

LC : 24 Titre : Optimisation d'un procédé chimique

Présenté par : Raphaël Leriche

Correcteurs : Jean-François Olivier

Date : 23/01/2020

Compte-rendu de leçon de chimie

Rappels de définitions, concepts à aborder lors du montage :

Le choix a été fait par l'agrégatif de se placer dans le cadre du programme de **BCPST 2A** (section Thermodynamique Chimique). Ce cours s'inscrit donc dans une séquence de thermochimie où sont abordés le premier principe dans un ensemble isobare-isotherme, puis le second principe par l'introduction du potentiel chimique. Cette séquence a toute son importance car elle permet de faire le lien entre les concepts vu en première année (**principe de modération, loi de van't Hoff, ...**). Cette séquence de cours arrive après la présentation des principaux concepts. Il faut dès lors :

- Réutiliser les concepts des chapitres précédents en s'appuyant sur les **pré-requis**,
- Présenter un nouveau concept comme par exemple la variance,
- Donner un maximum d'**exemples industriels** où la **thermodynamique** joue un rôle essentiel.

L'introduction doit faire appel à un travail en profondeur des grandes synthèses de la chimie industrielle. Des exemples doivent être connus voir cités :

- Amines : Haber-Bosch ($N_2 \rightarrow NH_3$), Ostwald ($NH_3 \rightarrow HNO_3$),
- Chlorés : Procédé chlore-soude,
- Carbonates : Procédé Solvay,
- Carbone : Pétrochimie (Raffinage / Reformatage / Craquage),
- Un exemple ou deux de chimie organométallique comme le procédé Wacker ou le procédé Oxo.

Le **procédé Haber-Bosch** est le choix le plus commun. Dans l'éventualité où vous feriez ce choix, il semble normal que le jury en attende davantage en matière de contenu. Il faut donc avoir quelques idées sur le rôle de l'ammoniac, son emploi ainsi que de savoir quelles sont les contributions de Haber (Prix Nobel 1918) et Bosch (Prix Nobel 1931). D'autres procédés sont tout à fait abordables dans le cadre de cette leçon (**procédé chlore-soude, procédé Hall-Heroult, ...**). Il est attendu que vous donniez quelques tonnages (~ 170 Mt/an pour NH_3) et que vous arriviez à situer le procédé (l'ammoniac est un intermédiaire entre le N_2 et les nitrates).

La **variance** est le concept le plus simple à introduire, une définition propre est attendue (déf). Il est clairement attendu que vous soulignez que ce concept est lié à l'existence d'un équilibre final. Si la variance est 'négative', cela signifie que votre système subit une rupture d'équilibre. Cette démarche permet de soigner la transition vers les ruptures d'équilibre.

Cette leçon réutilise énormément de concepts introduits en amont de la séquence de cours. Il est attendu que ces concepts soient employés **au moins une fois** de manière **rigoureuse**. Par exemple, on s'attend à ce que vous définissiez le **quotient réactionnel** par ses activités et que vous fassiez le lien avec la **constante de réaction** à l'équilibre à une température préalablement citée en appliquant la **loi d'action des masses**. Cette leçon étant au niveau L1/L2/CPGE, la rigueur doit être de mise !

Un certain esprit critique est attendu. En effet, les données tirées de la littérature ne sont pas en accord avec les raisonnements tirés de la thermodynamique. Vos propos doivent être nuancés et montrés les limites des raisonnements que vous employez en insistant sur les points suivants :

- néglige les **aspects cinétiques**,
- Thermodynamique décrit des systèmes **fermés**, or les réacteurs industriels sont généralement des systèmes **ouverts**,
- L'**ensemble thermodynamique** n'est pas forcément adéquat.

Ceci montrera au jury que vous êtes capable d'aller au-delà des livres de prépa et que vous apportez un plus à ce cours.

La cinétique peut être abordée mais elle me semble difficilement accessible au niveau de cette leçon sauf si vous prenez un procédé électrochimique. À mon sens, il faudrait en l'état insister dessus en conclusion comme une ouverture à votre leçon.

Autres définitions abordables ou à connaître :

Il faut être au fait de tous les concepts vus dans les chapitres précédents.

Pour le premier principe, l'état standard de référence, loi d'Hess, cycle thermodynamique ainsi que les définitions de quelques grandeurs comme l'enthalpie libre de formation.

L'enthalpie libre de réaction, le lien avec le potentiel chimique, définition pour le GP, la phase condensée incompressible et indilatable, les mélanges, la démonstration de la loi d'action des masses, la démonstration de la loi de van't Hoff par les relations de Gibbs-Helmholtz.

Avis sur le plan proposé, choix des expériences :

Niveau : CPGE

Pré-requis : Enthalpie libre, Guldberg-Waage, van't Hoff, cinétique chimique, solubilité

I/ Equilibre chimique et variance

1. Variance
2. Rupture d'équilibre

II/ Optimisation thermodynamique

1. Modification du quotient réactionnel → Par la modification des conditions initiales (~hors-équilibre)
2. Modification de K_P → Par la modification des conditions finales (~équilibre)

III/ Optimisation cinétique

1. Influence de T
2. Catalyse

Le plan est en adéquation avec le titre de la leçon. Cependant, un plan doit avant tout permettre à un élève d'identifier les mots-clefs permettant de répondre à l'intitulé de son cours. Certains titres mériteraient donc d'être revus car ils ne font pas ressortir les concepts mais seulement les exemples choisis par l'agrégatif. Il serait donc convenable de les reformuler à votre guise.

Remarque sur des points spécifiques de la leçon : Des exemples pour illustrer vos propos, n'hésitez pas à prendre des exemples de la vie quotidiennes.

Discussion sur les manipulations présentées au cours du montage (objectifs de l'expérience, phases de manipulations intéressantes, difficultés théoriques et techniques) :

Expérience 1 : $2\text{NO}_{2(g)} = \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$

Obj : Il faut évaluer la variation de K_P dans le cas d'une suppression de dioxygène. L'effet est visible par la surcoloration brune du milieu (h-eq) puis son éclaircissement progressif jusqu'à l'ancien équilibre. Une interprétation **qualitative** doit être donnée en raisonnant sur un bilan du nombre de particule de gaz.

Phases de manipulations :

- Compression du piston

Expérience 2 : Solubilisation de $\text{PbCl}_2(\text{s})$

Obj : On cherche à évaluer l'enthalpie de réaction en faisant varier la température du milieu. Il ne faut pas hésiter à montrer le montage (becher calorifugé) employé par le moyen de votre choix. Un lien propre doit être fait avec la relation de van't Hoff.

Phases de manipulations :

- Mesure du temps de blanchiment à différente température.

Rq : Une incertitude B doit être clairement évaluée et le montage conductimétrique maîtrisé.

Expérience 3 : Dismutation du thiosulfate en milieu acide

Obj : On observe la formation d'une suspension colloïdale diffusant la lumière incidente. Le système se colore progressivement en blanc du fait de la formation de particules de soufre.

Phases de manipulations :

- Mesure du temps de blanchiment à différente température.

Rq : Les incertitudes doivent être clairement identifiées, notamment concernant le temps de réaction. Une incertitude de type A serait réalisable avec l'aide du technicien sur 5-10 mesures en appliquant une correction de Student. Il serait intéressant de projeter l'expérience avec la facecam.

Propositions de manipulations – Bibliographie :

- 40 expériences illustrées de chimie générale et organique, Martinand-Lurin : 1pg sur l'ammoniac,
- Bottin-Mallet et le site de l'élémentarium pour la chimie industrielle,
- Livres de prépa pour les concepts théoriques,
- Industrial Catalysis, Hagen,
- Electrochimie, Miomandre.

LC25 Titre : Optimisation d'un procédé chimique

Présentée par : Raphael Leriche

Correcteur : Jean François Olivier

date : 23/01/2019

Compte rendu leçon élève

| Bibliographie de la leçon : | | | |
|--|----------|-----------------|------|
| Titre | Auteurs | Editeur (année) | ISBN |
| [1] Chimie Tout-en-un PC/PC*, Dunod ESSENTIEL | Fosset | 2014 | |
| [2] Cours de chimie 2ème année, mathématiques spéciales, Bottin Mallet, Dunod Université, 1991. | | | |
| [3] http://bupdoc.udppc.asso.fr/consultation/article-bup.php?ID_fiche=19222 (BUP 879 étude de l'équilibre entre NO ₂ et N ₂ O ₄) | | | |
| [4] Des expériences de la famille red-ox p.314 ESSENTIEL | Cachau | | |
| [5] 100 manipulations de chimie (général et analytique) p. 194 | Mesplède | | |
| [6] Chimie Tout-en-un PCCSI, Dunod | Fosset | 2013 | |

| Plan détaillé |
|--|
| <p><u>Niveau choisi pour la leçon</u> : CPGE (MP ou MPSI)</p> <p><u>Prérequis</u> : grandeurs thermodynamiques (loi de Vant-Hoff, quotient de réaction, loi de Guldberg et Waage), cinétique chimique et électrochimie, constante de solubilité</p> <p><u>Introduction</u> :</p> <p>Lorsque l'on envisage un procédé chimique, il est nécessaire de penser à l'optimiser. Que veut-on dire par là ? il y a un compromis à trouver entre une maximisation du rendement et une minimisation du coût (économique) du procédé lui-même. Par ailleurs, on doit aussi prendre en compte la durée des réactions qui rentrent aussi dans un bilan économique.</p> <p>L'évolution démographique mondiale nécessite une production à grande échelle d'engrais, comme les engrais azotés dérivés de l'ammoniac (NH₃). Nous allons baser notre leçon avec comme fil conducteur le procédé Haber-Bosch de la synthèse de l'ammoniac et son optimisation.</p> <p>$\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) = 2\text{NH}_3 (\text{g})$</p> |

Commençons par nous demander sur quels paramètres pouvons-nous jouer pour garantir un équilibre en faveur des produits.

I. Equilibre chimique et variance (2:30)

I.1 Variance ([suivre \[1\] p. 115-116 exemple 1](#))

Un équilibre chimique est caractérisé par la donnée des paramètres intensifs caractérisant le système.

Variance = outil pour connaître quels sont les paramètres que l'opérateur peut modifier

Définition : On appelle variance d'un système le nombre maximal de paramètres intensifs qu'un opérateur peut choisir sans remettre en cause l'existence de l'équilibre thermodynamique (CF dunod p. 115)

Exemple pour clarifier le calcul :

- Paramètres intensifs X : P, T, xi

Or ces paramètres ne sont pas indépendants. Il existe Y relations entre eux : cte d'équilibre, composition des phases.

Alors $v = X - Y$

Exemple du procédé Haber Bosch :

$X = P, T, P_{N_2g}, P_{H_2g}, P_{NH_3g} \rightarrow 5$

$Y = K(T) \frac{P_{NH_3}^{2eq} \cdot P^{02eq}}{P_{N_2}^{eq} \cdot P_{H_2}^{2eq}}, P_{tot} = P_{N_2} + P_{H_2} + P_{NH_3} \rightarrow 2$

Alors $v = 5 - 2 = 3$ (on peut changer P, T et composition par exemple)

Si on fixe plus de paramètres que se passe-t-il ?

I.2) Rupture d'équilibre ([suivre \[1\] p. 118](#)) (7:20)

Rappeler l'expression de $\Delta_r G = RT \ln \left(\frac{Q_r}{K} \right)$

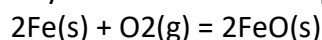
Avec :

- $\Delta_r G$ l'enthalpie standard de réaction
- Q_r le quotient de réaction
- K la constante d'équilibre de la réaction

$\Delta_r G^0 = -RT \ln(K)$, à l'équilibre $\Delta_r G = 0$ Loi de loi de Guldberg et Waage

Exemple de rupture d'équilibre :

Oxydation du fer solide par le dioxygène gazeux :



$X = 3 (P, T, P_{O_2eq})$

$Y = 2$, $K(T)$ et $P_{\text{tot}} = P_{\text{O}_2\text{eq}}$

$$v = 1 \text{ et } \Delta_r G = RT \ln \left(\frac{P_{\text{O}_2\text{eq}}}{P_{\text{O}_2}} \right)$$

si on fixe T alors $P_{\text{O}_2\text{eq}}$ est fixé aussi, MAIS si en plus on fixe $P_{\text{O}_2} > P_{\text{O}_2\text{eq}}$ alors $\Delta_r G < 0$ et la réaction évolue dans le sens direct (consommation des produits et donc du fer)

Nous allons nous intéresser plus particulièrement aux déplacements d'équilibre.

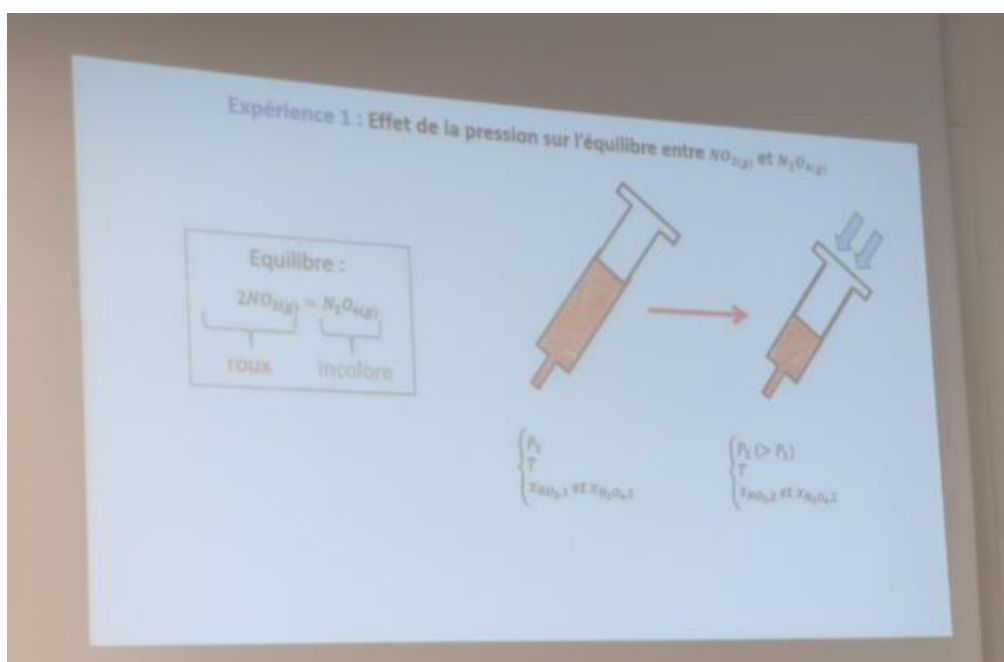
II) Optimisation thermodynamique (10:53)

II.1) Modification du quotient réactionnel

II.1.a) Influence de la pression

Expérience 1

- Montrer l'effet de P sur $\text{NO}_2(\text{g})$ et $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ (expérience gaz roux) à présenter sur slide.



Écrire l'équation de réaction et l'expression de K en faisant apparaître la pression totale avec la loi de Le Chatelier ([voir BUP p. 1176-1177](#)). Expliquer le changement en coloration.

(rq. L'équilibre s'établit très rapidement donc la décoloration du milieu est transitive. Au départ la coloration augmente car on augmente la concentration en diminuant le volume, ensuite la réaction a lieu et la teinte s'éclaircit en créant du N_2O_4 incolore. Comparer la coloration plus foncée quand P augmente à la coloration initiale du gaz avant de pousser la seringue).

Application à la synthèse Haber-Bosch :

$$K(T) = \frac{P_{\text{NH}_3^2\text{eq}} \cdot P_{\text{O}_2\text{eq}}}{P_{\text{N}_2\text{eq}} \cdot P_{\text{H}_2^2\text{eq}}} = \frac{x_{\text{NH}_3^2\text{eq}} \cdot P_{\text{O}_2\text{eq}}}{x_{\text{N}_2\text{eq}} \cdot x_{\text{H}_2^2\text{eq}}} \cdot \frac{1}{P_{\text{tot}}^2}$$

Si P_{tot} augmente : $Q = \frac{x_{NH_3}^2 * P^{0.2}}{x_{N_2} * x_{H_2}^2} * \frac{1}{P_{tot}^2} < K$ donc évolution dans le sens direct de la réaction x_{NH_3} augmente.

Dire sans expliciter la loi que si P augmente on déplace le sens de réaction dans le sens de diminution de particules gaz.

Dans le procédé Haber Bosch, on travaille à $P \sim 200\text{bar}$.

II.1.b) Influence de la composition initiale du mélange réactionnel (suivre [1] p. 123 pour le calcul, ne pas le faire toutes les étapes au tableau, voir aussi bottin mallet p. 291) (17:00)

On suppose P et T fixes, donc $v = 1$ pour Haber Bosch

On peut optimiser la quantité de NH_3 produit (n_{NH_3}). Or pour des raisons économiques, on préfère optimiser la teneur de NH_3 (x_{NH_3}) en fonction de la composition initiale du mélange. Dire en quelques mots pourquoi c'est différent.

Faire tableau d'avancement de la réaction $N_2(g) + 3 H_2(g) = 2NH_3(g)$

Les grandes lignes sont :

- on veut trouver la quantité de matière initiale n de N_2 (le réactif le plus coûteux) pour optimiser x_{NH_3} eq, donc on pose $\frac{dx_{NH_3}}{dn} = 0$ (première équation)

- on dérive donc les équations :

--- $x_{NH_2eq} + x_{H_2eq} + x_{NH_3eq} = 1$ (deuxième équation)

--- $\ln(K)$ (troisième équation)

Par rapport à n .

- On trouve $x_{H_2eq} = 3 * x_{N_2eq}$

D'où $n = n_{H_2}/3$, on se place donc dans des proportions stœchiométriques. (rq. C'est bien un maximum car pour $n=0$ on a $n_{NH_3eq} = 0$)

Nous avons ici modifié des paramètres sans toucher à K qui maintient une valeur fixe, or K dépend de T et donc nous pouvons aussi modifier la température pour augmenter le rendement

II.2) Modification de la constante d'équilibre (25:30, idéalement essayer d'arriver ici à 23:00)

Rappeler la loi de Vant-Hoff (admise en prérequis, se trouve [1] p. 121) avec l'approximation d'Ellingham (donc l'enthalpie de réaction standard ne dépend pas de T).

Écrire au tableau ce qu'il revient à écrire :

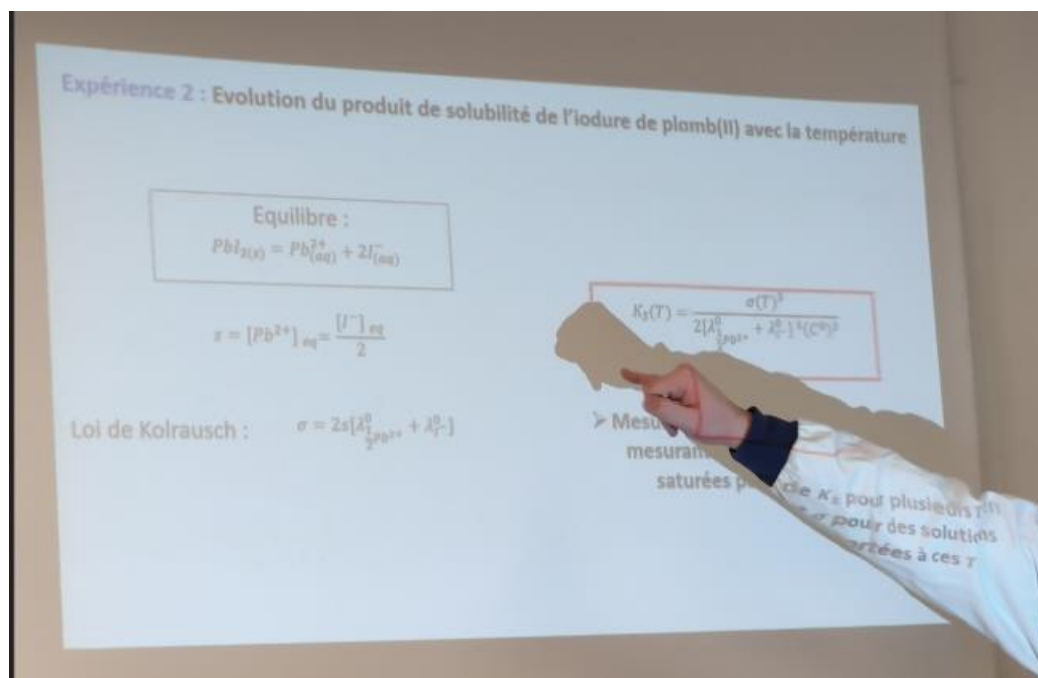
$$\frac{d(\ln K)}{d\left(\frac{1}{T}\right)} = \frac{-\Delta_r H^0}{R}$$

Rq. Vant Hoff nécessite l'approximation d'Ellingham.

Expérience 2 (Cachau p. 314)

Évolution du produit de solubilité de l'iodure de plomb(II) avec la température. Présenter l'expérience sur slide qui contient :

- réaction de solubilisation
- l'expression de la solubilité s
- l'expression de K en fonction de la conductivité
- loi de Kohlrausch en fonction de s



- On utilise un bécher thermostaté pour choisir une température et on mesure la conductivité de la solution.
- En préparation prendre 3-4 autres points.
- On converti chaque point en une valeur de $K_s(T)$ pour cela **combiner l'expression de K_s [4] p. 319 et l'expression de s p. 321**, ce qui donne $K_s(T) = f(\sigma)$.
- On trace $\ln(K_s(T)) = f(1/T)$ pour retrouver une valeur de la pente donnée par $\Delta_r H^0/R$ et on remonte à $\Delta_r H^0 = 57 \text{ kJ/mol}$.

Discuter sur le déplacement de l'équilibre selon que $\Delta_r H^0$ est positif (réaction endothermique-déplacement direct) ou négatif (réaction exothermique déplacement dans le sens indirect).

Pour le procédé Haber Bosch $\Delta_r H^0 = -92.2 \text{ kJ/mol}$ (réaction exothermique) donc on favorise la production de NH_3 aux faibles températures.

Or diminuer T ralenti les réactions chimiques, ceci se traduit en un manque à gagner au niveau industriel. Notamment, le procédé Haber Bosch ce fait à $T = 500 \text{ C}$. On a ici un exemple où l'optimisation d'une réaction confronte la réalité industrielle (i.e. le besoin de répondre à une

demande) à la théorie où on arriverait à produire plus de produit à des plus faibles températures. L'optimisation se fait toujours en fonction de contraintes et les paramètres ajustables peuvent varier fortement en fonction de ces contraintes.

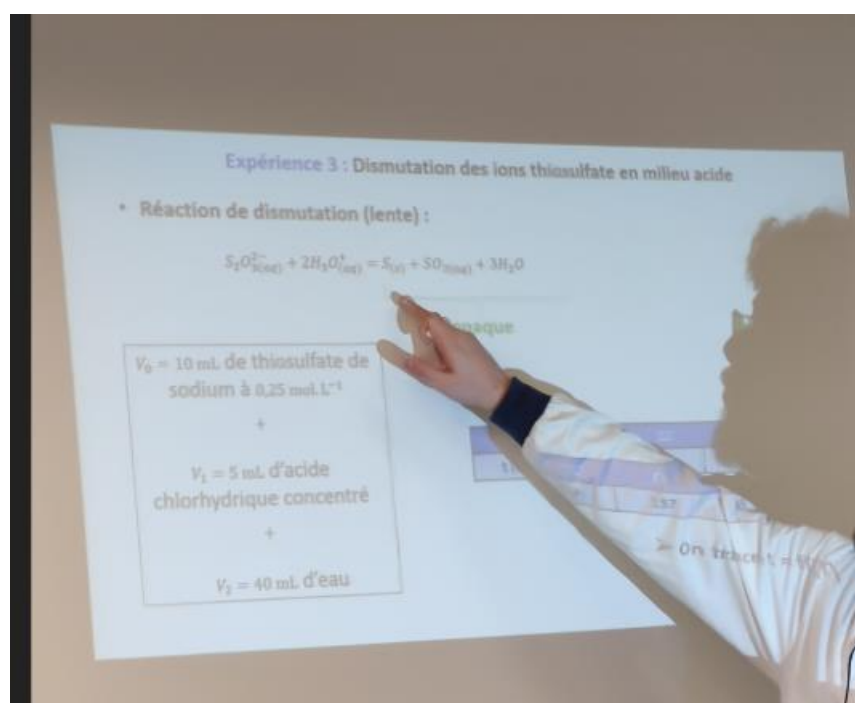
La cinétique d'une réaction est donc aussi un paramètre à optimiser.

III) Optimisation cinétique (34:30 essayer d'arriver ici à 32:30)

III.1) Influence de la température

Expérience 3 (Mespled p. 194)

Présenter la réaction sur slide.



Faire en préparation des mesures au bain marie avec différentes températures (dans de l'eau du robinet, dans de l'eau avec de la gace, à T chauffée). Réperer le temps nécessaire pour que une croix noire vue au travers l'erenmeyer disparaisse (ça nécessite 4 erlenmeyer identiques !). Faire mesure du temps au chronomètre. (Présenter au jury 2 erlenmeyer un avec de l'eau glacé et l'autre à T ambiante, mesurer le temps pour T ambiante), on peut tracer l'équation $t = f(T)$ pour montrer la linéarité en \ln avec Arrhenius si on a le temps mais ça reste qualitatif).

Optionnellement : montrer l'influence de la température sans vouloir trouver la dépendance exacte et en précisant au tableau que on évolue selon la loi d'Arrhenius et présenter l'expérience des 2 béchers sans faire des calculs derrière.

Rq. NE PAS OUBLIER DE METTRE UNE CROIX SUR UN PAPIER BLANC PLACÉ SOUS LES ERLN

Présenter la loi d'Arrhenius pour justifier que si T augmente la vitesse de la réaction augmente (voir [6] p. 240). Une nouvelle fois revenir au procédé Haber Bosch et insister sur le compromis à trouver entre cinétique et rendement.

III.2) Catalyseur ([brièvement dans \[6\] p. 243 prendre plutôt le cours de Aurélien](#))

Parler brièvement des catalyseurs (Homogène, Hétérogène, Enzymatique) et présenter leurs avantages et défauts, toujours par rapport à la réalité industrielle (Homogène efficace mais il faut aller le récupérer, Hétérogène moins efficace, Enzymatique ne marche que dans des conditions très particulières, cout supplémentaire éventuel des catalyseurs). Préparer un slide sur ce point pour passer rapidement dessus.

Conclusion

Insister qu'optimiser une réaction n'a de sens que si on spécifie un but. Avec le procédé Haber-Bosch on a montré qu'optimiser une réaction :

- ne veut pas dire forcément maximiser la quantité de produit (on a maximisé le taux en NH_3) ;
- doit souvent prendre en compte des contraintes (économiques, matérielles) ;
- prend en compte aussi une optimisation cinétique et pas que thermodynamique.

Ouverture quant à la sélectivité en chimie organique ou chimie verte comme autres contraintes qui peuvent influencer l'optimisation.

Questions posées

Dans quelle séquence on placerait ce cours ?

Après introduire le potentiel chimique

Pourquoi avoir choisi ce plan ?

On utilise la variance pour définir une base de ce que l'on peut faire.

On discute brièvement de la rupture d'équilibre mais on n'a pas le temps de s'attarder dessus.

On montre que l'on peut soit modifier directement Q_r , soit modifier K .

Puis on confronte à la réalité cinétique.

Pourquoi avoir pris la Synthèse Haber-Bosch ?

Très grande production industrielle 137 millions de tonnes d'ammonium en 2012, grande consommation de NH_3 pour les engrais (~100 million de tonnes d'engrais synthétiques).
Permet de travailler sur des composés gazeux.

Quel autre expérience peut guider cette leçon ?

Procédé chlore-soude avec diagrammes E-pH

Donner un Exemple de rupture d'équilibre en chimie organique ?

Dean-Stark avec estérification, procédé volatile dans le milieu réactionnel

Quel dispositif utilise-t-on pour faire une céatalisation ?

Un Soxhlet

Comment appelle-t-on la variance quand on fixe certains paramètres ?

Variance réduite

Quelle hypothèse permet d'écrire la constante de réaction avec les pressions ?

Gaz parfait et mélange idéal

Pourquoi on préfère optimiser le taux d'ammoniac plutôt que maximiser la quantité d'ammoniac final ?

Il faut avoir plus de matière initialement, donc des enceintes plus grandes. À la fin il faut séparer les gaz par liquéfaction qui auront une teneur d'ammoniac moins importante ce qui est coûteux.

Le procédé Haber-Bosch est-il le procédé principal pour produire de l'ammoniac ?

Oui

À quoi sert l'ammoniac ?

Fabriquer des engrais et c'est un précurseur du TNT.

Quelles sont les contributions de Haber ? et de Bosch ?

- Haber a fait l'étude théorique
- Bosch a fait l'application industrielle

C'est quoi le cercle au-dessus de P ?

Condition standard

C'est quoi les conditions standard pour P ?

Pression standard de 1 bar

Pourquoi le Fer n'apparaît pas dans le calcul de K ?

C'est un corps pur et donc il a une activité égale à 1

Que représente l'activité ?

L'écart à l'idéalité du comportement du corps dans la réaction.

Comment démontre-t-on la loi de Vant-Hoff ?

Voir [1] p. 89-90, c'est aussi dans le cours de thermochimie.

Dans l'expérience 1, qualitativement pourquoi l'équilibre se déplace dans ce sens ?

On diminue la quantité totale de mol de gaz

Dans l'expérience 2 comment a-t-on chauffé ?

Bécher thermostaté

La valeur de l'enthalpie de réaction standard est tabulée ?

Oui, dans le Bottin malet, Busnob aussi.

La valeur de l'enthalpie de réaction standard est positive, c'est normal ?

Oui, la réaction de dissolution est endothermique dans ce cas-ci

C'est quoi calibrer la sonde de conductimétrie ?

Fixer la constante de cellule

Quelles sources d'incertitude non classiques tu peux avoir ?

Particules solides peuvent se déposer sur les électrodes, la réaction de dissolution est lente et on ne peut pas garantir d'être en saturation.

Dans le procédé Haber-Bosch l'enthalpie standard de réaction est négative, tu peux le justifier avec les mains ?

On casse 4 liaisons (N_2 et $3H_2$) pour former 6 liaisons ($2 \cdot NH_3$), il faut comparer les énergies de liaison mais ce n'est pas surprenant que l'on récupère alors de l'énergie.

La dismutation est-il un prérequis ?

Oui, c'est bien d'avoir vu les diagrammes E-pH.

Pourquoi le précipité de l'expérience 3 est blanc ?

Diffusion de Mie

Commentaires

Utiliser des couleurs pour le tableau :

- une couleur pour les exemples
- une couleur pour les définitions
- une couleur pour les résultats

Définir en amont que l'on a un aspect thermodynamique et un aspect cinétique, dès l'introduction.

Préciser dans l'introduction que le temps a un coût en industrie et donc est un paramètre à prendre en compte lors de l'optimisation.

Ne pas faire tout le détail des calculs.

Expérience 1 - Titre : Etude de l'équilibre entre $\text{NO}_2(\text{g})$ et $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

Référence complète : http://bupdoc.udppc.asso.fr/consultation/article-bup.php?ID_fiche=19222
(BUP 879 étude de équilibre entre NO_2 et N_2O_4)

Équation chimique et but de la manip :

- Dans deux seringues produire du gaz roux pour pouvoir le compresser et montrer l'influence de la pression sur une réaction.

Modification par rapport au mode opératoire décrit :

Bien verser l'acide avec une pipette pasteur sur le métal et non pas sur les parois de l'entonnoir.

Rentrer la pointe de l'entonnoir au bout de la seringue bouché pour que le gaz formé n'aie pas à pousser un excès d'air.

Phase présentée au jury :

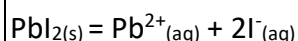
Compression du gaz roux dans la seringue.

Durée de la manip : 2 min devant le jury – 30 min de préparation

Expérience 2 - Titre : Détermination du produit de solubilité de l'iodure de plomb II

Référence complète : Des expériences de la famille Red-OX, Cachau p. 317

Équation chimique et but de la manip :



Mesure de conductivité pour trouver K_s à différentes températures. On utilise un bécher thermostaté (fixé par une pince sur une potence) pour changer la température (prend du temps). Faire 4 points en préparation et faire un dernier point à T chaud devant le jury.

Ensuite tracer K_s en fonction de $1/T$ et remonter à l'enthalpie standard de réaction selon la loi de Vant Hoff (voir partie II).

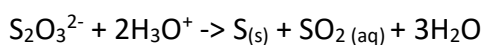
Phase présentée au jury : Mesure d'un point, régression linéaire pour trouver l'enthalpie standard de réaction.

Durée de la manip : 3-4 min devant le jury, 45-60 min de préparation en prenant en compte la régression

Expérience 3 - Titre : Dismutation des ions thiosulfate en milieu acide

Référence complète : 100 manipulations de chimie (général et analytique) p. 194, Mesplède

Équation chimique et but de la manip :



Le but de la manip est de mettre en évidence l'effet de la température dans la réaction ci-dessus. Un précipité blanc trouble la solution incolore. On compare de manière qualitative le temps que prend la solution à arriver à un même avancement. On repère cet avancement de référence en posant un papier blanc avec une croix noir sous l'erien où se déroule la réaction. L'avancement de référence correspond au moment où la croix n'est plus visible en regardant du haut de l'erien.

On utilise un erlen qu'on a placé au bain marie pour faire la réaction.

Alternativement, on peut simplement montrer que la réaction se fait beaucoup plus lentement avec un erlen plongé dans un bain marie glacé que à T ambiante.

Mesures à présenter :

Chronométrer le temps que prend la croix pour disparaître. Eventuellement ajuster avec points pris en préparation et remonter à l'énergie d'activation.

Durée de la manip : 4 min devant le jury et 20-30 min en préparation

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : On invite une personne de L'Oréal pour expliquer un procédé industriel, comment on le présente en cours pour rester neutre ?

Réponse proposée :

S'assurer au moment où l'on introduit la personne de donner une vision globale de la réalité industrielle pour ne pas faire de publicité à L'Oréal

Commentaires du correcteur :