

SECTION/

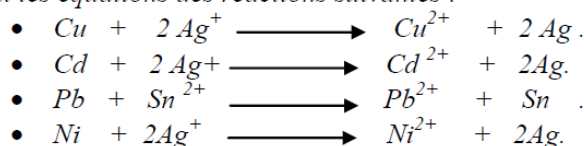
3 EME MATHS -SCIENCES

NUM.22427502

©©© Oxydoréduction ©©©

## ☺ EXERCICE N°1

Soit les équations des réactions suivantes :

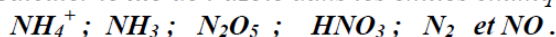


1-Ces réactions sont-elles des réactions d'oxydoréduction ? Si oui préciser pour chaque réaction les oxydants et les réducteurs mis en jeu.

2-Montrer que chaque équation peut être considérée comme la somme de deux demi-équations que l'on précisera.

## ☺ EXERCICE N°2

1-Calculer le n.o de l'azote dans les entités chimiques suivantes :



2-Les couples  $NH_4^+/NH_3$  et  $HNO_3/NO_3^-$  sont-ils des couples redox ? Justifier.

3-Ecrire l'équation de la demi-réaction correspondant aux couples redox :  $HNO_3/N_2$  ;  $HNO_3/NO$  et  $N_2O_5/N_2$

## ☺ EXERCICE N° 3

On verse une solution d'acide chlorhydrique ( $H_3O^+$  ;  $Cl^-$ ) dans deux tubes à essais ; contenant l'un des copeaux de cuivre ; l'autre des grenailles de zinc . On constate que l'acide n'attaque pas le cuivre mais attaque le zinc avec dégagement d'un gaz qui détone en présence du feu .

1°) Classer les éléments Zn , Cu et H par pouvoir réducteur décroissant .

2°) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit et préciser les couples redox mis en jeu .

3°) Une masse  $m = 1g$  de zinc est attaquée par  $200\text{ cm}^3$  d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C = 0,1\text{ mol.l}^{-1}$  .

a – Montrer que le zinc est en excès déduire la masse restante à la fin de la réaction.

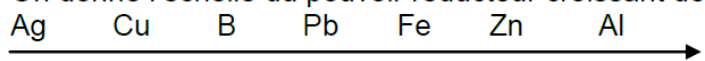
On donne  $Zn = 65,4\text{ g mol.l}^{-1}$  .

b – Quel est le volume de gaz dégagé : On donne  $V_m = 24\text{ L mol.l}^{-1}$  .

#### ☺ EXERCICE N°4

1°/ Définir les termes suivants : oxydant ; réducteur ; réaction d'oxydo- réduction

2°/ On donne l'échelle du pouvoir réducteur croissant des métaux suivants :



Décrire et interpréter en écrivant l'équation de la réaction chimique, ce qui se produit si on place :

- Une lame de zinc dans une solution de  $\text{CuSO}_4$
- Une lame de cuivre dans une solution de  $\text{FeSO}_4$
- Une lame de fer dans une solution de  $\text{AgNO}_3$

#### ☺ EXERCICE N°5

A 10mL d'eau de javel contenant  $6.10^{-2}$  mol d'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$ , on ajoute une solution d'iodure de potassium **KI** contenant  $8.10^{-2}$  mol d'ion iodure **I**. A ce mélange on ajoute quelques gouttes d'une solution d'acide sulfurique ; on observe alors une coloration brune suite à la formation de la diode **I<sub>2</sub>**

1-

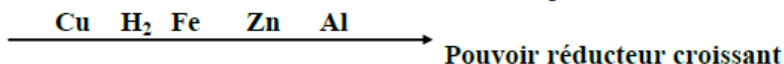
- Déterminer le nombre d'oxydations de **d'iode (I)** dans les entités chimiques suivantes : **I** et **I<sub>2</sub>**
- L'un des couples redox mis en jeu dans cette expérience est le couple **ClO<sup>-</sup>/Cl<sup>-</sup>**. Préciser l'autre couple redox, en justifiant votre réponse
- Etablir l'équation formelle associée à chaque couple redox

2-

- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction.
- S'agit-il d'une réaction redox par voie sèche ou humide ? Justifier votre réponse
- Déterminer le réactif limitant
- Déterminer la quantité de matière de diode **I<sub>2</sub>** formé, en supposant que la réaction est pratiquement totale

#### ☺ EXERCICE N°6

On classe le dihydrogène et les quatre métaux : **Cuivre, Fer, Zinc et Aluminium** par ordre croissant du pouvoir réducteur :

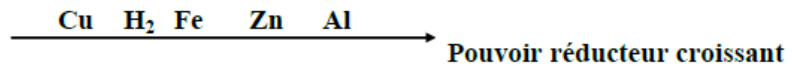


1- Ecrire les équations des réactions d'oxydoréductions qui se produisent **s'il est possible**, en **justifiant** votre **réponse** quant on plonge :

- Une lame de fer dans une solution contenant des ions  $\text{Al}^{3+}$
  - Une lame de zinc dans une solution contenant des ions  $\text{Cu}^{2+}$
- 2- L'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) réagit sur le plomb en donnant un dégagement de dihydrogène ; une lame de fer plongée dans une solution contenant des ions  $\text{Pb}^{2+}$  se recouvre de plomb métallique.
- Ecrire les équations bilan des réactions correspondantes à ces deux expériences.
  - Placer le couple  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  dans la classification donnée. Justifier la réponse.

### ☺ EXERCICE N°7

On classe le dihydrogène et les quatre métaux : **Cuivre, Fer, Zinc et Aluminium** par ordre croissant du pouvoir réducteur :



1- Ecrire les équations des réactions d'oxydoréductions qui se produisent **s'il est possible**, en **justifiant** votre **réponse** quant on plonge :

a- Une lame de fer dans une solution contenant des ions  $\text{Al}^{3+}$

b- Une lame de zinc dans une solution contenant des ions  $\text{Cu}^{2+}$

2- L'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) réagit sur le plomb en donnant un dégagement de dihydrogène ; une lame de fer plongée dans une solution contenant des ions  $\text{Pb}^{2+}$  se recouvre de plomb métallique.

a- Ecrire les équations bilan des réactions correspondantes à ces deux expériences.

b- Placer le couple  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  dans la classification donnée. Justifier la réponse.

### ☺ EXERCICE N°8

• Une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ) se recouvre d'un dépôt de cuivre.

• Une lame de cuivre plongée dans une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ) se recouvre d'un dépôt d'argent.

1) Ecrire dans chaque cas, l'équation de la réaction bilan qui se produit.

2) Préciser les couples rédox mis en jeu.

3) Classer les métaux mis en jeu par pouvoir réducteur croissant.

4) L'hydrogène est moins réducteur que le fer. Dire ce qui se passe si on met du fer dans une solution acide.

### ☺ EXERCICE N°8

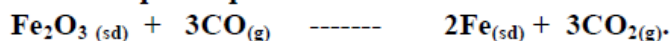
L'oxyde de fer III  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  réagit avec le monoxyde de carbone  $\text{CO}$  pour donner du fer  $\text{Fe}$  et du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ .

Le nombre d'oxydation de l'oxygène est égal à (-II).

1) Déterminer le nombre d'oxydation du fer dans  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

2) Déterminer le nombre d'oxydation du carbone dans  $\text{CO}$  et  $\text{CO}_2$ .

3) Montrer que l'équation de la réaction est :



4) Quels sont les couples rédox mis en jeu ,

5) Dans cette réaction on obtient 11,2 g de fer.

a) calculer la masse minimale d'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  utilisé.

b) Déterminer le volume de dioxyde de carbone dégagé.

On donne :  $\text{Fe} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$     $\text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$     $\text{C} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$

Volume molaire des gaz est  $V_M = 24 \text{ L}$ .

### ☺ EXERCICE N°9

On considère les édifices polyatomiques suivants :  $\text{SO}_2$  ;  $\text{HNO}_3$  ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  et  $\text{NO}$ .

1) Calculer les nombres d'oxydation (**n.o**) du soufre (S) et de l'azote (N) dans ces édifices.

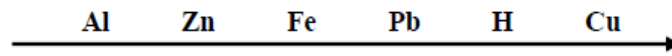
2) Ecrire les couples redox correspondants à ces édifices.

3) On fait réagir l'acide nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) avec une solution acidifiée de dioxyde de soufre ( $\text{SO}_2$ ). Ecrire les équations des demi-réactions correspondant à chaque couple et donner l'équation bilan de cette réaction.

☺ **EXERCICE N°10**

On donne  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

On considère la classification électrochimique suivante :



- Dans un volume  $V = 100 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de sulfate de zinc ( $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) de concentration molaire  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ , on introduit une masse  $m = 9 \text{ g}$  d'un mélange de trois métaux : aluminium, cuivre et plomb.
  - Préciser le métal  $M$  qui va réagir avec les ions  $\text{Zn}^{2+}$ . Justifier la réponse.
  - Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu.
- Déterminer la masse de zinc formé sachant qu'il ne reste plus de métal  $M$  et que les ions  $\text{Zn}^{2+}$  ont tous réagit.
- On filtre le mélange obtenu et on ajoute au résidu solide un excès d'une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ). Le volume du gaz récupéré à la fin de la réaction est  $V_{\text{gaz}} = 0,96 \text{ L}$ .
  - Ecrire les équations des réactions d'oxydoréduction qui ont lieu.
  - Déterminer la masse du plomb dans le mélange initial.
  - Déduire la masse du cuivre.

☺ **EXERCICE N°11**

I- Rappeler la définition d'un réducteur et d'une réaction d'oxydoréduction. ( $A_1$ ; 0,5pt)

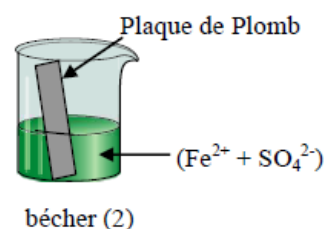
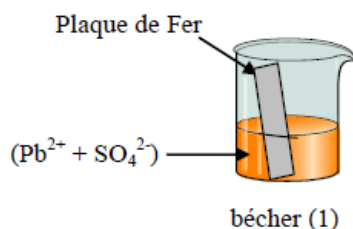
II- On donne la classification électrochimique de quatre métaux par rapport au dihydrogène par pouvoir réducteur décroissant :



- Quel est, parmi les oxydants conjugués de ces éléments, celui qui est réduit par tous les autres éléments considérés dans cette classification. Justifier la réponse. ( $A_2$ ; 0,5pt)
- Les canalisations d'eau sont soit en plomb, soit en cuivre.

On verse maladroitement de l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) dans l'évier. Quelques jours plus tard, le métal de la canalisation est attaqué par l'acide. On observe une fuite en dessous de l'évier.

- En vous aidant de la classification électrochimique jointe en annexe, indiquer en quel métal est la canalisation. Justifier. ( $A_2$ ; 0,5pt)
  - Ecrire les deux demi-équations d'oxydation et de réduction qui se produisent. ( $A_2$ ; 1pt)
  - En déduire l'équation bilan de cette réaction d'oxydoréduction. ( $A_2$ ; 0,5pt)
- 3) On considère les situations suivantes :

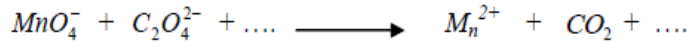


- En vous aidant de la classification électrochimique jointe indiquer dans quel bécher il y a une réaction d'oxydoréduction ? Justifier. ( $A_2$ ; 0,5pt)
- Ecrire les demi-équations puis l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction. ( $A_2$ ; 1pt)



### ☺ EXERCICE N°12

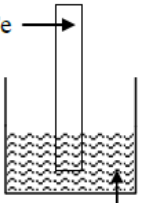
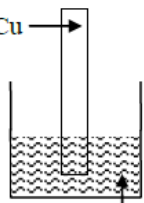
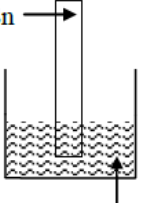
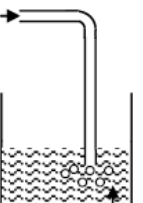
On fait réagir en milieu acide un volume  $V = 15 \text{ ml}$  d'une solution violette de permanganate de potassium ( $K^+ + MnO_4^-$ ) de concentration molaire  $c = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ , avec un excès d'une solution incolore contenant des ions oxalate ( $C_2O_4^{2-}$ ). Il se forme du dioxyde de carbone  $CO_2$  gazeux et des ions  $Mn^{2+}$  incolores selon l'équation chimique non équilibrée suivante :



- 1) Déterminer le nombre d'oxydation (n.o)
    - a- de l'élément manganèse dans  $MnO_4^-$  et  $Mn^{2+}$ . (A<sub>2</sub> ; 0.5pt)
    - b- de l'élément carbone dans  $CO_2$  et  $C_2O_4^{2-}$ . (A<sub>2</sub> ; 0.5pt)
  - c- Montrer, en utilisant les nombres d'oxydation, que la réaction observée est une réaction d'oxydoréduction. (A<sub>2</sub> ; 0.5pt)
  - 2) Parmi les réactifs quel est l'oxydant ? le réducteur ? Justifier. (A<sub>2</sub> ; 0.5pt)
  - 3) Identifier les couples redox mis en jeu. (A<sub>2</sub> ; 0.5pt)
  - 4) Ecrire la demi-équation électronique associée à chacun de ces couples. (A<sub>2</sub> ; 1pt)
  - 5) Ecrire l'équation équilibrée de la réaction d'oxydoréduction. (A<sub>2</sub> ; 0.5pt)
  - 6) Déterminer le volume du gaz dégagé. (A<sub>2</sub> ; 0.5pt)
- Donnée : Volume molaire des gaz  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### ☺ EXERCICE N°13

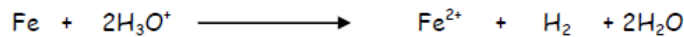
Au cours d'une séance de travaux pratiques les élèves ont réalisé les expériences suivantes :

Expérience A	Expérience B	Expérience C	Expérience D
 <p>Lame de Fe</p> <p>Solution ( <math>Sn^{2+}</math> ; <math>2Cl^-</math> )</p>	 <p>Lame de Cu</p> <p>Solution ( <math>Sn^{2+}</math> ; <math>2Cl^-</math> )</p>	 <p>Lame de Sn</p> <p>Solution ( <math>H_3O^+</math> ; <math>Cl^-</math> )</p> <p><u>Observation</u> Dégagement d'un gaz qui détone avec une flamme</p>	 <p><math>H_2</math></p> <p>Solution ( <math>Cu^{2+}</math> ; <math>2Cl^-</math> )</p> <p><u>Observation</u> Formation d'un dépôt métallique</p>

- 1) a / Interpréter ces observations et écrire les équations des réactions qui ont eu lieu.  
b / Dédire pour chaque équation les couples redox mis en jeu .
- 2) Classer en justifiant la réponse : les éléments : fer, cuivre, étain (Sn) et hydrogène par ordre de pouvoir réducteur croissant.
- 3) Que se passe-t-il si on plonge une lame d'étain dans une solution de chlorure de Zinc(II) .

### ☺ EXERCICE N°14

La réaction chimique entre le Fer et une solution d'acide sulfurique diluée de concentration molaire  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  a pour équation :



- 1) a/ Donner la définition d'une réaction d'oxydo-réduction.  
b/ Montrer en utilisant le nombre d'oxydation qu'il s'agit d'une réaction d'oxydo-réduction.  
c/ Ecrire les équations des demi- réactions.
- 2) On verse un volume  $V = 50 \text{ ml}$  de la solution d'acide sur une masse  $m = 1,12\text{g}$  de limaille de fer.  
a/ Montrer que la masse de fer n'est pas totalement attaquée. Déduire la masse  $m'$  restante à la fin de la réaction.  
b/ Calculer le volume du gaz obtenu.

$$\text{On donne : } M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1} \quad \text{et } V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$$

### ☺ EXERCICE N°15

- ❖ Définir les termes suivants : oxydation, réducteur .
- ❖ Calculer les (n.o) des éléments suivants :
  - \* / Mn dans  $\text{MnO}_4^-$
  - \* / N dans  $\text{NO}_3^-$
  - \* / P dans  $\text{H}_3\text{PO}_4$
  - \* / S dans  $\text{HSO}_4^-$

### ☺ EXERCICE N°16

On introduit dans un tube a essai en pyrex muni d'un tube a dégagement ,un mélange de poudres d'oxyde de cuivre (II)  $\text{CuO}$  et de charbon de bois (carbone) .On chauffe ensuite le mélange, un gaz se dégage qui trouble l'eau de chaux .Après refroidissement un solide rougeâtre apparaît dans le tube.

- 1/ Ecrire l'équation chimique de la réaction qui a lieu.
- 2/ a/ Vérifier que cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.  
b/ Donner les couples qui sont mis en jeu.  
c/ Ecrire l'équation formelle de chaque couple .
- 3/ Cette réaction est- elle par voie sèche ou par voie humide ? Justifier.
- 4/ On dispose une masse  $m = 7,95\text{g}$  d'oxyde de cuivre  $\text{CuO}$ .
  - a/ Quelle est la masse de carbone nécessaire pour réduire toute la masse d'oxyde de cuivre ?
  - b/ Montrer que la masse de cuivre obtenu est  $m' = 6,35\text{g}$
- 5/ la masse de cuivre obtenu ( $m' = 6,35\text{g}$ ) est place dans  $200\text{mL}$  d'une solution (S) incolore de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ) de molarité  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ 

Ag	Cu
————— ————— —————▶	

 P.R.C
  - a/ Interpréter cette expérience .on donne :
  - b/ Calculer la masse du dépôt obtenu a la fin de la réaction et la masse de cuivre restant .
  - c/ Donner le nom de la solution (S') obtenu et déterminer sa concentration molaire en ion  $\text{Cu}^{2+}$

### ☺ EXERCICE N°17

On considère la classification électrochimique suivante :

Cu      H<sub>2</sub>      Pb      Fe      Zn      Al      ordre de réduction croissant  
—————>

- 1- Dans un volume V=200ml d'une solution aqueuse de sulfate de fer II (Fe<sup>2+</sup>,SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) de concentration C=0.5 mol.L<sup>-1</sup>, on introduit une masse m= 12g d'un mélange de deux métaux Zn et Cu.
  - a- Préciser le métal M qui va réagir avec les ions Fe<sup>2+</sup>. Justifier.
  - b- Ecrire les deux demi réactions et l'équation qui a lieu
- 2-
  - a- Déterminer la quantité de matière des ions Fe<sup>2+</sup> sachant que tous les ions réagissent.
  - b- Déduire la masse du métal M qui réagit sachant qu'il ne reste plus de métal M.
  - c- Déduire la masse l'autre métal.
- 3- On filtre le mélange obtenu et on ajoute au résidu solide un excès d'une solution de chlorure d'hydrogène (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>), le volume de dihydrogène H<sub>2</sub> est V<sub>G</sub>= 0.48L.
  - a- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit. Justifier.
  - b- Calculer la quantité de H<sub>2</sub> formée.
  - c- Déduire la masse du métal qui a réagit avec les ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

On donne on g.mol<sup>-1</sup> M<sub>Zn</sub>=65 M<sub>Cu</sub>=63.5 M<sub>Fe</sub>=56 et V<sub>M</sub>=24L.mol<sup>-1</sup>

### ☺ EXERCICE N°18

L'ion hypochlorite ClO<sup>-</sup> réagissent avec le sulfure d'hydrogène H<sub>2</sub>S en milieu acide selon cette réaction :



- 1- En utilisant le nombre d'oxydation, montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.
- 2- Préciser l'oxydant et le réducteur.
- 3- Préciser les couples redox mis en jeux.

### ☺ EXERCICE N°19

Pour prévoir l'état alcoolique d'une personne, on effectue l'Alcootest. Lorsqu'on souffle à travers un tube contenant des cristaux de bichromate de potassium K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> de couleur orange, la vapeur d'alcool sortante de la bouche le transforme en ions Chrome Cr<sup>3+</sup> de couleur vert. L'avancée de la couleur verte dans le tube permet une mesure qualitative du taux d'alcoolémie de la personne.

- 1°)
  - a- Déterminer le nombre d'oxydation de l'atome de chrome dans l'ion Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> puis dans l'ion Cr<sup>3+</sup>.
  - b- Déterminer le nombre d'oxydation du carbone dans la molécule C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O puis dans la molécule C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>.
- 2°) Sachant que les deux couples redox mis en jeu sont :  
Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>/Cr<sup>3+</sup> et C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>/ C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O.
  - a- Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction qui a eu lieu au cours du verdissement éventuel du tube (au cours de l'alcootest).
  - b- Montre en utilisant le nombre d'oxydation, que cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

### ☺ EXERCICE N°20

Une dismutation est une réaction redox qui aboutit à un produit qui en même temps l'oxydant du premier couple redox et le réducteur du deuxième couple mis en jeu.

En milieu acide, on réalise un mélange contenant  $n_1=0.5\text{mol}$  d'iodate de potassium ( $\text{KIO}_3$ ) et  $n_2=2\text{mol}$  d'iodure de potassium  $\text{KI}$ , il se forme de diiode  $\text{I}_2$  suivant cette équation :



1- Déterminer le n.o de l'iode dans  $\text{IO}_3^-$ ,  $\text{I}^-$  et  $\text{I}_2$ .

2-a- Préciser les couples redox mis en jeu.

b- Etablir l'équation formelle associée à chaque couple redox.

c- En déduire l'équation bilan donnée ci-dessus.

d- Montrer qu'il s'agit d'une réaction de dismutation.

e- Cette réaction est-elle par voie sèche ou voie humide ?

3- Cette réaction est pratiquement totale.

a- Préciser le réactif limitant.

b- Calculer la masse de diiode  $\text{I}_2$  formée. On donne  $M(\text{I})=127\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### ☺ EXERCICE N°21

I- Une lame de fer, plongée dans une solution de sulfate de nickel ( $\text{Ni}^{2+}+\text{SO}_4^{2-}$ ) se recouvre d'un dépôt métallique.

1°) Quels sont les couples redox qui interviennent

2°) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a eu lieu.

3°) Quand on plonge une lame de plomb dans une solution de sulfate de nickel, il ne se passe rien.

A partir de ces deux observations expérimentales, classer les trois couples redox concernés par ordre croissant du pouvoir réducteur.

II- Des clous de fer ont une masse  $m = 10 \text{ g}$ . On les place dans un bêcher et on leur ajoute un volume  $V = 10 \text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique de molarité  $C$  inconnue. On observe un dégagement de dihydrogène ( $\text{H}_2$ ) et la solution devient légèrement verdâtre. Lorsque le dégagement de dihydrogène s'arrête on fait sortir les clous, on les sèche et on mesure leur masse. On trouve  $m' = 9,44 \text{ g}$ .

1°) Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu et montrer que c'est une réaction d'oxydoréduction. Préciser les couples redox qui interviennent.

2°) Calculer le volume de dihydrogène dégagé.

3°) Déterminer la molarité  $C$  de la solution d'acide chlorhydrique utilisée.

On donne :

- la masse molaire atomique du fer :  $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- Le volume molaire des gaz :  $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### ☺ EXERCICE N°22

On fait réagir un volume  $v_1$  d'une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^++\text{MnO}_4^-$ ) de concentration  $C_1=0.5\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  avec un volume  $v_2= 20\text{ml}$  d'une solution d'acide sulfurique ( $2\text{H}^++\text{SO}_4^{2-}$ ) de concentration  $C_2=0.2\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , on remarque qu'il ya formation des ions  $\text{Mn}^{2+}$  et des ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ .

1) Calculer les nombres d'oxydation de l'atome (S) dans les ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  et  $\text{SO}_4^{2-}$ .

2) Calculer les nombres d'oxydation de l'atome de (Mn) dans les ions  $\text{MnO}_4^-$  et  $\text{Mn}^{2+}$

3) Préciser les couples redox qu'on peut les formés à partir de ces entités.

4) Ecrire l'équation formelle associée à chaque couple redox.

5) Déduire l'équation de la réaction qui se produit.

6) Calculer le volume de la solution de permanganate de potassium nécessaire d'oxydé tous les ions  $\text{SO}_4^{2-}$ .



**☺ EXERCICE N°23**

1) On fait réagir, à chaud, un volume V d'acide nitrique HNO<sub>3</sub> à l'état gazeux avec 0,6 g de carbone, il se produit du dioxyde d'azote NO<sub>2</sub>, de la vapeur d'eau et un volume V' = 0,96 L de dioxyde de carbone CO<sub>2(g)</sub>

a- Ecrire l'équation équilibrée de la réaction d'oxydo réduction qui se produit

b- Dites en Je Justifiant si la réaction se fait par voie sèche ou par voie humide.

c- Calculer la masse restante de carbone

d Déterminer le volume V d'acide nitrique utiliser dans cette réaction.

2) On fait dissoudre de l'acide nitrique dans l'eau.

a- Ecrire l'équation de la réaction de dissolution.

b- De quel type de réaction s'agit-il ? Justifier la réponse.

3) Les ions nitrate NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, réagissent avec les ions thiosulfate S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> en milieu acide suivant

l'équation :  $S_2O_3^{2-} + NO_3^- \longrightarrow SO_3 + NO_2$

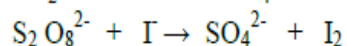
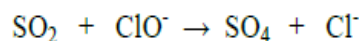
a- montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

b- Equilibrer cette équation.

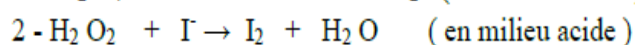
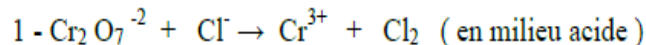
c- Donner les couples redox mis en jeu et ,comparer leur pouvoir réducteur?

**☺ EXERCICE N°24**

I – Equilibrer en utilisant le demi équation redox, les équations d'oxydoréduction qui toutes ont lieu en milieu acide.



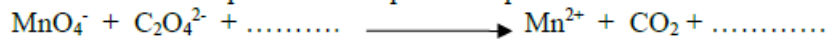
II – On donne les réactions suivantes:



Compléter ces réactions et montrer qu'elles sont des réactions redox

### ☺ EXERCICE N°25

On fait réagir en milieu acide un volume  $V = 15 \text{ ml}$  d'une solution violette de permanganate de potassium ( $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ) de concentration molaire  $C = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ , avec un excès d'une solution incolore contenant des ions oxalate ( $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ). Il se forme du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  gazeux et des ions  $\text{Mn}^{2+}$  incolores selon l'équation chimique non équilibrée suivante :



- 1°/ Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément manganèse et de l'élément carbone dans les composés suivants :  $\text{MnO}_4^-$  ;  $\text{Mn}^{2+}$  ;  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  et  $\text{CO}_2$ .
- 2°/ Montrer, en utilisant les nombres d'oxydation, que la réaction observée est une réaction d'oxydo-réduction.
- 3°/ Identifier les couples redox mis en jeux.
- 4°/ Ecrire la demi-équation associée à chacun de ces couples.
- 5°/ Ecrire l'équation équilibrée de la réaction d'oxydo-réduction.
- 6°/ Déterminer le volume du gaz dégagé. (On donne  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ ).

### ☺ EXERCICE N°26

On considère la classification électrochimique suivante :

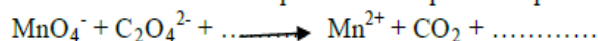
Cu   Ag   H<sub>2</sub>   Pb   Fe   Zn   Al   ordre de réduction croissant  
----->

- 1- Dans un volume  $V = 200 \text{ ml}$  d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) de concentration  $C = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$ , on introduit une masse  $m = 12 \text{ g}$  d'un mélange de trois métaux  $M_1$ ,  $M_2$  et  $M_3$  (Al, Ag et Cu) ; on remarque qu'il y a dégagement d'un gaz qui fait une détonation de volume  $v_g$ 
  - a- Préciser le métal  $M_1$  qui va réagir avec les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Justifier.
  - b- Ecrire les deux demi réactions et l'équation qui a lieu
  - c- Déterminer la masse du métal qui a réagi sachant que la réaction est totale.
  - d- Déduire le volume du gaz dégagé.
- 2- On filtre le mélange obtenu et on ajoute au résidu solide, une solution S de chlorure de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $2 \text{ Cl}^-$ ), de volume  $v = 50 \text{ ml}$  et de concentration  $C' = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - a- Préciser le métal  $M_2$  qui va réagir avec les ions  $\text{Cu}^{2+}$ . Justifier.
  - b- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.
  - c- Calculer la masse du métal  $M_2$ , sachant la masse de ce métal réagi totalement avec les ions  $\text{Cu}^{2+}$  provenant avec la solution S.
  - d- Déduire la masse du métal  $M_3$ .

On donne on  $\text{g.mol}^{-1}$   $M_{\text{Ag}} = 107$     $M_{\text{Cu}} = 63.5$     $M_{\text{Al}} = 27$  et  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

### ☺ EXERCICE N°27

On fait réagir en milieu acide un volume  $V = 15 \text{ ml}$  d'une solution violette de permanganate de potassium ( $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ) de concentration molaire  $C = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ , avec un excès d'une solution incolore contenant des ions oxalate ( $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ). Il se forme du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  gazeux et des ions  $\text{Mn}^{2+}$  incolores selon l'équation chimique non équilibrée suivante :



- 1°/ Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément manganèse et de l'élément carbone dans les composés suivants :  $\text{MnO}_4^-$  ;  $\text{Mn}^{2+}$  ;  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  et  $\text{CO}_2$ .
- 2°/ Montrer, en utilisant les nombres d'oxydation, que la réaction observée est une réaction d'oxydoréduction.
- 3°/ Identifier les couples redox mis en jeux.
- 4°/ Ecrire la demi-équation associée à chacun de ces couples.
- 5°/ Ecrire l'équation équilibrée de la réaction d'oxydo-réduction.
- 6°/ Déterminer le volume du gaz dégagé. (On donne  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ )