifié.

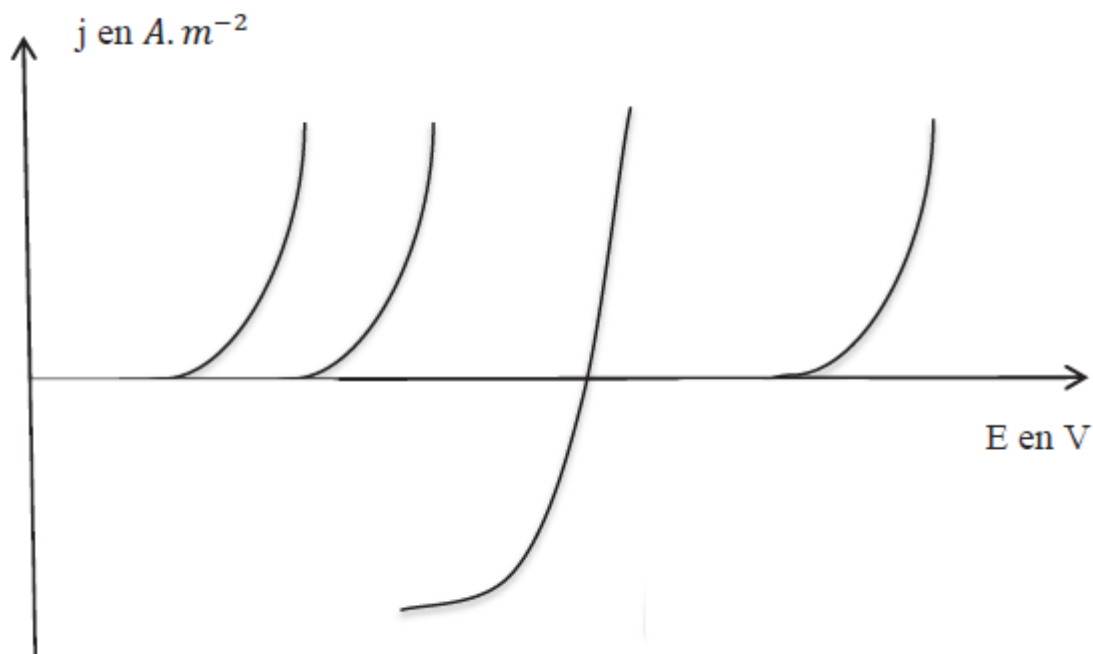
On impose alors une différence de potentiel  $U = E_1 - E_2$  ( $|U| < 0,4 \text{ V}$ ).

Il apparaît un courant électrique volumique de densité  $|j|$  de l'ordre de  $300 \text{ A.m}^{-2}$ .

En imposant cette tension  $U$ , le cuivre et certain(s) autre(s) métal(aux) de l'électrode (1) sont oxydé(s) et passent en solution. D'autre(s) métal(aux) tombent alors progressivement au fond de la cellule d'électrolyse sous forme métallique et forment des boues solides qui seront séchées et valorisées.

a) Reproduire la figure ci-dessous et proposer sur celle-ci des équations pour les demi-réactions d'oxydoréduction dans le sens où elles se produisent.

Donner également l'ordre de grandeur des potentiels à courant nul.



b) La tension  $U$  est choisie de sorte que seul le cuivre se redépose sur l'électrode (2).

Préciser le signe de  $U$ . L'électrode (1) est-elle une anode ou une cathode ?

c) A l'issue d'une telle opération, on cherche à récupérer et valoriser le fer, le zinc et l'argent qui étaient contenus dans l'électrode (1).

Expliquer, pour chacun des trois métaux (dans l'ordre suivant : Fe, Zn, Ag), si on le récupère sous forme métallique ou sous forme oxydée, et si on le récupère dans les boues solides de fond de cuve ou dans la solution électrolytique.

d) Exprimer la masse maximale de cuivre que l'on peut récupérer par heure de fonctionnement par mètre carré de surface d'électrode.

### **C : Dosage du cuivre dans un laiton simple :**

Les laitons simples (binaires) ne contiennent que du cuivre et du zinc. L'ajout de zinc abaisse la température de fusion de l'alliage ainsi que sa conductivité électrique. Cela permet également d'augmenter la dureté ainsi que la résistance mécanique de l'alliage.

**Données :**

$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}) = -0,76 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})}) = 0 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}) = +0,09 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} / \text{NO}_{(\text{g})}) = +0,96 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}) = +0,62 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}) = +0,34 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}^+_{(\text{aq})}) = +0,16 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Cu}^+_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}) = +0,52 \text{ V}$$

$$\alpha = \frac{\ln(10) \times RT}{F} \approx 0,06 \text{ V} \quad \text{à } 298 \text{ K}$$

**C-1 : Dissolution d'un échantillon de laiton :**

On effectue les opérations suivantes sous une hotte :

On place une masse  $m$  (0,500 g) de laiton dans un erlenmeyer contenant 5 mL d'une solution d'acide nitrique concentré (60 %). On observe un dégagement gazeux brun-rougeâtre caractéristique du dioxyde d'azote et une coloration progressive de la solution en bleu.

Au bout de 5 minutes environ, l'échantillon est totalement dissous.

On verse ensuite la solution dans une fiole jaugée de volume  $V_f$  égal à 200 mL et on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. On obtient une solution  $S_1$ .

- Pourquoi utilise-t-on un acide à anion oxydant pour dissoudre l'échantillon ?
- Ecrire l'équation de la réaction des ions nitrates sur le cuivre sachant qu'il se forme du monoxyde d'azote NO qui est ensuite oxydé en dioxyde d'azote au contact de l'air.

**C-2 : Stabilité du cuivre (I) en solution aqueuse :**

- Exprimer à l'aide d'une approche thermodynamique le potentiel standard du couple  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$  en fonction de ceux des couples  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}^+_{(\text{aq})}$  et  $\text{Cu}^+_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ .  
Vérifier la cohérence des données.
- Quel(s) est(sont) le(s) ion(s) stable(s) du cuivre à  $\text{pH} = 0$  ?
- L'oxydation des ions iodures  $\text{I}^-$  par les ions  $\text{Cu}^{2+}$  est-elle *a priori* possible ?

En fait, les ions iodures  $\text{I}^-$  forment avec les ions cuivreux  $\text{Cu}^+$  un précipité  $\text{CuI}_{(\text{s})}$ .  
 $\text{p}K_s(\text{CuI}) = 12$ . La température est égale à 298 K.

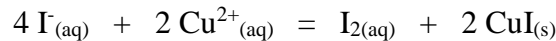
- Exprimer et calculer les potentiels standard des couples  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{CuI}_{(\text{s})}$  et  $\text{CuI}_{(\text{s})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ .  
Montrer que le cuivre au nombre d'oxydation (+I) est stable en présence d'ions iodures.
- Etablir une équation pour la réaction des ions iodures avec les ions  $\text{Cu}^{2+}$ .



### C-3 : Dosage indirect des ions $\text{Cu}^{2+}$ par iodométrie :

#### Mode opératoire :

Réduction des ions  $\text{Cu}^{2+}$  par les ions iodures :



- On verse un volume  $v_1$  (10 mL) de solution  $\text{S}_1$  dans un erlenmeyer.
  - On ajoute de la soude à  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  jusqu'à la persistance d'un léger précipité bleu d'oxyde de cuivre II :  $\text{CuO}_{(\text{s})}$ . L'ajout de soude permet de minimiser la réaction d'oxydation des ions  $\text{I}^-$  en  $\text{I}_2$  par les ions  $\text{NO}_3^-$  car elle ne se produit qu'en milieu acide.
  - On verse ensuite une goutte d'acide nitrique dilué pour dissoudre ce précipité.
  - On ajoute un volume  $v_2$  (10 mL) d'iodure de potassium de concentration molaire  $c_2 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$  : la solution prend une couleur jaune-orangée.
  - On dose le diiode formé avec une solution de thiosulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) de concentration  $c_3 = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - On ajoute de l'empois d'amidon quand la solution commence à se décolorer, la solution prend une couleur bleue.
  - La solution se décolore pour un volume  $v_3$  de solution de thiosulfate de sodium.
  - On appelle  $\text{S}_2$  la solution obtenue.
  - On conserve cette solution  $\text{S}_2$  afin de doser ensuite les ions  $\text{Zn}^{2+}$ .
- a) Calculer le pH de la solution d'hydroxyde de sodium à  $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- b) Proposer une équation pour la réaction des ions thiosulfates  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  avec le diiode.
- c) Exprimer en fonction des données la constante de la réaction. Commenter.
- d) Etablir l'expression littérale de la quantité de matière de diiode formé.
- e) Etablir l'expression littérale de la quantité de matière  $n_{\text{Cu}}$  de  $\text{Cu}^{2+}$  dans le volume  $V_f$  de la solution  $\text{S}_1$ .
- f) Exprimer le pourcentage massique du cuivre dans l'échantillon de laiton.

On relève un volume  $v_3$  égal à 11,1 mL.  
Le pourcentage massique obtenu est environ égal à 70 %.

## DEUXIEME PROBLEME : Electro-affinage du cuivre

*L'usage de calculatrices est interdit pour ce problème.*

Cette opération consiste à traiter, par électrolyse, une anode solide issue de la métallurgie du cuivre, composée essentiellement de cuivre et contenant comme impuretés du nickel et de l'argent. La cathode est une plaque de cuivre très pur à 99,99 %. Le bain est constitué par une solution de sulfate de cuivre (II) à  $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$  à  $\text{pH} = 3,0$ .

- 1) Quelles sont les demi-réactions électrochimiques pouvant se dérouler aux électrodes ?
- 2) Donner l'allure des courbes  $i = f(E)$  pour les demi-réactions envisagées. On néglige les surtensions anodiques pour l'oxydation des métaux.
- 3) Quels sont les phénomènes observés quand on fait croître la tension appliquée  $U$  à partir de  $0 \text{ V}$ . Quelle est la tension minimale qu'il faut appliquer pour observer l'électrolyse ? Comment varie la concentration en ion cuivre dans la solution ?
- 4) Que deviennent, au cours de cette opération, les métaux Ni et Ag ? Où recueille-t-on le cuivre purifié ?
- 5) Pour une densité de courant de  $j = 210 \text{ A.m}^{-2}$ , les surtensions anodique et cathodique sont respectivement  $\eta_a = 0,05 \text{ V}$  et  $\eta_c = -0,10 \text{ V}$ , tandis que la chute ohmique aux bornes de la cellule est de  $0,10 \text{ V}$ . Sachant que le rendement faradique est  $\rho = 0,95$  (ce qui signifie que seuls 95 % des électrons échangés servent à effectuer la réaction électrochimique), déterminer la consommation massique d'énergie, c'est-à-dire l'énergie nécessaire pour raffiner  $1,0 \text{ kg}$  de cuivre.

Données :

L'ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  est électro-inerte.

Potentiels standard :

$E^\circ(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}_{(s)}) = -0,25 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}) = 0,34 \text{ V}$  ;  
 $E^\circ(\text{Ag}^+ / \text{Ag}_{(s)}) = 0,80 \text{ V}$ .

Surtension cathodique à vide :  $\eta_{c0}(\text{H}^+ / \text{H}_{2(g)} \text{ sur Cu}) = -0,50 \text{ V}$ .

Masse molaire :  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .

Constante de Faraday :  $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$ .

$\log 0,50 = -0,30$

**TROISIEME PROBLEME :** Le microscope optique classique (d'après banque PT 2017)

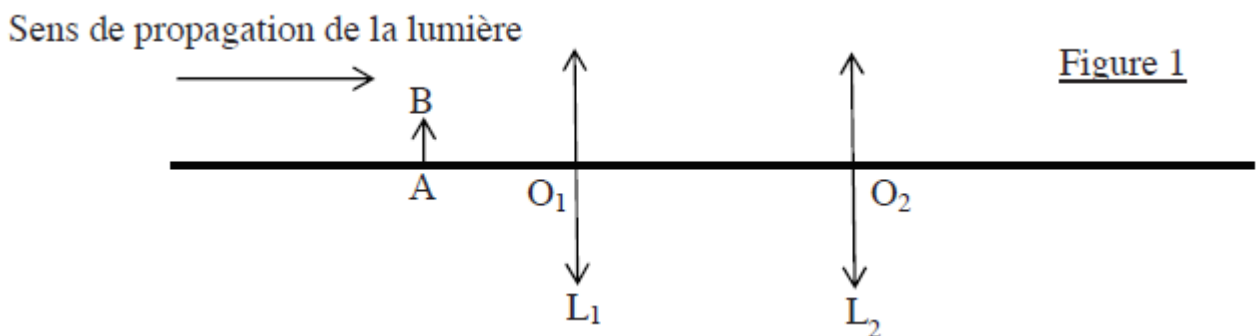
*L'usage de calculatrices est interdit pour ce problème.*

Dans ce problème, on s'intéresse à l'observation d'objets de taille très faible, ainsi qu'à la mesure de leurs dimensions.

Cette étude trouve tout son intérêt en biologie, ainsi que dans le contrôle des matériaux.

Le microscope est modélisé sur la figure 1, par un système de deux lentilles minces convergentes, l'une constituant l'objectif (lentille  $L_1$  de centre  $O_1$  et de distance focale image  $f_1' = 5$  mm), et l'autre constituant l'oculaire (lentille  $L_2$  de centre  $O_2$  et de distance focale image  $f_2' = 15$  mm).

On fixe  $\overline{O_1O_2} = D_0 = 120$  mm. On choisit le sens positif dans le sens de propagation de la lumière.



On rappelle la relation de conjugaison d'une lentille et l'expression du grandissement  $\gamma$  :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{f'} \quad \text{et} \quad \gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$$

- 1) Les relations précédentes sont valables à condition que les rayons lumineux satisfassent les conditions de Gauss. Donner ces deux conditions.
- 2) Si  $F_1'$  est le foyer image de  $L_1$  et  $F_2$  le foyer objet de  $L_2$ , on définit l'intervalle optique par la grandeur algébrique  $\Delta = \overline{F_1'F_2}$ . Exprimer  $\Delta$  en fonction de  $f_1'$ ,  $f_2'$ ,  $D_0$ , puis calculer sa valeur.
- 3) Un objet réel AB perpendiculaire à l'axe optique est éclairé et placé à une distance  $d$  de  $L_1$ , à sa gauche, de façon à ce que l'image  $A'B'$  donnée par l'objectif, appelée image intermédiaire, se trouve dans le plan focal objet de l'oculaire. L'observation se fait à l'œil placé au contact de l'oculaire.
  - 3.1) Exprimer  $d$  en fonction de  $f_1'$  et  $\Delta$ , puis calculer sa valeur.
  - 3.2) Exprimer le grandissement  $\gamma_1$  induit par l'objectif en fonction de  $f_1'$  et  $\Delta$ , puis calculer sa valeur.
  - 3.3) Quel est l'intérêt pour l'observateur de cette position de l'objet ?
  - 3.4) Faire une construction géométrique faisant apparaître l'objet, l'image intermédiaire, ainsi que l'angle  $\alpha'$  sous lequel est observée l'image finale à travers le microscope.

- 4) Le grossissement commercial du microscope est défini par  $G = \left| \frac{\alpha'}{\alpha} \right|$  où  $\alpha$  est l'angle sous lequel serait vu l'objet à l'œil nu placé à une distance  $D = 250$  mm.

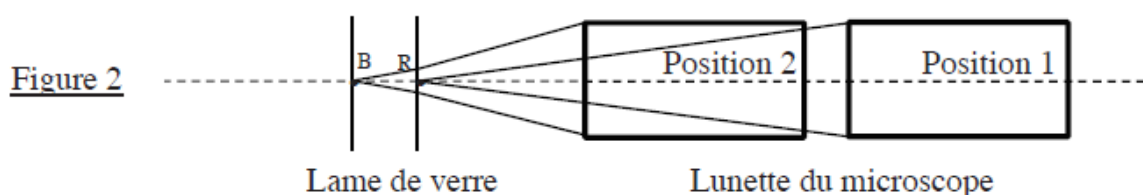
L'objet étant de très petite taille, ces deux angles seront bien sûr très faibles.

Exprimer  $G$  en fonction de  $\Delta$ ,  $D$ ,  $f_1'$  et  $f_2'$ , puis calculer sa valeur.

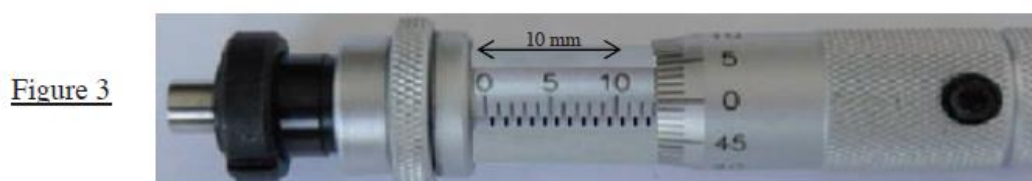
- 5) On utilise ce microscope pour mesurer l'épaisseur  $e$  d'une mince lame de verre à faces parallèles, d'indice  $n = 1,5$ .

On colle une petite pastille bleue (B) sur la face gauche de la lame et une petite pastille rouge (R) sur sa face droite.

On positionne d'abord la lunette (ensemble objectif + oculaire) du microscope de façon à faire la mise au point sur la pastille rouge (Figure 2, Position 1). Puis, grâce à une vis micrométrique, on translate la lunette d'une distance  $\varepsilon$ , de façon à faire la mise au point sur l'image de la pastille bleue (Figure 2, Position 2) :



La figure 3 ci-dessous montre la position 2 de la vis micrométrique, la position 1 correspondant à la graduation 40 de la partie mobile.



5.1) Déterminer la valeur mesurée de  $\varepsilon$  en mm, avec une estimation de l'incertitude de mesure.

5.2) En tenant compte du phénomène de réfraction et en considérant les rayons lumineux très peu inclinés par rapport à l'axe optique, exprimer  $e$  en fonction de  $n$  et  $\varepsilon$ , puis calculer sa valeur.