

# LC24 : Optimisation d'un procédé chimique.

**Niveau : PSI ou MP**

## Prérequis

- Enthalpie standard de réaction
- Enthalpie libre standard de réaction
- Constante d'équilibre
- Conductimétrie
- Relation de Van't Hoff
- Loi d'Arrhénius
- Variance

## Expériences

- ☞ Équilibre dimérisation du diazote
- ☞ Dilution d'un acide
- ☞ Équilibre entre deux complexes de cobalt
- ☞ Catalyse de l'eau oxygénée

## Références

- [1] Danielle Cachau-Herreillat. *Des expériences de la famille acide-base : réussir, exploiter et commenter 50 manipulations de chimie*. LMD Chimie. De Boeck, Bruxelles, 3e édition. édition, 2009.
- [2] Pierre Grécias and Stéphane Rédoglia. *Compétences prépas : MP, MP\*, PT, PT\* Chimie*. Tec et Doc, Lavoisier, 2014.

## Table des matières

|          |   |          |
|----------|---|----------|
| <b>1</b> | <b>Équilibre et évolution d'un équilibre chimique</b>           | <b>2</b> |
| 1.1      | Caractérisation de l'équilibre . . . . .                        | 2        |
| 1.2      | Variance, degré de liberté . . . . .                            | 2        |
| <b>2</b> | <b>Optimisation thermodynamique</b>                             | <b>3</b> |
| 2.1      | Modification du quotient de réaction . . . . .                  | 3        |
| 2.1.1    | Influence de la pression . . . . .                              | 3        |
| 2.1.2    | Influence de l'ajout d'un constituant dans le système . . . . . | 4        |
| 2.2      | Modification de la constante d'équilibre . . . . .              | 5        |
| <b>3</b> | <b>Optimisation cinétique</b>                                   | <b>6</b> |
| 3.1      | Influence de la température . . . . .                           | 6        |
| 3.2      | Catalyse . . . . .  | 7        |

## Introduction

L'optimisation d'un procédé est une étape critique pour un industriel devant faire des choix, notamment pour améliorer le rendement de sa réaction, pour la rendre plus rapide, pour éventuellement en tirer un bénéfice financier voire faire face à des enjeux environnementaux. Dans cette leçon, on essaye de faire comprendre à un élève qu'il a déjà les connaissances nécessaires pour comprendre les valeurs données aux paramètres intensifs ( $p$ ,  $T$ , fractions molaires...) d'une synthèse. On va ici se concentrer sur la synthèse de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  faite par le procédé Haber. La molécule d'ammoniac est capitale : elle est à la base du nitrate d'ammonium qui sert de fertilisant aux plantes. On pourrait presque dire qu'elle nourrit l'humanité (cf rendement de blé qui ont augmenté suite à l'utilisation de ces engrais). Le côté "révolutionnel" du procédé est qu'il prend pour réactif le diazote présent dans l'air. On commence par revenir sur la notion d'équilibre, où on fait apparaître les grandeurs sur lesquelles un opérateur pourra agir pour déplacer l'équilibre en faveur de la production de l'ammoniac. S'en suit alors l'étude de l'optimisation de la thermodynamique puis de la cinétique de la réaction.

### But

Ce que la leçon doit montrer et faire retenir, c'est comment sont choisis les paramètres intensifs et facteurs d'équilibre lors de synthèses industrielles.

Quasiment toute la leçon est tirée du livre [2] ainsi que de l'article wikipédia sur la synthèse de l'ammoniac.

## 1 Équilibre et évolution d'un équilibre chimique

On cherche à optimiser une réaction, pour obtenir en grande quantité, commençons par introduire les grandeurs pertinentes à l'étude de l'équilibre d'un système chimique.

### 1.1 Caractérisation de l'équilibre

#### Définition

Un système physico-chimique quelconque est défini par la connaissance de la liste de ses constituants physico-chimique, et par la nature des équilibres physiques (changement d'état) et chimiques (réaction chimique) entre eux.

On dit d'un paramètre qu'il est intensif quand il ne dépend pas de la taille du système : donc ne dépend pas de la quantité de matière. Par exemple : température, pression, fraction molaire...

#### Définition

On dit d'un paramètre intensif qu'il est un facteur d'équilibre lorsqu'une variation de ce dernier entraîne une évolution du système.

Tout l'intérêt est alors de trouver ces paramètres, essayons de voir comment on peut agir sur eux.

### 1.2 Variance, degré de liberté

Un outil construit pour comptabiliser et caractériser les degrés de libertés d'un système est la variance  $v$ . Ainsi on définit  $v = X - Y$  où :

1.  $X$  est le nombre de paramètres intensifs du système ( $p$ ,  $T$ , fraction molaire).
2.  $Y$  est le nombre de relation indépendante qui lie ces paramètres.

La variance désigne donc le nombre de paramètres intensifs à fixer pour décider totalement de l'état d'équilibre. C'est donc une information importante pour l'opérateur qui pourra alors choisir sur quel paramètre agir.

Dans le cas de la réaction formant l'ammoniac :  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$ , la variance vaut :  $X = p + T + x_{H_2} + x_{N_2} + x_{NH_3} = 5$  et on a deux relations reliant ces paramètres :  $x_{H_2} + x_{N_2} + x_{NH_3} = 1$  et la constante d'équilibre  $K^\circ$  donc  $Y = 2$  ainsi  $v = 5 - 2 = 3$ . L'opérateur peut jouer sur la température, la pression et la composition du système.

### Transition

Considérons un système physico-chimique, siège d'une réaction chimique, à l'équilibre. Comment faire pour déplacer l'équilibre dans un sens souhaité ? Quelles relations nous permettent de répondre ?

## 2 Optimisation thermodynamique

Les deux relations sont la définition de l'enthalpie libre de réaction et le critère d'évolution spontanée d'un système physico-chimique :

$$\Delta_r G = RT \ln \frac{Q_r}{K^\circ}$$

$$\Delta_r G d\xi < 0$$

Ainsi il est clair que le quotient de réaction  $Q_r$  et la constante d'équilibre  $K^\circ$  sont les grandeurs sur lesquelles l'opérateur va devoir agir.

### 2.1 Modification du quotient de réaction

#### 2.1.1 Influence de la pression

On commence par l'expérience : on va regarder l'équilibre de la dimérisation du dioxyde d'azote :  $2NO_{2(g)} = N_2O_{4(g)}$ .

#### Expérience

**Référence :** No ref, voir [vidéo](#).

**Matériel, description :**

D'abord, on va sous hotte, et on l'allume. Ensuite, on place quelques morceaux de cuivre dans un tube à essai et on place quelques millilitres d'acide nitrique  $HNO_3$  concentré à 16 M. On place un bouchon percé en haut du tube, et on aspire le gaz formé avec une seringue qu'on rebouche après (attention, on produit pas mal de gaz au début donc faire des essais pour pas paraître trop dangereux). L'idée est ensuite de faire une compression rapide du gaz piégé dans la seringue : la couleur passe d'abord par un brun plus intense puisque le gaz roux est comprimé dans un volume plus petit, puis le milieu perd en couleur car l'équilibre se ré-établit et le dimère  $N_2O_2$  se forme ( $NO_2$  est consommé).

Ainsi on vient de montrer qu'en augmentant la pression, l'équilibre est déplacé.

Dans le cas de l'ammoniac, on a :

$$Q_r = \frac{P_{NH_3}^2 P^{\circ 2}}{P_{H_2}^3 P_{N_2}} = \frac{x_{NH_3}^2 P^{\circ 2}}{x_{H_2}^3 x_{N_2} P^2}$$

Ainsi une augmentation de pression fait diminuer le quotient de réaction, donc  $\frac{Q_r}{K^\circ} < 1$  et  $\Delta_r G < 0$ , et d'après le critère d'évolution spontanée l'équilibre sera donc déplacé vers le sens  $d\xi > 0$ , donc en faveur de la production de l'ammoniac. On vient de justifier le fait que dans le procédé Haber-Bosch, la pression utilisée soit importante :  $p \approx 300$  bar.

En fait ce résultat se généralise dans toutes les réactions où la pression est un facteur d'équilibre (donc celles où  $\Delta_r n_{gaz}$  est non nul) : c'est la loi de modération de Le Châtelier.

### Loi de Le Châtelier

Lors d'une augmentation de pression, le système va connaître une évolution dans le sens d'une diminution de la quantité de gaz.

Une autre façon de modifier le quotient de réaction est de choisir la composition du mélange.

## 2.1.2 Influence de l'ajout d'un constituant dans le système

### Cas d'un système fermé

Dans cette section on s'intéresse à comment choisir, pour un système fermé, les proportions dans lesquelles introduire les réactifs pour obtenir la plus grande fraction molaire possible en produit d'intérêt : illustration sur l'ammoniac.

Pour la synthèse de l'ammoniac, deux relations sont toujours vérifiées à l'équilibre :

$$K^\circ = \frac{x_{\text{NH}_3} p^{\circ 2}}{x_{\text{N}_2} x_{\text{H}_2}^3 p^2}$$

$$1 = x_{\text{NH}_3} + x_{\text{H}_2} + x_{\text{N}_2}$$

Comme on souhaite avoir  $x_{\text{NH}_3}$  maximal, on a  $d(x_{\text{NH}_3}) = 0$ , et en différenciant logarithmiquement  $K^\circ$ , on obtient :

$$0 = d(x_{\text{NH}_3}) + d(x_{\text{N}_2}) + d(x_{\text{H}_2})$$

$$d(\ln(K^\circ)) = 0 = 2 \frac{d(x_{\text{NH}_3})}{x_{\text{NH}_3}} - 3 \frac{d(x_{\text{H}_2})}{x_{\text{H}_2}} - \frac{d(x_{\text{N}_2})}{x_{\text{N}_2}}$$

Ce qui se simplifie en :

$$d(x_{\text{H}_2}) = -d(x_{\text{N}_2})$$

$$3 \frac{d(x_{\text{H}_2})}{x_{\text{H}_2}} = - \frac{d(x_{\text{N}_2})}{x_{\text{N}_2}}$$

Et donc finalement on obtient :  $3x_{\text{N}_2} = x_{\text{H}_2}$ . Ainsi c'est mettre le diazote et le dihydrogène dans des proportions stoechiométriques qui maximise la proportion d'ammoniac. C'est bien ce qui est fait en pratique ! (même si le système est en réalité ouvert).

### Ajout d'un composant inactif

On commence par montrer la dilution d'Ostwald en diluant l'acide acétique : la dilution favorise la dissociation des électrolytes. On va quantifier la dissociation de l'acide éthanoïque dans plusieurs solutions diluées, le tout permettant une mesure quantitative du pKa du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

#### Expérience

**Référence :** [1] Manip 3.D.4

**Matériel, description :**

Suivre le protocole, et probablement faire les calculs sur diapo pour gagner en temps et mieux expliquer ce qu'on trace etc. Penser à pas prendre de solutions trop concentrées pour la validité de la loi de Kohlrausch (?). Normalement on obtient bien une valeur proche de la valeur tabulée à 25°C  $pK_a^{\text{tab}} = 4.76$ . Les incertitudes sont, à mon sens, majoritairement dues à la mesure de conductivité : la température semble rendre les mesures imprécises (pour étalonner faudrait connaître très précisément  $T$  puisque la conductivité de l'étalon varie pas mal avec  $T$ ).

Notre correctrice à intelligemment suggéré de travailler avec des rapports de conductivités pour s'affranchir d'un étalonnage et arriver à nos fins.

On vient d'illustrer qu'ajouter du solvant (activité de 1) modifiait le quotient de réaction par la modification du volume. En effet on le voit de façon plus rigoureuse en exprimant ce dernier :

$$Q_r = \prod_{i,\text{réactif}} \left(\frac{c_i}{C^\circ}\right)^{\nu_i} = \left(\frac{1}{VC^\circ}\right)^{\sum_{i,\text{soluté}} \nu_i} \prod_{i,\text{réactif}} n_i^{\nu_i}$$

On voit donc ici que la dilution, l'augmentation du volume, provoque un déplacement dans le sens direct si le nombre de soluté augmente ( $\Delta_r n_{\text{soluté}} > 0$ ) : on avait bien favorisé la réaction :



Dans le cas d'un gaz inactif, ce dernier va contribuer au quotient réactionnel par l'intermédiaire des pressions partielles. Ainsi, pour un système totalement gazeux :

$$Q_r = \prod_{i,\text{réactif}} \left(\frac{n_i P}{n P^\circ}\right)^{\nu_i} = \left(\frac{P}{n P^\circ}\right)^{\sum_{i,\text{gaz}} \nu_i} \prod_{i,\text{réactif}} n_i^{\nu_i}$$

On voit donc ici selon le signe de  $\sum_{i,\text{gaz}} \nu_i = \Delta_r n_{\text{gaz}}$  que :

- $Q_r$  augmente si  $\Delta_r n_{\text{gaz}} > 0$  : évolution dans le sens direct.
- $Q_r$  diminue si  $\Delta_r n_{\text{gaz}} < 0$  : évolution dans le sens indirect.

L'ajout, à (T, p) fixées, d'un constituant gazeux inactif fait évoluer le système dans le sens d'une augmentation de pression.

Pour le cas de l'ammoniac où  $\Delta_r n_{\text{gaz}} = -2 < 0$ , faut-il prendre le diazote venant d'une mole d'air, ou une mole de diazote pur? Prendre de l'air ajouterait donc des gaz (admettons qu'ils soient inertes), ce qui déplacerait l'équilibre en défaveur de la production d'ammoniac!  $\text{N}_2$  introduit est donc pur!

Ainsi on vient de voir différentes façon de modifier l'équilibre par l'action du quotient réactionnel, voyons maintenant comment modifier la constante d'équilibre.

## 2.2 Modification de la constante d'équilibre

On va encore illustrer l'idée avec une petite expérience colorée avec l'équilibre entre deux formes de complexes de cobalt :  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{Cl}^- = [\text{Co}(\text{Cl})_4]^{2-} + 6\text{H}_2\text{O}$ .

### Expérience

**Référence :** Fosset (?)

**Matériel, description :**

On prépare une solution en insérant dans un bécher :

- 1,19 g de chlorure de cobalt hexahydraté
- 10 mL d'eau distillée
- 40 mL d'acétone

On place de la solution dans trois tubes à essais soumis à des températures différentes : bain glacé, température ambiante, eau chaude (pas trop pour pas faire bouillir l'acétone!!). On remarque un changement de couleur, c'est dû au fait que les complexes non pas la même structures. Le complexe avec les ligand  $\text{H}_2\text{O}$  est octaédrique, l'autre est tétraédrique et la différence de couleur peut être expliquée par les transitions métal ligand. On a  $\Delta_t \approx \frac{4}{9}\Delta_o$  donc  $h\nu_t = \frac{hc}{\lambda_t} \approx \frac{4}{9}h\nu_o = \frac{4}{9}\frac{hc}{\lambda_o}$  donc  $\lambda_o > \lambda_t$  ce qui est bien observé (bleu  $\approx 400 \text{ nm} < \text{rouge-rose} \approx 800 \text{ nm}$ ).

On sait que la constante d'équilibre n'est fonction que de la température. C'est la loi de Van't Hoff qui nous renseigne sur l'évolution de  $K^\circ$  en fonction de T.

### Loi de Van't Hoff

La variation de la constante d'équilibre est donnée par :

$$\frac{d \ln(K^\circ)}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$$

On peut donc distinguer deux cas selon le signe de  $\Delta_r H^\circ$  :

- $\Delta_r H^\circ > 0$  : réaction endothermique, chauffer déplace l'équilibre dans le sens direct
- $\Delta_r H^\circ < 0$  : réaction exothermique, chauffer déplace l'équilibre dans le sens indirect

Pour la synthèse de l'ammoniac, l'enthalpie standard de réaction vaut  $\Delta_r H^\circ = -92,4 \text{ kJ/mol}$ . Il s'agit d'une réaction exothermique et chauffer le milieu réactionnel ne va pas favoriser la production de l'ammoniac !

Dans certains cas, il existe des réactions parasites qui se déroulent en parallèle de la réaction d'intérêt. Avec un peu de chance, l'une est endothermique et l'autre exothermique, ainsi l'influence de la température peut être capitale ! Par exemple pour la synthèse industrielle de l'acide nitrique  $\text{HNO}_3$ , il faut utiliser le diazote  $\text{N}_2$  et l'oxyder. Mais ce n'est pas possible depuis  $\text{N}_2$  directement, on utilise donc l'ammoniac  $\text{NH}_3$ . Donc on fait  $\text{NO} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$ . On se rend compte alors que le dioxygène de l'air va conduire à deux réactions compétitives :

- $2\text{NH}_3 + \frac{5}{2}\text{O}_2 = 2\text{NO} + 3\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{NH}_3 + \frac{3}{2}\text{O}_2 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

La seconde favorise la production de diazote qui est le réactif de la synthèse de l'ammoniac, donc c'est pas ce qu'on cherche quand on veut produire de l'acide nitrique. Ici la solution consiste à regarder les facteurs d'influences sur ces réactions : prendre le produit cinétique en chauffant très fortement et avec des durées de réactions courtes ( $800 \text{ }^\circ\text{C}$  et  $10^{-3} \text{ s}$ ). On remarque ici que la pression ne joue quasiment aucun rôle et l'industriel peut choisir d'augmenter un peu la pression pour réduire le volume de l'installation.

### Transition

La partie précédente nous a fourni les informations concernant l'optimisation de la réaction sur le point de vue "peut-elle se faire", mais on a pas abordé le point clé de la vitesse de réaction. Expliquons donc pourquoi la synthèse de l'ammoniac s'effectue à une température plus élevée que celle à laquelle on s'attendait.

## 3 Optimisation cinétique

### 3.1 Influence de la température

C'est quelque chose que l'on a en réalité déjà vu en première année : la loi d'Arrhénius. L'idée à faire passer est que chauffer, c'est apporter de l'énergie cinétique aux molécules. En leur fournissant cette énergie thermique, leur déplacement augmente et la probabilité de chocs efficaces augmente également : la vitesse de réaction augmente !

### Loi d'Arrhénius

La loi d'Arrhénius indique la constante de vitesse de la réaction s'estime avec la relation :

$$k = A \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$$

Où  $A$  est le facteur pré-exponentiel et  $E_a$  est l'énergie d'activation.

Typiquement, l'énergie d'activation est de l'ordre de 100 kJ/mol. Donc pour une réaction faite entre  $T_1 = 298$  K et  $T_2 = 298 + 30 = 328$  K, on a :

$$\frac{k_2}{k_1} = \exp\left(-\frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)\right) \approx 40$$

Donc on a bien expliqué pourquoi la synthèse de l'ammoniac se fait à une température  $T = 450^\circ\text{C}$  : la cinétique est grandement améliorée, cet aspect prime alors sur l'obtention d'un rendement un peu meilleur que l'on aurait eu avec une température plus basse (le rendement réel de la réaction est voisin de 20 %). Tout n'est question que de compromis!

## 3.2 Catalyse

Petite expérience rapide pour illustrer l'idée :

### Expérience

**Référence :** [ici](#)

**Matériel, description :**

On peut illustrer le principe de la catalyse en catalysant la réaction de dismutation de l'eau oxygénée :  $\text{H}_2\text{O}_{2(l)} = \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)}$ . On peut utiliser un fil de platine, une solution de chlorure de fer (III) un peu concentrée (faire gaffe ça finit par s'emballer!) et comparer avec un bécher contenant que l'eau oxygénée. L'explication étant qu'il s'agit de réactions d'oxydoréduction et que le couple Fer(III)/Fer(II) est entre les deux couples de l'eau oxygénée :  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77$  V,  $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,77$  V et  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,69$  V. (Penser à mettre tout ça devant une caméra c'est + cool)

### Définition

Un catalyseur est un composant qui va intervenir sur la cinétique de la réaction sans figurer dans le bilan de la réaction.

Selon si le catalyseur est dans la même phase que les réactifs, on parle de catalyse homogène ou hétérogène.

Dans le cas du procédé Haber, la réaction se fait également en utilisant un catalyseur : des grains de fer et de différents alliages (fer dispersé par des oxydes de potassium  $\text{K}_2\text{O}$  et d'aluminium  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Ces grains vont accélérer la réaction notamment par adsorption des molécules de gaz.

## Conclusion

En somme dans cette leçon, on a compris comment les paramètres intensifs d'une réaction chimique sont choisis. Dans le cadre du procédé Haber, la pression est augmentée jusqu'à  $\approx 300$  bar. La température, quant à elle, fait l'objet d'un compromis entre maximisation du rendement de la réaction donc le point de vue thermodynamique et le point de vue cinétique de la réaction. La quantité de réactif a aussi été justifiée. Conclure avec un petit point sur les enjeux environnementaux, écologiques et économiques.

## Questions

- **Sur procédé HB : deux arrivées de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  pourquoi?** Celle à gauche : apport des réactifs ajoutés, la seconde correspond à ceux qui sont recyclés.
- **Est-ce que c'est un inconvénient d'avoir un rendement faible dans ce cas de figure?** Non puisqu'on recycle, mais ce recyclage a un coup.
- **A quoi sert l'ammoniac?** Engrais dans l'agriculture : nitrate d'ammonium.
- **Est-ce que c'est dangereux le nitrate d'ammonium** Yep, explose comme au port de Beyrouth (Liban) ou encore comme à l'usine AZF de Toulouse.

- **Pourquoi ça explose ?** Après chauffage ou dégradation, on se retrouve avec le nitrate et l'ammonium au même endroit.
- **Pour le quotient réactionnel, vous avez introduit  $\Delta_r G$ , est-ce qu'on peut justifier cette évolution spontanée sans utiliser ce formalisme, au niveau lycée par exemple ?** On peut le justifier en disant que le quotient réactionnel reste en dessous de  $K^\circ$ , et donc avec petit schéma
- **Ajout d'un constituant. Pourrait-on envisager d'autres cas d'ajouts de réactifs ? Par exemple pour le cas d'un ajout de gaz actif ? Et le cas d'un ajout de solide ?** Pour un gaz actif, l'activité va intervenir à 2 endroits : dans la pression et dans le sens de variation. Dur de conclure. Pour un solide, l'activité est de toute façon de 1.
- **Que vouliez-vous montrer avec votre expérience sur la conductivité ?** Par dilution on diminue le coefficient réactionnel et on peut en déduire un  $pK_a$ . On peut conclure juste avec la mesure de la conductivité. Peut être le faire en pourcentage. Conductivité divisée que par 3 – 4 pour une dilution fois 10. Faire des rapports de conductivités mesurées va permettre d'obtenir directement des rapports de coefficients de dissociation.
- **Le conductimètre a-t-il besoin d'être étalonné ?** On s'intéresse à des mesures de conductivité donc oui il faut l'étalonner. Mais il faudrait changer le protocole et ne travailler qu'avec des rapports de conductivité. On n'aurait alors pas besoin de l'étalonnage.
- **Quel est l'équilibre mis en jeu dans la réaction du complexe de cobalt ?**  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  vs  $[\text{Co}(\text{Cl})_4]^{2-}$ . (cf + haut)
- **Il y a des cas où on se sert de l'eau pour déplacer l'équilibre ? Estérification, Dean-Stark. Et en sens inverse ?** Pour faire la réaction d'estérification, on ajoute de l'eau. "Hydrolyse d'un ester". **Il y a d'autres moyens de déplacer l'équilibre en enlevant de l'eau ?** Ajouter un sel desséchant.
- **Un élève casse de façon intentionnelle du matériel en TP. Que fait-on ?** 1. S'assurer que personne n'est en danger : sécuriser l'environnement. 2. Discuter avec l'élève et comprendre les raisons. 3. Vie scolaire. **Y'a-t-il des recours ? Peut-on demander des réparations ?** les padres **Bah vous aviez qu'à le surveiller ?** Pas raison valable même en cas de défaut de surveillance. **Est-ce qu'on peut demander qqchose à l'élève ?** De s'excuser. Sous forme écrite. Ou argumentaire. Écrire les conséquences de ses actions.

## Commentaires

- Attention à ne pas toucher son masque avec ses gants.
- "Donc là j'ai passé beaucoup trop de temps à..." Nope
- Écrire les équilibres dont on parle (genre pour le complexe de Cobalt)
- Pas suffisamment d'allers-retours entre le procédé HB et la leçon.
- Bien séparer les paramètres influençant  $Q_r$  et  $K^\circ$ . La constante d'équilibre ne dépend que de la température, il faut insister dessus.
- T'as passé un peu trop de temps sur des choses moins utiles.
- Ecrire le calcul de la variance.
- Ecrire la réaction avec l'oxyde d'azote.
- C'est bien de faire la manip de synthèse du gaz. Par contre, pour envisager de faire la manip en live il faudrait plutôt s'assurer d'avoir la bonne concentration en gaz pour que les variations de couleurs soient les plus marquées possibles et qu'aucune confusion d'interprétation soit possible.

- Faire les manip avant de donner le résultat, laisser le côté suspens de l'expérience. Il faut coller à la démarche expérimentale. En plus ça permet de ne pas être pris en défaut si on annonce un résultat et qu'on ne l'obtient pas.
- Cellule conductimétrique à laisser tremper pendant la leçon.
- Acide acétique : nom d'usage. Acide éthanoïque : nomenclature IUPAC. Mais c'est le même acide.
- Une dérivée n'est point une différentielle attention.
- Ne pas repartir d'une somme des  $\nu_i A_i$  quand on est sur un exemple.
- Manque de couleurs au tableau.
- Difficile d'aborder cette leçon sans cinétique (donc aller vite pour la traiter proprement !!)
- Aborder les aspects environnementaux dans une étude de procédé industriel, les disséminer par-ci par-là dans le leçon pour mieux contextualiser et donner du relief à la leçon.
- L'hydrogène est produit à partir du méthane qui n'est même pas pur, avec des composés soufrés.