

Réaction entre un métal et un ion métallique – Notion de couple redox

Rappel:

Dans une réaction d'[oxydoréduction](#) il y a transfert d'électrons entre les réactifs.

Le réducteur cède des électrons; l'oxydant capte les électrons cédés par le réducteur. Le réducteur se trouve oxydé et l'oxydant se trouve réduit. Une oxydation est une perte d'électrons alors qu'une réduction est un gain d'électrons.

Un couple redox est composé d'un oxydant et d'un réducteur issus du même élément chimique.

L'oxydant du couple figure toujours en premier dans l'écriture du couple. M^{n+}/M caractérise le couple redox cation métallique/métal.

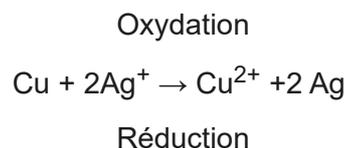
A ce couple ,redox correspond la demi-équation électronique:



n étant le nombre d'électrons respectivement gagné ou perdu par l'ion M^{n+} ou l'atome M. M^{n+} et M sont dits oxydant et réducteur conjugués.

Une réaction d'[oxydoréduction](#) met toujours en jeu deux couples redox $ox_1/réd_1$ et $ox_2/réd_2$.

Par exemple l'équation-bilan de la réaction spontanée d'[oxydoréduction](#) entre le cuivre et les ions Ag^{+} s'écrit:



Cette réaction fait intervenir les **deux couple redox Cu^{2+}/Cu et Ag^{+}/Ag**

EXERCICE RESOLU:

On ajoute une masse $m = 10,0g$ de poudre de zinc dans un bécher contenant un volume $V = 250mL$ d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration: $c = 1,50 \cdot 10^{-1} mol.L^{-1}$.

Après avoir agité pendant quelques minutes, la solution est filtrée.

Une partie du filtrat est additionnée d'une solution d'hydroxyde de sodium. Il se forme tout d'abord un précipité blanc.

- 1) Quelle est la nature de ce précipité? Que se passe-t-il quand on ajoute davantage de solution d'hydroxyde de sodium?
- 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'[oxydoréduction](#).
- 3) Montrer que le zinc est en excès.

4) Déterminer la masse de chaque solide en fin de réaction d'oxydoréduction.

Réponses:

1) Le précipité blanc obtenu est de l'hydroxyde de zinc.

Quand on ajoute davantage de solution d'hydroxyde de sodium le précipité disparaît.

Le test ainsi effectué permet de caractériser la formation d'ions Zn^{2+} au cours de la réaction d'oxydoréduction.

2) L'oxydation des atomes de zinc s'écrit: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

La réduction simultanée des ions Cu^{2+} s'écrit: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

L'addition membre à membre de ces deux demi-équations fournit l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

3) Déterminer d'abord la quantité de matière en ions Cu^{2+} présente dans le bécher. Traduisons la dissolution du sulfate de cuivre II dans l'eau par l'équation:



La concentration molaire de la solution de sulfate de cuivre II est c

$$= 1,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1} \text{ or } [Cu^{2+}] = \frac{n_{Cu^{2+}}}{V}$$

V étant le volume de la solution de sulfate de cuivre II utilisé, soit ici 250 mL, d'où $V = 0,25L$.

Nous déduisons de cette relation que la quantité de matière en ions Cu^{2+} présente dans le bécher est:

$$n_{Cu^{2+}} = [Cu^{2+}] \cdot V \text{ soit } n_{Cu^{2+}} = 1,50 \times 10^{-1} \times 0,25 = 3,75 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Cherchons maintenant la quantité de matière de zinc utilisée: $n_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} = \frac{10,0}{65,4} \approx 1,53 \times 10^{-1} \text{ mol}$

L'équation-bilan: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

nous indique que les nombres de moles d'ions Cu^{2+} et de Zinc entrant en réaction sont égaux.

Comme il n'y a que $3,75 \cdot 10^{-2}$ mole de zinc sera donc transformée. Il restera donc après réaction:

$$1,53 \times 10^{-1} - 3,75 \times 10^{-2} \approx 1,16 \times 10^{-1} \text{ mole de zinc}$$

4) Masse de zinc restant en fin de réaction: $m_{Zn} = n_{Zn_{\text{restant}}} \times M_{Zn} = 1,16 \cdot 10^{-1} \times 65,4 \approx 7,59g$

Le nombre de moles de cuivre formé est égal au nombre de moles d'ions Cu^{2+} ayant réagi c'est-à-dire

$$3,75 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

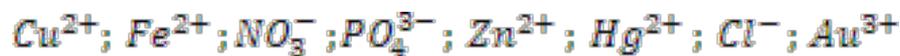
Masse de cuivre formée: $m_{Cu} = n_{Cu_{\text{formé}}} \cdot M_{Cu} = 3,75 \times 10^{-2} \times 63,5 \approx 2,38g$

Tests:

1) Rappeler les définitions des termes suivants:

a) Oxydant;

- b) Réducteur;
- c) Réaction d'oxydoréduction
- 2) Ecrire la demi-équation électronique relative aux couples rédox:
- a) Pb^{2+}/Pb ;
- b) Au^{3+}/Au
- 3) Dans la réaction spontanée d'oxydoréduction entre la solution de nitrate d'argent et le cuivre.
- a) Quel est l'oxydant?
- b) Quel est le réducteur?
- c) Quelle est l'espèce chimique qui s'oxyde?
- d) Quelle est l'espèce chimique qui est réduite?
- e) Quels sont les couples rédox intervenant dans la réaction?
- 4) Rechercher dans la liste suivante les ions métalliques et les nommer:



Exercices proposés:

Exercice I:

On ajoute du fer en poudre à 30mL d'une solution de sulfate de cuivre II placée dans un bécher. Une agitation régulière est effectuée pendant quelques minutes puis on réalise une filtration. Le filtrat obtenu est limpide et verdâtre. La poudre recueillie sur le papier filtre est recouverte d'un dépôt métallique rouge.

- 1) Quelle était la couleur de la solution initiale? Pourquoi la solution finale est-elle verdâtre?
- 2) A quoi correspond le dépôt métallique rouge?
- 3) Comment peut-on vérifier chimiquement qu'il s'est formé des ions Fe^{2+} au cours de la réaction?
- 4) Ecrire les deux demi-équations électroniques intervenant puis l'équation-bilan de la réaction.
- 5) Quel est l'oxydant dans cette réaction? Quel est le réducteur? Quelle est l'espèce qui subit une réduction? Quelle est celle qui subit une oxydation?

Exercice II:

On plonge une lame de zinc dans 50mL d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration $0,1\text{mol.L}^{-1}$ jusqu'à décoloration totale de la solution.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Quelle est la masse de zinc qui a été oxydée?
- 3) Quelle est la masse du dépôt métallique formé?

Réponses: **2) m = 0,33 g; 3) 0,32 g.**

Exercice III:

On place de la limaille de fer dans 200mL d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration $0,5\text{mol.L}^{-1}$.

- 1) Au bout d'un certain temps, la solution est devenue légèrement verdâtre. Expliquer pourquoi.
- 2) Calculer la masse minimale de fer qu'il a fallu introduire.

Exercice IV:

Une lame de cuivre est plongée dans 100mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration 10^{-2}mol.L^{-1} .

Au bout d'une heure, il s'est formé 65mg de métal argent.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Calculer les concentrations molaires au bout d'une heure en ions Ag^+ et en ions Cu^{2+} .

Réponses: 2) $[\text{Ag}^+] = 4 \cdot 10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$; $[\text{Cu}^{2+}] = 3 \cdot 10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$.

Exercice V:

On verse 0,300g de cuivre en poudre dans 20mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration $0,1\text{mol.L}^{-1}$.

- 1) Préciser les couples rédox en présence.
- 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 3) Au bout d'un certain temps, la solution obtenue reste limpide lorsqu'on ajoute quelques gouttes d'une solution de chlorure de sodium.

Calculer la masse de cuivre qui n'a pas été transformée.

Réponse: 3) **m = 0,236 g.**