

## LC8 synthèses inorganiques

### Informations sur les synthèses inorganiques

- <http://culturesciences.chimie.ens.fr/node/780>

[1] [Prix Nobel de Chimie 2011 : la découverte des quasi-cristaux](#)

[2] [Les complexes de nickel \(II\)](#)

[3] [Energie renouvelable : Produire de l'hydrogène moins coûteux](#)

[4] [Un exemple de chimie verte : la synthèse industrielle de l'ibuprofène](#)

[5] [Les concepts de la chimie verte : utilisation atomique et facteur E](#)

[6] [Vers une chimie douce bio-inspirée.](#)

[7] [Prix Nobel de Chimie 2010 : Couplage carbone-carbone catalysé par le palladium en synthèse organique](#)

- Enseignement de sciences physiques et chimiques en laboratoire de la série sciences et technologies de laboratoire - classe terminale (STL)

### Des synthèses inorganiques

Notions et contenus	Capacités exigibles
<b>Synthèses inorganiques industrielles</b> : aspects cinétiques, thermodynamiques, environnementaux. <b>Un exemple de synthèse inorganique au laboratoire : la synthèse des complexes.</b> Complexe, ion ou atome central, ligand, liaison.	- Analyser un ou plusieurs procédés industriels de synthèse d'une même espèce chimique en s'appuyant sur les principes de la chimie verte : <ul style="list-style-type: none"><li>. matières premières,</li><li>. sous-produits,</li><li>. énergie,</li><li>. catalyseur,</li><li>. sécurité.</li></ul> - Reconnaître dans un complexe : l'ion ou l'atome central, le ou les ligands, le caractère monodenté ou polydenté du ligand. - Décrire l'établissement de la liaison entre l'ion ou l'atome central et le ou les ligands selon le modèle accepteur-donneur de doublet électronique. - Écrire l'équation de la réaction associée à la synthèse d'un complexe.
Réaction de formation d'un complexe : - constante de formation globale d'un complexe, - synthèse et analyse d'un complexe.	- Suivre un protocole de synthèse d'un complexe. - Déterminer, à l'aide d'un tableau d'avancement, le réactif limitant dans la synthèse d'un complexe et en déduire le rendement de la synthèse. - Proposer ou suivre un protocole mettant en œuvre l'analyse qualitative et quantitative d'un complexe.
Complexes inorganiques, bio-	- Extraire des informations pour illustrer des applications des

inorganiques.	complexes inorganiques et bio-inorganiques.
---------------	---

### Commentaire :

En substance, le plus simple c'est de suivre le programme de STL car c'est le seul dans lequel il y a des complexes. Maintenant, vous pouvez aussi faire parler votre imagination 😊

Plan possible

#### I. Synthèses inorganiques industrielles

Parler d'électrolyse (fabrication de l'eau de javel) et parler de la chimie verte.

Vous pouvez placer les concepts sur une expérience (dichlore ou permanganate) puis finir cette partie sur une synthèse industrielle comme l'eau de Javel.

Points importants : trouver des valeurs numériques de tonnage (chimie industrielle), de puissance nécessaire (et pourquoi pas le comparer à votre expérience).

Suggestion : vous pouvez aussi sur une étude de document rapide montrer une synthèse qui a été adapté à la chimie verte.

#### Expériences possibles :

- "Synthèse Du Permanganate De Potassium (Électrolyse)." In *Des Expériences De La Famille Réd-Ox*. 343-45, 2011.
- "Obtention Du Permanganate De Potassium Par Électrolyse." In *Tp Commentés Chimie Inorganique Et Générale*. 222-23, 2001
- Barbe. "Production De Dichlore Au Laboratoire." In *La Chimie Expérimentale 2. Chimie Organique Et Minérale*. 269-72, 2008
- Brénon. "Obtention Du Dichlore Au Laboratoire." In *Tp Commentés Chimie Inorganique Et Générale*. 221-22, 2001
- Cachau-Herreillat. "Synthèse Du Dichlore." In *Des Expériences De La Famille Réd- Ox*. 340-42, 2011.

**Trans : dire que l'on a vu l'adaptation au laboratoire de synthèse industrielle et que l'on va voir maintenant celle destinés uniquement au laboratoire.**

#### II. Synthèses inorganiques au laboratoire

IL faut introduire les notions sur les complexes décrites dans le programme de STL puis faire une expérience.

C'est comme l'orga mais en inorga donc il faut donner un rendement notamment. Les caractérisations sont plus difficiles même si vous pouvez faire un spectre d'absorption par exemple.

Vous pouvez aussi déterminer la stoechiométrie du complexe par absorption

#### Expériences possibles :

- Complexes successifs du Nickel, Lemarechal p 104
- Fe(Acac)<sub>3</sub> avec un rendement = Martinand-Lurin p 201
- Plusieurs complexes de Nickel : Culture Science Chimie
- Méthode de job ou analyse quantitative dans le Mesplède (100 manipulation de chimie). Fe(o-phen)<sub>3</sub>.
- "Détermination De La Stoechiométrie Et De La Constante De Formation Du Complexe [Feiii(Scn)N](3-N)." In *Des Expériences De La Famille Acide-Base*. 151-59, 2009.
- "Détermination De La Stoechiométrie Et De La Constante De Formation Du Complexe [CuII(Nh3)N]2+." In *Des Expériences De La Famille Acide-Base*. 160-64, 2009.
- Etude Du Complexe Fer-Thiocyanate Par La Méthode De Job." In *Florilège De Chimie Pratique*. 231-35, 1999
- LeMaréchal. "Méthode De Job ". In *La Chimie Expérimentale 1. Chimie Générale*. 118-22, 1999

### Remarque générale :

- La première partie est plutôt dédiée à la chimie minérale alors que la deuxième est pour moi plus de la chimie inorganique (ie métaux de transition). Mais visiblement pour le Jury inorganique signifie ce qui n'est pas organique. Vous pouvez faire le distinguo dans l'introduction par exemple en vous aidant de la classification périodique.

### Informations sur le Procédé Haber-Bosch

L'ammoniac gazeux est synthétisé industriellement à partir de diazote et de dihydrogène gazeux selon la réaction :  $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} = 2\text{NH}_{3(g)}$  **Procédé Haber**

**Le procédé Haber** est un procédé chimique destiné à synthétiser de l'ammoniac (NH<sub>3</sub>) à partir du diazote (N<sub>2</sub>) gazeux atmosphérique et du dihydrogène (H<sub>2</sub>) gazeux en présence d'un catalyseur. En mettant au point son procédé en 1909, Fritz Haber mettait un terme, en chimie inorganique, à une « quête du Graal » qui avait duré à peu près 100 ans : celle de la fixation de l'azote atmosphérique à un coût peu élevé, donnant ainsi accès à un réservoir d'azote quasiment inépuisable. Ce procédé servit de modèle, à la fois théorique et pratique, à tout un pan de la chimie industrielle moderne, la chimie à haute pression. Une équipe de recherche de la société BASF parvint, en 1913, à mettre au point la première application industrielle du procédé Haber : le procédé Haber-Bosch. Le responsable de son industrialisation, Carl Bosch, agissait à la fois comme superviseur de l'équipe et comme concepteur, apportant des solutions originales à certains problèmes posés lors de sa mise au point. Le procédé Haber-Bosch a une importance économique considérable, car il est difficile de fixer l'azote, en grandes quantités et à un coût peu élevé, à l'aide des autres procédés mis au point. L'ammoniac ainsi obtenu sert le plus souvent à créer des engrais azotés synthétiques, lesquels sont essentiels pour alimenter le tiers de la population mondiale au début du XXI<sup>e</sup> siècle. Par exemple, le sel d'ammonium et le nitrate, obtenus à partir de l'ammoniac, servent à la fabrication de l'urée et du nitrate d'ammonium. Le procédé a également une importance militaire certaine, car l'ammoniac peut être transformé en acide nitrique, précurseur de la poudre à canon et d'explosifs puissants (comme le TNT et la nitroglycérine).

Pour effectuer la synthèse, il faut considérer deux paramètres contradictoires : la **constante d'équilibre** et la **vitesse de réaction**. À la température de la pièce, la réaction est lente et une solution évidente serait d'élever sa température. Cela peut augmenter la vitesse de réaction, mais puisque la réaction est **exothermique**, ce changement favorise, selon la **loi expérimentale de Van't Hoff**, la réaction inverse (endothermique). Cela réduit donc la constante d'équilibre qui se calcule par :

$$K_{eq} = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}$$

Quand la température augmente, l'équilibre se déplace et la constante d'équilibre diminue énormément selon la relation de Van't Hoff. Il faudrait donc imposer une basse température et recourir à d'autres moyens pour augmenter la vitesse de réaction. Cependant, le catalyseur exige une température d'au moins 400 °C pour être efficace.

Sachant que la constante d'équilibre peut être modifiée par la concentration, la température ou la pression, cette dernière est probablement le meilleur paramètre à manipuler pour favoriser la réaction directe. En effet, il y a 4 moles de réactifs pour 2 moles de produits. Selon le principe de Le Chatelier, une augmentation de la pression favorisera la réaction qui diminue la pression du système à l'équilibre.

Une pression d'environ 200 atm modifie suffisamment la constante d'équilibre pour obtenir une production raisonnable. Financièrement, par contre, la production de pression est une opération coûteuse. En effet, les spécifications des tuyaux, des récipients et des valves doivent être plus sévères que les normes habituelles. Le fonctionnement des pompes et des compresseurs à cette pression demande beaucoup d'énergie. Il y a aussi des considérations de sécurité à prendre en compte. Pour toutes ces raisons, un compromis doit être fait : à chaque passage des réactifs, le taux de conversion est d'environ 15 %.

Le taux de conversion de la réaction peut être augmenté en retirant des produits (le gaz d'ammoniac) du système. En pratique, ce gaz n'est pas retiré du réacteur même, puisque la température y est trop élevée, mais du mélange gazeux à l'équilibre qui sort du réacteur. Les gaz chauds sont suffisamment refroidis, même si la pression demeure élevée, pour que l'ammoniac puisse être liquéfié. L'hydrogène et l'azote qui n'ont pas réagi sont à nouveau ré-introduits dans le réacteur dans le but de les convertir en ammoniac.

Pour les besoins de cette industrie, le **catalyseur à base de fer** est préparé en exposant une masse de magnétite, un oxyde de fer, à un gaz de dihydrogène porté à haute température. Cela réduit une partie de la magnétite en fer métallique, éliminant l'oxygène dans le processus. Le volume initial du catalyseur est conservé en grande partie. La masse est devenue un matériau très poreux où sa grande surface de contact multiplie son efficacité catalytique. Le catalyseur inclut également du calcium et des oxydes d'aluminium,

---

Variation de  $K_{eq}$  pour l'équilibre de  
 $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$   
 en fonction de la température<sup>[37]</sup>

---

Température (°C)	$K_{eq}$
300	$4,34 \times 10^{-3}$
400	$1,64 \times 10^{-4}$
450	$4,51 \times 10^{-5}$
500	$1,45 \times 10^{-5}$
550	$5,38 \times 10^{-6}$
600	$2,25 \times 10^{-6}$

---

ce qui facilite l'activité catalytique et maintient la surface de contact tout au long de son existence, ainsi que du potassium, ce qui augmente la densité électronique du catalyseur et améliore son activité.

Cet équilibre est déplacé vers la droite en augmentant la pression partielle de chacun des réactifs (P=300 bars) température (500°C). On peut donc accélérer la réaction voir 'amorcer car N<sub>2</sub> est une molécule inerte. On peut également utiliser un catalyseur tel que le fer pour accélérer la réaction.