

**Exercice 1 :**

On réalise une pile Daniell dont on a préalablement pesé les électrodes. Elle fonctionne en générateur. On constate qu'après fonctionnement, la masse de cuivre a augmenté de 5,0 g.

1- Expliquer ce qui s'est passé pendant le fonctionnement et a provoqué cette variation de masse.

2- Quelle est la variation correspondante de la masse de zinc ?

3- Quelle est la quantité d'électricité qui a circulé pendant le fonctionnement de la pile ?

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ V}$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ V}$$

$$-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \quad \text{Cu} : 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad \text{Zn} : 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

**Exercice 2 :**

On réalise la pile : $\text{Cr} / \text{Cr}^{3+} + 3 \text{NO}_3^- \quad \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- / \text{Ag}$.

1- Préciser les polarités de la pile, le sens de circulation des électrons, le sens du courant et les équations aux électrodes. En déduire le bilan de la réaction qui se produit dans la pile en fonctionnement.

2- Les deux solutions de Cr^{3+} et Ag^+ ont même concentration initiale $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et même volume v .

Calculer la concentration finale des ions Cr^{3+} dans le compartiment où ils se trouvent, la réaction étant totale.

$$E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^0 = -0,74 \text{ V}$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,8 \text{ V}$$

Exercice 3 : Les questions 1- , 2- et 3- sont indépendantes.

On dispose d'une lame de cuivre, d'une lame de nickel et de solutions aqueuses d'ions Ni^{2+} et Cu^{2+} de concentration molaire $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ chacune.

1- Préciser les polarités de la pile qu'on pourrait former avec ces deux couples, le sens de circulation des électrons, le sens du courant, les équations aux électrodes et l'équation bilan. Donner sa notation conventionnelle et sa f.e.m.. Qu'est-ce qui limite sa durée de vie ?

2- On dispose de 400 cm^3 de solutions contenant un mélange d'ions Ni^{2+} et Cu^{2+} en concentration inconnue. On fractionne cette solution en deux parts égales.

* Dans la première, on plonge une lame de zinc ; le dépôt sur la lame a une masse de 16,4 g.

* Dans la seconde moitié, on plonge une lame de plomb ; le dépôt métallique est de 7,26 g.

Indiquer la nature des dépôts ainsi que les réactions d'oxydo-réduction correspondantes.

En déduire la concentration des deux espèces ioniques dans la solution de départ.

3- On réalise une pile Daniell à l' aide de deux béchers et d' un pont électrolytique.

- Le bécher n° 1 contient 200 mL d' une solution d' ions Ni^{2+} à 1 mol.L^{-1} dans laquelle on plonge une lame de nickel.
- Le bécher n° 2 contient 200 mL d' une solution d' ions Cu^{2+} à 1 mol.L^{-1} dans laquelle on plonge une lame de cuivre.

La pile débite pendant 48 h un courant d' intensité 10 mA ; calculer :

3.1- La variation de masse dm_1 de l' électrode de nickel ainsi que la variation dm_2 de celle de cuivre.

3.2- Les variations dC_1 et dC_2 des concentrations respectives des ions Ni^{2+} et Cu^{2+} .

Données :

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ V}$$

$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13 \text{ V}$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ V} \quad E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,23 \text{ V} \quad -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \\ N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Cu} : 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{Zn} : 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$F = 96500 \text{ C.}$$



Exercice 4:

10 g d' un mélange d' aluminium et de fer en poudre sont oxydés par une solution d' acide chlorhydrique de volume 250 mL.

1- Ecrire les demi équations électroniques et les équations bilan des réactions.

2- Sachant que la concentration des ions Al^{3+} et Fe^{2+} en solution sont égales lorsque l' acide a totalement oxydé les métaux, calculer la masse de chaque métal dans l' échantillon.

En déduire le volume de dihydrogène dégagé dans les C.N.T.P. et la quantité minimale d' acide chlorhydrique utilisé. Quelle est alors la concentration minimale de l' acide à utiliser ?

$$\text{Al} : 27 \text{ g.mol}^{-1} ; \text{Fe} : 56 \text{ g.mol}^{-1}.$$

Exercice 5:

10 g d' un mélange de poudres de cuivre, d' aluminium et de zinc sont oxydés par de l' acide chlorhydrique en quantité suffisante.

1- Ecrire les équations bilan des réactions qui ont lieu.

2- On recueille 6,28 g de dihydrogène mesurés dans les C.N.T.P. et un résidu solide de masse 2,5 g.

Calculer la masse de chaque métal dans l' échantillon.

$$\text{Al} : 27 \text{ g.mol}^{-1}; \text{Fe} : 56 \text{ g.mol}^{-1}; \text{Cu} : 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exercice 6 : Pile chrome argent

Une pile d' oxydo-réduction est constituée en associant les deux demi-piles suivantes :

-Une lame de chrome trempant dans 100 mL de solution de nitrate de chrome III de concentration $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$.

$$E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$$

-Un fil d' argent trempant dans 100 mL de solution de nitrate d' argent de concentration $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$.

$$E^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

Les deux demi-piles sont reliées par un pont salin contenant une solution gélifiée de nitrate de potassium ($\text{K}^+ \text{NO}_3^-$).

1. Définir le "potentiel standard" d'un couple oxydant-réducteur. Calculer la f.é.m. de cette pile.

2. Faire un schéma de la pile en justifiant les polarités des électrodes.

Quelles sont les charges qui circulent à l'intérieur et à l'extérieur de la pile, lorsque celle-ci débite ? (Indiquer leur sens de déplacement sur le schéma)

3. Ecrire les équations-bilan des réactions qui ont lieu dans chaque demi-pile ainsi que l'équation du bilan de la réaction chimique.

4. Au cours du fonctionnement de la pile, la masse d'une des électrodes diminue de 80,2 mg.

4.1. Quelle est cette électrode ?

4.2. Calculer la variation de masse de l'autre électrode.

4.3. Quelle est alors la concentration C_1 en ion Ag^+ ?

4.4. Quelle est alors la concentration C_2 en ion Cr^{3+} ?

($M_{\text{Ag}} = 108 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M_{\text{Cr}} = 52 \text{ g.mol}^{-1}$)



Exercice 7 : Gouttière en cuivre ou gouttière en zinc : que choisir ?

Le zinc des gouttières s'abîme sous l'action des pluies acides.

En plongeant une lame de zinc dans une solution aqueuse d'acide, on constate une disparition progressive du métal et un dégagement gazeux (qui explose à la moindre étincelle).

A. Action des pluies acides sur le zinc

Les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu sont : $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ de potentiel redox $E_0 = 0,00 \text{ V}$ et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$ de potentiel redox $E_0 = -0,76 \text{ V}$

1. L'association de ces deux couples constitue une pile.

1.1. Quelle serait la borne moins de cette pile ?

1.2. Donner la valeur de la force électromotrice E attendue pour cette pile.

2. A quelle borne de la pile y a-t-il oxydation ?

3. Donner l'équation globale de la réaction de fonctionnement de cette pile.

B. Action des pluies acides sur le cuivre

Les deux couples oxydants/réducteurs mis en jeu sont : $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ de potentiel redox $E_0 = 0,00 \text{ V}$ et

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ de potentiel redox $E_0 = +0,34 \text{ V}$.

1. L'association de ces deux couples constitue une pile.

Quelle est la valeur de la force électromotrice E attendue pour cette pile.

2. A quelle borne de la pile y a-t-il réduction ?

3. Donner l'équation globale de la réaction de fonctionnement de cette pile.

C. Conclusion

1. Quel est le gaz dégagé qui explose dans l'air à la moindre étincelle lorsque l'on plonge le zinc dans une solution acide ?

2. Expliquer pourquoi, indépendamment du coût, la gouttière en cuivre sera préférée à la gouttière en zinc dans les régions où les pluies acides sont fréquentes