

## 1 Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydoréduction ?

### 1.1 Expériences

- Plonger une lame de zinc dans un bécher contenant 25 mL de solution de sulfate de cuivre  $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$ .
- Placer de la poudre de zinc dans un bécher et verser 15 mL de sulfate de cuivre. Agiter le mélange quelques minutes à l'aide d'un barreau aimanté, plongé dans le mélange, placé sur un agitateur magnétique.

a. À quelle entité est due la couleur bleue ?

### 1.2 L'élément cuivre

b. Qu'observe-t-on lorsque l'on mélange l'ion cuivre et la poudre de zinc (ou la plaque) ?

c. Comment expliquer la décoloration de la solution ?

d. En tenant compte de la conservation de l'élément cuivre au cours de la transformation chimique, émettre une hypothèse sur la nature d'une espèce chimique contenant du cuivre qui s'est déposée sur le zinc.

### 1.3 L'élément zinc

- Après filtration, réaliser le test de reconnaissance de l'ion zinc  $\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$  dans la solution.

e. Noter le protocole de votre test et son résultat.

### 1.4 Modélisation par une réaction

La transformation chimique du système peut être modélisée par une réaction.

f. Rechercher les réactifs et les produits.

g. Écrire une équation de réaction en respectant les lois de conservation des éléments et des charges électriques.

### 1.5 Interprétation microscopique

h. Au cours de la transformation chimique : choisir les bonnes réponses.

| L'ion cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}$ |   |          | L'atome de zinc Zn |   |          |
|------------------------------------|---|----------|--------------------|---|----------|
| a gagné                            | 1 | neutron  | a gagné            | 1 | neutron  |
| a perdu                            | 2 | proton   | a perdu            | 2 | proton   |
|                                    | 3 | électron |                    | 3 | électron |

i. Quelle particule a été transférée au cours de la réaction ? À-t-elle été transférée du cuivre vers le zinc, ou du zinc vers le cuivre ?

j. Donner les définitions d'une espèce **oxydante** et d'une espèce **réductrice** (voir l'indice 1).

**Indice 1 :**  $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$  est un oxydant ;  $\text{Zn}_{(\text{s})}$  est un réducteur.

k. En prenant pour modèle les écritures proposées dans l'indice 2, écrire les **demi-équations** concernant l'élément cuivre et l'élément zinc.

**Indice 2 :** Utiliser une écriture du type :  
Pour le couple Oxydant/Réducteur,  
 $\text{Oxydant} + n e^- = \text{Réducteur}$   
ou l'inverse :  
 $\text{Réducteur} = \text{Oxydant} + n e^-$

l. Donner les deux **couples oxydant/réducteur** mis en jeu.

m. La réaction est une **réaction d'oxydoréduction**. Proposer une définition de ce type de réaction.

## 2 Réaction entre les ions fer (II) $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$ et les ions permanganate $\text{MnO}_{4(\text{aq})}^-$

### 2.1 Expériences

- Dans un bécher, verser environ 10 mL d'une solution de sulfate de fer. Agiter et ajouter progressivement 2 mL de solution de permanganate de potassium acidifié.

n. Noter vos observations.

o. Sachant que les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  sont des oxydants et appartiennent au couple  $(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+})$ , que deviennent les ions fer (II) ?

p. Proposer une expérience pour vérifier votre hypothèse. Mettez-la en place et noter vos résultats.

### 2.2 Modélisation par une réaction

q. Indiquer les réactifs et les produits de la réaction. Que peut-on dire des ions fer (II)  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$  ?

r. Quels sont les couples oxydants/réducteurs mis en jeu lors de cette réaction ? Écrire les demi-équations.

s. Écrire l'équation chimique de la réaction.

## 3 Comment écrire les équations d'oxydoréduction ?

### 3.1 Les oxydants et les réducteurs

Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs .....

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs .....

Deux espèces conjuguées Ox et Red forment un couple oxydant/réducteur, noté ....., si elles peuvent être reliées par une demi-équation d'oxydoréduction :  
$$\text{Ox} + n\text{e}^- = \text{Red}$$

t. Formulez des phrases indiquant les transformations subies par chaque espèce considérée.

### 3.2 Équilibrer les demi-équations

1. Assurer la conservation des éléments autres que H et O ;
2. Assurer la conservation de l'élément oxygène O avec des molécules d'eau ;
3. Assurer la conservation de l'élément hydrogène H avec les protons solvatés  $\text{H}^+$
4. Assurer la conservation des charges avec des électrons  $\text{e}^-$ .

### 3.3 Exemples de demi-équations

u. On donne les couples d'oxydoréduction suivants :  $(\text{Fe}^{2+} / \text{Fe})$  ;  $(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu})$  ;  $(\text{Al}^{3+} / \text{Al})$  ;  $(\text{H}^+ / \text{H}_2)$  ;  $(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O})$  ;  $(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+})$  ;  $(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+})$ .  
Écrire les demi-équations.

### 3.4 Équation de réaction

L'équation d'une réaction d'oxydoréduction est établie en combinant les demi-équations redox des couples mis en jeu, de façon à ce que les électrons n'apparaissent pas dans le bilan.

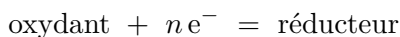
### 3.5 Exemple

v. On mélange de la poudre d'aluminium avec une solution de sulfate de cuivre. La solution de sulfate de cuivre est décolorée et la poudre d'aluminium se recouvre de cuivre. Réactifs, produits, demi-équations, équation de la réaction.

## Corrigé des exercices du chapitre 23

### 23.1 N° 2 p. 354 – Espèces conjuguées

Il faut reconnaître les deux espèces conjuguées d'un couple (oxydant/réducteur). Il faut avoir en mémoire la forme générale d'une demi-équation d'oxydoréduction :



Sauf exception, les molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  et les ions hydrogène hydratés  $\text{H}^+$  ne servent qu'à équilibrer les demi-équations. Les exceptions concernent ce que l'on appelle les couples de l'eau, c'est-à-dire les couples dans lesquels l'eau est un oxydant ou un réducteur.

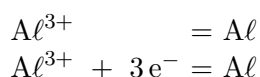
- a. ( $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ );
- b. ( $\text{Br}_2/\text{Br}^-$ );
- c. ( $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ );
- d. ( $\text{ClO}^-/\text{Cl}_2$ );
- e. ( $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ ).

### 23.2 N° 3 p. 354 – Couples et demi-équations

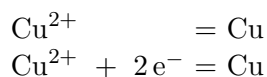
Pour chacun des exemples, on détaille les différentes étapes de l'équilibrage :

1. Équilibrer les atomes autres que H et O ;
2. Équilibrer les oxygènes avec des molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  ;
3. Équilibrer les hydrogènes avec les ions hydrogène  $\text{H}^+$  ;
4. Équilibrer les électrons  $e^-$ .

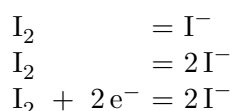
- a. ( $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$ ) :



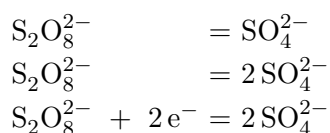
- b. ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) :



- c. ( $\text{I}_2/\text{I}^-$ ) :

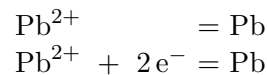
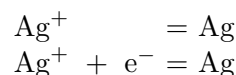


- d. ( $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ ) :

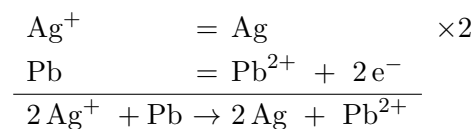


### 23.3 N° 8 p. 355 – Couples métalliques

1. Demi-équations pour chacun des couples :



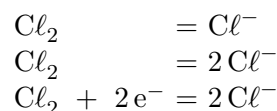
2. Une réaction d'oxydoréduction est une réaction entre une espèce oxydante d'un couple et une espèce réductrice d'un autre couple, pour former les espèces conjuguées des deux couples.
3. L'énoncé indique le sens de la réaction d'oxydoréduction : les ions argent et le plomb métallique sont les réactifs. Il faut « inverser » la deuxième demi-équation, et multiplier la première par 2, afin d'éliminer les électrons :



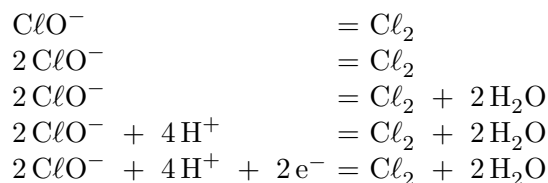
4. Lors de cette transformation, les ions argent  $\text{Ag}^+$  sont réduits, et le plomb métallique  $\text{Pb}$  est oxydé.

### 23.4 N° 16 p. 357 – L'eau de Dakin

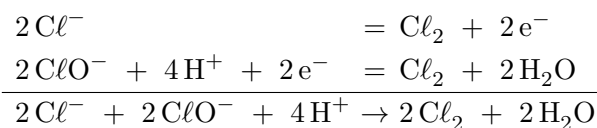
1. Couple ( $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ ) :



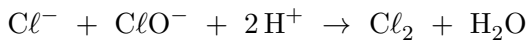
Couple ( $\text{ClO}^-/\text{Cl}_2$ ) :



2. Pour écrire l'équation-bilan de l'oxydoréduction, il faut ajouter les deux demi-équations précédentes, en inversant la première :



On peut simplifier cette équation-bilan (il faut systématiquement simplifier) :



La réaction entre l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  et l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$  est une réaction d'oxydoréduction. L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  est le réducteur du couple ( $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ ), il est oxydé. L'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$  est l'oxydant du couple ( $\text{ClO}^-/\text{Cl}_2$ ), il est réduit.

Cette réaction montre qu'il ne faut pas introduire un acide (ion hydrogène  $\text{H}^+$ ) dans l'eau de Dakin (ou dans l'eau de Javel, qui contient aussi des ions chlorure et hypochlorite).

- 3.a.** L'eau salée contient des ions, ce qui diminue la solubilité du dichlore dans l'eau (une molécule apolaire est peu soluble dans une solution formée d'un solvant polaire et contenant des ions).
- 3.b.** Masse de dichlore recueilli :

$$\rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = \rho \times V$$

$$m = 3,21 \times 0,160$$

$$m = 0,514 \text{ g}$$

L'étiquette indique 0,500 g de « chlore actif ». Effectuons la différence en pourcentage :

$$\Delta m = \frac{0,514 - 0,500}{0,500} = 2,80\%$$

La différence en pourcentage est inférieure à 5 %, il y a donc un bon accord.

Remarque : les solutions qui mélangent les ions chlorure et hypochlorite ne sont pas stables, le dichlore ayant tendance à se dégager lentement. Le fabricant majore systématiquement les concentrations des ions et offre en général une garantie de trois mois sur la quantité de chlore actif.