**EXERCICES Oxydo-réductions**

**EXERCICE N°1**

Les ions cadmium Cd2+ réagissent avec l'argent métallique Ag pour donner un dépôt de cadmium métallique et des ions argent Ag+.

1- Ecrire les deux demi-équations représentant les transformations subies par les ions cadmium

Cd2+ et l'argent Ag.

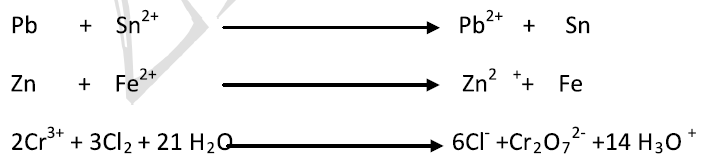
2- En déduire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction.

3- Préciser l'entité qui joue le rôle d'oxydant et celle qui joue le rôle de réducteur.

###### 4- Préciser l'entité qui subit l'oxydation et celle qui subit la réduction.

**EXERCICE N°2**

Soit les équations des réactions suivantes :



1- Préciser pour chaque réaction l'oxydant et le réducteur mis en jeu.

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

3- Préciser les couples redox mis en jeu au cours de chaque réaction.

###### EXERCICE N °3

Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives aux couples suivants:

Al3+(aq) / Al(s) MnO4-(aq) / Mn2+(aq)(en milieu acide)

NO3-(aq) / NO(g) (en milieu acide) MnO4-(aq) / MnO2(s)(en milieu acide)

***EXERCICE N°4 : Etablir une demi-équation électronique***

1. Établir la demi-équation électronique des couples suivants en milieu acide :

Fe3+(aq)/Fe2+(aq); IO3-(aq)/I-(aq); MnO4-(aq)/Mn2+(aq); Fe(CN)63-(aq)/Fe2+(aq); Hg2Cl2(s)/Hg(s).

2. Établir la demi-équation électronique des couples suivants en milieu basique :

MnO4-(aq)/Mn2+(aq) ; Al(OH)4-(aq)/Al(s)

**EXERCICE N°5 :**

On donne l'équation suivante: S2O82-(aq) + Hg22+(aq) 2SO42-(aq) + 2Hg2+(aq)



**1.** Rechercher le nom de l'élément dont le symbole est Hg.

**2.** Identifier les deux couples d’oxydo-réduction mis en jeu dans cette réaction d'oxydoréduction.

**3.** Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondant à ces couples.

**4.** Déterminer l'oxydant et le réducteur de la transformation étudiée.

**EXERCICE N°6 :**

Equilibrez les équations suivantes à l'aide des nombres d'oxydation et indiquez : l'oxydation, la réduction, l'oxydant et le réducteur :

**EXERCICE N°7**

On fait réagir une solution sulfurique 2M sur une quantité de limaille de fer de masse m = 5g. On observe un dégagement gazeux.

1- Ecrire l'équation chimique de la réaction observée en ne faisant apparaitre que les entités qui ont réagi.

2- Déterminer le volume minimal Vide la solution d'acide sulfurique qu'on doit utiliser pour oxyder toute la quantité de fer présente.

3- En déduire le volume V2 du gaz dégagé.

On donne : M(Fe) = 56 g.mol-1 et VM = 24 L.mol-1.

###### EXERCICE N°8

Une solution aqueuse de permanganate de potassium peut oxyder l'eau oxygénée en milieu acide.

**1.** Ecrire l'équation de cette réaction d'oxydoréduction sachant que les couples mis en jeu sont:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| O2(g) / H2O2(aq) | et | MnO4-(aq) / Mn2+(aq) |

Il faut exactement V0=12mL de solution de permanganate de potassium de concentration C0=2,0.10-2mol.L-1 pour oxyder V=20mL d'eau oxygénée.

**2.** Déterminer la concentration C de l'eau oxygénée.

**EXERCICE N°9**

On fait barboter pendant quelques minutes du sulfure d'hydrogène de formule H2S dans 50 ml d'une solution de chlorure de fer III de concentration C = 0,5 mol I. Un précipité jaune de soufre S apparaît.

L'addition de la soude à la solution obtenue par filtration donne in précipité vert d'hydroxyde de fer II caractéristique des ions Fe2+.

1°) Interpréter ces observations en écrivant les demi équations des réactions qui viennent d'avoir lieu.

2°) Donner les deux couples redox mis en jeu dans la première réaction.

3°) Calculer le volume de H2S nécessaire pour réduire tous les ions Fe2+.

4°) Quelle est la concentration de la solution obtenue en ions Fe2+.

5°) calculer la masse de soufre (S) formé au cours de cette réaction.

**EXERCICE N°10**

1/ Au milieu acide, l'ion nitrate NO3 oxyde le cuivre métallique Cu en Cu2+ et il se réduit en monoxyde d'azote NO.

a - Ecrire les équations d'oxydation et de réduction.

b - Préciser les couples d'oxydoréduction mis en jeu.

c- Déduire l'équation bilan de la réaction.

2 / Le monoxyde d'azote formé est un gaz incolore, il réagit avec le dioxygène de l'air pour donner le dioxyde d'azote de formule NO2 qui est un gaz de couleur rousse.

a - Ecrire l'équation de la réaction et montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

b - Donner les couples Redox mis en jeu

**EXERCICE N°11:**

L'eau de Javel, désinfectant d'usage courant, est fabriquée par action du dichlore gazeux sur une solution d'hydroxyde de sodium.

1. Cette réaction d'oxydoréduction met en jeu les deux couples donnés ci-dessous.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ClO-(aq) / Cl2(g) | et | Cl2(g) / Cl-(aq) |

Ecrire les deux demi-équations d'oxydoréduction correspondantes.

2. A partir de ces deux demi-équations d'oxydoréduction, donner une équation chimique ayant pour seuls réactifs Cl2(g) et H2O.

**EXERCICE N°12 :**

On plonge une lame de zinc dans 100 cm3 d'une solution de nitrate d'argent de concentration égale à 0,10 mol.L-1.

1. Quelle est la réaction qui a lieu spontanément ?
2. Quelle est la masse d'argent déposé quand la quasi-totalité des ions Ag+ a disparu ? Quelle est la perte de masse subie par la lame de zinc ?

**EXERCICE n° 1 :**

Déterminer les nombres d’oxydations des éléments autre que l’oxygène et l’hydrogène dans les composés suivants : Cr2 O2-7  ; IO-3  ; HClO  ; S O2-3  ; NH3  ; NH+4  ; HNO3  et NO-3

**EXERCICE n° 2 :** Identifier les couples redox mis en jeu et équilibrer les équations dans un milieu acide .

Cr2 O2-7  + Hg ―→ Cr3+ + Hg2+

Mn O4-  + H2 O2 ―→ Mn2+  + O2

H2 O2 + SO2 ―→ H3O+ + SO42-

Cr2 O2-7 + Fe2+ ―→ Fe3+  + Cr3+

H2 S + Fe3+ ―→ Fe2+ + S

Pb + Cr3+ ―→Pb2 + Cr2+

Mn O-4 + Cl- ―→ Mn2+ + Cl2

**EXERCICE n° 3 :**

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

SO2 + ClO- → SO4 + Cl-

S2 O8 + I- → SO4 + I2

II – On donne les réactions suivantes:

1 - Cr2 O7 + Cl- → Cr3+ + Cl2 ( en milieu acide )

2 - H2 O2 + I- → I2 + H2 O ( en milieu acide )

Compléter ces réactions montrer qu’elles sont des réactions redox et donner les couples redox mis en jeu.

**EXERCICE n °4 :**

On fait barboter pendant quelques minutes du sulfure d’hydrogène de formule H2 S dans 50 ml d’une solution de chlorure de fer III de concentration C = 0,5 mol l. Un précipité jaune de soufre S apparaît. L’addition de la soude à la solution obtenue par filtration donne in précipité vert d’hydroxyde de fer II caractéristique des ions Fe2+ .

1°) Interpréter ces observations en écrivant les demi équations des réactions qui viennent d’avoir lieu.

2°) Donner les deux couples redox mis en jeu dans la première réaction.

3°) Calculer le volume de H2 S nécessaire pour réduire tout les ions Fe2+ .

4°) Quelle est la concentration de la solution obtenue en ions Fe2+.

5°) calculer la masse de soufre ( S ) formé au cours de cette réaction .

**EXERCICE n °5 :**

1 / Au milieu acide, l’ion nitrate NO3 oxyde le cuivre métallique Cu en Cu2+ et il se réduit en monoxyde d’azote NO.

a – Ecrire les équations d’oxydation et de réduction.

b – Préciser les couples d’oxydoréduction mis en jeu.

c – Déduire l’équation bilan de la réaction.

2 / Le monoxyde d’azote formé est un gaz incolore, il réagit avec le dixygène de l’air pour donner le dioxyde d’azote de formule NO2 qui est un gaz de couleur rousse.

a – Ecrire l’équation de la réaction et montrer qu’il s’agit d’une réaction d’oxydoréduction.

b – Donner les couples Redox mis en jeu

**EXERCICE n° 6 :**

1°) On prépare 1 litre d’une solution S1 de sulfate de sodium ( 2 Na+ + SO2-3 ) en dissolvant 6,3 g de ce composé dans l’eau . Calculer la molarité de cette solution.

2°) A un volume V1 = 10 ml de la solution S1 , on ajoute un volume V2 = 20 ml d' une solution S2 de permanganate de potassium en milieu acide .o n est alors dans les proportions stechiométriques.

Sachant que SO2-3 se transforme en SO2-4 et Mn O-4 se transforme en Mn2+ .

Ecrire l’équation d’oxydoréduction.

3°) Déduire la molarité de la solution S2.

**EXERCICE n° 7 :**

L’acide oxalique C2 H2 O4 a pour oxydant conjugué CO2.

1°) Ecrire la ½ équation de la réaction.

2°) On prépare une solution de volume V = 1 litre en dissolvant 18g d’acide oxalique dans l’eau pure.

Un prélèvement de 10 ml réagit avec une solution de de permanganade de potassium en milieu acide.

La concentration de la solution de la solution de permanganate de potassium est de 0,032 mol. l –1.

a – Ecrire l’équation d’oxydo réduction et préciser le couples redox.

b – Quel est le volume minimum de la solution de permanganate nécessaire pour faire réagir toute la quantité d'acide oxalique.

**Exercice n ° 8:**

Pour débarrasser une eau résiduelle des ions mercuriques ( Hg2+ ) qu’elle contient, il est possible de mettre en œuvre une réaction d’oxydoréduction entre les ions Hg2+ et le fer Fe.

On fait passer 10 g d’une eau à 6.10-4 % ( en masse ) en ion mercurique ( Hg2+ ) sur du fer en poudre.

1 ° / Sachant que le fer se transforme en ion fer II ( Fe2+ ) et les ions Hg2+ passant à l’état atomique ( Hg .

Ecrire l’équation bilan de la réaction

a - Préciser par mis les réactifs l’oxydant et le réducteur.  
b – Indiquer les couples redox mis en jeux.

c – Calculer la masse d’ion Hg2+ contenus 10 g d’eau.

d – Calculer la masse de fer nécessaire pour traiter une tonne de cette eau résiduelle.

On donne : Hg = 200 g . mol-1 ; Fe = 56 g . mol-1 .

**Exercice n ° 9 :**

Une solution (S1) de sulfate de fer II ( Fe SO4 ) est préparée par dissolution de 3,04 g de soluté de façon

à préparer un volume V = 400 mL .

La solution (S1 )est abandonnée à l’air ; une partie des ions fer II a été oxydé en ions fer III .

On désigne par (S’1 ) la nouvelle solution .

Pour déterminer le pourcentage des ions fer II oxydés par l’air on procède de la manière suivante :

On prélève un volume V1 = 20 mL de la solution (S’1 )au quel on ajoute quelques gouttes d’acide sulfurique

et on le fait réagir avec une solution (S2) de permanganate de potassium (KMnO4) de concentration

C2 = 10-2 mol .L-1

Il a fallut versé V2 = 8 mL de la solution ( S2 ) pour faire régir tous les ion ferII .

1 ° / a – Calculer le nombre de mol d’ions fer II dans (S1 ).

b – Déterminer la concentration C1 de la solution(S1 ).

2 ° / Calculer la masse de permanganate de potassium utilisée pour préparer 100 mL de (S2 ).

3 ° / Ecrire les équations d’oxydation et de réduction et déduire l’équation bilan de la réaction redox qui se produit .

4 ° / a – Déterminer le nombre de mole d’ions fer II dans V1 .

b – Calculer le pourcentage de mole d’ions fer II qui ont été oxydés par l’air .

**Exercice n ° 10 :**

1/Calculer le nombre d'oxydation de l'iode dans l'ion IO3- et ceux du soufre dans S02 et S04 2- .

2/Déduire les équations de demi-réaction formelles correspondant aux couples IO3-/ I-et S04 2-/ SO2 .

3/Ecrire l'équation bilan sachant que les ions sulfate S04 2-ont été réduits en dioxyde de soufre S02.

**Exercice n ° 11 :**

On dissout du nitrate de cuivre II Cu(N03)2 ,du nitrate d'argent AgN03 etdu nitrated'or Au(NO3)3 dans de l'eau pure de façon à obtenir 300 ml d'une solution (S). On partage ensuite (S) en trois parties égales.

Dans la première partie ( S1 ) on place une lame d’argent , on obtient un dépôt d'or de masse m1 = 0,394g. Dans la deuxiéme partie ( S2 ) , on met une lame de cuivre , On obtient un dépôt d'argent et d'or de masse m2 = 0,934g. Dans la troisième partie ( S3 ) , on place une lame de zinc on obtient un dépôt d’argent d’or et de cuivre de masse m3 = 1, 188g.

l/ a -lnterpréter ces expériences.

b/Ecrire les équations des réactions dans ( S1 ) et ( S2 ), en précisant à chaque fois l’oxydant et le réducteur

c-Déduire une classification électrochimique des métaux utilisés.

2/Calculer les molarités des ions Cu2+. Ag+ , Au3+ et NO3- dans la solution (S).

**On donne :** Ag = 108 g.mol-1 , Au = 197 g.mol-1 , Cu = 63,5 g.mol-1 , Zn = 65 g.mol-1

**Exercice n°12 :** On prépare du diode I2 à partir de l’ion iodate IO-3 .

L’équation de la réaction est :

**2H2O +2 I O3- + 5 H S O3-  I2 + 5 SO2-4 + 3 H3 O+**

La solution ( S ) obtenue prend une coloration brune due à I2 .

1° ) a – Montrer que c’est une réaction d’oxydoréduction .

b – Ecrire les couples redox mis en jeu .

c – Ecrire les deux demi équation de la réaction précédente et vérifier son équation.

d – Comparer les pouvoirs réducteur de couples .

2° ) On veut déterminer la concentration molaire du diode dans la solution ( S ) préparée .

Pour cela on prélève **V= 10 mL** de la solution ( S ) et on lui ajoute une solution ( S 1 ) de thiosulfate de sodium **Na2S2O3** de concentration **C’ = 0,2 mol .L-1 .**

On verse alors un volume **V’ = 10 mL** de la solution ( S’ ) pour obtenir la disparition totale de la coloration brune Sachant qu’une réaction redox se produit et que les couples redox mis en jeu sont :

**I2 / I- et S4 O2-6 / S2 O32-** .

a – Ecrire les équations formelles des deux couples .

b – Ecrire l’équation de la réaction qui se produit .

c – Exprimer**[ I2 ]**en fonction de **V , C’ , V’** .Calculer **[I2 ]**dans la solution ( S )

**Exercice 01 : Les couples**

Déterminer les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans les demi-équations d’oxydoréduction suivantes :

1.  : …………….………………………….……



2.  : …………….………………………….……



3.  : …………….………………………….……



**Exercice 02 : Zinc/Cuivre**

On plonge une lame de zinc dans un bécher contenant un volume *V* = 50 mL d’une solution bleue de sulfate de cuivre II de concentration *c* = 0.1 mol.L-1.

*Données :* Masses molaires :



a. On observe que la solution se décolore entièrement. Quelle indication peut-on en tirer ?

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

b. Un dépôt rouge apparait sur la lame de zinc. Quelle est la nature de ce dépôt ?

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

c. Ecrire l’équation de la réaction qui a lieu entre la lame de zinc et la solution de sulfate de cuivre.

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

d. Quel est le rôle joué par les ions cuivre dans cette réaction ? Sont-ils oxydés ou réduits ?

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

e. Préciser les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans cette réaction et écrire les demi-équations correspondantes.

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

f. Quelle est la masse de zinc   qui a été oxydée ?



…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

g. Quelle est la masse du dépôt rouge   qui apparait ?



…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

**Exercice 03 : Oxydoréduction ou pas ?**

Une eau-forte est une gravure obtenue en dessinant à l’aide d’une pointe en métal sur une plaque de cuivre recouverte d’un vernis protecteur. La plaque de cuivre est ensuite plongée dans une solution d’acide nitrique les parties de cuivre non protégées par le vernis sont alors attaquées. L’équation chimique de la réaction modélisant la transformation est la suivante :



a. Cette transformation chimique est-elle une réaction d’oxydoréduction ?

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

b. Parmi les réactifs, indiquer l’oxydant et le réducteur.

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

c. Ecrire les couples oxydant / réducteur mis en jeu et les deux demi-équations correspondantes.

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

…………………………….…………………………………………….………………………….……

**Questions cours :**

I – Donner la définition, d’un oxydant, d’un réducteur, d’une oxydation, d’une réduction.

II – En quoi consiste une oxydoréduction ?

III – Qu’est qu’un couple oxydant/réducteur ?

Voici la classification électrochimique de quelques couples redox :

Plus oxydant

Mg2+  Al3+ Zn2+ Fe2+ Ni2+ Sn2+ Pb2+ H+ Cu2+ Ag+ Pt2+ Au3+

Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H2 Cu Ag Pt Au

Plus réducteur

**Exercices :**

**Exercice 1 :** Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives aux couples suivants:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Cu2+(aq) / Cu(s) |  | MnO4-(aq) / Mn2+(aq)(en milieu acide) |

**Exercice 2 :** Ecrire les couples oxydant / réducteur relatifs aux demi-équations d'oxydoréduction suivantes:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Ag(s) |  | Ag+(aq) + 1e- |
|  |  |  |
| Fe2+(aq) + 2e- |  | Fe(s) |

**Exercice 3 :** On réalise les expériences suivantes :

|  |  |
| --- | --- |
| ①  Lame de nickel  Cu2+ + SO42- | ②  Fe2+ + SO42-  Lame de nickel |
| On observe un dépôt de cuivre sur la partie immergée de la lame de nickel | Aucun dépôt n’est observé sur la partie immergée de la lame de nickel |

1. Ecrire la demi-équation du couple rédox qui permet d’expliquer le dépôt de cuivre.
2. Ecrire la demi-équation du couple rédox qui permet d’où proviennent les électrons de la demi-réaction précédente.
3. Ecrire l’équation bilan de la réaction chimique traduisant le dépôt métallique.
4. Expliquer pourquoi aucun dépôt n’est observé dans l’expérience 2.

**Exercice 4 :** Une solution aqueuse de permanganate de potassium peut oxyder l'eau oxygénée en milieu acide. Les demi-équations de cette réaction d'oxydoréduction sont les suivantes :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| ① | MnO4-(aq) + 8H+(aq) + 5e- |  | Mn2+(aq) + 4H2O |
|  |  |  |  |
| ② | H2O2 |  | O2(g) + 2H+(aq) + 2e- |

1. Ecrire les couples oxydant / réducteur relatifs aux demi-équations d'oxydoréduction.
2. Nommer la réaction ① et la réaction②, préciser l’oxydant et le réducteur.
3. Ecrire l’équation bilan de cette réaction d’oxydoréduction.