

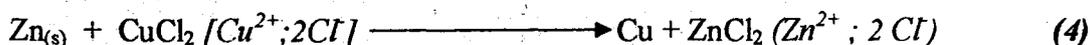
C - Oxydo-réduction :

I - DEFINITIONS

De très nombreuses réactions sont considérées comme des réactions d'oxydo-réduction.

Exemple :

Le Zinc (Zn) à l'état solide peut réagir directement avec l'O₂, le Cl₂ ou dans une solution aqueuse avec l'acide chlorhydrique (HCl) ou des ions cuivriques suivant les réactions suivantes :



Dans chaque réaction, le Zn a perdu des électrons. Ce fait caractérise une "oxydation" c-à-d. le Zn a été oxydé est les espèces responsables : O₂, Cl₂, H⁺, Cu²⁺ sont appelés des "oxydants".

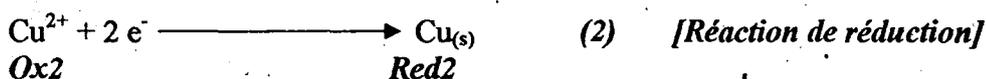
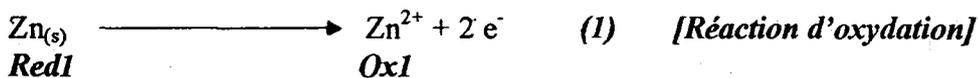
Remarque :

- Le terme d'oxydation n'implique pas toujours la participation de l'oxygène.
- Les électrons perdus par le Zn sont récupérés par les autres substances pour donner O²⁻, 2 Cl⁻, H₂, Cu c-à-d. O₂, Cl₂, H⁺, Cu²⁺ ont gagnés des électrons et ce fait caractérise une "réduction". O₂, Cl₂, H⁺, Cu²⁺ ont été réduits et le Zn s'est comporté comme un réducteur.

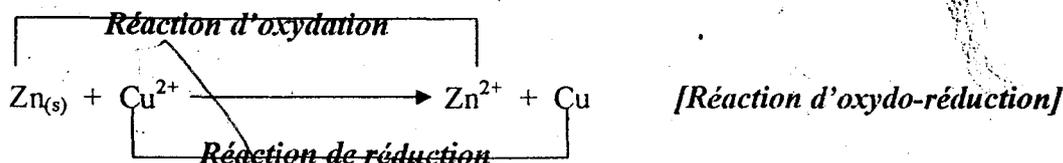
En résumé :

Oxydation :	<i>Perte d'électron (s)</i>	Oxydant (Ox) :	<i>Accepteur d'électron (s)</i>
Réduction :	<i>Gain d'électron (s)</i>	Réducteur (Réd) :	<i>Donneur d'électron (s)</i>

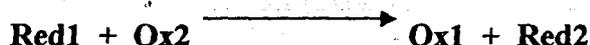
En prenant la réaction (4) : $\text{Zn}_{(s)} + \text{CuCl}_2 \longrightarrow \text{Cu} + \text{ZnCl}_2$ on peut écrire les deux demi réactions :



Le bilan :

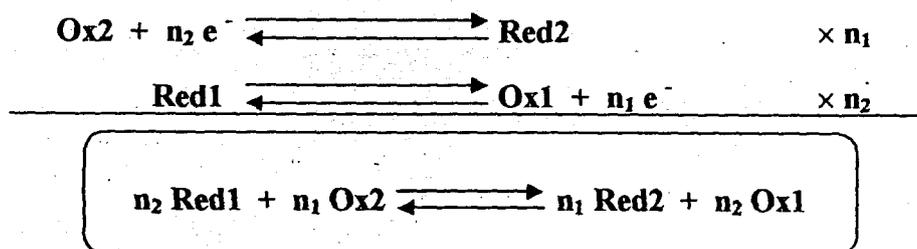


c-à-d. d'une manière générale, on peut exprimer la réaction d'oxydo-réduction sous la forme :



Un oxydant fixant des électrons est réduit ; un réducteur cédant des électrons est oxydé.

• **Réaction Rédox :**



• **Les nombres d'oxydation :**

Pour caractériser l'état d'oxydation d'un élément dans un édifice atomique, on définit le nombre d'oxydation (n.o). Il s'agit d'une conception théorique, qui est malgré tout un reflet de la structure électronique. On peut l'exprimer pour :

a) **Les ions simples :**

Le n.o. est la charge algébrique (en prenant comme unité de charge la charge de l'électron) portée par l'ion.

Exemples : Cl^- : n.o. = -I ; Na^+ : n.o. = +I ; Fe^{2+} : n.o. = +II

b) **Molécules et ions complexes :**

On attribue fictivement le doublet de liaison à l'élément le plus électronégatif et la charge portée par l'ion fictif est par définition son "n.o."

Exemples : H-Cl : $(\text{En})_{\text{Cl}} > (\text{En})_{\text{H}} \Rightarrow$ On va attribuer fictivement le doublet liant à Cl \Rightarrow n.o. (de H) = +I ; n.o. (de Cl) = -I.

Pour H_2O : $(\text{En})_{\text{O}} > (\text{En})_{\text{H}} \Rightarrow$ n.o. (de H) = +I ; n.o. (de O) = -II.

Remarque :

Les n.o. sont indiqués par des chiffres romains afin qu'il n'y ait pas de confusion avec les ions vrais dont la charge est indiquée par un chiffre arabe.

c) **Cas des corps simples : (H_2 ; Cl_2 ; O_2 ; ...)**

Le n.o. = 0 parce que les éléments liés étant identiques et l'attribution du doublet se fait de façon symétrique et chaque atome retrouve l'électron qu'il avait engagé dans la liaison chimique \Rightarrow n.o. = 0

d) Calcul pratique du n.o. :

$\sum \text{n.o.} = q$. Par exemple pour $[\text{FeCl}_4]^{2-}$: $x + 4(-I) = -II \Rightarrow x = +II$ c-à-d. Fe^{II} .

Exemple :

Calculer le n.o. du chrome dans $[\text{Cr}_2\text{O}_7]^{2-}$. $\Rightarrow 2x + 7(-II) = -II \Rightarrow x = VI$ c-à-d. Cr^{VI} .

En règle générale :

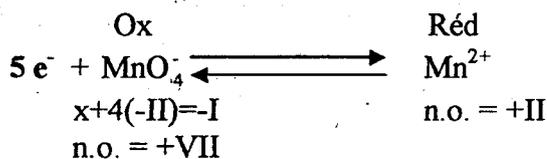
Un oxydant est une substance dont le (n.o.) peut diminuer, et réciproquement, un réducteur est une substance dont le (n.o.) peut augmenter.

Utilisation des (n.o.) pour équilibrer les réaction Rédox :

Exemple a traiter : le couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ en milieu acide.

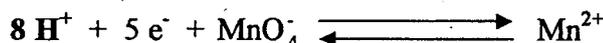
Il faut passer par 3 bilans :

1- Bilan rédox : en utilisant les (n.o.) du Mn, on constate qu'il passe de VII à II ce qui met en jeu $7 - 2 = 5 e^-$.

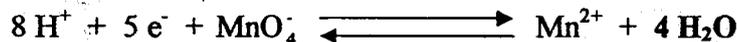


Cette réaction est équilibrée au point de vue rédox.

2- Bilan de charge : l'équation du bilan rédox doit être équilibrée avec des charges électriques (H^+ si on opère dans un milieu acide, OH^- si l'on opère dans milieu basique ou bien H_2O si la réaction se déroule dans un milieu neutre). Dans cet exemple :



3- Bilan de matière : il faut assurer la conservation des différents éléments (O ; H) que l'on retrouve sous forme de molécules d'eau (H_2O).

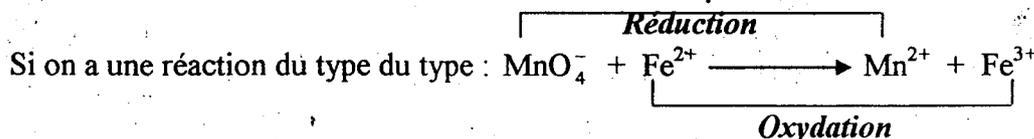


En conclusion : l'écriture d'une demi-réaction rédox met en jeu :

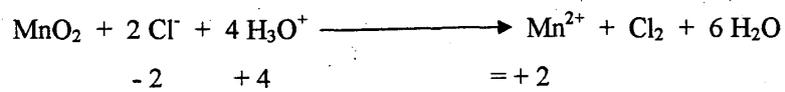
1- Bilan rédox : détermination du nombre d'électrons grâce aux n.o.

2- Bilan de charge : avec les ions H^+ ou OH^- pour assurer l'électroneutralité.

3- Bilan de matière : pour assurer la conservation des éléments qui ne participent pas à l'oxydo-réduction.



Dans le cas précédent, il faut ajouter 4 H₃O⁺ à gauche pour équilibrer les charges (réaction en milieu acide).



Exemple 3

