

L'oxydoréduction



I Introduction

Le terme d'oxydoréduction est à mettre en lien avec celui plus connu d'oxydation.

On dit qu'une surface métallique (manche de casserole, clous...) s'oxyde lorsque l'on voit apparaître une dégradation de la surface. Lorsque la surface est en fer, il se forme de la rouille. La rouille est un oxyde de fer de formule Fe_2O_3 .

Il y a donc une réaction chimique qui altère le métal. Cette réaction est un cas particulier du phénomène plus vaste de l'oxydoréduction.

D'une manière générale, la chimie distingue trois types de réactions chimiques :

- Les réactions de précipitation

Au cours d'une telle réaction, il y a formation d'une substance insoluble au sein d'une solution aqueuse. Ces réactions sont souvent utilisées pour détecter différents ions en observant un précipité d'une couleur bien caractéristique (bleue pour Cu^{2+} ; verte pour Fe^{2+} ; rouille pour Fe^{3+})

La réaction de formation d'un sel est à mettre ici. Par exemple, les ions $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ donnent le sel de cuisine $\text{NaCl}_{(\text{s})}$

- Les réactions acide-base

Vous connaissez déjà bien ce type de réaction où un acide réagit avec une base (réaction de neutralisation). Ce type de réaction entre en jeu dès que l'on met en présence une solution de pH inférieur à 7 avec une solution de pH supérieur à 7.

- Les réactions d'oxydoréduction

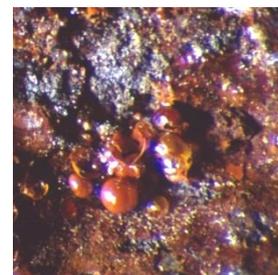
Ces réactions sont caractéristiques par le fait qu'il se produit un transfert d'électrons entre les réactifs en présence. Nous allons les étudier en détail.

Notons pour finir que les réactions d'oxydoréduction sont fondamentales pour la vie sur Terre : photosynthèse, oxydation des lipides, sucres et protéines dans le corps humain, réactions de combustion.

II La rouille

Depuis que l'homme sait utiliser le fer, il a lutté contre l'altération de ce métal...

Le processus de corrosion du fer est très complexe, nous le résumerons ici en disant que le fer Fe se retrouve finalement combiné avec l'oxygène pour former la rouille : Fe_2O_3 .



La rouille est favorisée lorsque le fer est en contact avec un milieu aéré et humide. Comme on a un passage de Fe à Fe₂O₃, on dit que le fer a gagné de l'oxygène, il s'est enrichi en oxygène... il s'est oxydé.

Rappel

L'élément oxygène est un atome qui a pour représentation de Lewis : O

Ceci veut dire qu'il a fortement tendance à attirer les électrons car il lui en faut deux de plus pour satisfaire la règle de l'octet (avoir huit électrons sur sa couche externe).

Lorsque le fer et l'oxygène se combinent, les électrons autour du fer sont attirés par l'oxygène. Ainsi, au cours de cette réaction, on peut dire que l'atome Fe perd des électrons alors que l'atome O en gagne.

On remarque qu'il y a deux acteurs (Fe et O) et non pas un seul.

Grâce à ce premier exemple, on a pu voir qu'il y avait transfert d'électrons d'un élément vers un autre.

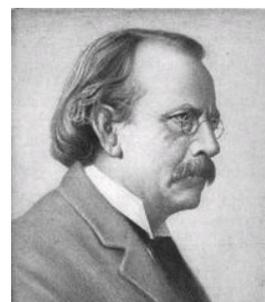


L'oxydation des métaux étant d'observation courante et très ancienne, cela a, au départ, restreint le terme « oxydation » au phénomène lié à la fixation d'oxygène.

C'est Lavoisier (en 1772) qui a mis en évidence le rôle de l'oxygène dans certaines oxydations.

L'aspect « transfert d'électrons » a pris le dessus par la suite. Cet aspect n'a été discuté qu'après la découverte des électrons par Thomson (1897) qui a permis de repenser les réactions chimiques...

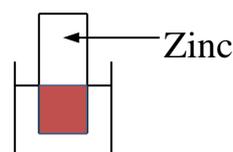
C'est en fait le cas général des réactions appelées réactions d'oxydoréduction.



III Réaction entre le zinc et les ions Cu²⁺

Lorsqu'une lame de zinc est placée dans une solution contenant des ions Cu²⁺, on constate :

- l'apparition dans la solution d'ions Zn²⁺
- la formation d'atomes de cuivre Cu



Au fait, petit rappel :

Calculez la masse molaire du sulfate de cuivre penta-hydraté de formule (CuSO₄, 5 H₂O)

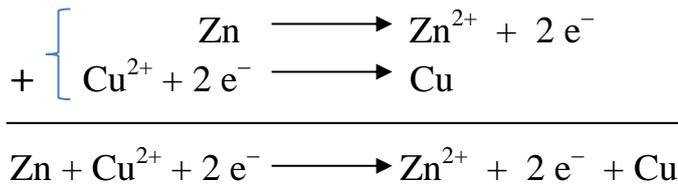
Aide : M(Cu) = 63,6 g/mol ; M(S) = 32,1 g/mol ; M(O) = 16 g/mol.

L'analyse de cette expérience montre deux processus se déroulant simultanément au niveau de la zone de contact entre le zinc Zn et la solution contenant les ions Cu^{2+} .

➤ l'atome de zinc a cédé deux électrons : $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
on dit que Zn a été **oxydé** en l'ion Zn^{2+}

➤ l'ion Cu^{2+} a gagné ces deux électrons : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$
on dit que l'ion Cu^{2+} a été **réduit** en cuivre Cu

On écrit enfin le bilan de ces deux demi-équations :



Les deux électrons de chaque côté peuvent être enlevés pour écrire la forme finale de la réaction bilan :



Une réaction de cette sorte est une réaction d'oxydoréduction : le zinc a été **oxydé** alors que les ions Cu^{2+} ont été **réduits**.

Il y a eu transfert d'électrons du zinc vers le cuivre, les deux éléments jouent des rôles complémentaires.

Vocabulaire

1) Pour caractériser par un mot chaque élément par rapport au changement qu'il subit on utilise :

« **oxydé** » : l'élément a perdu des électrons (c'est le cas de Zn)

« » : l'élément a gagné des électrons (c'est le cas de Cu^{2+})

2) Pour caractériser par un mot chaque élément par rapport au changement qu'il fait subir on utilise :

« **réducteur** » : l'élément donne des électrons (c'est le cas de Zn)

« » : l'élément prend des électrons (c'est le cas de Cu^{2+})

Remarque : le réducteur et l'oxydant sont tous les deux à gauche de la réaction bilan

Exercices d'application

I On observe une réaction d'oxydoréduction entre l'or (Au) et l'aluminium (Al) se traduisant par l'équation bilan : $\text{Au}^{3+} + \text{Al} \longrightarrow \text{Au} + \text{Al}^{3+}$

Répondez aux questions :

Qu'arrive-t-il à l'ion or : est-il réduit ou bien oxydé ?

Que subit l'atome Al : une réduction ou une oxydation ?

Dans cette réaction, qui tient le rôle d'oxydant ? Et le rôle de réducteur ?

Complétez alors les phrases suivantes :

« Dans cette réaction, l'ion Au^{3+} est qui agit sur l'aluminium. »

« L'atome Al est alors en ion Al^{3+} »

« Au cours de cette réaction, Al joue le rôle d'un, il agit sur l'ion »

II On étudie la réaction entre le zinc et les ions Cu^{2+} : $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

On considère une solution de 200 mL de sulfate de cuivre (Cu^{2+} ; SO_4^{2-}) de concentration 0,5 mol/L. Déterminez le nombre de mole d'ions Cu^{2+} présents (pas de panique, un peu de proportionnalité devrait suffire... ou alors : $c = \frac{n}{V}$).

On prend 20 grammes de zinc sous forme de poudre pour permettre une meilleure réaction (à discuter). Calculez le nombre de mole de zinc correspondant. Rappel : $n = \frac{m}{M}$

D'après la réaction indiquée plus haut, et en utilisant les valeurs précédentes, essayez de répondre aux questions suivantes :

Combien de mole de cuivre peut apparaître ?

Combien de mole d'ions Zn^{2+} peut apparaître ?

Aide : Notion de réactif limitant (à compléter par l'enseignant ou avec une petite recherche perso)

On suppose que la réaction considérée est totale. Rappelez ce que cela veut dire.

Calculez alors : la masse de cuivre apparue, la masse de zinc disparue et enfin la concentration finale en ions Zn^{2+} . **Données :** $M(\text{Cu}) = 63,6 \text{ g/mol}$; $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$