

Exercice n°1

1°) Rappeler les définitions des termes suivants : oxydation, réduction, oxydant, réducteur.

(A₁ ; 1pt)

2°) On considère les couples redox suivants :

- couple (1) : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$;
- couple (2) : I_2/I^- ;
- couple (3) : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.

a) Ecrire l'équation formelle associée a chaque couple redox. (A₂ ; 1pt)

b) Calculer les nombres d'oxydation du soufre (S) dans les ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ et SO_4^{2-} . (A₂ ; 0,5pt)

c) Sachant que le réducteur du couple (2) est plus fort que celui du couple (1), écrire l'équation de la réaction spontanée qui peut se produire entre ces deux couples

(A₂ ; 0,5pt)

Exercice n°2

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 rédox qui interviennent ? (A₂ ; 0,5pt)

2°) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a eu lieu. (A₂ ; 0,5pt)

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 rédox concernés par ordre croissant du pouvoir réducteur. (A₂ ; 0,5pt)

II- Des clous de fer ont une masse $m = 10$ g. On les place dans un bêcher et on leur ajoute un volume $V = 10$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique de molarité C inconnue. On observe un dégagement de dihydrogène (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 $m' = 9,44$ g.

1°) Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu et montrer que c'est une réaction d'oxydoréduction. Préciser les couples rédox qui interviennent. (A₂ ; 1,5pt)

2°) Calculer le volume de dihydrogène dégagé. (A₂ ; 0,5pt)

3°) Déterminer la molarité C de la solution d'acide chlorhydrique utilisée. (A₂ ; 0,5pt)

On donne :

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

Exercice n°3

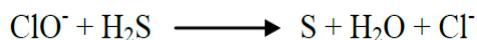
On considère la classification électrochimique suivante :

Cu H₂ Pb Fe Zn Al ordre de réduction croissant
—————→

- Dans un volume $V=200\text{ml}$ d'une solution aqueuse de sulfate de fer II ($\text{Fe}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$) de concentration $C=0.5 \text{ mol.L}^{-1}$, on introduit une masse $m= 12\text{g}$ d'un mélange de deux métaux Zn et Cu.
 - Préciser le métal M qui va réagir avec les ions Fe^{2+} . Justifier.
 - Ecrire les deux demi réactions et l'équation qui a lieu
- Déterminer la quantité de matière des ions Fe^{2+} sachant que tous les ions réagissent.
 - Déduire la masse du métal M qui réagit sachant qu'il ne reste plus de métal M.
 - Déduire la masse l'autre métal.
- On filtre le mélange obtenu et on ajoute au résidu solide un excès d'une solution de chlorure d'hydrogène ($\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$), le volume de dihydrogène H_2 est $V_G= 0.48\text{L}$.
 - Ecrire l'équation de la réaction qui se produit. Justifier.
 - Calculer la quantité de H_2 formée.
 - Déduire la masse du métal qui a réagit avec les ions H_3O^+
On donne on g.mol^{-1} $M_{\text{Zn}}=65$ $M_{\text{Cu}}=63.5$ $M_{\text{Fe}}=56$ et $V_M=24\text{L.mol}^{-1}$

Exercice n°4

L'ion hypochlorite ClO^- réagissent avec le sulfure d'hydrogène H_2S en milieu acide selon cette réaction :



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

Exercice n°5

On donne : $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{K}) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{Mn}) = 55 \text{ g.mol}^{-1}$.

On prépare une solution (S_1) de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) en dissolvant une masse $m = 0,79 \text{ g}$ de solide dans un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'eau distillée.

- Montrer que la molarité de la solution (S_1) est $C_1 = 5.10^{-2} \text{ M}$.
- On prélève un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ de (S_1) que l'on ajoute à un volume $V_2 = 20 \text{ mL}$ d'une solution (S_2) de sulfate de fer II ($\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration $C_2 = 0,08 \text{ M}$. A la fin de la réaction, il se forme des ions **fer III** et des ions manganèse Mn^{2+} .
 - En utilisant le nombre d'oxydation déterminer les couples redox mis en jeu dans cette réaction.
 - Ecrire l'équation formelle associée à chaque couple.
 - Déduire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction.
 - Identifier les ions réducteurs et les ions oxydants, ensuite déterminer leurs quantités de matière respectives.
 - Y a-t-il un réactif en excès ? Si oui lequel ?
 - Déterminer donc la molarité des ions Mn^{2+} obtenus dans le mélange final.