

Exercice 1 :

On donne : $M(\text{Zn}) = 65\text{g.mol}^{-1}$ et $V_m = 24\text{L.mol}^{-1}$

On introduit une masse $m = 3,25\text{g}$ de zinc en poudre dans un tube à essai contenant un volume $V = 20\text{cm}^3$ d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique (H_3O^+ ; Cl^-) de concentration molaire $C = 2\text{mol.L}^{-1}$.

A la fin de la réaction, on observe un dégagement de gaz qui détone en présence d'une flamme et formation des ions Zn^{2+} .

1°/ a) Identifier les réactifs et les produits.

b) Est-ce que le zinc a subi une oxydation ou une réduction ? Justifier.

c) Le zinc est un oxydant ou un réducteur dans cette réaction ?

d) Ecrire les deux demi équations électroniques et les couples redox correspondants.

e) En déduire l'équation bilan de la réaction.

2°/ a) Calculer les quantités de matières initiales de chaque réactifs.

b) Déterminer le réactif limitant.

c) Calculer le volume de gaz dégagé.

Exercice 2 :

On donne : $M(\text{Ag}) = 108\text{g.mol}^{-1}$ et $M(\text{Al}) = 27\text{g.mol}^{-1}$

Dans une séance de travaux pratiques on a réalisé les expériences suivantes :

1°/ Expérience ①:

On introduit un excès de cuivre à l'état solide dans un volume $V_1 = 200\text{mL}$ d'une solution aqueuse S_1 de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) de concentration molaire $C_1 = 0,5\text{mol.L}^{-1}$.

À la fin de la réaction la solution prend une couleur bleuâtre et il se forme un dépôt solide d'argent.

a) Ecrire les deux demi-équations électroniques - Déduire l'équation bilan.

b) Parmi les réactifs, préciser le réducteur et l'oxydant.

c) Indiquer les couples redox mis en jeu pour cette réaction.

d) Calculer la masse d'argent déposée et le nombre de mole d'ions Cu^{2+} obtenu.

2°/ Expérience ②:

On filtre le mélange final précédant, dans la solution S_2 obtenue de volume $V_2 = 200\text{cm}^3$, on introduit $0,05\text{mol}$ d'aluminium (Al) en poudre.

a) Ecrire l'équation de la réaction mettant en jeu les couples redox Al^{3+}/Al et Cu^{2+}/Cu sachant qu'on obtient un dépôt rouge de cuivre.

b) Montrer que l'aluminium est en excès.

c) Déterminer la masse d'aluminium restante en fin de la réaction .

Exercice 3 :

On donne : $M(\text{Fe}) = 56$; $M(\text{Cu}) = 64\text{g.mol}^{-1}$ et $V_m = 24\text{L.mol}^{-1}$

1°/ On fait réagir une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) en excès avec une masse $m = 2,7\text{g}$ d'aluminium. À la fin de la réaction il y a apparition d'un gaz qui détone en présence d'une flamme et formation des ions Al^{3+} .

a) Identifier les réactifs et les produits.

b) Ecrire les deux demi-équations électroniques.

c) Déduire l'équation bilan de cette réaction.

d) Parmi les réactifs, préciser le réducteur et l'oxydant.

e) Indiquer les couples redox mis en équation.

2°/ Calculer le volume de gaz dégagé.

Exercice 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** (FeCl_3) de concentration $C = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. 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 5 :

On verse un volume $V = 100 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; sur une masse $m = 0,2 \text{ g}$ de limaille de fer.

- 1) a- Écrire l'équation de la réaction observée.
b- Définir : un oxydant ; un réducteur.
c- Préciser les couples redox mis en jeux.
d- Ecrire la demi-équation correspondant à chaque couple.
- 2) Calculer la masse de fer qui à réagit.
- 3) Déduire la masse de limaille de fer restante à la fin de la **réaction 2**.
- 4) Le mélange obtenu est filtré. Le filtrat constitue une solution (S) de volume $V = 100 \text{ cm}^3$. Déterminer sa concentration molaire en ions Fe^{2+} . On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 6 :

On veut déterminer la composition massique d'un échantillon de cupronickel (alliage cuivre-nickel) en l'attaquant par un excès d'une solution d'acide chlorhydrique. Suite a cette attaque le nickel Ni est oxyde en ion nickel Ni^{2+} et il se dégage du dihydrogène H_2 .

1. Ecrire les demi équations électroniques traduisant les transformations subies par le nickel Ni et l'ion H_3O^+ .
2. En déduire l'équation bilan de la réaction d'oxydo réduction qui a eu lieu.
Préciser l'oxydant et le réducteur.
3. Préciser les couples oxydant-réducteur mis en jeu au cours de cette réaction.
4. L'attaque d'un échantillon de masse m égale à **5,0 g** donne un volume V égal à **381,6 cm³** de dihydrogène, mesure dans les conditions ou le volume molaire V_M est égal a **22,4 L.mol⁻¹**.
 - a) Déterminer la masse m' de nickel dans l'échantillon.
 - b) En déduire le pourcentage massique du nickel dans l'alliage cuivre-nickel utilise.
 - c) Choisir parmi les formulations données ci-dessous celle qui convient a cet alliage.

Donnée : Selon le pourcentage massique du nickel, les alliages cuivre-nickel peuvent avoir l'une des formulations suivantes : **CuNi 5, CuNi 20 ou CuNi 25.**