

CHAPITRE 2 : OXYDOREDUCTION

Introduction

- Rappel sur ce qu'est une réaction : Une réaction en chimie, fait référence à un processus de transformation au cours duquel les entités (atomes, molécules, etc...) qui constituent un échantillon de matière se réarrangent (casser des liaisons pour en former de nouvelles) pour donner naissance à de nouvelles entités.
- Cependant certaines réactions peuvent modifier aussi le nombre d'électrons sur un atome ou sur un composé chimique quelconque, soit en augmentant ou en diminuant cette quantité.

Oxydation, Réduction

- Prenons le cas de la transformation de l'atome de Fer en ion Fer II, soit : $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ On observe une diminution du nombre d'électrons sur l'élément fer, donc une accumulation de charge positive (augmentation de la charge totale), lors de son passage de l'atome de fer à l'anion fer II; On qualifie cette réaction d'*Oxydation*, pour faire référence à la perte d'un ou plusieurs électrons par l'entité correspondante. EXEMPLE : $\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ On dit que l'atome de cuivre est oxydé puisqu'il perd des électrons pour se transformer en cation Cu^{2+} .
- La réaction inverse, est *Une Réduction*. Il s'agit d'une réaction au cours de laquelle une entité gagne un ou plusieurs électrons. Par exemple, pour la transformation du dichlore en anion chlorure, on a : $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-$ On dit ainsi que le composé dichlore est réduit, puisqu'il capte deux électrons pour se transformer en anions Cl^- .

Demi-équation électronique

- Considérons encore l'exemple de l'oxydation du fer selon l'équation: $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ On peut rapidement observer qu'on garde la même entité au cours de la réaction, l'élément fer, bien que sous des formes différentes.
- On considère ainsi que ces deux formes de la même entité forment un couple que l'on appellera "Couple Oxydant-Réducteur". On dit que les membres d'un même couple Redox sont conjugués entre elles. Par convention, on écrit ces couples sous la forme *Ox/Red*. Il nous faut donc maintenant identifier l'entité qui est l'oxydant conjugué, et celui qui est le réducteur conjugué du couple.
- On observe que la première forme (Fe), est celle qui perd les deux électrons; mais aussi que la seconde forme (Fe^{2+}) est celle ayant le potentiel de capter les deux électrons. On dit alors que la première forme (Fe) est un réducteur, à cause de sa capacité à céder 2 électrons; elle se transforme en Fe^{2+} , la forme qui dans l'équation est l'oxydant, vu sa capacité à capter les 2 électrons.
- Afin de mieux comprendre ce genre de transformation, on utilise une *demi-équation électronique*. Il s'agit-là d'une forme d'équation utilisée en chimie pour modéliser des transformations entre les espèces conjuguées d'un couple Ox/Red. La forme conventionnelle d'une demi-équation électronique est : Oxydant + n électrons(s) = Réducteur.
- Une demi-équation électronique fait intervenir un couple Ox/Red et fait ressortir la transformation de l'oxydant conjugué du couple en son réducteur conjugué.
- Pour l'exemple de la réaction de réduction du cuivre, on obtient le couple Ox/Red qui est Cu^{2+}/Cu ; en écrivant la demi-équation électronique de cette transformation on obtient : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$.
- Ce que nous apprenons : -*Oxydant* désigne une entité capable d'arracher un ou plusieurs électrons à une autre entité, provoquant ainsi une *oxydation* (augmentation de la charge) de l'entité qui les cède. -*Réducteur* désigne une entité capable de céder un ou plusieurs électrons, provoquant ainsi une *réduction* (réduction de la charge) de l'entité qui les capte ou les lui arrache. -Il nous faut tout aussi réaliser que les électrons cédés par le réducteur et ceux captés par l'oxydant ne sont ni créés, ni apparus par magie. Ils sont échangés au cours d'une transformation.

>>> Exemple : Dans l'équation de l'oxydation du fer, Fe est le réducteur conjugué du couple, et que Fe^{2+} est son oxydant conjugué.

>>> Pause Exercice : Essayer donc par vous-même de trouver le couple Ox/Red qui correspond à l'oxydation du fer, et la réduction du chlore.

Oxydoréduction

- Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples Ox/Red. Il s'agit d'une combinaison d'une oxydation et d'une réduction. Lors d'une réaction d'oxydoréduction, il y a transfert d'électron(s) entre le réducteur d'un couple (qui les cède), et l'oxydant d'un autre couple qui les accepte.

Si l'on considère les couples Oxydant-Réducteur Fe^{2+}/Fe et Cu^{2+}/Cu , on peut écrire les demi-équations électroniques correspondantes. On obtient donc : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$ Nous savons que le métal fer peut réduire les ions cuivre(II). Alors, nous changeons de sens la demi-équation électronique du couple Fe^{2+}/Fe , avant de faire la somme. $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ En faisant la somme de ces deux demi-équations électroniques on obtient l'équation d'oxydoréduction entre le fer et l'ion cuivre(II), en faisant bien sûr interagir le réducteur d'un couple avec l'oxydant de l'autre couple. Soit : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- + \text{Cu}$ En simplifiant les électrons en quantités égales présent des deux côtés, on obtient : $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ Soit, une mole de fer réagit avec une mole d'ions cuivre II, pour produire une mole de cuivre et une mole d'ions fer(II).

PAUSE EXERCICE : PRATIQUE OXYDOREDUCTION SIMPLE

EXEMPLE 2 (à faire en mode pratique)

Prenons l'exemple de la réaction d'oxydoréduction entre les couples : Al^{3+}/Al et Fe^{2+}/Fe Écrivons la demi-équation électronique : Al^{3+}/Al $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$ Fe^{2+}/Fe $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$ Écrivons l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction entre l'ion aluminium et l'atome de Fer Rappelons que l'équation bilan d'une oxydoréduction s'obtient à partir de la somme des deux demi-équations électronique des couples qui y prennent part. $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$ $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ -----; Sachant que les électrons qui sont transférés dans les deux demi-équations doivent être en qty égales On réécrit alors : $[\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}] \times 2$ $[\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-] \times 3$ On obtient alors : $2\text{Al}^{3+} + 6\text{e}^- + 3\text{Fe} \rightarrow 2\text{Al} + 3\text{Fe}^{2+} + 6\text{e}^-$ Par simplification : $2\text{Al}^{3+} + 3\text{Fe} \rightarrow 2\text{Al} + 3\text{Fe}^{2+}$ ou encore 2AlFe_3

- Dans certaines demi-équations électroniques, le transfert d'électron(s) n'est pas forcément évident à remarquer à partir des couples Ox/Red. Prenons l'exemple du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$. On voit bien que l'oxydant du couple est le composé MnO_4^- , alors que, ayant une charge négative, intuitivement on aurait tendance à le désigner comme le réducteur du couple. Mais il n'en est pas ainsi.
- Dans certaines réactions d'oxydoréduction, le transfert d'électrons s'accompagne d'un transfert d'atome. Dans le cas du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, le transfert d'électrons s'accompagne d'un transfert d'oxygène. Cette réaction s'effectue en milieu acide (milieu aqueux où il y a des ions H^+ en solution).

Posons la demi-équation du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$: $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$ Équilibrons les atomes de manganèse, puis ceux d'oxygène, étant dans un milieu aqueux : $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ Maintenant équilibrons les hydrogènes, ayant des protons (cations H^+) dans la solution : $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ Maintenant résolvons le problème de l'équilibre des charges, il ne nous reste que la possibilité d'ajouter des électrons : *** $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ ***

- Il faut pouvoir trouver le couple Ox/Red, sans savoir à l'avance qui est oxydant ou réducteur, en posant au "pif" la demi-équation électronique.

Third part

Exercice à faire sur oxydoréduction