EXERCICES Oxydo-réductions

EXERCICE N°1

Les ions cadmium Cd^{2+} 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 Cd^{2+} 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 :

$$Pb + Sn^{2+} \longrightarrow Pb^{2+} + Sn$$

$$Zn + Fe^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Fe$$

$$2Cr^{3+} + 3Cl_2 + 21\,H_2O \longrightarrow 6Cl^{-} + Cr_2O_7^{2-} + 14\,H_3O^{+}$$

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:

$Al^{3+}_{(aq)} / Al_{(s)}$ $MnO_4^{-}{}_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$ (en milieu acide)

$NO_3^{-}{}_{(aq)} / NO_{(g)}$ (en milieu acide) $MnO_4^{-}{}_{(aq)} / MnO_{2(s)}$ (en milieu acide)

EXERCICE N°4 : Etablir une demi-équation électronique

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

$Fe^{3+}(aq)/Fe^{2+}(aq)$; $IO_3^{-}(aq)/I^{-}(aq)$; $MnO_4^{-}(aq)/Mn^{2+}(aq)$; $Fe(CN)_6^{3-}(aq)/Fe^{2+}(aq)$; $Hg_2Cl_2(s)/Hg(s)$.

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

$MnO_4^{-}(aq)/Mn^{2+}(aq)$; $Al(OH)_4^{-}(aq)/Al(s)$

EXERCICE N°5 :

On donne l'équation suivante: $S_2O_8^{2-}{}_{(aq)} + Hg_2^{2+}{}_{(aq)} \longrightarrow 2SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2Hg^{2+}{}_{(aq)}$

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 V_2 du gaz dégagé.

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

$$O_{2(g)} / H_2O_{2(aq)} \quad \text{et} \quad MnO_4^-{}_{(aq)} / Mn^{2+}{}_{(aq)}$$

Il faut exactement V_0=12mL de solution de permanganate de potassium de concentration $C_0=2,0.10^{-2}mol.L^{-1}$ 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 H_2S 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 Fe^{2+}.
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 H_2S nécessaire pour réduire tous les ions Fe^{2+}.
4°) Quelle est la concentration de la solution obtenue en ions Fe^{2+}.
5°) calculer la masse de soufre (S) formé au cours de cette réaction.

EXERCICE N°10

1/ Au milieu acide, l'ion nitrate NO_3 oxyde le cuivre métallique Cu en Cu^{2+} 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 NO_2 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.

$$ClO^-{}_{(aq)} / Cl_{2(g)} \quad \text{et} \quad Cl_{2(g)} / Cl^-{}_{(aq)}$$

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 $Cl_{2(g)}$ et H_2O.

EXERCICE N°12 :

On plonge une lame de zinc dans 100 cm^3 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 : $Cr_2O^{2-}_7$; IO^-_3 ; $HClO$; SO^{2-}_3 ; NH_3 ; NH^+_4 ; HNO_3 et NO^-_3

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

$Cr_2O^{2-}_7 + Hg \longrightarrow Cr^{3+} + Hg^{2+}$

$MnO^-_4 + H_2O_2 \longrightarrow Mn^{2+} + O_2$

$H_2O_2 + SO_2 \longrightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$

$Cr_2O^{2-}_7 + Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+}$

$H_2S + Fe^{3+} \longrightarrow Fe^{2+} + S$

$Pb + Cr^{3+} \longrightarrow Pb^2 + Cr^{2+}$

$MnO^-_4 + Cl^- \longrightarrow Mn^{2+} + Cl_2$

EXERCICE n° 3 :

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

$SO_2 + ClO^- \rightarrow SO_4 + Cl^-$

$S_2O_8 + I^- \rightarrow SO_4 + I_2$

II – On donne les réactions suivantes:

1 - $Cr_2O_7 + Cl^- \rightarrow Cr^{3+} + Cl_2$ (en milieu acide)

2 - $H_2O_2 + I^- \rightarrow I_2 + H_2O$ (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 H_2S 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 Fe^{2+} .

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 H_2S nécessaire pour réduire tout les ions Fe^{2+} .

4°) Quelle est la concentration de la solution obtenue en ions Fe^{2+}.

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

EXERCICE n °5 :

1 / Au milieu acide, l'ion nitrate NO_3 oxyde le cuivre métallique Cu en Cu^{2+} 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 NO_2 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 S_1 de sulfate de sodium ($2Na^+ + SO^{2-}_3$) en dissolvant 6,3 g de ce composé dans l'eau . Calculer la molarité de cette solution.

2°) A un volume V_1 = 10 ml de la solution S_1 , on ajoute un volume V_2 = 20 ml d' une solution S_2 de permanganate de potassium en milieu acide .o n est alors dans les proportions stechiométriques.

Sachant que SO^{2-}_3 se transforme en SO^{2-}_4 et MnO^-_4 se transforme en Mn^{2+} .

Ecrire l'équation d'oxydoréduction.

3°) Déduire la molarité de la solution S_2.

EXERCICE n° 7 :

L'acide oxalique $C_2H_2O_4$ a pour oxydant conjugué CO_2.

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 (Hg^{2+}) qu'elle contient, il est possible de mettre en œuvre une réaction d'oxydoréduction entre les ions Hg^{2+} et le fer Fe.

On fait passer 10 g d'une eau à 6.10^{-4} % (en masse) en ion mercurique (Hg^{2+}) sur du fer en poudre.
1 ° / Sachant que le fer se transforme en ion fer II (Fe^{2+}) et les ions Hg^{2+} 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 Hg^{2+} 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 (S_1) de sulfate de fer II ($Fe\ SO_4$) est préparée par dissolution de 3,04 g de soluté de façon à préparer un volume V = 400 mL .

La solution (S_1)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 V_1 = 20 mL de la solution (S'_1)au quel on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique et on le fait réagir avec une solution (S_2) de permanganate de potassium (KM_nO_4) de concentration $C_2 = 10^{-2}$ mol .L^{-1}

Il a fallut versé V_2 = 8 mL de la solution (S_2) pour faire régir tous les ion ferII .
1 ° / a – Calculer le nombre de mol d'ions fer II dans (S_1).
b – Déterminer la concentration C_1 de la solution(S_1).
2 ° / Calculer la masse de permanganate de potassium utilisée pour préparer 100 mL de (S_2).
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 V_1 .
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 IO_3^- et ceux du soufre dans $S0_2$ et $S0_4^{2-}$.
2/Déduire les équations de demi-réaction formelles correspondant aux couples IO_3^- / I^- et $S0_4^{2-}$/ SO_2 .
3/Ecrire l'équation bilan sachant que les ions sulfate $S0_4^{2-}$ont été réduits en dioxyde de soufre $S0_2$.

Exercice n ° 11 :

On dissout du nitrate de cuivre II $Cu(N03)_2$,du nitrate d'argent $AgN0_3$ etdu nitrate d'or $Au(NO_3)_3$ 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 (S_1) on place une lame d'argent , on obtient un dépôt d'or de masse m_1 = 0,394g. Dans la deuxiéme partie (S_2) , on met une lame de cuivre , On obtient un dépôt d'argent et d'or de masse m_2 = 0,934g. Dans la troisième partie (S_3) , on place une lame de zinc on obtient un dépôt d'argent d'or et de cuivre de masse m_3 = 1, 188g.
l/ a -lnterpréter ces expériences.
b/Ecrire les équations des réactions dans (S_1) et (S_2), en précisant à chaque fois l'oxydant et le réducteur
c-Déduire une classification électrochimique des métaux utilisés.
2/Calculer les molarités des ions Cu^{2+}. Ag+ , Au^{3+} et NO_3^- 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 I_2 à partir de l'ion iodate IO^-_3 .

L'équation de la réaction est :

$$2H_2O + 2\ I\ O_3^- + 5\ H\ S\ O_3^- \rightarrow I_2 + 5\ SO^{2-}_4 + 3\ H_3\ O^+$$

La solution (S) obtenue prend une coloration brune due à I_2 .
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 $Na_2S_2O_3$ 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 :

$$I_2 / I^- \text{ et } S_4\ O^{2-}_6 / S_2\ O_3^{2-}$$

a – Ecrire les équations formelles des deux couples .
b – Ecrire l'équation de la réaction qui se produit .
c – Exprimer**[I_2]**en fonction de **V , C' , V'** .Calculer **[I_2]**dans la solution (S)

Exercice 01 : Les couples

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

1. $BrO_4^-{}_{(aq)} + 2H^+{}_{(aq)} + 2e^- = BrO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$: ……

2. $O_{2\,(g)} + 4H^+{}_{(aq)} + 4e^- = 2\,H_2O_{(l)}$: ……

3. $Cl_{2\,(g)} + 2\,H_2O_{(l)} = 2HOCl_{(aq)} + 2H^+{}_{(aq)} + 2\,e^-$: ……

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 : $M(Zn) = 65.4\ g.mol^{-1}$; $M(Cu) = 63.5\ g.mol^{-1}$

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 m_1 qui a été oxydée ?

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

g. Quelle est la masse du dépôt rouge m_2 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 $(H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)})$: les parties de cuivre non protégées par le vernis sont alors attaquées. L'équation chimique de la réaction modélisant la transformation est la suivante :

$$2\,NO_3^-{}_{(aq)} + 3Cu_{(s)} + 8\,H^+{}_{(aq)} \rightarrow 2NO_{(g)} + 3Cu^{2+}{}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$$

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.

……

……

……

……

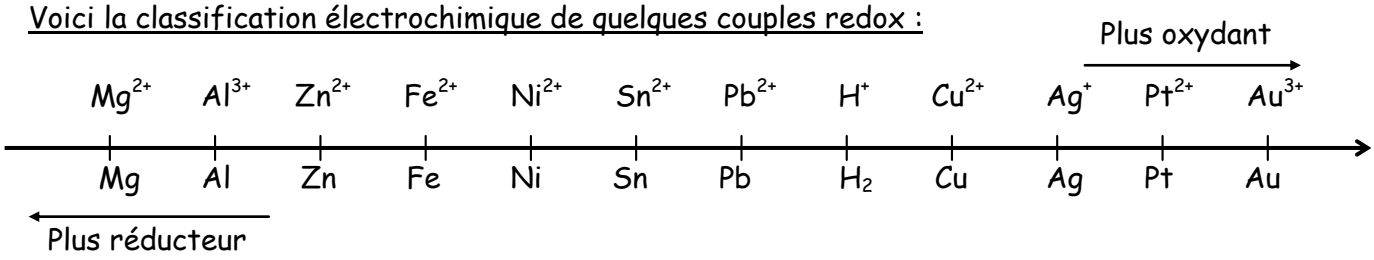
Questions cours :

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 :



Exercices :

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

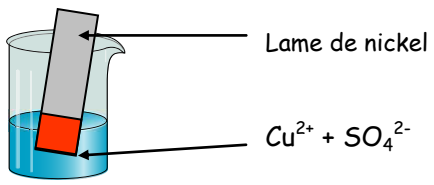
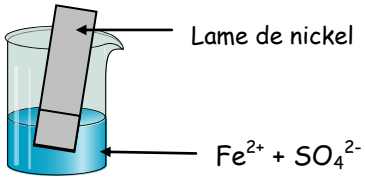
$Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$ $MnO_4^-{}_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$ (en milieu acide)

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

$Ag_{(s)}$ $\theta Ag^+_{(aq)} + 1e^-$

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $\theta Fe_{(s)}$

Exercice 3 : On réalise les expériences suivantes :

①	②
	
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

a. Ecrire la demi-équation du couple rédox qui permet d'expliquer le dépôt de cuivre.
b. Ecrire la demi-équation du couple rédox qui permet d'où proviennent les électrons de la demi-réaction précédente.
c. Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique traduisant le dépôt métallique.
d. 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 $MnO^{4-}_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^-$ θ $Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$

② H_2O_2 θ $O_{2(g)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^-$

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