

# Introduction sur les 4 types de réactions équilibrées en solution

Une **réaction** est une transformation d'une ou plusieurs espèces comme un échange, une association ou une dissociation. Quelles sont les grandes familles de réaction autour desquelles la chimie des solutions s'articule ? Nous allons revoir :

- la *réaction de dissolution et précipitation*

- la *réaction acido-basique* - la *réaction de complexation* - la *réaction d'oxydo-réduction*.

Et surtout, nous allons comprendre que ces réactions se retrouvent dans les domaines de la vie et de l'environnement.

## LA REACTION DE DISSOLUTION et PRECIPITATION

La dissolution est la séparation des espèces constituant un solide ionique sous forme d'ions dans un solvant. A l'inverse, la précipitation est l'Association d'anions et de cations pour former un solide ionique.

Mettons maintenant cette notion sous forme d'équation chimique. Le solide ionique  $A_mB_n$  est en équilibre avec m cation  $A^{x+}$  plus n anion  $B^{y-}$

Attardons-nous quelques instants sur l'écriture de cette équation.

Attention à la conservation de la charge!  $m \times x + n \times y$  est toujours égal à zéro. En effet, un solide ionique a toujours une charge nulle.

Le solide ionique dissout donne lieu à des ions solvatés marqués (aq) si nous réalisons ces réactions en milieu aqueux.

Si l'équilibre est déplacé vers la gauche, nous observerons une précipitation. Si l'équilibre est déplacé vers la droite, nous observerons une dissolution. Il sera possible de prévoir l'état attendu en déterminant la constante de solubilité,  $K_s$

## LA REACTION ACIDE-BASE

Une *réaction acido-basique* implique des espèces échangeant un proton. Par proton je veux, bien évidemment, dire  $H^+$ , le cation correspondant à l'atome d'hydrogène ayant perdu un électron.

Il a été défini par Bronsted et Lowry, que l'espèce qui cède un proton est un acide alors que l'espèce qui accepte un proton est une base

Attention, un acide ne peut perdre un proton que si une base est présente pour le recueillir. Réciproquement, une base ne peut accepter un proton qu'en présence d'un acide qui le lui cède. Si j'écris la réaction d'un acide AH avec l'eau alors AH cède son proton à une molécule d'eau pour créer l'ion hydronium et la base conjuguée  $A^-$ . L'équilibre acido-basique avec l'eau est caractérisé par la constante d'acidité  $K_a$ .

## REACTION DE COMPLEXATION

La réaction de complexation décrit l'association d'un cation métallique, le plus souvent issu de la famille des métaux de transitions, avec un certain nombre d'espèces appelées *ligands*. L'espèce résultant de cette association est nommé *complexe métallique*.

Il existe une grande variété de ligands. Ils peuvent être chargés ou non. Cependant, la caractéristique commune à tous les ligands est de posséder au moins un *doublet non liant*, comme on peut le voir ici clignoter en rouge sur ces représentations.

Dans la réaction de complexation, les liaisons entre l'ion métallique central et les ligands résultent de la mise en commun des *doublés non liants* des ligands avec les orbitales vides de l'ion métallique.

Les ligands ne sont pas nécessairement tous identiques dans un complexe. Les liaisons mises en jeu sont nommées *liaisons covalentes de coordination* (à ne pas confondre avec les liaisons covalentes)

Lorsque l'équilibre est déplacé vers la droite, une complexation est observée. L'équilibre de la réaction de complexation est alors caractérisé par la constante de complexation  $K$ . Lorsque l'équilibre est déplacé vers la gauche une dissociation du complexe métallique aura lieu.

## LA REACTION D'OXYDO-REDUCTION

Une *réaction d'oxydo-réduction* est un échange d'un ou plusieurs électrons(s) entre deux couples redox. Un couple redox est composé d'un oxydant, noté en vert, et d'un réducteur, noté en violet.

Par définition, un *oxydant* est une espèce capable d'accepter un ou plusieurs électron(s). Un *réducteur* est une espèce capable de céder un ou plusieurs électrons.

Une *oxydation* est une perte d'électron(s) et une *réduction* est un gain d'électron(s).

Attention, en solution, un réducteur ne peut perdre d'électron que si un oxydant est présent pour le recueillir. Réciproquement, un oxydant ne peut accepter des électrons qu'en présence d'un réducteur. Il se produit nécessairement, de façon simultanée, une réaction entre un oxydant et un réducteur consistant en un échange d'électron(s) cédé(s) par un réducteur à un oxydant. C'est pourquoi on parle de *réaction d'oxydo-réduction*. Écrivons maintenant l'équation d'oxydo-réduction entre un réducteur noté Red1 et un oxydant noté Ox2. Pour cela, il est impératif d'écrire en premier lieu les 2 demi-équations.

Le nombre d'électron échangé lors de la réduction du Red1 et de l'oxydation de Ox 2 doit être le même. Ainsi, il est nécessaire de multiplier chaque demi-équation par un coefficient approprié.

L'équation bilan est alors la somme des 2 demi-réactions. Le nombre d'électron du côté des réactifs et des produits étant identique, les électrons peuvent être simplifiés.

L'équation bilan est donc la suivante.  $m\text{Red} + n\text{Ox}_1 \rightarrow m\text{Ox} + n\text{Red}_2$

Vous noterez que dans l'équation bilan aucun électron n'est présent !

Les couples redox ne sont pas caractérisés par une constante d'équilibre mais par un potentiel, grand E.

## Conclusion

Dans ce programme, nous avons vu les notions suivantes :

- la réaction de précipitation/dissolution
- la réaction acide-base
- la réaction d'oxydo-réduction
- la réaction de complexation

N'oubliez pas que ces types de réactions peuvent avoir lieu simultanément. Il n'est pas rare qu'une réaction d'oxydo-réduction soit associée à une réaction acido-basique ou de complexation donnant lieu à une précipitation.

## PRECIPITATION-DISSOLUTION

Il n'est généralement pas possible de dissoudre une quantité illimitée de soluté dans une quantité donnée de solvant. Au-delà d'une certaine concentration en soluté, ce dernier ne se dissout plus : il précipite. Nous allons expliquer ce phénomène et décrire l'équilibre chimique mis en jeu.

## Mise en équation des observations

Pour cela, nous allons tout d'abord prendre des expériences de la vie courante.

### Dissolution moléculaire

Lorsque du sucre solide est ajouté à une boisson, le solide se dissout. Les molécules de sucre passent alors de l'état solide à un état solvaté. Autrement dit, une interaction entre les molécules de sucre et le solvant est créée permettant que toutes les espèces chimiques soient dans la phase liquide.

Si on pose que le sucre est composé uniquement de saccharose, l'équation chimique correspondante est,



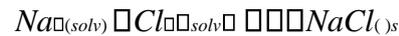
Lors de la dissolution, aucune liaison chimique n'est rompue. Seules les interactions que la molécule met en jeu avec son environnement changent.

### Dissolution/précipitation d'un électrolyte

Prenons maintenant un autre exemple, celui du sel de table, NaCl. Lorsque nous ajoutons du sel à notre soupe, il est facilement observable que les petits cristaux de sel se dissolvent. NaCl est un solide ionique, c'est-à-dire, un solide composé d'ions dont la cohésion est assurée par effet électrostatique. NaCl se dissocie en ions Na<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup>. Nous pouvons alors écrire l'équation de dissolution suivante en explicitant le solvant, ici, l'eau.



Na<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup> sont aussi présents sous forme ionique dans l'eau de mer. Lorsque l'eau de mer d'une flaque s'évapore, la concentration en ions augmente diminuant le phénomène de solvation et favorisant l'association électrostatique des ions conduisant à la formation du solide ionique NaCl. Lorsque le solide apparaît dans la phase liquide, une précipitation est observée. Nous pouvons alors écrire l'équation de précipitation suivante :



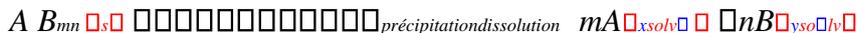
La production de sel dans les marais-salants est basée sur la réaction de précipitation de solide ionique.

## Equilibre

On remarque alors que la réaction de dissolution est la réaction inverse de la réaction de précipitation.



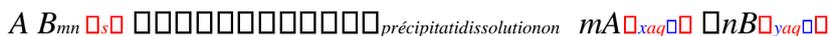
Généralisons maintenant l'écriture à tout solide ionique A<sub>m</sub>B<sub>n</sub>



Le solide ionique dissout donne lieu à un cation solvaté et un anion lui aussi solvaté.

J'attire votre attention sur la conservation de la charge! La somme des charges est égale à zéro.

Lorsque le solvant est l'eau, il est possible d'écrire à la place de solv de solvaté, un petit (aq). Ceci sous-entend que les ions sont solvatés par des molécules d'eau.



L'existence du solide ionique et des ions solvatés correspondant est due à l'équilibre qu'il y a entre la réaction de dissolution et de précipitation. Autrement dit, le système peut atteindre un équilibre chimique puisque la réaction de précipitation limite la réaction de dissolution et vice versa.

## Solubilité

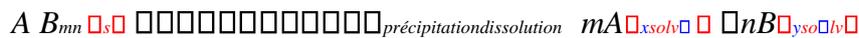
A l'état d'équilibre, le solide est présent dans la solution; la solution est dite saturée. La quantité de matière minimum de solide nécessaire à la fabrication d'un litre de solution saturée est nommée solubilité. Autrement dit, la solubilité est la quantité de matière maximale de solide pouvant être dissoute dans un litre de solution.

Elle a la dimension d'une concentration. Son unité est mol.L<sup>-1</sup> dans le cas d'une concentration molaire ou g.L<sup>-1</sup> dans le cas d'une concentration massique. Elle dépend de la température et de la composition du solvant.

Illustrons cette notion avec l'exemple du NaCl. La solubilité de ce dernier est 358.5g.L<sup>-1</sup> à 20°C correspondant 6.13mol/L. Ainsi, il n'est pas possible, à 20°C, de dissoudre plus de 358.5g de NaCl dans 1L d'eau sans qu'il y ait de précipité ou autrement dit, une solution de NaCl ne pourra contenir des ions Na<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup> à une concentration supérieure à 6.13 mol/L.

## Constante d'équilibre

Chaque équilibre chimique est associé à une constante d'équilibre. Considérons l'équilibre suivant :



A l'équilibre formé par les réactions de dissolution/précipitation est associée une constante d'équilibre appelée constante de solubilité, K<sub>s</sub>.



Elle s'écrit de la manière suivante.  $K_s =$

$$K_s = \frac{[A]_{(aq)}^x [B]_{(aq)}^y}{[A]_{(s)}^m}$$

Il est possible de simplifier la relation suivante en considérant une solution diluée permettant d'assimiler l'activité des ions à la concentration en solution de ces derniers sur la concentration de référence C<sub>0</sub>. De plus, l'activité d'une espèce solide est égale à 1. Suite à ces approximations, nous pouvons écrire que K<sub>s</sub> est le produit des concentrations des ions, à l'équilibre, modulo leurs coefficients stœchiométriques sur C<sub>0</sub>.

$$K_s = \frac{[A]_{(aq)}^x [B]_{(aq)}^y}{C_0^m}$$

K<sub>s</sub> est une constante caractéristique d'une espèce chimique. Elle dépend de la composition du solvant et de la température du système. Notons que comme toute constante d'équilibre, la constante de solubilité est sans dimension et donc sans unité.

Remarquons que si on pose C<sub>0</sub>=1mol/L alors K<sub>s</sub> s'écrit comme le produit des concentrations des ions à l'équilibre. C'est pourquoi il est aussi d'usage de nommer la constante de solubilité « produit de solubilité »

## Valeur du K<sub>s</sub> et prévision de transformation

Maintenant regardons comment prévoir le sens de réaction. Pour cela, calculons le quotient de réaction, Q.



Dans notre cas, le quotient de réaction est le produit des concentrations des ions, à l'instant initial, modulo leurs coefficients stœchiométriques.

La comparaison du quotient de réaction et de la constante d'équilibre nous permet de prédire dans quel sens sera déplacé la réaction afin de tendre vers l'équilibre chimique, c'est-à-dire  $Q=K$ .

Si  $Q < K_s$ , alors la réaction sera déplacée dans le sens direct et la dissolution du solide aura lieu. Si  $Q > K_s$ , alors, la réaction sera déplacée dans le sens indirect et la précipitation des ions se fera.

Prenons l'exemple suivant. Je veux savoir si une solution de 0.1 mol/L en NaCl présente ou non un précipité sachant que  $K_s(\text{NaCl}) = 38.98$ .



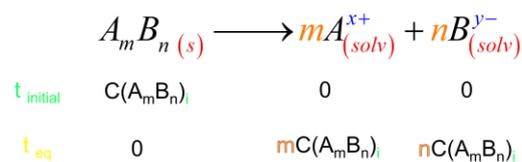
Calculons le quotient de réaction.  $Q = \frac{[\text{Na}^+]^{\square} [\text{Cl}^{\square-}]^{\square}}{0.1 \cdot 0.1} = 0.01 \ll K_s(\text{NaCl}) = 38.98$

Nous identifions le cas où quotient de réaction est inférieur à la constante d'équilibre  $K_s$ . Ainsi, la précipitation des ions n'aura pas lieu.

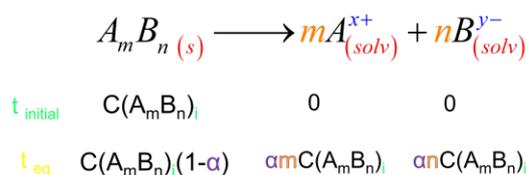
### Valeur du $K_s$ et électrolyte fort/faible

Enfin, la valeur de la constante de solubilité nous renseigne sur la solubilité du solide considéré. Des tables de valeurs de  $K_s$  sont disponibles dans la littérature.

Lorsque la constante de solubilité d'un composé est grande, le taux d'avancement de la réaction de dissolution tend vers 1 et la réaction de dissolution peut être considérée comme totale. Une espèce chimique pouvant se dissoudre totalement dans l'eau est nommée électrolyte FORT. Si  $A_m B_n$  est un électrolyte fort, alors la réaction de précipitation peut être négligée impliquant l'écriture d'une flèche unidirectionnelle. Ainsi, à l'équilibre, la concentration de  $A^{x+}$  sera égale à la concentration initiale de  $A_m B_n$  multipliée par le coefficient stœchiométrique  $m$  et concentration de  $B^{y-}$  sera égale à la concentration initiale de  $A_m B_n$  multipliée par le coefficient stœchiométrique  $n$ .



A contrario, lorsque la constante de solubilité d'un composé est petite, la réaction de dissolution ne peut pas être considérée comme totale. Dans ce cas, l'espèce chimique ne se dissolvant que partiellement dans l'eau est nommée électrolyte faible. Si  $A_m B_n$  est un électrolyte faible, alors l'équilibre entre les deux réactions doit être pris en compte impliquant l'écriture d'une double flèche. Ainsi, à l'équilibre, la concentration de  $A^{x+}$  sera égale à la concentration initiale de  $A_m B_n$  multipliée par le coefficient stœchiométrique  $m$  et par le coefficient de dissociation  $\alpha$ . La concentration de  $B^{y-}$  sera égale à la concentration initiale de  $A_m B_n$  multipliée par le coefficient stœchiométrique  $n$  et par le coefficient de dissociation  $\alpha$ . La concentration à l'équilibre de  $A_m B_n$  sera, quant à elle, égale à la concentration initiale moins la quantité dissoute.



### Conclusion

En conclusion, dans cette vidéo, nous avons décrit la réaction de dissolution/précipitation, puis nous avons défini la solubilité et la constante de dissolution

# Réaction de complexation

Dans cette vidéo, nous allons revenir sur la définition d'un complexe métallique. Puis je vais vous présenter quelques exemples de complexes et enfin je décrirais la constante de complexation.

## Définition d'un complexe

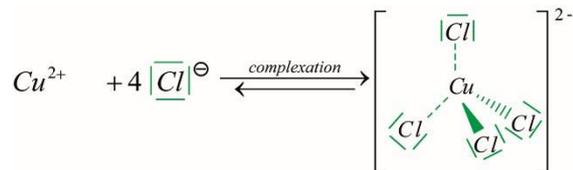
La réaction de complexation décrit l'association d'un cation métallique, le plus souvent issu de la famille des métaux de transitions, avec un certain nombre d'espèces appelées *ligands*. L'espèce résultant de cette association est nommé *complexe métallique*. La caractéristique commune à tous les ligands est de posséder au moins un *doublet non liant*, comme on peut le voir ici clignoter en rouge sur ces représentations de Lewis. Dans la réaction de complexation, les liaisons entre l'ion métallique central et les ligands résultent de la mise en commun du *doublet non liant* des ligands avec les orbitales vides de l'ion métallique. Les ligands ne sont pas nécessairement tous identiques dans un complexe. Les liaisons mises en jeu sont nommées *liaisons covalentes de coordination* (à ne pas confondre avec les liaisons covalentes)

Il existe une grande variété de ligands. Ils peuvent être chargés ou non, former une ou plusieurs liaisons de coordination. Un ligand n'impliquant qu'une seule liaison de coordination avec le métal est dit monodentate tandis qu'un ligand coordonnant le métal par plusieurs sites est dit polydentate. La coordination d'un ligand polydentate à un métal conduit à la formation d'un cycle chélate. Le mot chélate provient du grec qui signifie la pince d'un crabe.

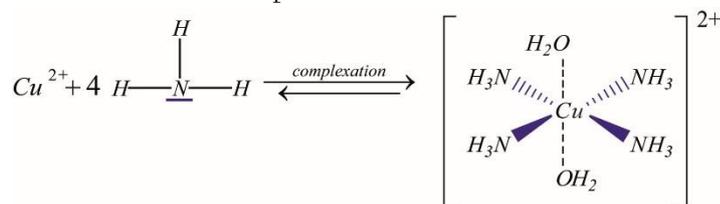
La majorité des complexes à ligands simples relèvent de 4 types de géométrie : linéaire, carré, tétraédrique et octaédrique.

Reprenons l'exemple de l'ion métallique  $\text{Cu}^{2+}$ .

Dans l'eau, l'ion  $\text{Cu}^{2+}$  est coordonné par 6 molécules d'eau. Il donne une couleur bleu pâle à la solution. Lorsqu'un sel de cuivre est dissout dans une solution d'acide chlorhydrique,  $\text{HCl}$ , la formation du complexe  $\text{CuCl}_4$  de couleur verte a lieu.



Puis, lorsque ce même sel de cuivre est dissout dans une solution d'ammoniac,  $\text{NH}_3$ , la formation d'un complexe de couleur bleu foncé se produit.



Vous pouvez noter que la nature du ligand influence la couleur du complexe.

Les réactions de complexation sont très courantes dans le corps humain. L'hème présent dans l'hémoglobine complexe des ions ferreux. Ou encore, les calculs rénaux sont le résultat d'ions  $\text{Ca}^{2+}$  complexés par les ions oxalates.

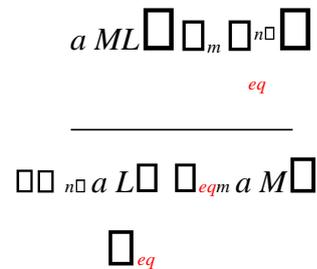
## Equilibre et constante de complexation

Attardons-nous maintenant sur l'équilibre mis en jeu lors d'une complexation.

$M_n + m L \rightleftharpoons [ML_m]^{n-}$  complexation / dissociation

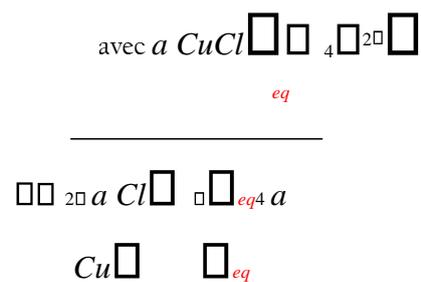
La réaction de complexation est une réaction réversible. La réaction inverse est nommée réaction de dissociation. Dans l'équation chimique, le complexe est représenté entre crochets. La charge totale du complexe est notée en exposant à l'extérieur des crochets.

L'équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre nommée constante de complexation,  $\beta$ .

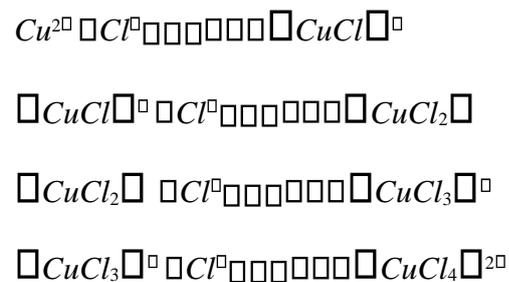


La complexation de chaque site peut aussi être décrite par un équilibre.

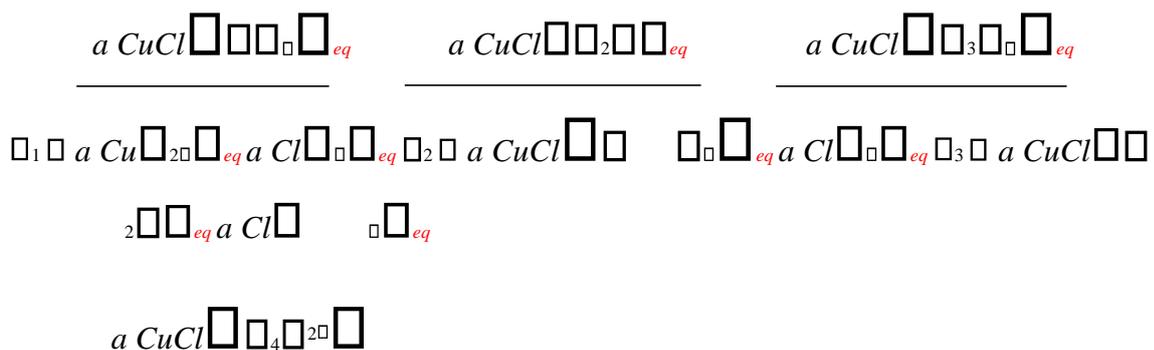
Prenons l'exemple du complexe  $CuCl_4^{2-}$ . L'équation de complexation est  $Cu^{2+} + 4Cl^- \rightleftharpoons [CuCl_4]^{2-}$

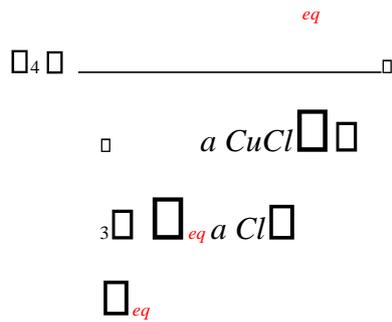


Toutefois, il est aussi possible de détailler la complexation successive de chaque site.

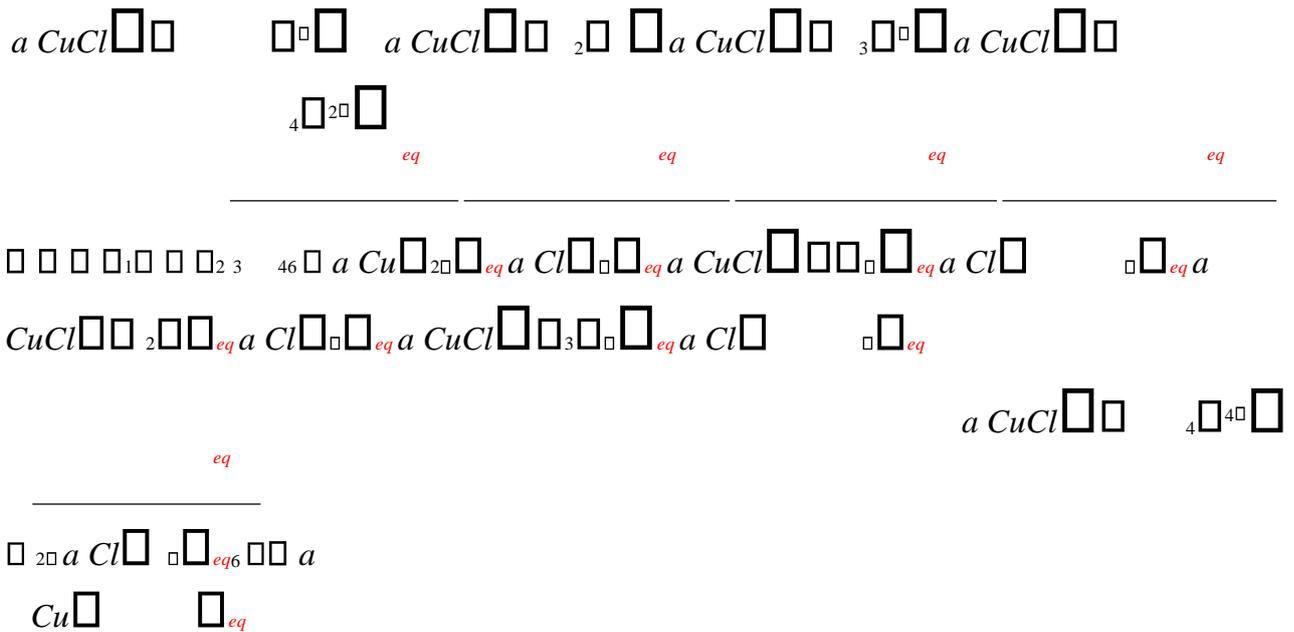


Chaque étape peut être décrite par une constante d'équilibre





On remarque que le produit des betas des différentes étapes est égal au beta de la réaction globale de complexation.



Maintenant regardons comment prévoir le sens de réaction.

Pour cela, calculons le quotient de réaction, Q.

$$Q = \frac{[\text{CuCl}_4^{2-}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{Cl}^{-}]^4}$$

La comparaison de quotient de réaction et de la constante d'équilibre beta nous permet de prédire dans quel sens sera déplacée la réaction afin de tendre vers l'équilibre chimique, c'est-à-dire  $Q = \beta$ .

Si  $Q < \beta$ , alors la réaction sera déplacée dans le sens direct et la formation du complexe aura lieu

Si  $Q > \beta$ , alors, la réaction sera déplacée dans le sens indirect et la dissociation du complexe se fera.

## Conclusion

Dans cette vidéo, nous avons défini ce qu'est un ligand et un complexe métallique. Puis nous avons vu l'expression de la constante d'équilibre.

# Réaction d'oxydo-réduction

Bonjour, dans cette vidéo, nous allons reprendre la notion de réaction d'oxydoréduction. Puis je vais introduire la notion de nombre d'oxydation, la prévision thermodynamique de réaction rédox ainsi que leur écriture sous forme d'équation chimique.

## Définitions

Même si nous les avons vues dans la vidéo d'introduction, rappelons les définitions.

Un oxydant est une espèce capable d'accepter un ou plusieurs électron(s).

Un réducteur est une espèce capable de céder un ou plusieurs électrons.

Une oxydation est une perte d'électron(s) et une réduction est un gain d'électron(s)

L'oxydant et le réducteur présent dans une équation de réduction ou d'oxydation forment un couple redox. Les couples redox sont notés de la manière suivante : l'oxydant à gauche et le réducteur à droite.

## Le nombre d'oxydation et comment le déterminer

Ne trouvez-vous pas étrange que la réaction caractérisant le gain d'électron se nomme réduction ? En fait c'est très logique ! Lors de la réduction d'une espèce, un élément constituant de cette espèce subit une diminution de son nombre d'oxydation. Réciproquement, lors de l'oxydation d'une espèce, un élément constituant de cette espèce subira une augmentation de son nombre d'oxydation

Mais qu'est-ce que ce fameux, nombre d'oxydation (n.o.) ou degré d'oxydation d'un atome ? C'est la charge fictive portée par cet atome si les électrons de liaison étaient attribués aux éléments les plus électronégatifs. Attention ! Le n.o. est une grandeur algébrique notée en chiffre romain pour éviter toute confusion avec la charge réelle.

Maintenant, regardons de plus près comment établir le degré d'oxydation en appliquant cette définition et quelques règles :

- (1) Représenter la structure de LEWIS des espèces covalentes en faisant apparaître tous les électrons de valence (doublets de liaisons et doublets libres).
- (2) Calculer la charge fictive. la charge fictive est la différence entre le nombre d' $e^-$  de valence de l'atome et le nombre d' $e^-$  attribués à la suite de la répartition des  $e^-$ 
  - a. Déterminer le nombre d'électron de valence de l'atome considéré, c'est-à-dire le nombre d' $e^-$  sur la dernière couche électronique partiellement ou totalement remplie.
  - b. Identifier le nombre d' $e^-$  attribués à la suite de la répartition des  $e^-$  suivant l'électronégativité des atomes voisins de l'élément considéré. En effet, si l'atome voisin est un élément de même nature ou de même électronégativité, les électrons sont répartis équitablement le long de la liaison. Si l'atome voisin est un élément d'électronégativité différente, les électrons sont alors attribués à l'atome de plus grande électronégativité.
- (3) Enfin, le d.o. d'un élément est calculé en appliquant la conservation de la charge. Autrement dit, la somme totale des d.o. est égale à 0 pour une molécule ou à la charge totale pour un ion.

Il existe une règle simplifiée pour des molécules simples inorganiques consistant à poser que le d.o. relatif à l'hydrogène est +I et celui relatif à l'atome d'oxygène, à -II. En appliquant la conservation de charge au sein de l'espèce, il est alors possible de déterminer le d.o. de l'élément considéré. Attention ! cette règle ne marche pas à chaque fois.

### Exemple de calcul de do sur molécules organiques

Déterminons le degré d'oxydation d'un carbone de la molécule d'éthanol.

Représentons la forme de Lewis de la molécule d'éthanol. Intéressons-nous au carbone porteur du groupement alcool. Les atomes voisins du carbone sont l'atome d'hydrogène et l'oxygène. Nous savons que l'oxygène est plus électronégatif que le carbone qui est plus électronégatif que l'hydrogène.

Représentons les électrons composant la liaison et identifions le nombre d'e<sup>-</sup> attribués à la suite de la répartition des e<sup>-</sup> suivant l'électronégativité des atomes voisins de l'élément considéré. Avec le C voisin, les électrons sont equi-répartis, les électrons sur la liaison C-H sont attribués au C et ceux sur la liaisons C-O sont attribués à O. De cette façon, nombre d'électrons que l'atome de C considéré partage avec ses voisins est égal à 5. De plus, le carbone possède 4 électrons de valence. Anisi le d.o. du C considéré est 4-5=-1.

## Prédiction des réactions redox. Règle du gamma

Les couples rédox sont caractérisés par un potentiel standard, E°. Plus le potentiel standard est élevé et plus l'oxydant du couple est dit fort alors que le réducteur est quant à lui faible. Réciproquement, plus le potentiel standard est faible et plus le réducteur du couple est dit fort alors que l'oxydant est, quant à lui, dit faible.

Représentons quelques couples sur une échelle de potentiel.

Si dans un système plusieurs oxydants et réducteurs sont présents, la thermodynamique prédit que l'oxydant le plus fort réagira avec le réducteur le plus fort. Cette réaction peut être représentée par un gamma, ici représenté en rouge. Ceci n'est vrai que si la réaction n'est pas limitée par la cinétique...

### Ecriture des équations bilans

Regardons maintenant comment mettre en équation une réaction d'oxydoréduction entre un réducteur Red1 et un oxydant Ox2.

- Ecrivons la réaction d'oxydation du réducteur Red1 qui représente la 1<sup>ère</sup> demi équation et la réaction de réduction de l'oxydant Ox2 qui représente la 2<sup>ème</sup> demi équation.
- Multiplions les 2 demi-équations afin d'équilibrer le nombre d'électron échangé
- Ecrivons l'équation bilan en additionnant les 2 demi-réactions. Simplifions l'équation bilan
- Enfin vérifiez qu'aucun électron n'apparaisse dans l'équation bilan

#### 1<sup>er</sup> exemple : réaction de Fe et Cu<sup>2+</sup>

Prenons un exemple très simple. J'introduis du fer solide dans un tube contenant une solution bleue de sulfate de cuivre. Après quelques minutes, j'observe un dépôt rouge de cuivre solide et une décoloration de la solution. Ces 2 espèces sont impliquées dans les 2 couples redox suivants pouvant être représentés sur l'échelle de potentiel suivante.

Il y a eu réaction d'oxydo-réduction entre le fer solide et les ions Cu<sup>2+</sup>. La thermodynamique prévoit bien cette réaction puisque Cu<sup>2+</sup> est l'oxydant le plus fort et Fe le réducteur le plus fort.

Ecrivons maintenant les demi-réactions correspondantes.

Le Cu<sup>2+</sup> est réduit en Cu. L'atome de cuivre passe du n.o. +II à 0. Il gagne donc 2 électrons.

Le fer solide est oxydé en Fe<sup>2+</sup>. L'atome de fer passe du n.o. 0 à +II. Il perd donc 2 électrons.

L'équation bilan est alors Fe solide plus Cu<sup>2+</sup> donne Fe<sup>2+</sup> plus Cu solide. Il y a eu échange de 2 électrons.

#### 2<sup>ème</sup> exemple : Ethylo test

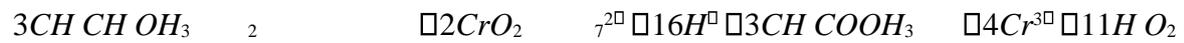
Prenons un exemple plus complexe et concret : la réaction d'oxydoréduction ayant lieu dans un éthylotest. Un éthylotest est composé d'un tube rempli de dichromate de potassium solide (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) acidifié et d'un ballon en plastique de 1L. Lorsqu'une personne a consommé de l'alcool, de l'éthanol passe de son sang à l'air de ses poumons. Si elle souffle dans un éthylotest, l'éthanol contenu dans son haleine sera alors oxydé en acide éthanoïque par les ions dichromates, de couleur orange, qui se transformeront alors en ions chrome (III), de couleur verte.

Etablissons l'équation d'oxydoréduction mise en jeu. Pour cela écrivons les 2 demi-équations

L'oxydation de l'éthanol en acide éthanoïque s'écrit :  $CH_3CH_2OH + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 4H^+ + 4e^-$

La réduction du dichromate en ions chrome III s'écrit :  $CrO_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Le nombre d'électron échangé n'est pas le même dans les deux demi-équations. Nous devons ainsi multiplier par 3 la 1ere demi-équation et par 2 la deuxième afin d'équilibrer le nombre d'électrons échangés. Additionnons alors les 2 demi-équations. Il est alors possible de simplifier les molécules d'eau et les protons. Ainsi la réaction d'oxydoréduction mise en jeu dans un éthylotest est la suivante:



## Conclusion

Dans cette vidéo nous avons donc vu comment

- Identifier un réducteur et un oxydant
- Calculer un degrés d'oxydation
- Écrire une équation redox