

1. Étude d'une réaction rédox au moyen du nombre d'oxydation

Le nombre d'oxydation (**n.o**) est un concept commode et utile pour l'étude des réactions d'oxydoréduction.

On définit le **n.o**, comme étant la charge réelle (dans le cas d'un ion monoatomique) ou fictive si cet élément est combiné dans le cas des molécules ou des ions polyatomiques. On le calcule en considérant les règles suivantes :

	Nombre d'oxydation	Exemple
Elément à l'état de corps simple (Mg, Zn, O ₂ , H ₂ ...)	Zéro	n.o de Mg est 0 n.o de H dans H ₂ est 0
Ion monoatomique (Na ⁺ , Ca ²⁺ , O ²⁻ , Cl ⁻ , H ⁺ , Mg ²⁺ ...)	Égal à sa charge électrique	n.o de Na dans Na ⁺ est +I n.o de O dans O ²⁻ est -II
Groupe I (Li, K, Na...)	+I	n.o de Na dans NaCl est +I
Groupe II (Be, Mg, Ca...)	+II	n.o de Mg dans MgCl ₂ est +II
Al	+III	n.o de Al dans AlCl ₃ est +III
L'hydrogène (quand il est combiné avec un non métal)	+I	n.o de H dans HCl est +I
L'oxygène dans la plupart des composés	-II	n.o de O dans CO ₂ , H ₂ O, H ₂ SO ₄ , est -II
La somme algébrique des nombres d'oxydation des atomes constituant la formule d'un composé est égale à 0.		
Dans un ion polyatomique, la somme algébrique des atomes constituant cet ion est égal à sa charge.		

Exceptions	Le n.o de l'élément oxygène dans les peroxydes : H_2O_2 et Na_2O_2 est $-I$.
	Le n.o de l'élément Hydrogène dans les hydrures : NaH et CaH_2 est $-I$.

Le nombre d'oxydation des éléments non couverts par ces règles doivent être « calculés » en utilisant les nombres d'oxydation connus dans un composé.

Exemples :

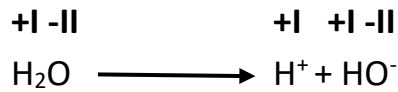
<p>Ex 1 : SO_2 La somme des n.o dans $\text{SO}_2 = 0$. n.o (S) = x n.o (O) = $-II$ $1(x) + 2(-II) = 0$ $x - 4 = 0$ x = + IV.</p>	<p>Ex 2 : Fe_2O_3 La somme des n.o dans $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 0$. n.o (Fe) = x n.o (O) = $-II$ $2(x) + 2(-II) = 0$ $2x - 6 = 0$ $2x = 6$ x = $6/2 = + III$.</p>
<p>Ex 3 : H_2SO_4 La somme des n.o dans $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0$. n.o (H) = $+I$ n.o (S) = x n.o (O) = $-II$ $2(+I) + 1 + 4(-II) = 0$ $2 + x - 8 = 0$ $x - 6 = 0$ x = + VI.</p>	<p>Ex 3 : PO_4^{3-} La somme des n.o dans $\text{PO}_4^{3-} = -3$. n.o (P) = x n.o (O) = $-II$ $1(x) + 4(-II) = -3$ $x - 8 = -3$ $x = 8 - 3$ x = + V.</p>

Donc, pour résumer:

Agent oxydant	Agent réducteur
Gagne des électrons	Perd des électrons
Son nombre d'oxydation diminue	Son nombre d'oxydation augmente
Subit une réduction	Subit une oxydation
Substance réduite	Substance oxydée

- Une réaction qui laisse constant le n.o des éléments n'est pas une réaction d'oxydoréduction.

Exemple :



Ce n'est pas une réaction rédox car le n.o des réactifs et des produits ne varie pas.

- Tout changement dans le n.o des éléments indique une réaction d'oxydoréduction.

Une oxydation a lieu lorsque le n.o augmente.

Une réduction a lieu lorsque le n.o diminue.

Exemple:



Il y a variation de n.o pour Zn et Cu^{2+} , alors c'est une réaction d'oxydoréduction.

Le n.o de Zn **augmente** de 0 à +II, alors le Zn subit l'**oxydation**.

Le n.o. du Cu^{2+} **diminue** de +II à 0, alors le Cu^{2+} subit la **réduction**.

Application :

Préciser dans chaque cas s'il s'agit d'une réaction rédox ou non ?

Si oui, Indiquer l'agent oxydant et l'agent réducteur.

