

CC26 - Optimisation d'un procédé chimique.

* Niveau : DP / PSI

* Programme :

Enthalpie libre de réaction. Enthalpie libre standard de réaction. Relation entre $\Delta_r G$, $\Delta_r G^\circ$ et Q_r ; évolution d'un système chimique. Entropie molaire standard absolue. Entropie standard de réaction $\Delta_r S^\circ$.	Relier création d'entropie et enthalpie libre de réaction lors d'une transformation d'un système physico-chimique à p et T fixées. Prévoir le sens d'évolution à p et T fixées d'un système physico-chimique dans un état donné à l'aide de l'enthalpie libre de réaction. Déterminer les grandeurs standard de réaction à l'aide de tables de données thermodynamiques ou de la loi de Hess. Déterminer les grandeurs standard de réaction d'une réaction dont l'équation est combinaison linéaire d'autres équations de réaction. Interpréter ou prévoir le signe de l'entropie standard de réaction.
Constante d'équilibre ; relation de Van't Hoff. Relation entre $\Delta_r G$, K° et Q_r .	Définir la constante thermodynamique d'équilibre à partir de l'enthalpie libre standard de réaction. Prévoir le sens d'évolution à p et T fixées d'un système physico-chimique dans un état donné à l'aide de Q_r et K° . Énoncer et exploiter la relation de Van't Hoff. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre thermodynamique à une température quelconque. Déterminer la valeur d'une constante d'équilibre thermodynamique d'une réaction par combinaison de constantes d'équilibres thermodynamiques d'autres réactions.
État final d'un système : équilibre chimique ou transformation totale.	Déterminer la composition chimique d'un système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Mettre une œuvre une démarche expérimentale pour déterminer la valeur d'une constante d'équilibre en solution aqueuse.
Caractérisation de l'état intensif d'un système en équilibre : nombre de degrés de liberté (variance) d'un système à l'équilibre. Optimisation d'un procédé chimique : - par modification de la valeur de K° ; - par modification de la valeur du quotient réactionnel.	Reconnaître si une variable intensive est ou non un paramètre d'influence d'un équilibre chimique. Recenser les variables intensives pertinentes de description du système à l'équilibre pour en déduire le nombre de degrés de liberté de celui-ci. Identifier les paramètres d'influence et leur sens d'évolution pour optimiser une synthèse ou minimiser la formation d'un produit secondaire indésirable. Approche documentaire : à partir de documents décrivant une unité de synthèse industrielle, analyser les choix industriels, aspects environnementaux inclus.

* Sources : [1] GRECIAS, "Compétences prépar - Chimie - DP/PT".

* Plan :

I) Grandeurs pertinentes pour optimiser une réaction.

1) Caractérisation de l'équilibre chimique.

2) Variance.

3) Réponse d'un système à la modification d'un facteur d'équilibre.

II) Optimisation thermodynamique d'un procédé chimique.

1) Modification de la constante d'équilibre.

2) Modification du quotient réactionnel.

• Prérequis : → Toute la thermochimie.

• Accroche : Synthèse de l'ammoniac, généralités dessus bla bla bla.
En donnant la réaction, ne pas prononcer le mot de procédé
Haber-Bosch. (cf après).
⇒ En voit que optimiser c'est important !

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 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.

Aux élèves

Cette leçon porte sur l'optimisation d'un procédé chimique. Ici, on va s'axer sur la thermo mais il ne faut pas oublier que ça repose sur 3 aspects (cinétique, vert et thermo...).

Vous avez aussi vu le rôle de la température dans la cinétique, et on aura l'occasion d'en parler plus tard.

Pour cette leçon, on va s'appuyer sur un exemple concret : la synthèse de l'ammoniac. Cette synthèse repose sur une réaction chimique très simple :



Et pourtant elle a des conséquences énorme dans notre industrie. En effet, l'ammoniac est la ressource principale servant à la création d'engrais, et sa production mondiale est donc colossale.



FIGURE 4 – Source

Ainsi, on estime que 1 à 2 % de l'énergie mondiale est dédiée à la production d'ammoniac !

C'est donc une réaction qui a été optimisée et réfléchi. Aujourd'hui, elle est réalisée à travers un procédé qui date de 1913, le procédé Haber-Bosh.

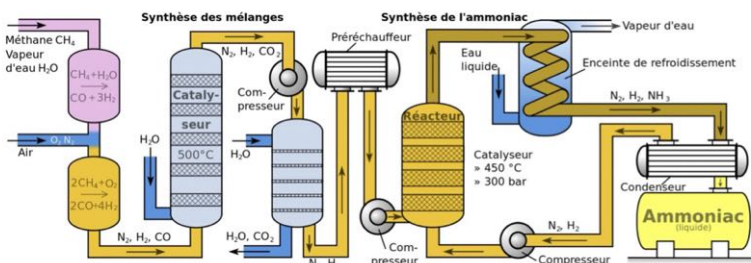


FIGURE 5 – Source. Eventuellement couper la partie à gauche qui sert à produire H_2 et N_2 , on en parlera pas trop dans la leçon.

Ok, la figure fait peur, mais pas de panique : le but ici c'est justement de montrer la richesse de ce qui se cache sous une réaction chimique aussi simple, et d'essayer de comprendre les choix qui ont été fait dans le processus.

I) Grandeurs pertinentes pour optimiser une réaction.

1) Caractérisation de l'équilibre.

Soit une réaction chimique $\sum \nu_i A_i = 0$. On définit le quotient de réaction :

$$Q = \prod_i a_i^{\nu_i} \quad (1)$$

On a noté A_i le constituant i , ν_i le coefficient stoechiométrique associé au constituant i (ν_i est positif si le constituant est un produit) et a_i l'activité du constituant. *Expliciter l'exemple sur NH_3*

$$Q = \frac{P_{\text{NH}_3}^2 (P^\circ)^2}{P_{\text{H}_2}^3 P_{\text{N}_2}}$$

3

AGRÉGATION SCIENCES PHYSIQUES

A l'équilibre thermodynamique, le quotient réactionnel est égale à la constante de réaction K° . Pour quantifier l'évolution d'un système on s'intéresse à l'enthalpie libre de réaction. En effet on sait que pour un système physico-chimique nous avons la relation :

$$dG = \Delta_r G d\xi < 0 \quad \text{avec} \quad \Delta_r G = RT \ln \left(\frac{Q}{K^\circ} \right) \quad (2)$$

Ainsi on a $d\xi > 0$ et donc une réaction qui a lieu dans le sens directe si $\Delta_r G < 0$ soit $Q < K^\circ$.

Un système Physico-chimique quelconque est défini par la connaissance de tous les constituants physico-chimiques présents et par la nature de tous les équilibres physiques (changements d'état) ou chimiques (réactions chimiques) entre eux. L'état d'équilibre d'un système se décrit toujours de façon **intensive**, indépendamment de la taille du réacteur : équilibre thermique + mécanique + chimique au sein de chaque phase.

Les paramètres intensives d'un système peuvent être distingués de la façon suivante :

- les paramètres physiques : T, P
- les paramètres de composition, fraction molaire de chaque constituant dans chaque phase

Ces paramètres sont ce qu'on appelle des facteurs d'équilibre.

Définition

On appelle **facteur d'équilibre** tout paramètre intensif dont la variation entraîne une évolution du système.

Remarque

La composition est toujours facteur d'équilibre cependant les paramètres physiques ne le sont pas toujours. [6]
p.110 : réaction athermique, réaction avec que des états condensés.

Ces paramètres interviennent dans le calcul de ce qu'on appelle la **variance**.

2) Variance

Définition

La **variance** correspond au nombre ~~nécessaire~~ ^{minimal} et suffisant de paramètres intensifs indépendants que l'expérimentateur peut choisir pour fixer totalement l'état d'équilibre du système.

Cela signifie que la variance est égale au nombre total de paramètres intensifs X diminué du nombre de relations Y existant entre eux à l'équilibre : $V = X - Y$

Exemple de la variance pour la synthèse de l'ammoniac.

$$V = \underbrace{3}_{\text{composés}} - \underbrace{1}_{\text{équilibres chimiques indépendants}} + \underbrace{2}_{\text{Pression et température}} - \underbrace{0}_{\text{contraintes}} - \underbrace{1}_{\text{phases}} = 3 \quad (3)$$

On peut donc fixer 3 paramètres intensifs pour atteindre l'équilibre du système. **Cependant dans l'industrie, on impose que les réactifs sont imposés en proportion stoechiométrique, ceci impose une nouvelle contrainte et notre variance est alors égale à $V = 2$.** Ici nous avons accès aux paramètres suivants : P, T, n_i avec n_i les quantités de matière initiales des constituants.

Remarque

Si $V \leq 1$ alors en modifiant un facteur d'équilibre on a une rupture d'équilibre : on obtient un nouveau système où un des constituant a disparu par exemple. (donner un exemple avec une courbe d'ébullition sur un diagramme (P, T) ? Lorsqu'on quitte la courbe, il y a rupture d'équilibre). Si $V \geq 2$ alors en modifiant un facteur d'équilibre on déplace l'équilibre (les autres paramètres du système vont évoluer vers un nouvel état d'équilibre). C'est dans ce deuxième cas que l'on veut travailler. On va chercher à modifier les paramètres intensifs pour optimiser la synthèse. On peut utiliser le principe de Le Chatelier qui dit que les effets s'opposent aux causes qui l'ont provoqué pour prédire le sens d'évolution du système.

3) Méthode

Formellement, la modification d'un facteur d'équilibre peut avoir deux types d'impact : ou bien il modifie la constante d'équilibre de la réaction, ou bien il modifie le quotient réactionnel.

Méthode : pour étudier la réponse à une modification d'un facteur d'équilibre,

- ▷ on suppose partir d'un état d'équilibre initial où $Q = K$;
- ▷ on calcule le nouveau quotient réactionnel Q' ou la nouvelle constante d'équilibre K' après modification du facteur mais **avant** toute réponse du système, c'est-à-dire avant toute modification de composition ;
- ▷ on compare Q' et K' ;
- ▷ on en déduit dans quel sens le système évolue en réponse à la perturbation pour retrouver un nouvel état d'équilibre.

- Si $V \geq 2$ alors en modifiant un facteur d'équilibre on déplace l'équilibre (les autres paramètres du système vont évoluer vers un nouvel état d'équilibre).

C'est dans ce deuxième cas que l'on veut travailler. On va chercher à modifier les paramètres intensifs pour optimiser la synthèse. On peut utiliser le principe de Le Chatelier qui dit que les effets s'opposent aux causes qui l'on provoqué pour prédire le sens d'évolution du système.

Quelle est la variance de l'ammoniac dans la synthèse :

$$V = \underbrace{3}_{\text{composés}} - \underbrace{1}_{\text{équilibres chimiques indépendants}} + \underbrace{2}_{\text{Pression et température}} - \underbrace{0}_{\text{contraintes}} - \underbrace{1}_{\text{phases}} = 3 \quad (5)$$

C

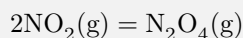
ependant dans l'industrie, on impose que les réactifs sont imposés en proportion stoechiométrique, ceci impose une nouvelle contrainte et notre variance est alors égale à $V = 2$. Ici nous avons accès aux paramètres suivants : P, T, n_i avec n_i les quantités de matière initiales des constituants.

2 Optimisation thermodynamique

2.1 Influence de la Pression

Principe de Le Chatelier : Si on augmente la pression, le système va évoluer pour faire diminuer sa pression, c'est à dire en consommant des molécules de gaz.

Expérience Vidéo : Equilibre $\text{NO}_2(\text{g}), \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ On a un mélange de $\text{NO}_2(\text{g})$ et $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ dans une seringue fermé au bout. Seul $\text{NO}_2(\text{g})$ est coloré et est brun. On a alors l'équilibre suivant :



Quand on augmente rapidement la pression, on observe que la couleur devient plus foncée (car on a augmenté la concentration). Puis l'équilibre se déplace et on observe que la seringue se décolore. Il se passe le phénomène inverse à la décompression. Il faut faire cette manip devant un écran blanc.

Lien vers la vidéo de l'équilibre d'oxyde d'azote : [ce lien](#) et [celui-là](#)

On observe donc que l'équilibre se déplace dans le sens direct quand P augmente. En effet on peut écrire le quotient de réaction :

$$Q = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4} P^\circ}{P_{\text{NO}_2}^2} = \frac{x_{\text{N}_2\text{O}_4} P^\circ}{x_{\text{NO}_2}^2 P}$$

Donc Q diminue quand la pression augmente ce qui diminue $\Delta_r G$ et donc favorise le sens direct.

Pour l'ammoniac, on a le quotient de réaction :

$$Q = \frac{P_{\text{NH}_3}^2 P^\circ}{P_{\text{H}_2}^3 P_{\text{N}_2}} = \frac{x_{\text{NH}_3}^2 P^\circ}{x_{\text{H}_2}^3 x_{\text{N}_2} P^2} \quad (6)$$

Donc on est dans le même cas, il faut augmenter la pression pour favoriser la production d'ammoniac, d'où la pression de plus de 300 bar

2.2 Influence des constituants dans le mélange

Un autre manière de modifier Q pour favoriser un sens de réaction est de modifier les constituants du mélange. Deux exemples possible :

2.2.1 Déplacement d'équilibre par ajout d'un constituant inactif

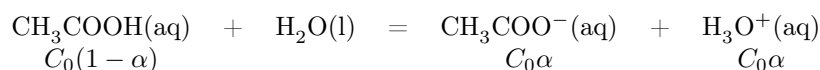
À la formulation, on dit inactif et on met l'équation avec H₂O juste après...

On peut se demander ce qui se passe si on ajoute, dans le système des constituant qui ne participe pas à la réaction, comment cela va-t-il modifier Q et ainsi dans quel sens va évoluer notre réaction ?

Nous allons étudier ceci dans l'exemple de la dilution de l'acide éthanóïque.

Modification de la constante de réaction par dilution équilibre acido-basique de l'acide éthanóïque. Cachau-Heirillat p.141

Nécessite un étalonnage du conductimètre pour mesurer le taux de dissociation



On peut écrire :

$$Q = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]C_0} = \frac{1}{V} \frac{n(\text{CH}_3\text{COO}^-)n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n(\text{CH}_3\text{COOH})C_0} \quad (7)$$

On observe que plus le volume va être important et plus on va diminuer Q . Ceci va donc entraîner un déplacement de l'équilibre dans le sens direct. Ceci s'appelle la loi de dilution d'Oswald.

On peut être plus quantitatif en mesurant le taux de dissociation de l'acide : $\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_t}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0}$. On peut alors réécrire Q en fonction de α :

$$Q = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0}{C^\circ} \frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

Pour cela on utilise une mesure conductimétrique. On commence par étalonner le conductimètre.

Loi de Kohlrausch :

$$\sigma = \sum_i c_i \lambda_i^\circ \quad (8)$$

$$= [\text{CH}_3\text{COO}^-] \lambda^\circ(\text{CH}_3\text{COO}^-) + [\text{H}_3\text{O}^+] \lambda^\circ(\text{H}_3\text{O}^+) \quad (9)$$

$$= \alpha [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 (\lambda^\circ(\text{CH}_3\text{COO}^-) + \lambda^\circ(\text{H}_3\text{O}^+)) \quad (10)$$

$$(11)$$

domaine de validité de Kohlrausch :

- faible dilution
- ?

On peut ainsi déduire α et en posant $R = \frac{1-\alpha}{\alpha^2}$, on a

$$pR = pC_0 - pKa$$

ceci nous permet de vérifier que nous avons bien le bon comportement. L'ordonnée à l'origine nous donne $-pKa$ et on trouve 4.8 ± 1.2 (avec la valeur tabulée : 4.76) Mais il faut revoir les incertitudes.

Pour l'ammoniac, avec le même raisonnement on trouve qu'il ne faut pas mettre de gaz inerte, il faut avoir les deux réactifs pur :

$$Q = \frac{n_{\text{NH}_3}^2 n_{\text{tot}}^{\text{gaz}^2}}{n_{\text{H}_2}^3 n_{\text{N}_2}} \left(\frac{P^\circ}{P_{\text{tot}}} \right)^2 \quad (12)$$

Ici, on peut se demander dans quelle proportion chaque réactif doit être introduit.

2.2.2 Déplacement d'équilibre par ajout d'un composé actif

Tout d'abord il faut se demander ce que l'on veut maximiser. Ici dans le cas de l'ammoniac pour des raisons de séparation on préfère maximiser la fraction molaire en produit : x_{NH_3} .

On a le quotient de réaction qui s'écrit :

$$Q = \frac{x_{\text{NH}_3}^2}{x_{\text{H}_2}^3 x_{\text{N}_2}} \frac{P^{\circ 2}}{P^2} \quad (13)$$

À l'équilibre, on a $K = Q$.

$$\begin{array}{ccccc|c} \text{N}_2(\text{g}) & + & 3\text{H}_2(\text{g}) & = & 2\text{NH}_3(\text{g}) & n_{\text{tot}} \\ 1 & & a & & 0 & 1+a \\ 1-\xi & & a-3\xi & & 2\xi & 1+a-2\xi \end{array}$$

On peut résoudre cette équation qui revient à écrire :

$$K = \frac{4\xi^2 (1+a-2\xi)^2}{(a-3\xi)^3 (1-\xi)}$$

On peut alors le tracer en fonction de $x_{\text{NH}_3} = \frac{2\xi}{1+a-2\xi}$.

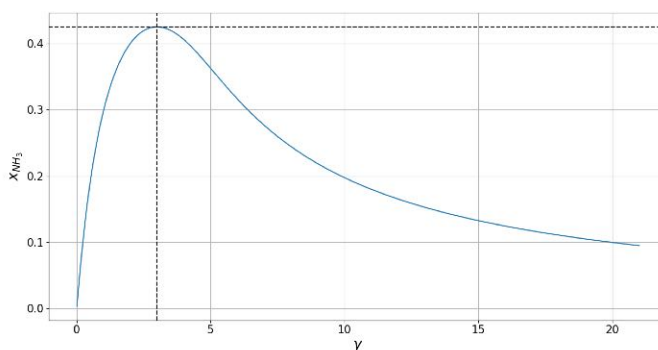


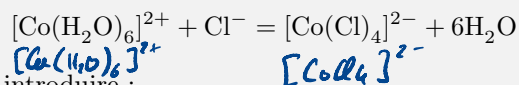
FIGURE 3 – Evolution de la fraction molaire en sortie en fonction du rapport entre les quantités de matière initiales

On observe un maximum pour $\gamma = 3$ ce qui justifie le fait que dans le procédé Haber Bosch les réactifs sont introduits en quantités stoechiométriques. C'est cette contrainte qui faisait tomber notre variance à 2.

2.3 Influence de la température

On a identifié un autre paramètre dans la première partie, la température, comment joue-t-elle ? En effet on observe que Q ne dépend pas explicitement de la température dans nos formules.

Expérience : complexation du cobalt :



Dans un erlenmeyer de 100ml introduire :

- 10 ml d'eau
- 40 ml d'acétone
- 1.19g de chlorure de cobalt hexahydraté (attention prendre les précautions nécessaires, c'est un CMR cancérigène (ou cancérigène), mutagène et reprotoxique)

répartir dans trois tubes à essai et plonger un dans de la glace, et un dans un bain chaud à 70 °C

On a déplacé alors l'équilibre avec le $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ bleu et le $[\text{Co}(\text{Cl})_4]^{2-}$ rose. La réaction est endothermique ($\delta_r H^\circ = 92.7 \text{ kJ mol}^{-1}$)

En utilisant la relation de Gibbs-Helmoltz, on peut trouver la relation de la loi de Van't Hoff (démo page 120 du Fosset PCSI) :

$$\frac{d}{dT} \ln(K^\circ) = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2} \quad (14)$$

On distingue alors deux cas en fonction de si la réaction est exothermique ou endothermique.

- Cas endothermique : $\Delta_r H^\circ > 0$ donc K° augmente avec T , on favorise le sens direct.
- Cas exothermique : $\Delta_r H^\circ < 0$ donc K° diminue avec T , on favorise le sens indirect.

Pour une la synthèse de l'ammoniac : $\Delta H^\circ = -92.4 \text{ kJ mol}^{-1}$ à 25   C. Nous avons donc une réaction exothermique, la réaction est donc favorisé à basse température. $K^\circ(400\text{degre}) = 10^{-6}$ alors que $K^\circ(25^\circ\text{C}) = 10^5$

Transition :

Mais là dans le cas de la température c'est pas bon du tout pour l'ammoniac ? pourquoi ce choix ? question de cinétique

Conclusion

Nous avons vu que pour un procédé chimique, il fallait réfléchir à tout les paramètres à notre disposition pour optimiser la synthèse. On a vu que d'un point de vue thermodynamique (stabilité) si nous voulons favoriser le sens direct d'une réaction il nous faut soit augmenter K° soit diminuer Q . Pour ce faire nous pouvons modifier les paramètres suivant (en fonction de la variance) : la température, la pression et les quantités des matières initiales (ou au cours de la réaction). Cependant, il nous est apparu que ce n'est pas le seul facteur permettant une production efficace, en effet si les produits sont thermodynamiquement plus stables mais que la cinétique de la réaction est très lente, nous n'avons pas un rendement optimal (rendement à mettre plus haut aussi). Aussi il faut également étudier les facteurs influençant la vitesse de réaction tels que la température et l'utilisation de catalyseur.

Commentaires et remarques

Passage de Lucas le 24/11

Questions

Reformuler le principe de le Chatelier.

Le système tend à s'opposer aux modifications qu'on lui impose.

Expliquer l'éclaircissement initial observé sur la vidéo ?

Lié à la dilution de NO_2 .

Que signifie l'inscription 0.03 mL sur la burette ?

C'est la tolérance constructeur, pas nécessairement l'incertitude à considérer. Si l'on manipule correctement la pipette (on applique l'extrémité de la pipette sur la verrerie pour ne pas faire couler goutte à goutte, on attend la durée indiquée d'écoulement du film, on tient la pipette horizontale, on fait attention à bien faire correspondre le bas du ménisque et le trait de jauge), on peut prendre cette valeur pour incertitude.

Étalonner un conductimètre : ça veut dire quoi, comment on fait, et pourquoi ?

Ca veut dire fixer la constante de cellule du conductimètre à l'aide d'une solution étalon pour que la valeur indiquée par le conductimètre lors des mesures soit la conductivité effective. On l'a fait pour obtenir une mesure du pK_a de l'acide formique (on est censé-es faire au moins une mesure quantitative par leçon). Pour montrer la tendance de la loi d'Ostwald, ce n'est pas nécessaire. Avec 2 concentrations différentes, il suffit de calculer le rapport $\frac{\sigma_1}{\sigma_2} = \frac{\alpha_1 C_1}{\alpha_2 C_2}$. Cela permet en plus de se passer des conductivités molaires ioniques (assez peu précises).

Quel est l'analogue de la dilution en phase gazeuse ?

C'est le fait d'utiliser des gaz inertes pour augmenter artificiellement la pression (pas une bonne idée pour NH_3), ou diminuer la pression partielle en les réactifs.

Est-ce que toutes les réactions ont une constante de vitesse ?

Non, on est sûr-es pour les actes élémentaires, sinon il faut voir au cas par cas. Pour NH_3 , vu qu'on utilise un catalyseur, il y a des chances que ce ne soit pas le cas.

En résumé, quels sont les paramètres importants lors d'une synthèse ? Est-ce que vous pourriez les classer ?

On privilégie plutôt l'aspect cinétique, car si la réaction ne se fait pas ça ne sert à rien. Tous les paramètres sont alors importants, l'idée est de faire les compromis les plus optimaux au regard des autres contraintes (coûts énergétiques, risques liés à la pression, la température,...).

Les réactions en phase gazeuse se font dans quelles conditions de pression ?

Le fait d'être à haute pression augmente la probabilité de contact : la pression est donc un facteur cinétique. C'est comme augmenter la concentration pour augmenter la vitesse de réaction (dans le cas d'actes élémentaires avec des ordres partiels non nuls).

Quel est l'état physique du catalyseur dans la synthèse de l'ammoniac ?

C'est une catalyse hétérogène. Le catalyseur est solide. On prend un solide poreux pour maximiser la surface spéci-

fique (en $\text{m}^2 \cdot \text{g}^{-1}$ ou $\text{m}^2 \cdot \text{m}^{-3}$).

Remarques

Il faut bien écrire *Enthalpie standard de réaction*, *enthalpie libre standard de réaction* dans les prérequis.

Bien cadrer la présentation de la loi d'Arrhenius : dire que c'est pour les réactions avec une constante de vitesse. Comme on décompose les réactions en actes élémentaires, le fait de chauffer permet toujours d'accélérer, mais c'est pas aussi immédiat.

Bons points de cette leçon : Le fait d'introduire les grandeurs pertinentes : permet de poser les choses dès le départ. Bons liens entre la synthèse de l'ammoniac et les expériences : on fait les expériences, on les interprète, puis on revient au cas de l'ammoniac et on regarde ce que ça ferait. Le fil directeur est bon.

Mais il aurait fallu l'énoncer plus clairement dès le départ. Il faut insister sur le fait que la cinétique est privilégiée par rapport à la thermo (même si on essaye quand même d'optimiser la thermo). Il faut bien expliquer ce qu'on entend par optimiser, et pourquoi on veut le faire.

Du temps est perdu sur les incertitudes, ça n'est pas nécessairement pertinent. Il faut prendre en compte l'incertitude sur la solution du labo.

La fiche mentale est bien, on peut l'exploiter encore plus. Penser à utiliser plus de couleurs au tableau.

Faire une manip cinétique éventuellement ? Les 2 manips et les vidéos sont sur la thermo...

Parler de chimie verte en CCL ? Impact écologique, compromis énergétique, pas toujours en faveur de l'écologie...

3.3 Questions des valeurs de la république :

Si vous devez respecter une minute de silence suite à un évènement, comment introduisez-vous le concept ? Si des élèves s'y opposent, comment réagissez-vous ?