

Leçon n°22 : Evolution et équilibre chimique

Niveau	MP/PT (CPGE)
Prérequis	1er principe et 2e principe de thermodynamique chimique (potentiel thermodynamique et chimique, activité, enthalpie libre du système, entropie molaire standard absolue et standard de réaction)
Plan	<ul style="list-style-type: none">I. <u>Grandeurs de réaction</u><ul style="list-style-type: none">1. Rappel2. Enthalpie libre standard de réaction3. Création d'entropie par réaction chimiqueII. <u>Condition d'évolution et d'équilibre</u><ul style="list-style-type: none">1. Quotient réactionnel2. Constante d'équilibre3. Système hors équilibre : critère d'évolution spontanéeIII. <u>Etude de l'équilibre physico-chimique</u><ul style="list-style-type: none">1. Influence de la température2. Influence de la pression3. Constituant

11 minutes pour I.
16 minutes pour II.
18 minutes pour III.
1 minute pour la conclusion.
49 minutes !

Remarques :

Faire la réaction de l'acide nitrique.

Attention au vidéoproj on voit moins la décoloration que sur l'ordinateur → Mettre plus de pression.

Questions :

- Pourquoi l'activité de l'eau = 1 ?

L'eau est le solvant.

- Si on passe de l'activité à la concentration que peut on en conclure ?
- Comment expliquez vous l'incidence de la pression sur l'équilibre ?

Le chatelier

Si on augmente la pression, le système va tendre à la réduire et pour se faire, on va diminuer le nombre de mole de gaz et donc déplacer l'équilibre.

- Prévoir si on ajoute un gaz inerte?

Deux situations :

A pression constante, T cte (condition monotherme),

- Monotherme ?

T initiale = T finale

Au cours de la réaction il peut y avoir des fluctuations de températures

Isotherme = tout le temps cte.

- Que se passe il si on est à P, T = cte?

$2 \text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$

$$K = \frac{a_{\text{N}_2\text{O}_4}}{a_{\text{NO}_2}^2} = \frac{(f_{\text{N}_2\text{O}_4} P_{\text{N}_2\text{O}_4} / P^\circ)}{(f_{\text{NO}_2}^2 P_{\text{NO}_2}^2 / P^\circ^2)}$$

F coefficient de fugacité

$$K = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4} P^\circ}{P_{\text{NO}_2}^2} = \frac{x_{\text{N}_2\text{O}_4} P^\circ}{x_{\text{NO}_2}^2 P} = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4} P^\circ}{(n_{\text{NO}_2}^2 * P)}$$

$n = n_{\text{tot}}$

A P, T cte,

Ajout d'un gaz inerte $n = n_{\text{N}_2\text{O}_4} + n_{\text{NO}_2} + n_{\text{gaz inerte}}$

N augmente K cte, $P^\circ = \text{cte}$, $P = \text{cte}$ car on est à P cte

$n_{\text{N}_2\text{O}_4} / n^2$ doit diminuer.

=> Augmentation du nombre de mole de N_2O_4 .

$$K = \frac{a_{\text{N}_2\text{O}_4}}{a_{\text{NO}_2}^2} = \frac{(f_{\text{N}_2\text{O}_4} P_{\text{N}_2\text{O}_4} / P^\circ)}{(f_{\text{NO}_2}^2 P_{\text{NO}_2}^2 / P^\circ^2)}$$

F coefficient de fugacité

- Et à T, V = cte?

$$K = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4} V P^2}{(n_{\text{NO}_2}^2 R T)}$$

Aucune incidence.

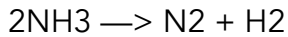
- Justifier le choix de la température élevée et de la pression élevée?

Aspect cinétique.

Haute température accélère la réaction et c'est la pression qui déplace l'équilibre.

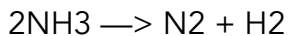
- Aspect thermodynamique, est ce que la réaction est favorisée si on augmente la température ?

Non car réaction formation ammoniacque est exothermique.



On augmente donc la température pour des raisons cinétiques afin d'atteindre l'énergie d'activation (pour fournir de l'énergie)

- Augmentation de la pression : déplace l'équilibre vers l'ammoniacque pour diminuer le nombre de mole de gaz.



- Quelle est la fonction du Dean stark?

A chaud = réfrigérant afin de ne pas perdre de quantité de matière

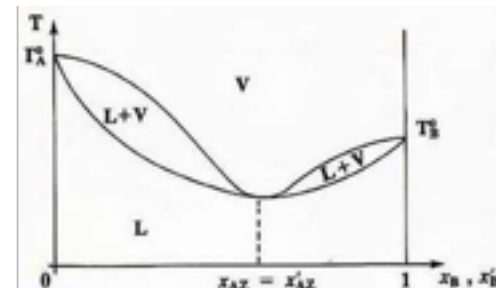
Cyclohexane + Eau va faire un hétéroazéotrope qui bout à 70°C, il va se liquéfier dans l'ampoule. Et l'eau ayant une densité plus forte, va aller dans le fond
—> Elimination de l'eau.

◦ Qu'est-ce qu'un azéotrope ?

Un mélange **azéotrope** ou **azéotropique** (a privatif, du grec zêin bouillir et tropos manière de) est un mélange liquide qui bout à température fixe en gardant une composition fixe.

On peut citer quelques propriétés du point azéotrope :

- Sa courbe d'analyse thermique est analogue à la courbe d'analyse thermique d'un corps pur.
- La composition de l'azéotrope fluctue avec la pression.
- Le théorème de Gibbs-Konovalov sert à démontrer qu'au point azéotropique, la fraction molaire x_L liquide du composé A est égale à la fraction molaire x_V vapeur du composé A, c'est-à-dire : $x_L(A) = x_V(A)$.



Qu'est-ce qu'un hétéroazéotrope ?

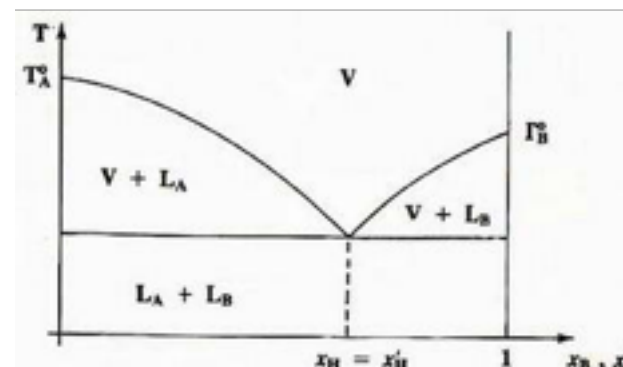
Deux liquides non miscibles entre eux —> Cyclohexane/ eau.

On a un palier jusqu'à la disparition du liquide.

- Variance du point hétéroazéotrope ?

$$V = N - C$$

$$V = n - r + 1 - F_i = 2 - 0 + 1 - 3 = 0$$



Leçon n°22 : Equilibre et évolution chimique

Introduction

Connaître le sens d'évolution d'un système physico-chimique est un véritable enjeu tant du point de vue industriel, que du point de vue de la sécurité dans la vie de tous les jours.

Prenons par exemple la synthèse de l'ammoniac. Il est utilisé principalement sous forme de sels ammoniacaux comme engrais, le reste servant d'agent de synthèse. La production annuelle d'ammoniac est de l'ordre de 3 millions de tonnes. La réaction de cette synthèse est un équilibre chimique et compte-tenu des volumes de production, il semble indispensable de comprendre comment la thermodynamique permet de prévoir le sens d'évolution de cet équilibre.

Ainsi dans cette leçon nous allons voir comment on peut caractériser un équilibre chimique afin notamment de prévoir son sens d'évolution et ce qui l'influence. Cela nous permettra également de comprendre pourquoi le procédé industriel de synthèse de l'ammoniac se fait à environ 400°C et sous des pressions comprises entre 200 et 1000 bars.

- I. Grandeurs de réaction
 - a. Rappel (diapo)
 - b. Enthalpie libre standard de réaction
 - Définition :

On applique l'opérateur de Lewis à la fonction G du système fermé en réaction.

$$\Delta_r G = \left(\frac{dG}{d\xi} \right)_{T,P} = \sum_i \nu_i G_{m,i} = \sum_i \nu_i \mu_i$$

Intensive, instantanée, dp de T, P et ni. (J/mol).

Lorsque l'on étudie le système standard évoluant selon la réaction standard à T :

$$\Delta_r G_{(T)}^0 = \sum_i \nu_i \mu_{(T)}^0$$

- Relations entre grandeurs de réaction :

On retrouve pour les grandeurs de réaction les mêmes relations que pour les grandeurs du système. Ainsi, $G = H - TS$.

En appliquant l'opérateur de Lewis, il vient : $\Delta_r G = \Delta_r H - T \Delta_r S$

En particulier pour les grandeurs standard de réaction à T : $\Delta_r G_{(T)}^0 = \Delta_r H_{(T)}^0 - T \Delta_r S_{(T)}^0$

- $\Delta_r G_{(T)}^0 > 0 \rightarrow \text{endergonique.}$
- $\Delta_r G_{(T)}^0 < 0 \rightarrow \text{exergonique.}$

Les tables à 25°C $\rightarrow \Delta_r H_{(298)}^0$ et $\Delta_r S_{(298)}^0$ pour toute réaction.

- Approximation d'Ellingham : $\Delta_r H^0$ et $\Delta_r S^0$ st supp. indé de T (abs chgt d'état).

Il en résulte : $\Delta_r G_{(T)}^0 = \Delta_r H_{(298)}^0 - T \Delta_r S_{(298)}^0$

L'enthalpie libre standard fct affine de T.

On appelle **température d'inversion** T_i la température pour laquelle $\Delta_r G_{(T_i)}^0 = 0$.

- c. Création d'entropie par réaction chimique
 - Lien avec la création d'entropie

Considérons un système fermé, subissant une évolution infiniment, mais irréversible (évolution spontanée), on obtient :

$$\delta S_C = \frac{-\Delta_r G}{T} d\xi$$

L'évolution de la réaction produit de l'entropie (accroît le « désordre » microscopique).
On exprime l'équivalence du second principe et du principe d'évolution chimique :

$$\delta S_C \geq 0 \leftrightarrow \Delta_r G d\xi \leq 0$$

Si $d\xi > 0 \Rightarrow \Delta_r G < 0$ dans le sens 1 \rightarrow

Si $d\xi < 0 \Rightarrow \Delta_r G > 0$ dans le sens 2 \leftarrow

A l'équilibre : $\Delta_r G_{\text{éq}} = 0 \rightarrow \delta S_C = 0$: les transformations internes sont alors réversibles (équilibre statistique).

II. Condition d'évolution et d'équilibre

a. Quotient réactionnel Q_r

Pour chaque constituant A_i , à un instant t : $\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln a_i$.

L'enthalpie libre de réaction $\Delta_r G$ en cours d'évolution est donc :

$$\Delta_r G = \sum_i \nu_i (\mu_i^0 + RT \ln a_i) = \sum_i \nu_i \mu_{i(T)}^0 + RT \sum_i \nu_i \ln a_i$$

Dans le premier terme, on reconnaît l'enthalpie libre standard de réaction :

$$\Delta_r G_{(T)}^0 = \sum_i \nu_i \mu_{(T)}^0$$

Dans le second terme, une factorisation fait apparaître un quotient réactionnel :

$$\sum_i \nu_i \ln a_i = \sum_i \ln a_i^{\nu_i} = \ln \prod_i a_i^{\nu_i} ;$$

On pose : $Q_r = \prod_i a_i^{\nu_i}$ (activités instantanée et coefficients stœchiométriques algébriques)

$$\Delta_r G = \Delta_r G_{(T)}^0 + RT \ln Q_r$$

Nous voyons bien ici la différence entre la grandeur de réaction standard et la grandeur de réaction relative au système réel.

b. Constante d'équilibre K

Le système évolue, à T , P fixées par un exemple, tant que son enthalpie libre diminue. Il atteint l'équilibre lorsque la fonction G est *minimale*, soit :

$$\Delta_r G = \left(\frac{dG}{d\xi} \right)_{T,P} = 0$$

Ne dépend que de la température.

$$0 = \Delta_r G_{(T)}^0 + RT \ln Q_{r,\text{éq}}$$

On le note alors $K_{(T)}^\circ$, *constante thermodynamique d'équilibre* :

$$\Delta_r G_{(T)}^0 = -RT \ln K_{(T)}^\circ$$

La loi d'action des masses (L.A.M) a été posée dès 1867 par les Norvégiens Guldberg et Waage :

$$Q_{r,\text{éq}} = K_{(T)}^0 = \prod_i (a_i)_{\text{éq}}^{\nu_i}$$

Lorsque l'équilibre est atteint : le quotient réactionnel vérifie une constante d'équilibre, indépendante de l'état initial, ne dépendant que de T .

La composition du mélange réactionnel à l'équilibre : cas général décrit par l'avancement ξ , et cas particulier des proportions stœchiométriques par le taux de dissociation α .

Température d'inversion :

C'est la valeur de la température T_i (si elle existe) pour laquelle : $\Delta_r G_{(T_i)}^0 = 0 \leftrightarrow K_{(T)}^0 = 1$.

- Diverses expressions de K :

Système homogène gazeux : $a_i = \frac{P_i}{P^0}$

Solutions aqueuses diluées : $a_i = \frac{C_i}{C^0}$

- $a(\text{solide}) = 1$.
- $a(\text{solvant}) = 1$.

Exemples :

- Constante d'acidité : On définit en 1^{er} année la constante d'équilibre relative à la dissociation d'un acide faible : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- Estérification : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
- Equilibre gaz-solide : $\text{CaCO}_{3(s)} = \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- Equilibre liquide-solide : $\text{AgCl}_{(s)} = \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$

c. Système hors équilibre : critère d'évolution spontanée

Pr une composition donné : si $\Delta_r G \neq 0$, le système n'est pas en éq. chimique.

$\Delta_r G = \Delta_r G_{(T)}^0 + RT \ln Q_r$ et $\Delta_r G^0 = -RT \ln K^0$:

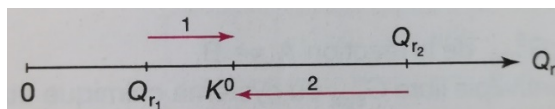
$$\Delta_r G = -RT \ln \frac{K^0}{Q_r}$$

Pas à l'éq. si $\Delta_r G \neq 0$, car $Q_r \neq K^0$.

Evolution spontanée : $\Delta_r G d\xi < 0$.

- $\Delta_r G < 0$, soit $Q_r < K^0$: $d\xi > 0$, sens 1 \rightarrow . (Q_r augmente jusqu'à K^0 : l'éq. réalisé)
- $\Delta_r G > 0$, soit $Q_r > K^0$: $d\xi < 0$, sens 2 \leftarrow . (Q_r diminue jusqu'à K^0 : l'éq. réalisé).

Schéma :



- Principe de modération de Le Châtelier : un système chimique à l'équilibre qui subit une perturbation va évoluer dans le sens s'opposant à la cause de cette perturbation.

III. Étude de l'équilibre physico-chimique

Présentation de l'expérience :

On étudie l'équilibre entre le dioxyde d'azote (NO_2) et le tétraoxyde de diazote (N_2O_4) en phase gazeuse.

Le dioxyde d'azote est un gaz roux alors que le dimère N_2O_4 est incolore. Par simple observation de la couleur du mélange, nous voulons mettre en évidence les lois de déplacement des équilibres.

Réduction de l'acide nitrique par le cuivre fournit du monoxyde d'azote (réaction a), gaz incolore qui s'oxyde spontanément en dioxyde d'azote au contact du dioxygène de l'air, produisant des fumées rousses (réaction b).

Toxicité des produits : Les oxydes d'azote sont des oxydants puissants. Ces gaz provoquent des irritations oculaires et nasales à une teneur supérieure à 50 ppm. L'acide nitrique est un produit corrosif : manipulation sous hotte.

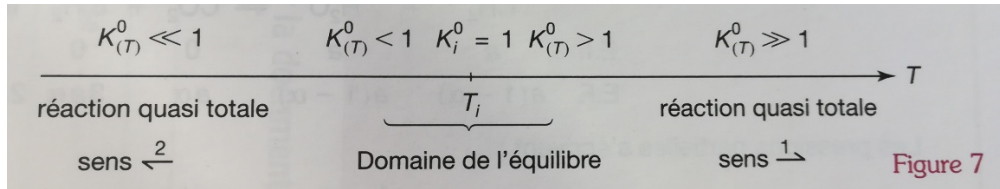
a. Influence de la température

- Loi de Van't Hoff (L.A.M et Gibbs-Helmholtz) : $\frac{d \ln K(T)}{dT} = \frac{\Delta_r H(T)}{RT^2}$.

Connaissant la constante d'équilibre à une certaine température, par intégration et avec l'approximation d'Ellingham, on trouve : $\ln \frac{K_2^0}{K_1^0} = \frac{\Delta_r H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$.

Fonction affine en $1/T$.

Modèle d'Ellingham : $\ln K(T) = \frac{\Delta_r S^0}{R} - \frac{\Delta_r H^0}{RT}$.



Ti permet de situer le domaine d'équilibre et la loi de Van't Hoff permet de prévoir le déplacement de l'équilibre.

- Application : **Effet de la température à pression constante**

Lors du remplissage de la seringue, un équilibre entre les deux composés s'établit rapidement à la température de la pièce. Les proportions des deux gaz à l'équilibre sont déterminées par la constante d'équilibre à la température considérée.

Observation

Comme on le verra plus en détail plus loin, ces observations sont en accord avec la loi de VAN'T HOFF.

La réaction de décomposition de $N_2O_4(g)$ en $NO_2(g)$ est endothermique ($\Delta_r H = 75,6 \text{ kJ mol}$). Une élévation de température provoque un déplacement d'équilibre dans le sens endothermique c'est-à-dire dans le sens de production de $NO_2(g)$

- Principe de modération : T augmente \Rightarrow Evolution sens dp $\Delta_r H^0 > 0$ (endothermique, abs énergie).

b. Influence de la pression

Considérons en premier lieu un équilibre homogène gazeux :

$$a_i = \frac{P_i}{P^0} = x_i \frac{P_i}{P^0} = \frac{n_i}{\sum_i n_i} \frac{P_i}{P^0} = \frac{n_i}{n} \frac{P_i}{P^0}, \text{ en posant } n = \sum_i n_i.$$

$$\text{Il vient : } Q_r = \prod_i \left(\frac{n_i}{n} \frac{P_i}{P^0} \right)^{v_i}.$$

Le quotient réactionnel varie avec la pression selon : $Q_r = P^{\sum v_i} \prod_i \left(\frac{n_i}{n P^0} \right)^{v_i}$

Nous partons d'un état d'équilibre $Q_r = K(T)$:

Si P augmente, Q_r augmente si $\sum v_i = \Delta_r n > 0 \Rightarrow$ sens 2 \leftarrow car $Q_r > K$, c'est-à-dire le sens où $\Delta_r n < 0$.

L'évolution a donc toujours lieu dans le sens d'une diminution de la quantité gazeuse, pour une augmentation de pression.

- Principe de modération : P augmente \Rightarrow Evolution sens dp $\Delta_r n(\text{gaz}) < 0$ (diminution quantité de gaz).

- Application : **Effet de la pression à température constante**



De manière générale

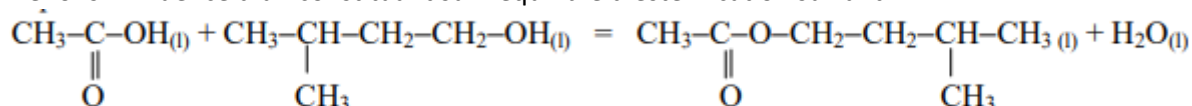
✓ Si $P \uparrow$ ou $V \downarrow$: il faut prendre le moins d'espace possible. On va alors du côté de l'**équilibre** qui génère le **moins de molécules** à l'état gazeux (\rightarrow)...**plus pâle!**

✓ Si $P \downarrow$ ou $V \uparrow$: il faut prendre le plus d'espace possible. On va alors du côté de l'**équilibre** qui génère le **plus grand nombre de molécules** à l'état gazeux (\leftarrow)...**plus foncé!**

c. Influence d'un constituant

Application estérification Dean Stark.

Prenons l'influence d'un constituant sur l'équilibre d'estérification suivant :



Dans le modèle idéal ($a_i = x_i$), on obtient donc :

$$K_{(T)}^0 = \frac{a_{\text{ester}}a_{\text{eau}}}{a_{\text{acide}}a_{\text{alcool}}} = \frac{x_{\text{ester}}x_{\text{eau}}}{x_{\text{acide}}x_{\text{alcool}}}$$

Si on augmente les produits et/ou diminue les réactifs, $Q_r > K$ donc évolue sens 2.

Si on augmente les réactifs et ou diminue les produits, $Q_r < K$ donc évolue sens 1.

Le procédé Dean Stark permet d'éliminer l'eau du mélange réactionnel : - d'eau $Q_r < K \rightarrow$ sens 1.

Le Dean Stark permet un déplacement de l'équilibre.

Conclusion

Pour le chimiste, il est nécessaire de maîtriser tous les facteurs influençant l'équilibre afin trouver les conditions optimales en termes de coût et de rendement à l'échelle industrielle. Nous avons vu que l'enthalpie libre de réaction permet de savoir le sens d'évolution spontanée de la réaction en question. Nous avons déterminé le lien entre la constante d'équilibre, le quotient réactionnel et l'enthalpie de réaction, cela nous a permis de voir que le quotient réactionnel est un moyen de prévoir l'évolution du système. Nous savons également que la température, la pression également les constituants de la réaction peuvent influencer sur l'équilibre de la réaction. Cette maîtrise de l'évolution d'un équilibre va permettre la mise au point de processus industriel efficace.

Cependant, la mise au point d'un processus industriel doit s'assurer de la production au meilleur coût horaire. Or le facteur temps n'appartient pas au domaine de la thermodynamique et la prise en compte de considérations cinétiques est donc indispensable. Nous allons donc étudier dans la prochaine leçon l'optimisation des procédés chimiques.

Exemple de procédé industriel :

Synthèse de l'ammoniac à partir de diazote et de dihydrogène est une réaction exothermique avec diminution de la quantité de matière en phase gazeuse. Le choix industriel adopté est de travailler à environ 400°C, sous des pressions comprises entre 200 et 1000 bars : ce choix déplace l'équilibre vers la formation d'ammoniac.

Conversion du méthane : C'est la réaction qui transforme le méthane par l'eau en dihydrogène : $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2$

Tous les participants étant en phase gazeuse. Le choix industriel est de travailler à environ 900°C, sous des pressions comprises entre 20 et 30 bars. Remarquons le choix de la pression notable qui réduit la taille des installations.

Leçon n°22 : Évolution et Équilibre chimique

1

NIVEAU : MP/PT (CPGE)

PRÉREQUIS :

- SECOND PRINCIPE THERMODYNAMIQUE (POTENTIEL THERMODYNAMIQUE ET CHIMIQUE, ACTIVITÉ, ENTHALPIE LIBRE DU SYSTÈME CHIMIQUE, ENTROPIE MOLAIRE STANDARD ABSOLUE ET STANDARD DE RÉACTION, LOI DE HESS, GIBBS-HELMHOLTZ),
- ETAT FINAL D'UN SYSTÈME ET ÉQUILIBRE,
- AVANCEMENT, COEFFICIENT DE DISSOCIATION,
- PREMIER PRINCIPE THERMODYNAMIQUE.

Plan

2

- I. Grandeurs de réaction
 - a. Rappel
 - b. Enthalpie libre standard de réaction
 - c. Création d'entropie par réaction chimique
- II. Condition d'évolution et d'équilibre
 - a. Quotient réactionnel
 - b. Constante d'équilibre
 - c. Système hors équilibre : critère d'évolution spontanée
- III. Étude de l'équilibre physico-chimique
 - a. Influence de la température
 - b. Influence de la pression
 - c. Influence d'un constituant

I. a) Rappel

- Opérateur de Lewis :

On définit une grandeur de réaction par l'opérateur de Lewis Δ_r :

$$\Delta_r Z = \left(\frac{dZ}{d\xi} \right)_{T,P} = \sum_i \nu_i Z_{m,i} \text{ et } dZ_{(T,P)} = \Delta_r Z d\xi$$

Grandeur intensive, instantanée du système, fonction de T, P, n_i .

- Grandeur standard de réaction, ne dépendant que de T :

$$\Delta_r Z^0 = \sum_i \nu_i Z_{m,i(T)}^0$$

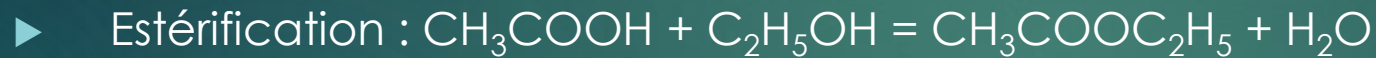
II. b) Constante d'équilibre

Exemples :



$$K_A = \frac{a_{\text{base}} a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{acide}} a_{\text{eau}}} \quad \text{or } a(\text{solvant}) = 1$$

$$\text{Donc } K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot C^\circ}$$



L'eau n'est pas le solvant !

$$\text{Donc dans le modèle idéal } (a_i = x_i) : K_{(T)}^0 = \frac{a_{\text{ester}} a_{\text{eau}}}{a_{\text{acide}} a_{\text{alcool}}} = \frac{x_{\text{ester}} x_{\text{eau}}}{x_{\text{acide}} x_{\text{alcool}}}$$



$$\text{Donc } K_{(T)}^0 = \frac{a_{\text{CaO}} a_{\text{CO}_2}}{a_{\text{CaCO}_3}} = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P^\circ}$$



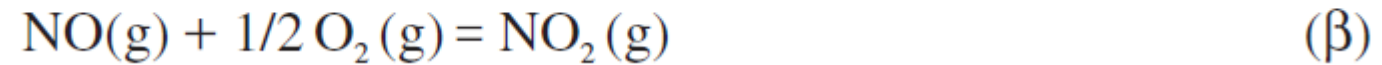
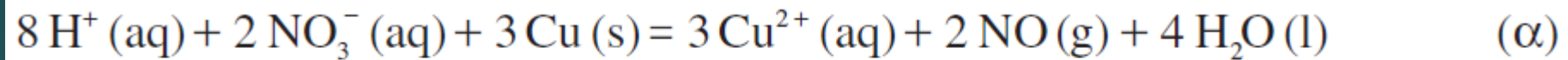
$$\text{Donc } K = K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

III. Étude de l'équilibre physico-chimique

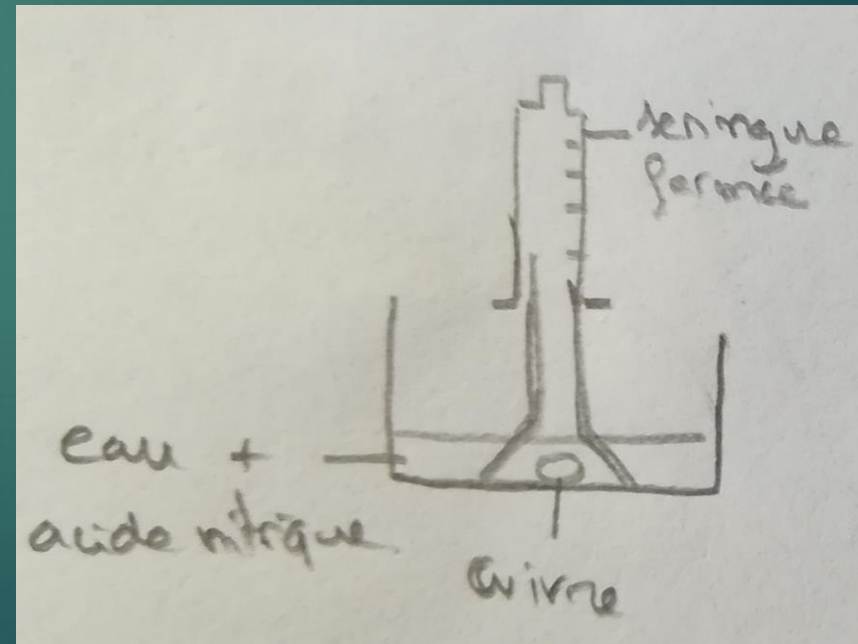
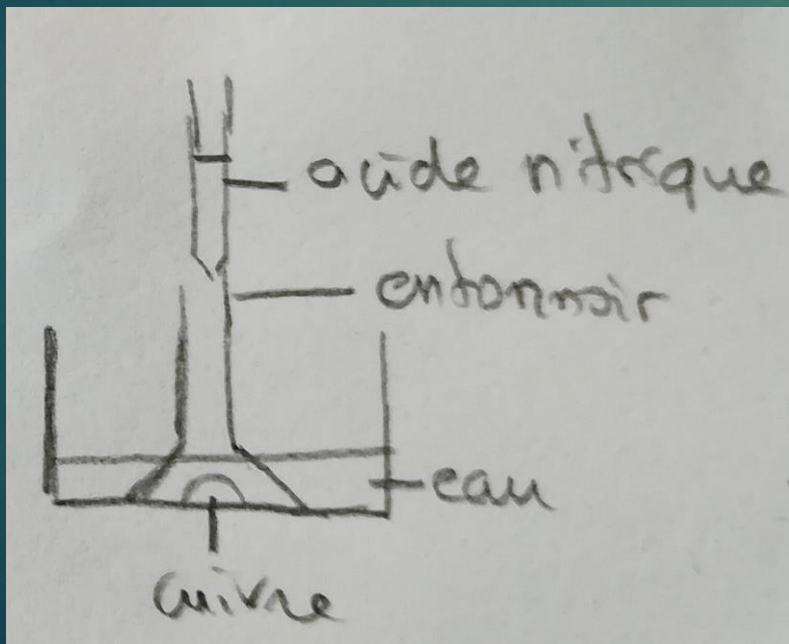
5

► Etude de l'équilibre entre $\text{NO}_2(\text{g})$ et $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$: $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

Réaction mise en jeu :



Protocole :



Gaz roux :
 NO_2 .

Solution d'ion
 Cu^{2+} : bleu.

III. a) Influence de la Température

6

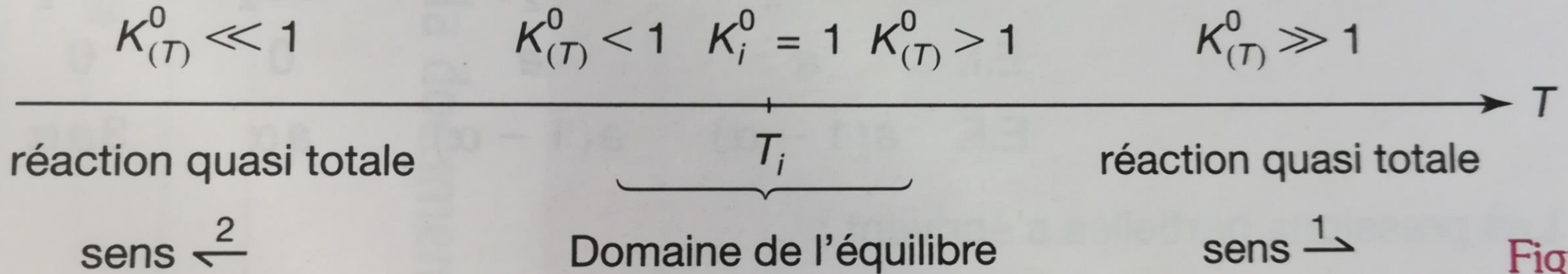
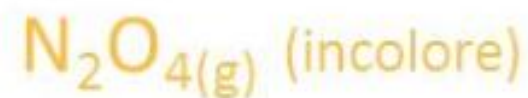
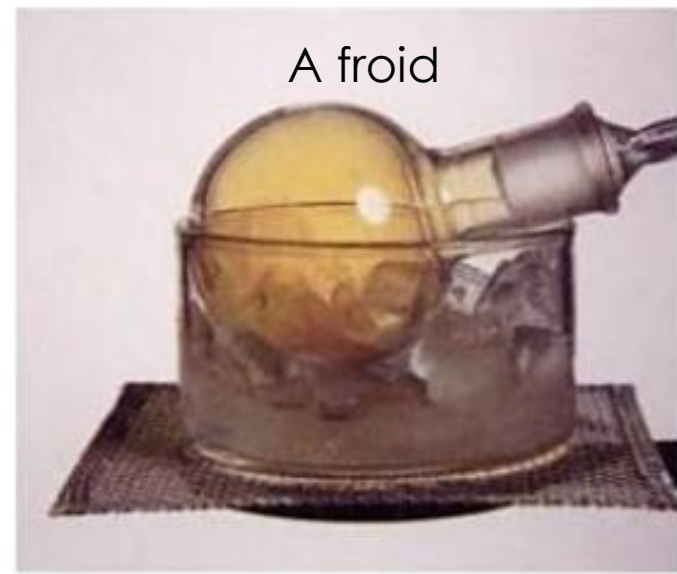
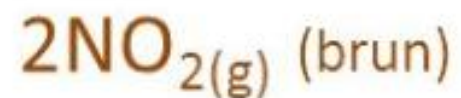
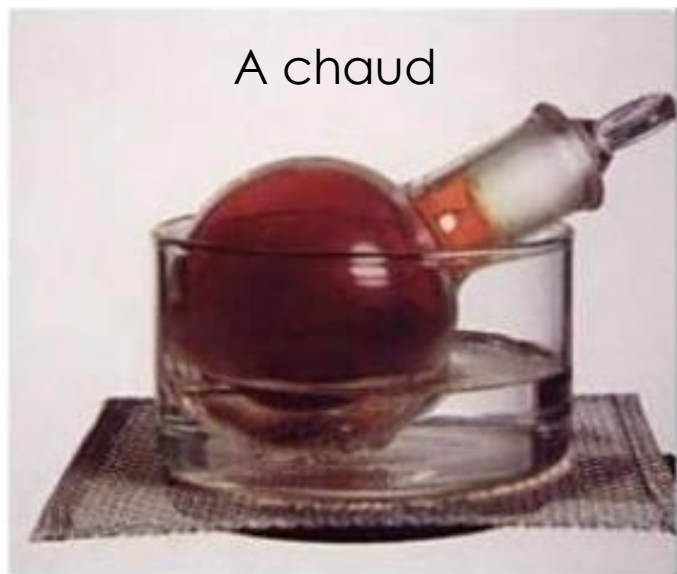


Figure 7

III. a) Influence de la Température

7

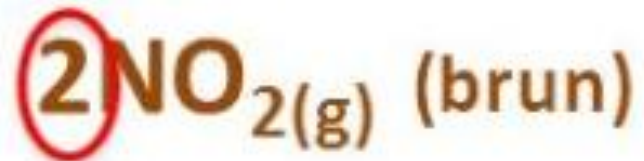


III. b) Influence de la pression

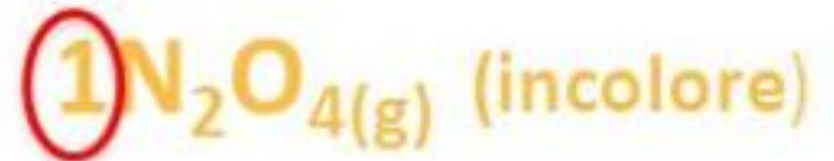
8



P a diminué



P a augmenté

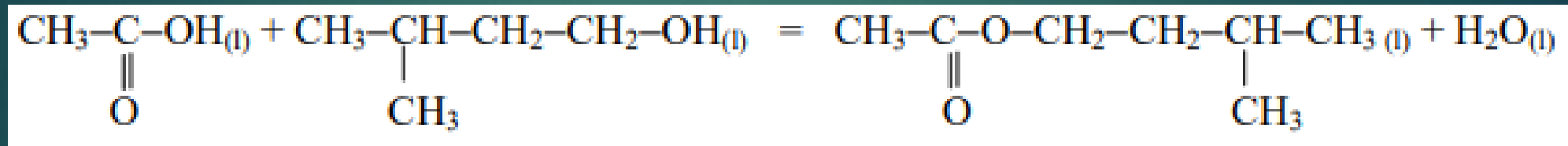


III. c) Influence d'un constituant

9

- Estérification : Synthèse de l'éthanoate d'isoamyle

Équation de la réaction :



Acide éthanoïque

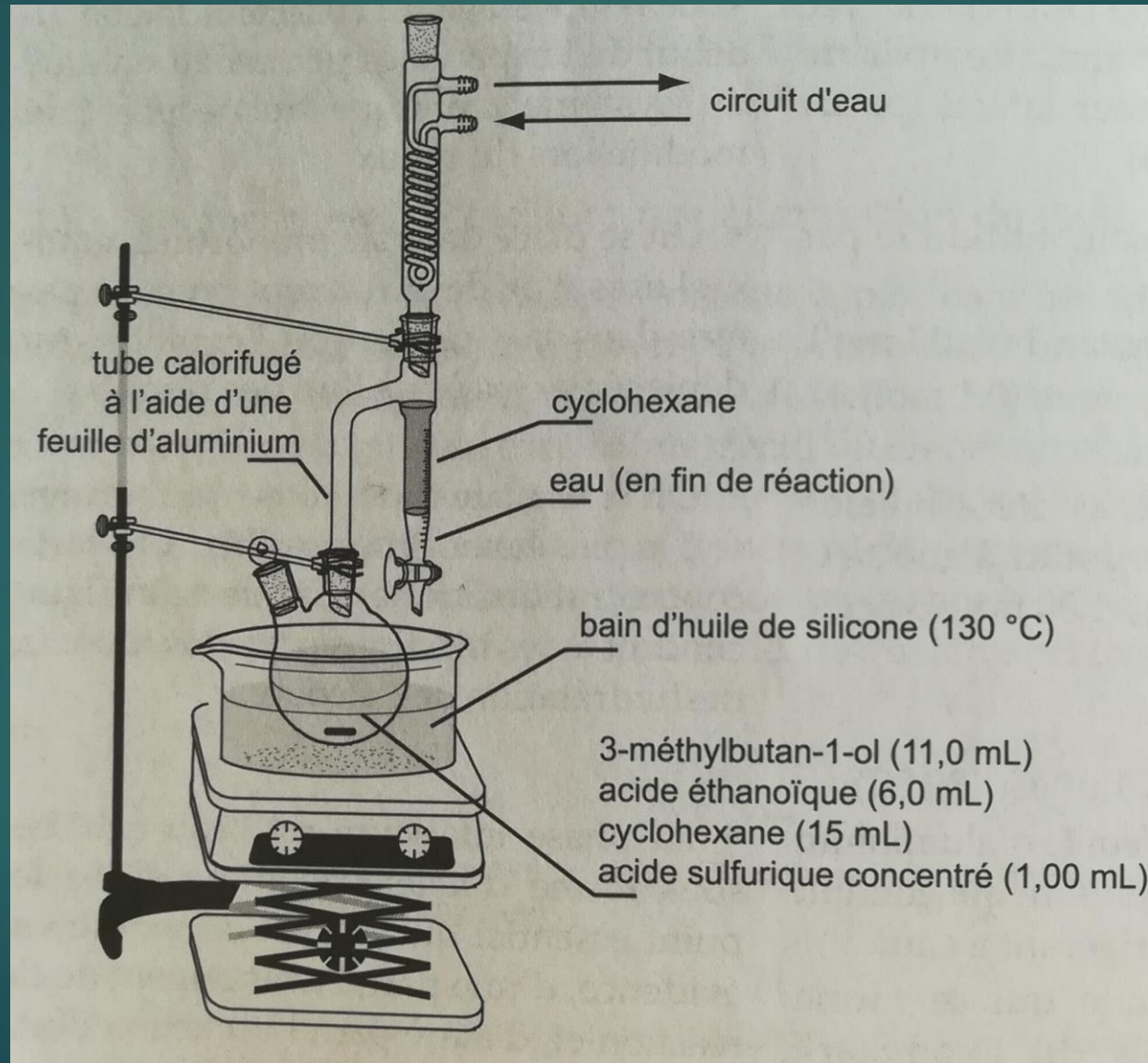
3-méthylbutan-1-ol
(alcool isoamylique)

Éthanoate d'isoamyle

Eau

III. c) Influence d'un constituant

10



Synthèse de l'éthanoate d'isoamyle avec un procédé Daen Srak

Conclusion

Bibliographie :

- Chimie MP/PT - J'intègre Tout-en-un – DUNOD
- Compétences prépas Chimie MP/PT, Pierre Grécias, Lavoisier
- Article « Etude de l'équilibre entre $\text{NO}_2(\text{g})$ et $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ », BUP 2005
- La chimie expérimentale, tome 2, chimie organique et minérale, DUNOD