

COMMENTAIRES LC25 : OPTIMISATION D'UN PROCÉDÉ CHIMIQUE

27 mai 2019

Lagoïn Marc & Ramborghi Thomas

Compléments :

Gestion du temps : attention, cette leçon est prévu pour 10 minutes de plus et est donc surement trop longue ! Je pense cependant que l'on peut enlever la partie 4 s'il faut réduire en temps.

Réaction athermique :

Comme exemple de réaction athermique, nous pouvons cité l'estérification. Ceci explique pourquoi on a recours à un Deen Stark.

Complexes des métaux de transition :

On appelle complexe un édifice polyatomique constitué d'un entité centrale entourée par des espèces chimiques appelées ligands, liées à l'entité centrale par des liaisons appelées liaisons de coordination. Plusieurs précisions :

- l'entité centrale sera la plupart du temps un métal de transition (non chargé ou sous forme de cation).
- l'ensemble des ligands autour du centre métallique est appelé sphère de coordination.
- les liaisons de coordination ne sont pas des liaisons covalentes ordinaires. Elles consistent en la mise en commun de 2 électrons, apportés exclusivement par le ligand, et non par le métal. Elles osnt en règle générales moins fortes que les liaison covalentes classiques.

Le centre métalliques doit être un acide de Lewis, c'est à dire qu'il doit posséder une ou des lacunes électroniques sur sa couche de valence. Il est caractérisé par l'existence d'électron de valence remplissant partiellement le sous-couche d.

Citons comme exemple classique de centre métallique : Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{+2} , Ni^{+2} et Cu^{2+} .

Les ligands doivent être des bases de Lewis, c'est à dire ayant un ou des doublets électroniques sur la couche de valence. Le ligand se lie par un doublet liant ou non liant au centre métallique. Nous distinguons :

- les ligands monodentates : un seul site peut se lier au centre métallique. Citons à titre d'exemple : H_2O , NH_3 , Cl^- et Br^- .
- les ligands ambidentates : 2 sites distincts peuvent se lier au centre métallique. Citons à titre d'exemple : NO_2 , SCN et SO_2 .
- les ligands chélatants : plusieurs sites distincts, suffisamment éloignés les uns des autres pour se lier 2 fois en même temps au métal. Ces ligands sont bidentates, tridentates, tétradentates, ect ... en fonction du nombre de site. Citons à titre d'exemple l'EDTA (acide éthylènediaminetétraacétique) qui est un ligand tétra ou hexadentate.

Le nom d'un complexe se décompose en :

"ligands anioniques" "ligands neutres" "centre métallique" (nombre d'oxydation du centre)

Liste (non-exhaustive) des ligands anioniques ou organique (qui prennent la terminaison "o") :

X^-	halogéno	NO_3^-	nitrate
OH^-	hydroxo	SCN^-	thiocyanato
H^-	hydruro	$C_2O_4^{2-}$	oxalato
CN^-	cyano	$C_2H_5O^-$	ethanato
O^{2-}	oxo		

Liste (toujours non-exhaustive) de ligands neutres (la plupart gardant leur nom habituel et les exemples présentés ici sont les principales exceptions) :

H_2O	aquo
NH_3	ammine (2m ici!)
CO	carbonyl
NO	nitrosyl

Pour les dénombrer, nous rajoutons un préfixe aux ligands : di, tri, tetra, penta, hexa ou, pour les ligands organique les préfixes : bis, tris, tetrakis.

Si le complexe est anionique, nous lui ajoutons la terminaison "ate" au nom du métal, s'il est neutre ou cationique, nous nous lui ajoutons rien.

Nous n'oublions pas le contre-ion, si le complexe est chargé, et que celui-ci est précisé (ex : le chlorure de dichlorotetraamminecobaltate (III)).

activité chimique : pour avoir une bonne définition de cette notion voir la page [Wikipédia](#) traitant du sujet. L'activité est au programme de prépa.