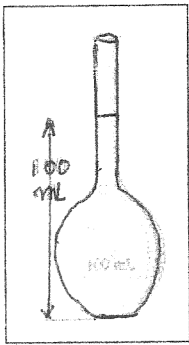
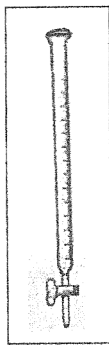


ÉPREUVE DE CHIMIE  
PROBATOIRE BLANC N°1RSM  
LABA/ Evaluation des ressources (10 points)EXERCICE 1: Evaluation des savoirs (4 points)

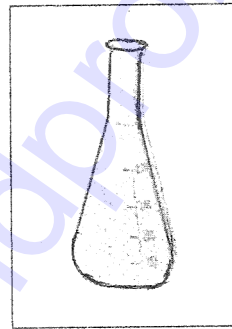
- Définir les termes suivants : nombre d'oxydation, réaction d'oxydoréduction (à partir des nombres d'oxydation). 0,5x2=1pt
- Citer deux applications industrielles de l'électrolyse. 0,25x2=0,5pt
- Choisir à chaque fois la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous: 0,5x3=1,5pt
  - Le nombre d'oxydation du chrome dans l'ion dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  est : a) +VII b) +VI
  - La f.e.m. d'une pile Al-Ag vaut 2,46 V, le potentiel standard du couple  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  vaut 0,80 V et celui du couple  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  vaut : a) 1,66 V b) -1,66 V
  - La demi-équation électronique caractéristique du couple  $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  en milieu acide s'écrit :
    - $2 \text{CO}_2 + \text{H}_3\text{O}^+ + \dots e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
    - $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 e^-$
- Nommer la verrerie de laboratoire suivante : 0,25x4=1pt



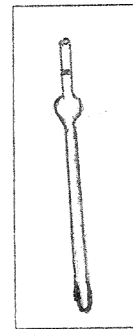
(a)



(b)



(c)



(d)

EXERCICE 2 : Evaluation des savoirs- faire et être (6 points)

- Les réactions chimiques ci-dessous sont-elles des réactions d'oxydoréduction par voie sèche ? Si oui, préciser l'oxydant et le réducteur. (1+0,5)=1,5pt
  - $\text{IO}_3^- + \text{I}^- + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + 9 \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{ZnO} + \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- L'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure d'étain ( $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ) acidifiée par quelques gouttes d'acide sulfurique ( $2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ) entre des électrodes inattaquables de graphite s'accompagne d'un dépôt métallique à la cathode et du dégagement d'un gaz qui décolore l'indigo à l'anode. L'intensité du courant nécessaire pour réaliser cette électrolyse reste constante et vaut  $I = 25 \text{ mA}$ .
  - Quelles sont les espèces chimiques susceptibles de réagir aux électrodes ? 1pt
  - Quel est le gaz qui a la propriété de décolorer l'indigo ? 0,25pt
  - Ecrire la demi-équation électronique de la réaction chimique prépondérante à chaque électrode puis enduire l'équation-bilan de cette électrolyse. 0,75pt
  - Les réactions observées aux électrodes sont-elles en accord avec les prévisions ? Sinon expliquer pourquoi. 0,5pt
  - Déterminer la masse de métal déposée au bout de 12h d'électrolyse. 0,75pt
- Un clou en fer a une masse de 5,5g. Après une longue période d'exposition à l'air humide, sa masse est maintenant de 6,5g. Après avoir écrit l'équation-bilan équilibrée de la réaction de formation de

la rouille  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  qui a lieu, calculer la masse de fer oxydé correspondant à l'augmentation de masse observée. 1,25pt

**B/ Evaluation des compétences (10 points)**

**Situation-problème 1 :**

**Compétence visée : Utiliser les nombres d'oxydation** (4,5 points)

Le titane est un métal très léger utilisé pour fabriquer certains alliages utiles en aéronautique. Il est obtenu industriellement par un procédé métallurgique qui se fait en deux étapes :

**Etape 1 :** Oxydation d'un minerai d'oxyde de titane ( $\text{TiO}_2$ ) en tétrachlorure de titane ( $\text{TiCl}_4$ ) à  $800^\circ\text{C}$



**Etape 2 :** Réduction du tétrachlorure de titane par le magnésium en titane à  $800^\circ\text{C}$



**Consigne 1 :** En utilisant les nombres d'oxydation, équilibrer chacune des équations-bilan ci-dessus. 2pts

**Consigne 2 :** Après avoir écrit l'équation-bilan global de la métallurgie du titane, déterminer la masse de titane produite à partir d'un minerai d'oxyde de titane de masse 33,7g pur à 90%. 0,5+1=1,5pt

**Consigne 3 :** Prévoir en Kg la masse de minerai pur qu'il faudra utiliser pour une production de 1 tonne de titane sollicitée par une société aéronautique. 1pt

**Situation-problème 2 :**

**Compétence visée : Exploiter la réaction redox entre un acide et un métal** (4,5 points)

Dans un laboratoire de chimie, des élèves de la classe de 1<sup>ère</sup> scientifique voudraient préparer du dihydrogène en versant une solution d'acide chlorhydrique dans un bocal contenant de la grenaille de zinc. Le dihydrogène ainsi formé est préalablement desséché par l'acide sulfurique avant d'être récupéré.

**Tâche 1 :** Faire un schéma annoté du dispositif expérimental de cette préparation. Quelle précaution particulière faut-il respecter lors de la production du dihydrogène ? Justifier. Quel rôle joue l'acide sulfurique ici ? 1,25+0,5+0,25=2pts

**Tâche 2 :** Après avoir écrit l'équation-bilan de la réaction redox qui s'est produite, déterminer la masse de grenaille de zinc nécessaire pour produire 3 L de dihydrogène dans les CNTP sachant que la grenaille de zinc utilisée contient en masse 10% d'impuretés constitué d'argent. 0,5+1pt=1,5pt

**Tâche 3 :** Déterminer le volume d'acide chlorhydrique utilisé si sa concentration molaire vaut 3 mol/L. 1pt

Présentation : 1pt

**Données :**

Masses molaires atomiques en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  : Fe : 55,8 ; Ti : 47,9 ; O : 16 ; Sn : 118,7 ; H : 1 ; Zn : 65,4

$E^\circ (\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$  ;  $E^\circ (\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}) = 2,01 \text{ V}$  ;  $E^\circ (\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$  ;  $E^\circ (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,39 \text{ V}$  ;  $1F = 96\,500 \text{ C}$