

Les réactions d'oxydoréduction



(1) Les réactions d'oxydation et de réduction

▶ ▶ Une oxydation est une réaction au cours de laquelle des électrons sont produits.

▶ ▶ Une réduction est une réaction au cours de laquelle des électrons sont captés.

▶ ▶ Une espèce capable de former des électrons au cours d'une réaction d'oxydation est appelée « réducteur »

▶ ▶ Une espèce capable de captés des électrons au cours d'une réaction de réduction est appelée « oxydant »

▶ ▶ Deux entités chimiques constituent un couple oxydant / réducteur si l'une peut se transformer en l'autre par perte ou gains d'électrons.

▶ ▶ Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle des électrons sont échangés entre un donneur d'électrons (le réducteur) et un receveur d'électrons (l'oxydant)

(2) Le nombre d'oxydation

► ► **Le nombre d'oxydation d'un élément chimique est le reflet de son état d'oxydation**, c'est à dire du nombre d'électrons qu'il a (formellement ou réellement) perdu, que cet élément soit seul ou dans un édifice polyatomique.

C'est un nombre entier, algébrique (*positif si des électrons ont été perdus, ou négatif si des électrons ont été gagnés*), noté en chiffres romains

(1) Le n.o. d'un élément dans une espèce monoatomique est égal à la charge algébrique de cette espèce.

(2) Quand deux éléments sont unis par une liaison covalente, les électrons de la liaison sont attribués arbitrairement à l'élément le plus électronégatif. Le n.o. de chaque élément est alors égal à sa charge partielle

(3) Dans un édifice polyatomique, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge globale de l'édifice

(4) Dans un oxyde métallique (M_xO_y où M est un métal) ou d'un hydroxyde ($M_x(OH)_y$) :

O est l'élément le plus électronégatif (après F) ↪ dans les oxydes, on a donc toujours n.o.(O)=-II.

H est peu électronégatif ↪ dans les hydroxydes, on a toujours n.o.(H)=+I.

On en déduit le n.o. de M grâce à la règle 3.

► ► **Dans un couple oxydant/réducteur, le nombre d'oxydation de l'oxydant est toujours supérieur au nombre d'oxydation du réducteur**

► ► **Lors d'une réaction d'oxydation le nombre d'oxydation** (*de l'un des éléments composant le réactif et qui constitue l'espèce oxydée*) **augmente**

► ► **Lors d'une réaction de réduction le nombre d'oxydation** (*de l'un des éléments composant le réactif et qui constitue l'espèce oxydée*) **diminue**

(3) Ajuster les coefficients d'une réaction d'oxydo-réduction

Méthode 1 : à l'aide des demi-équations électroniques

Réaction en milieu acide	Réaction en milieu basique
<p>1) Ajuster chaque demi-équation électronique séparément :</p> <p>1.1. <i>Ecrire de part et d'autre du signe = les deux partenaires du couple dans le sens de la réaction</i></p> <p>1.2. <i>Ajouter les électrons du côté des oxydants</i></p> <p>1.3. <i>Assurer la conservation des éléments autres que H et O.</i></p> <p>1.4. <i>Assurer la conservation de l'élément O en rajoutant des molécules d'eau <u>si nécessaire</u>.</i></p> <p>1.5. <i>Assurer la conservation de l'élément H en rajoutant des protons H^+ <u>si nécessaire</u></i></p> <p>1.6. <i>Assurer la conservation de la charge avec des électrons e^-</i></p> <p>2) Multiplier chaque demi-équation par un coefficient (<u>si nécessaire</u>) afin que le nombre d'électrons donnés dans la réaction d'oxydation soit égal au nombre d'électrons reçus dans la réaction de réduction</p> <p>3) Additionner chaque demi-équation</p> <p>4) Faire des simplifications si nécessaire (H_2O et H^+)</p>	
	<p>5) Ajouter autant d'ions HO^- que nécessaire de chaque côté afin de faire disparaître tous les ions H^+</p> <p>$(H^+ + HO^- = H_2O)$</p>

Méthode 2 : à l'aide des nombres d'oxydation

Réaction en milieu acide	Réaction en milieu basique
<p>1) Ecrire les réactifs et les produits séparés par le signe égal (ou la flèche)</p> <p>2) Ajuster les éléments, autre que H et O</p> <p>3) Chercher les nombres d'oxydations de ces éléments</p> <p>4) Chercher les électrons échangés entre les formes oxydées et réduites des réactifs et des produits</p> <p>5) Ajuster les coefficients stœchiométriques afin d'avoir autant d'électrons échangés dans l'oxydation que dans la réduction</p>	
<p>6) Ajuster les charges avec les ions H^+</p>	<p>6) Ajuster les charges avec les ions OH^-</p>
<p>7) Ajuster les éléments H et O en rajoutant, si nécessaire, les molécules d'eau H_2O</p>	