

# OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

## Exercice 1

1- Dans un becher on verse 100 ml d'une solution de nitrate d'argent de concentration  $C = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ . On plonge dans cette solution une lame de cuivre de masse suffisante pour que le cuivre soit en excès.

1° Quelle est la réaction produite? En écrire l'équation-bilan.

2° Lorsque tous les ions  $\text{Ag}^+$  ont réagi, quelle est la masse du métal déposée sur le cuivre?

3° Quelle masse minimale du cuivre a-t-il fallu introduire?

4° On filtre la solution. Quel est le produit dissous dans le filtrat recueilli? Quelle en est la masse? (ce produit pourrait être obtenu si on évaporait l'eau du filtrat.)

## Corrigé

1° Le cuivre, plus réducteur que l'argent, réduit les ions  $\text{Ag}^+$ .

L'équation-bilan traduisant cette oxydoréduction est



2° Quantité d'argent déposée sur le cuivre:

$$n_{\text{Ag}} = n_{\text{Ag}^+}$$

Quantité d'ions  $\text{Ag}^+$  contenue dans la solution de nitrate d'argent utilisée:

$$n_{\text{Ag}^+} = C v = \frac{1}{10} \times 0,1 = 10^{-2} \text{ mol};$$

Masse d'argent déposée:

$$m = n_{\text{Ag}} M_{\text{Ag}} = 10^{-2} \times 108$$

$$\mathbf{m = 1,08 \text{ g.}}$$

3° Quantité de cuivre nécessaire à la réaction:

$$n_{\text{Cu}} = \frac{1}{2} n_{\text{Ag}^+} = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol},$$

$$\mathbf{\text{Soit: } m' = 0,5 \times 10^{-2} \times 63,5 = 0,32 \text{ g}}$$

4° Le filtrat obtenu contient:

- Les ions nitrate  $\text{NO}_3^-$  présents dans la solution de nitrate d'argent et qui n'ont pas réagi.

- Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  produits par l'oxydoréduction.

Le produit dissous dans le filtrat est donc le **nitrate de cuivre II**:  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  de masse molaire:

$$M = 63,5 + 2(14 + 3 \times 16) = 187,5 \text{ g. mol}^{-1}$$

La quantité de nitrate de cuivre dissous est égale à la quantité d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  formée:

$$n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{Cu}} = \frac{1}{2} n_{\text{Ag}^+}$$

Soit:  $m'' = 0,5 \times 10^{-2} \times 187,5 = 0,94 \text{ g}$

## Exercice 2

On fait agir 200 ml d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire formelle sur 3 g de fer.

Quand le dégagement gazeux cesse, on observe que tout le fer a disparu.

1° a) Quelle est la nature de ce dégagement gazeux? Quel volume de gaz s'est-il dégagé?

b) Vérifier que l'acide chlorhydrique était en excès.

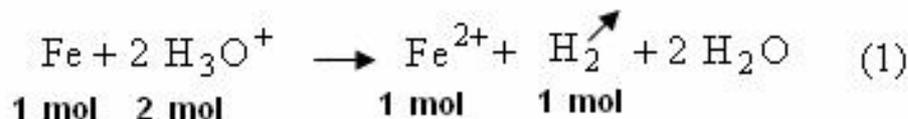
2° On ajoute alors une solution de soude. Tout d'abord, il n'apparaît aucune transformation, puis un précipité vert se forme.

a) Justifier ces observations.

b) Quelle masse de précipité peut-on obtenir? (dans les conditions de l'expérience le volume molaire est  $24 \text{ l}\cdot\text{mol}^{-1}$ .)

## Corrigé

1° a) Le fer, plus réducteur que le dihydrogène, réduit les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  de la solution d'acide chlorhydrique suivant l'équation-bilan:



Le gaz qui se dégage est donc du **dihydrogène:  $\text{H}_2$**

Quantité de fer ayant réagi:  $n_{\text{Fe}} = \frac{3}{55,8} \text{ mol}$

Quantité de dihydrogène produit:  $n_{\text{H}_2} = n_{\text{Fe}} = \frac{3}{55,8}$

Volume du dihydrogène produit:  $v_{\text{H}_2} = 24 \times \frac{3}{55,8} = 1,31$ .

b) Quantité d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  nécessaire à la réaction:

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2n_{\text{Fe}} = \frac{2 \times 3}{55,8} = 0,107 \text{ mol},$$

quantité d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  contenue dans la solution d'acide chlorhydrique utilisée:

$$n'_{\text{H}_3\text{O}^+} = cv = 1 \times 0,2 = 0,2 \text{ mol} > n_{\text{H}_3\text{O}^+}$$



5- Si on plonge une pièce (ou un bijou) d'argent dans une solution de chlorure d'or  $\text{AuCl}_3$ , cette pièce jaunit. Conclure et donner l'équation-bilan de la réaction.

6- On verse quelques gouttes de mercure dans une solution de chlorure d'or  $\text{AuCl}_3$ . Au bout de quelques instants, on observe que le mercure jaunit en surface. Conclure et donner l'équation-bilan de la réaction.

7- Qu'observe-t-on si on laisse tomber une bague en argent dans une solution de sulfate de cuivre II, et un clou en fer dans une solution de nitrate d'argent? Justifier.

8- Peut-on conserver une solution de sulfate de cuivre II dans un récipient en fer? Justifier

9- Une lame d'étain décoloré une solution de sulfate de cuivre II. Une lame de fer plongée dans une solution de chlorure d'étain II se recouvre lentement de cristaux d'étain.

Conclure. Donner les équations-bilans des réactions produites.

10- Ecrire l'équation-bilan de la réaction susceptible de se produire entre le couple  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  et le couple  $\text{Au}^{3+} / \text{Au}$

11- On fait les expériences suivantes:

1° Un fil d'étain dans une solution d'acide chlorhydrique: il y a dégagement de dihydrogène.

2° Un fil de zinc dans une solution d'acide chlorhydrique: il y a dégagement de dihydrogène.

3° Un fil de cuivre dans une solution d'acide chlorhydrique: rien.

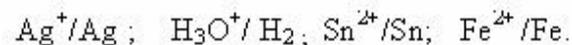
4° Un fil d'argent dans une solution de nitrate de cuivre II: rien.

Ces expériences permettent-elles de classer les couples oxydoréducteurs correspondants par pouvoir réducteur croissant? Sinon quelle(s) expérience(s) supplémentaire(s) faudrait-il faire?

Ecrire les équations-bilans des réactions observées.

(Les couples oxydoréducteurs à considérer sont  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ ,  $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$ ,  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$ ,  $\text{Ag}^+ / \text{Ag}$ .)

12- Les couples suivantes sont classés par pouvoir réducteur croissant:



Dire si les affirmations ci-dessous sont exactes ou fausses. Justifier les réponses. Dans le cas où l'affirmation est exacte et qu'il y a réaction, écrire l'équation-bilan.

1° De l'argent dans du nitrate de fer II donne un dépôt de fer.

2° Du fer dans de l'acide chlorhydrique donne un dégagement de dihydrogène de dihydrogène.

3° De l'étain dans du nitrate d'argent donne un dépôt d'argent

4° De l'étain dans du chlorure de fer II donne un dépôt de fer

5° L'argent ne réagit pas avec l'acide chlorhydrique.

13- Compléter les phrases suivantes:

Une solution de nitrate d'argent réagit sur du cuivre pour donner des ions .....qui en solution dans l'eau ont une couleur ....., et un dépôt ..... Le cuivre est donc plus .....que l'argent et les ions  $\text{Ag}^+$  sont plus ..... que les ions.....

Le cuivre qui, dans la réaction, cède des électrons est .....

Une réaction d'.....se traduit par un transfert d'électron du corps le plus.....au corps le plus.....L'équation-bilan de la réaction des ions  $\text{Ag}^+$  sur le cuivre s'écrit:  
..... + ..... ? ..... + .....

Le zinc est plus..... que le cuivre qui lui-même plus.....que l'argent.

14- Des verres contiennent chacun une solution d'un des composées ioniques suivants: sulfate de cuivre II, nitrate de zinc, nitrate de magnésium, nitrate de plomb II, sulfate de fer II.

<div style="text-align: center;">                     métal                      \                      solution                 </div>	Cu	Zn	Mg	Pb	Fe

Dans la première colonne du tableau, indiquer la formule de ces produits.

Dans chaque solution, on introduit un fil ou un petit morceau du métal cité dans la première ligne du tableau

Dans chaque case de ce tableau, indiquer par oui ou non s'il y a réaction entre, donner le métal et la solution correspondante.

S'il y a réaction, donner l'équation-bilan, indiquer quel est le corps qui a été réduit et celui qui a été oxyder

15- On considère le couple  $\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$ .

On veut montrer que le mercure est moins réducteur que le zinc, le fer, le plomb, le cuivre. Il suffit de réaliser une seule expérience pour prouver cette affirmation.

La décrire. Donner l'équation-bilan de la réaction produite.

16- On plonge dans  $500 \text{ cm}^3$  d'une solution de chlorure de cuivre II une plaque d'étain. On constate:

Un dépôt de cuivre sur l'étain,

La décoloration progressive de la solution,

Une perte de masse de la plaque.

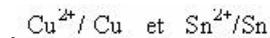
Quand la solution est complètement décolorée (il n'y a plus d'ions cuivre II dans la solution) la perte de masse est 55 mg.

On demande de calculer:

Le nombre de moles d'atomes de cuivre déposés sur l'étain,

La concentration initiale en chlorure de cuivre II dans la solution,  
La masse de chlorure d'étain que l'on obtiendrait si on évaporait l'eau.

N.B: Les couples oxydoréducteurs mis en jeu sont:



17-On plonge pendant quelques minutes un morceau de zinc dans une solution (A) de nitrate d'argent de volume  $v = 100 \text{ ml}$ . Et de concentration  $C = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$ .

On retire le morceau de zinc et on filtre. On obtient une solution (B). On lui ajoute ensuite une solution de chlorure de sodium en excès.

On observe un précipité blanc qu'on filtre et qu'on sèche et dont on détermine la masse  $m = 0.480 \text{ g}$ .

a) Donner les équations-bilans des réactions successives.

b) Calculer les concentrations molaires des ions argent et des ions zinc dans la solution (B)

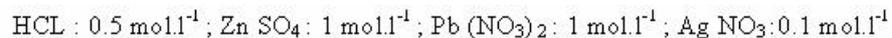
18- On verse  $v = 200 \text{ ml}$  de solution d'acide chlorhydrique de concentration  $c = 1 \text{ mol.l}^{-1}$  sur un morceau de zinc de masse  $m = 5.0 \text{ g}$  contenu dans un verre à pied.

A la fin du dégagement gazeux, on filtre la solution de soude de concentration  $C' = 0.5 \text{ mol.l}^{-1}$  en présence de bleu de bromothymol.

Le bleu de bromothymol passe de la couleur jaune à la couleur bleue lorsqu'on a versé  $v' = 100 \text{ ml}$  de solution de soude.

Montrer que le zinc contenait des impuretés (supposées inattaquables par la solution d'acide chlorhydrique) et calculer le pourcentage de zinc dans le morceau de zinc .

19- Un aide de laboratoire, après une séance de travaux pratiques, travaux pratiques, trouve quatre flacons contenant des solutions incolores dont les étiquettes se sont respectivement:



A l'aide d'une lame de zinc et d'une lame de cuivre pourra-t-il reconnaître les solutions des flacons et recoller les étiquettes?

20- On a fabriqué une solution en dissolvant  $12.3 \text{ g}$  de nitrate de cuivre II et  $34 \text{ g}$  de nitrate d'argent dans  $500 \text{ ml}$  d'eau (on néglige toute variation de volume pendant la dissolution)

1° a) Quelle est, en fin de réaction, la masse du dépôt formé sur une lame de cuivre introduite dans  $200 \text{ ml}$  de la solution?

b) Quelle sera alors la concentration molaire en ions  $Cu^{2+}$  de la solution?

2° Quelle serait, en fin de réaction, la masse du dépôt formé sur une lame de zinc introduite dans  $200 \text{ ml}$  de cette même solution?