

Partie 1 - La bouteille bleue, exemple d'une équation d'oxydoréduction

Dans un erlenmeyer de $V = 250 \text{ mL}$, introduire :

- Une quantité de matière égale à $n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 1,67 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de glucose solide.
- De l'hydroxyde de potassium KOH solide de telle sorte que sa concentration en quantité de matière dans la solution soit égale à $C = 5,00 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Le volume total de la solution est de 100 mL).
- Un volume de 100 mL d'eau et agiter jusqu'à dissolution totale.
- Quelques gouttes de bleu de méthylène (BM), jusqu'à l'obtention d'une belle couleur bleue. Boucher l'erlenmeyer puis agiter.

L'hydroxyde de potassium solide (KOH) est un solide extrêmement basique et donc dangereux, il est à manipuler avec précaution : gants et lunettes

Données : masses molaires atomiques

Elément chimique	H	C	O	K
Masse molaire ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	1,0	12,0	16,0	39,1

Couples mis en jeu :

- ion gluconate / glucose : $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7^- / \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- dioxygène / eau : $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$

1. Calculer les différentes masses à prélever puis réaliser le protocole.

Interprétation

Dans un premier temps, le glucose réagit avec le bleu de méthylène ce qui provoque la décoloration de celui-ci, puis lorsqu'on agite, le dioxygène présent dans l'air se dissout dans la solution et va réagir avec la forme incolore du bleu de méthylène afin de reformer sa forme bleue initiale. Pour simplifier, le dioxygène en solution réagit avec le glucose et le bleu de méthylène n'est qu'un intermédiaire redox.

2. Ecrire les demi-équations des couples ion gluconate / glucose et dioxygène / eau. En déduire l'équation globale de la réaction entre le dioxygène et le glucose

Remarque

En réalité, la transformation chimique a lieu en milieu basique, en présence d'ion hydroxyde HO^- et non en milieu acide qui contient des ions hydrogène H^+ . Il est plus simple d'écrire d'abord l'équation en milieu acide puis d'ajouter des ions hydroxyde de chaque côté de la flèche de réaction afin de neutraliser les ions hydrogène en eau.

I - Les couples oxydants / Réducteurs

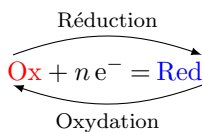
Un **couple d'oxydo-réduction** noté **Ox/red** est un couple formé par deux espèces chimiques capables de se transformer l'une en l'autre par gain ou perte d'un ou plusieurs électrons selon la demi-équation électronique d'oxydo-réduction



ou n représente le nombre d'électrons échangés

- Un **oxydant** est une espèce chimique capable de gagner un ou plusieurs électrons
- Un **réducteur** est une espèce chimique capable de perdre un ou plusieurs électrons
- Une réduction correspond au **passage de l'oxydant au réducteur** ; L'oxydant est réduit

- Une oxydation correspond au **passage du réducteur à l'oxydant** ; Le réducteur est oxydé



II - Les réactions d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydo-réduction fait intervenir **deux couples** oxydant/réducteur différents : l'oxydant du couple n° 1 va réagir avec le réducteur du couple n° 2 pour former le réducteur du couple 1 et l'oxydant du couple 2. Deux oxydants ou deux réducteurs ne peuvent pas réagir entre eux.

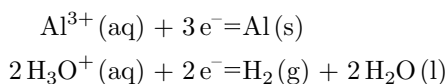
Méthode pour obtenir l'équation globale d'une réaction d'oxydo-réduction entre deux couples :

- Écrire les **demi-équations** pour chacun des deux couples
- Identifier dans chaque couple quelle est **l'espèce qui réagit**
- Multiplier une, voire les deux demi-équations de telle sorte qu'il y ait le **même nombre d'électrons échangés** dans chaque demi-équation
- Additionner les demi-équations, les **électrons ne doivent plus apparaître** dans l'équation globale

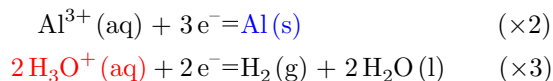
Exemple :

L'aluminium solide réagit avec un acide, modélisé par l'ion oxonium H_3O^+ (aq). Les couples sont Al^{3+} (aq)/Al (s) et H_3O^+ (aq)/ H_2 (g). Écrire l'équation globale de cette réaction d'oxydo-réduction.

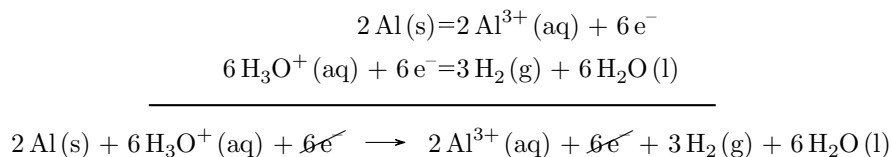
- Demi équation de chaque couple :



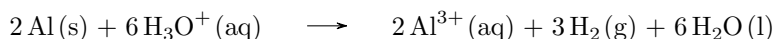
- Identification des réactifs et on égalise le nombre d'électrons dans chaque demi équation



- Addition des demi équations



- Au final, l'équation globale qui modélise la transformation chimique est :



Activité expérimentale n° 8 - Les réactions d'oxydoréduction

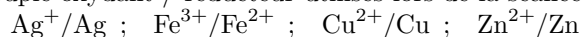
Document 1 – Tableau récapitulatif de quelques tests d'identification des ions

Ion mis en évidence	Ion Cuivre II	Ion Fer II (Ferreux)	Ion Fer III (Ferrique)	Ion Zinc	Ion chlorure
Formule	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Zn^{2+}	Cl^-
Réactif testeur utilisé	Hydroxyde de sodium (Soude) ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$)	Hydroxyde de sodium (Soude) ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$)	Hydroxyde de sodium (Soude) ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$)	Hydroxyde de sodium (Soude) ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$)	Nitrate d'Argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$)
Schéma de l'expérience					
Observation effectuée	Précipité bleu	Précipité Vert	Précipité Rouille	Précipité Blanc	Précipité blanc qui noircit à la lumière.

Document 2 – Formule chimique des solutions utilisées

- Solution d'hydroxyde de sodium (soude) : ($\text{Na}^+(\text{aq}), \text{HO}^-(\text{aq})$)
- Solution de nitrate d'argent : ($\text{Ag}^+(\text{aq}), \text{NO}_3^-(\text{aq})$)
- Solution de permanganate de potassium : ($\text{K}^+(\text{aq}), \text{MnO}_4^-(\text{aq})$)

Couple oxydant / réducteur utilisés lors de la séance :



III - Travail à effectuer

1. Dans un tube à essai, introduire un morceau de cuivre dans un tube à essai et l'immerger dans quelques millilitre d'une solution de nitrate d'argent. Réaliser un schéma et noter vos observations. Ecrire les demi-équations et l'équation globale de la réaction étudiée.

Activité expérimentale n° 8 - Les réactions d'oxydoréduction

2. Ajouter quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) afin de mettre en évidence l'ion formé pendant la réaction. Noter vos observations et conclure quant à l'ion formé pendant la réaction. Quel est la nature du métal gris formé à la surface du cuivre ?

3. Introduire environ 2 mL de sel de Mohr dans un tube à essai. Ajouter ensuite quelques goutte d'une solution d'hydroxyde de sodium jusqu'à l'obtention d'un beau précipité. Quel ion est contenu dans le sel de Mohr ?

4. Dans un tube à essai, introduire environ 5 mL d'une solution de permanganate de potassium. Ajouter ensuite quelques gouttes de sel de Mohr jusqu'à observer la décoloration de la solution : attention il faut verser le sel de Mohr à la goutte près et donc ne pas hésiter à mélanger entre chaque ajout. Ajouter ensuite quelques millilitres de soude concentrée afin de caractériser le produit formé. Noter vos observations, puis écrire les demi-équations et l'équation globale de la réaction étudiée.