



Chimie

Niveau : 1^{ère} BAC
Physique Chimie

serie d'exercices

Les réactions d'oxydo-réduction

Année scolaire
----/-----

Exercice 1

1 – Equilibrer en utilisant le demi équation redox, les équations d'oxydoréduction qui toutes ont lieu en milieu acide. : a- $\text{SO}_2 + \text{ClO}^- \rightarrow \text{SO}_4 + \text{Cl}^-$; b- $\text{S}_2\text{O}_8 + \text{I}^- \rightarrow \text{SO}_4 + \text{I}_2$

2 – On donne les réactions suivantes:

a - $\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Cl}_2$ (en milieu acide) ; b - $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (en milieu acide)

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

Exercice 2

Identifier les couples ox/réd et écrire les demi-équations dans le sens où elles se produisent.

1- $2\text{Hg}_{(s)} + 2\text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Hg}_{2^{2+}}_{(aq)} + 2\text{Ag}_{(s)}$

2- $2\text{H}^+_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$

Exercice 3

On plonge un grain de plomb (Pb) dans $V = 0,15\text{L}$ d'une solution de concentration $C = 10^{-2}\text{mol/L}$ de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$).

Au cours de la réaction, il se forme des ions plomb Pb ainsi qu'un dépôt métallique, la masse de ce dépôt obtenu à la fin de la réaction est $m = 0,72\text{g}$. Le grain de plomb a disparu.

1- Identifier les couples redox mis en jeu et écrire l'équation de la réaction.

2-Établir un tableau d'avancement du système chimique.

3-Quel est le réactif limitant du système chimique ? En déduire l'avancement maximal de la réaction.

4- Quelle est la concentration finale des ions plomb Pb^{2+} ?

5- Déterminer la masse initiale du grain de plomb.

Données : $M(\text{Pb}) = 207\text{g.mol}$, $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g.mol}$.

Exercice 4

Une solution (S_1) de sulfate de fer II ($\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$) est préparée par dissolution de 3,04 g de soluté de façon à préparer un volume $V = 400\text{mL}$.

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 $V_1 = 20\text{mL}$ 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 ($\text{K}^+_{(aq)} + \text{MnO}_4^-_{(aq)}$) de concentration $C_2 = 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$

Il a fallu versé $V_2 = 8\text{mL}$ de la solution (S_2) pour faire réagir tous les ion ferII.

1– Calculer le nombre de mol d'ions fer II dans (S_1).

2 – 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– Déterminer le nombre de mole d'ions fer II dans V_1 .

5–Calculer le pourcentage de mole d'ions fer II qui ont été oxydés par l'air

Exercice 5

Dans 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,10 mol/L, on plonge un objet de masse $m = 227\text{mg}$ d'un alliage d'argent et d'aluminium contenant 186,5mg d'argent.

1- Une réaction chimique se produit. Laquelle ?

2- Ecrire l'équation-bilan en mettant en évidence le phénomène d'oxydo-réduction.

3- Calculer le volume de dihydrogène dégagé, mesuré dans les conditions normales de température et de pression.

4- Quels sont les ions présents en fin de réaction ? Calculer leurs concentrations.

Exercice 6

Au laboratoire, lorsque l'on ne dispose pas d'une bouteille de dioxygène comprimé, on peut préparer ce gaz en faisant réagir en milieu acide une solution de permanganate de potassium sur de l'eau oxygénée H_2O_2 à 20 volumes. Cette indication, portée sur l'étiquette signifie que, dans les conditions normales de pression et de température, elle peut libérer un volume de dioxygène égal à 20 fois le volume d'eau oxygénée utilisé : 1L de solution libère 20 L de dioxygène.

Dans cette réaction, l'eau oxygénée appartient au couple : $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$

1- Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

2- Quel volume d'eau oxygénée faut-il utiliser pour obtenir 1L de dioxygène ?

3- La solution de permanganate de potassium a une concentration $c = 0,25\text{mol/L}$. Quel volume minimal de cette solution doit-on introduire dans le flacon ?