

SERIE D'EXERCICES SUR OXYDOREDUCTION

Exercice 1:

On réalise les expériences suivantes:

- Une lame d'argent plongée dans une solution de chlorure d'or (AuCl_3) se recouvre d'or.
- Une lame de cuivre plongée dans une solution de nitrate d'argent (AgNO_3) se recouvre d'argent.
- Une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de cuivre se recouvre de cuivre.

1°) a) Ecrire les différentes équation-bilan des réactions qui ont lieu. En déduire une classification des couples Ag^+/Ag ; Cu^{2+}/Cu ; Au^{3+}/Au ; Fe^{2+}/Fe suivant leur pouvoir oxydant croissant.

b) Sachant que l'acide chlorhydrique dilué attaque le fer et non le cuivre, classer le couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ dans la classification précédente.

2°) On verse peu de solution de nitrate d'argent dans un bêcher et on y fait barboter de l'hydrogène. Peu à peu il apparaît de l'argent. Ecrire l'équation – bilan de la réaction.

Exercice 2:

On dispose d'une solution aqueuse renfermant du nitrate de cuivre (II) et du nitrate d'argent.

- ❖ On prélève un litre de la solution, on la traite par une lame de zinc, on obtient un dépôt solide de 14g
 - ❖ On prélève un autre litre de cette solution, on la traite par une lame de cuivre, on obtient un dépôt solide de 10,8g.
- 1) Ecrire les équations des réactions qui se sont produites au cours de chaque expérience.
 - 2) Trouver les concentrations des ions Ag^+ , Cu^{2+} et NO_3^- dans la solution initiale.
 - 3) Trouver après chacune des expériences précédentes les concentrations molaires des différents ions présents dans le prélèvement.

Exercice 3:

On considère la pile Daniell constituée par les demi-piles $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ et $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$.

La première demi-pile est constituée d'une électrode de cuivre plongeant dans 0,5L de solution de sulfate de cuivre de concentration $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

La deuxième demi-pile est constituée d'une électrode de zinc plongeant dans 0,5L de solution de sulfate de zinc de concentration $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Faire le schéma de la pile.
- 2) Ecrire les équations-bilans des réactions qui se produisent au niveau des électrodes lorsque la pile débite du courant.
 - ❖ Quel est le métal qui est consommé ?
 - ❖ Comment varient alors les concentrations des ions Cu^{2+} et Zn^{2+} dans les deux solutions ?
 - ❖ Calculer l'intensité du courant sachant que la résistance totale du circuit est $R = 2\Omega$
- 3) Pendant combien de temps la pile peut-elle débiter dans les conditions précédentes ?
 Trouver les masses des électrodes lorsque la pile est usée.
 On suppose que l'intensité du courant débité reste constante et que la pile peut débiter jusqu'à épuisement des ions Cu^{2+} .

On donne les potentiels des couples : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu} : 0,34\text{V}$; $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} : -0,76\text{V}$.

Exercice 4:

On considère 3 piles.

La pile n°1 fait intervenir les couples rédox H^+ / H_2 et $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$. Sa f.e.m est 0,34V.

La pile n°2 met en jeu les couples Ag^+ / Ag et $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$. Elle a une f.e.m de 0,46V et sa borne positive est Ag.

La pile n°3 dans laquelle les couples en interaction sont $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$ et $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ a pour f.e.m 0,78V, sa borne positive est Cu.

Toutes les piles fonctionnent dans les conditions standard.

- 1) Calculer les potentiels standard des couples $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$, Ag^+ / Ag et $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$.
- 2) Placer sur un axe des potentiels standard les couples H^+ / H_2 , Ag^+ / Ag , $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ et $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$. On précisera l'échelle. Quelle réaction rédox peut-on prévoir entre les couples Ag^+ / Ag et $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$?
- 3) Pour la pile n°3, le volume de solution dans chaque demi-pile est 50mL. Calculer l'augmentation de masse de l'électrode de cuivre lorsque la concentration finale de l'ion Fe^{2+} vaut $1,4 \text{ mol.L}^{-1}$. On donne $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 5:

A) On veut doser la vitamine C ou acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ contenu dans une ampoule de

jus de fruit. Dans un bêcher on introduit le jus de fruit contenu dans une ampoule. On se propose de doser la vitamine C contenue dans ce jus de fruit par une solution de diiode de concentration molaire $C' = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

1-) Faire un schéma légendé du montage à utiliser.

2-) Ecrire les demi équations relatives au deux couples I_2/I^- et $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6/\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.

En déduire l'équation –bilan support du dosage.

3-) Le volume versé pour avoir l'équivalence est $V^e = 15,1 \text{ mL}$. Comment peut-on repérer l'équivalence ?

Calculer la quantité de vitamine C contenue dans l'ampoule de jus de fruit.

L'étiquette collée sur l'ampoule indique 5 mg de vitamine C. Les résultats du dosage sont-ils en accord avec cette indication ?

On donne : masse molaire de la vitamine C : $M = 176 \text{ g/mol}$.

B) Le dichlore Cl_2 peut se préparer au laboratoire par oxydation des ions chlorure Cl^- par les ions permanganate MnO_4^- en milieu acide.

1-) Ecrire les demi équations relatives aux deux couples.

2-) Dans une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_a = 100 \text{ mL}$ de concentration molaire

$C_a = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute 3g de cristaux de permanganate de potassium. Préciser le réactif limitant. Calculer le volume de dichlore mesuré dans les CNTP qu'on peut obtenir.

On donne les masses molaires : K : 39 g/mol ; O : 16 g/mol ; Mn : 55 g/mol .

FIN DE LA SERIE