

LC 20 Titre : Détermination des constantes d'équilibre

Présentée par :

Correcteur :

date :

## Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
<del>[1] Danielle CACHAU HEREILLAT. Des expériences de la famille Réd-Ox. de Boeck, 2007. Non disponible</del>			
[2] Bruno FOSSET, Jean-Bernard BAUDIN et Frédéric LAHITÈTE. Chimie tout-en-un PCSI. Dunod, 2016.			
[3] Bruno FOSSET et al. Chimie physique expérimentale. Hermann, 2006.			
[4] Jean-François Le MARÉCHAL et Bénédicte NOWAK-LECLERCQ. La chimie expérimentale. Chimie générale. Dunod, 2004.			
<del>[5] Tristan RIBEYRE. Chimie PC/PC*. de Boeck, 2014. Non disponible</del>			

Plan détaillé
<p><u>Niveau choisi pour la leçon</u> : CPGE (PSI)</p> <div> <div>Remarques</div> <ul style="list-style-type: none"> <li>— Le rapport 2015 précise bien que dans cette leçon sont attendues l'électrode en verre (pour le pH) et la cellule conductimétrique (bien qu'il ne s'agisse pas réellement d'un capteur électrochimique...). Une façon de régler le problème est de définir un capteur électrochimique comme un capteur qui mesure une grandeur électrique pour remonter à une grandeur chimique.</li> <li>— C'est une leçon de filière technique : il faut insister sur les <i>capteurs</i> eux-mêmes, comment ils sont construits.</li> </ul> </div> <p>Remarque : Relire qq pages de la fiche 8 du livre de A-S avant la leçon, électrode de première espèce, etc p. 55-62 [3]</p>

Le plan se base sur celui de Jules

Prérequis :

Thermochimie (enthalpie libre de réaction, potentiels chimiques)

Électrochimie (piles, travail électrique)

Réaction acidobasique

Réactions d'oxydo réduction

Titration

- I- Expression de la constante d'équilibre**
- II- Détermination à partir de l'enthalpie libre standard de réaction**
- III- Détermination par mesure de quotients réactionnels**
- IV- Variation avec la température**

**Introduction**

Ce cours se situe après avoir vu la thermochimie (on a électrocinétique en prérequis, et permet de lier la thermochimie et l'électrochimie avec ce qui a été vu avant).

La connaissance des constantes d'équilibre est importante pour savoir si une réaction est possible dans des conditions données. De même la connaissance de la composition du système à l'équilibre est importante pour prévoir la rentabilité dans le milieu industriel.

**I) Expression de la constante d'équilibre (5 min)**

**Hypothèse : T et P cte (IMP !!!!)**

**Rappeler que G est une fonction d'état.**

*(rq, en pratique la réaction est monotherme où si elle ne l'est pas on passe d'abord par une réaction monotherme. On a le droit car on travaille sur des fonctions d'état !)*

$K^\circ$  ne dépend que de la température.

Sachant que :  $\Delta_r G = \sum_i \nu_i \mu_i$  et  $\mu_i = \mu_i^\circ(T) + RT \ln(a_i)$ ,  $a_i$  l'activité du constituant  $i$ , on obtient :

$$\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln(Q_r) = RT \ln\left(\frac{Q_r}{K^\circ}\right)$$

De plus, l'équilibre est caractérisé par  $\Delta_r G = 0$

**Définition thermochimique de la constante d'équilibre  $K^\circ$  :  $\Delta_r G^\circ = -RT \ln(K^\circ)$**

donc

**Loi de Guldberg et Waage :**

$$K^\circ = Q_{r,eq} = \prod_i (a_{i,eq})^{\nu_i}$$

Cela trace la voie de cette leçon :

- Soit on a accès directement à  $\Delta_r G^\circ$ , on le mesure et on déduit  $K^\circ$
- Soit on a accès aux activités à l'équilibre (donc dans le cadre de la chimie des solutions, aux concentrations), et on les utilise pour mesurer  $Q_{r,eq}$

*Transition : commençons par déterminer  $K^\circ$  via  $\Delta_r G^\circ$*

## 1 Expression de la constante d'équilibre

- Hypothèse : on se place à T et P constant
- On a donc  $\Delta G = \Delta_r G d\xi$

1

- 
- A l'équilibre, on a donc  $\Delta_r G = 0$
  - On peut exprimer  $\Delta_r G$  à partir des potentiels chimiques :  
★  $\Delta_r G d\xi = \sum_i \mu_i dn_i = \sum_i \mu_i \nu_i d\xi$

A noter que  $dG = -Sdt + PdV + \text{SOMME}(\mu_i^* dn_i)$  (voir début du livre de PC de dunod). On définit nu comme  $dn/d\xi$ . Ceci lie simplement l'enthalpie standard de réaction avec les potentiels. Ensuite utiliser référence [5] qui suit en remplaçant -l'affinité par l'enthalpie libre standard de réaction. Arriver ainsi à la loi d'action des masses.

Reference : [5 p. 191-193]

## II.1 Expression de l'affinité chimique

L'affinité chimique est reliée aux potentiels chimiques des différentes espèces impliquées dans l'équilibre étudié par :

$$\mathcal{A} = - \sum_{i=1}^N \nu_i \mu_i$$

Or dans le chapitre 3 nous avons formulé une expression unitaire pour le potentiel chimique :

$$\mu_i(T, P, \text{compo.}) = \mu_i^\circ(T) + RT \ln(a_i)$$

Éléments sous c

avec  $\mu_i^\circ(T)$  le potentiel chimique standard et  $a_i$  l'activité du constituant, dont l'expression dépend de l'état physique. Dans le cas des espèces en solution, l'état de référence utilisé est le soluté à la concentration de  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , mais se comportant comme dans une solution infiniment diluée, à la pression standard, ce qui justifie la notation  $\mu_i^{\circ, \infty}(T)$ . Toutefois par souci de simplicité il sera noté par la suite  $\mu_i^\circ(T)$  comme pour les gaz ou phases condensées en mélange ou pures.

Nous pouvons en déduire une nouvelle expression de l'affinité chimique :

$$\mathcal{A} = - \sum_{i=1}^N \nu_i \mu_i$$

$$\begin{aligned}
 \mathcal{A} &= - \sum_{i=1}^N \nu_i \mu_i \\
 &= - \sum_{i=1}^N \nu_i (\mu_i^\circ(T) + RT \ln(a_i)) \\
 &= - \sum_{i=1}^N \nu_i \mu_i^\circ(T) - \sum_{i=1}^N \nu_i RT \ln(a_i) \\
 &= - \sum_{i=1}^N \nu_i \mu_i^\circ(T) - RT \sum_{i=1}^N \nu_i \ln(a_i) \\
 &= - \sum_{i=1}^N \nu_i \mu_i^\circ(T) - RT \sum_{i=1}^N \ln(a_i^{\nu_i}) \\
 &= - \sum_{i=1}^N \nu_i \mu_i^\circ(T) - RT \ln \left( \prod_{i=1}^N a_i^{\nu_i} \right)
 \end{aligned}$$

Le premier terme  $-\sum_{i=1}^N \nu_i \mu_i^\circ(T)$  est noté  $\mathcal{A}^\circ$ , de manière cohérente avec le passage de  $\mu_i$  à  $\mu_i^\circ$ .

Le terme  $\prod_{i=1}^N a_i^{\nu_i}$  est appelé **quotient réactionnel**, et est noté  $Q_r$ .

***Attention ! Certains auteurs notent simplement  $Q$  le quotient réactionnel. Il ne faut alors pas le confondre avec le transfert thermique.***

L'affinité chimique s'écrit donc :

$$\mathcal{A} = \mathcal{A}^\circ - RT \ln(Q_r)$$

$\mathcal{A}^\circ$  est un terme dépendant seulement de la température, et  $Q_r$  un terme de composition.

**Idee essentielle**

L'affinité chimique  $\mathcal{A}$  est la somme de deux termes :

- Un terme  $\mathcal{A}^\circ$  ne dépendant que de la température, qui s'exprime à l'aide des potentiels chimiques standard et qui contient l'information sur la stabilité de chaque espèce,
- Un terme  $-RT \ln(Q_r)$  qui fait intervenir un terme  $Q_r$  de composition du milieu, appelé quotient réactionnel.

## II.2 Quotient de réaction et constante d'équilibre

L'affinité chimique est nulle à l'équilibre thermodynamique, d'après le critère d'évolution et d'équilibre énoncé précédemment. Nous en déduisons :

$$\mathcal{A}^\circ = RT \ln(Q_{r,eq})$$

où  $Q_{r,eq}$  est la valeur du quotient réactionnel à l'équilibre. Nous pouvons remarquer que cette valeur ne dépend que de la température, puisque l'affinité chimique standard  $\mathcal{A}^\circ$  ne dépend que de la température par construction. Cette grandeur est appelée **constante d'équilibre thermodynamique**, ou plus simplement **constante d'équilibre** ou **constante thermodynamique**, et est notée  $K^\circ(T)$ .

D'après l'expression du quotient réactionnel fournie précédemment, nous pouvons en déduire l'expression de la constante d'équilibre :

$$K^\circ(T) = Q_{r,eq} = \prod_{i=1}^N a_{i,eq}^{\nu_i}$$

Cette relation est parfois appelée **loi d'action des masses** ou **relation de Guldberg et Waage**. Elle indique que quel que soit l'état initial, le produit  $\prod_{i=1}^N a_{i,eq}^{\nu_i}$  prend toujours la même valeur pour un équilibre donné à une température donnée.

La valeur de la constante d'équilibre peut être déterminée d'après sa définition :

## II Détermination de la cte d'équilibre à partir de l'enthalpie libre standard de réaction

Dans cette partie on détermine  $K^\circ$  par la mesure de  $\Delta_r G^\circ$ .

Pour cela on considère un système électrochimique à travers la pile de Daniell :

### **Diapo : Schéma de la pile**

La pile de Daniell est constituée de deux demi-pile dont les électrodes sont reliées par un circuit électrique contenant un voltmètre et les solutions aqueuses par un pont salin.

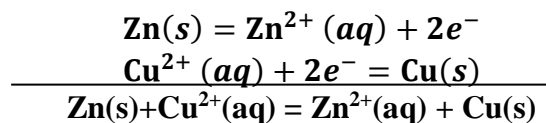
⌘ La demi-pile de gauche a pour couple Red-Ox ( $\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}$ ), elle est constituée d'une solution aqueuse de sulfate de zinc ( $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ) dans laquelle plonge une électrode de zinc.

⌘ La demi-pile de droite a pour couple Red-Ox ( $\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}$ ), elle est constituée d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ) dans laquelle plonge une électrode de cuivre.

Expérience 1 : Force électromotrice de la pile de Daniell [1] p. 217 non dispo

- En préparation mettre quelques gouttes d'acide sulfurique dans chaque compartiment pour éviter la formation d'hydroxyde
- Devant le jury : Montage sur la paillasse, les électrodes ne sont pas reliées (on mesure la tension à vide)

La réaction globale est l'association des deux demi-réactions :



On a vu en thermodynamique, en utilisant le premier principe et le travail électrique dans un cas réversible, que pour une réaction d'oxydoréduction : (analogie entre la loi de Nernst et la def de  $\Delta_r G$  en fonction de  $Q_r$ )

$$\Delta_r G = -n F e = -n F (E_+ - E_-) \text{ (voir p. 7 et 8 cours électrochimie)}$$

où  $e$  est la force électromotrice au borne de la pile ( $e = E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) - E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+})$ ) et  $n$  le nb d' $e^-$  échangé lors de la réaction = 2 ici.

$$\text{Ainsi } \Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln(Q_r) = -2 F e^\circ + RT \ln(Q_r)$$

Or pour la pile de Daniel les solutions d'ions Zn et Cu ont la même concentration. Donc on a  $Q_r = 1$  (les deux solutions ont la même concentration) au début du fonctionnement, donc  $e = e^\circ = \frac{RT}{2F} \ln(K^\circ)$

Expérience 1 : Force électromotrice de la pile de Daniell [1 p. 217] non dispo.

- Devant le jury : Brancher les électrodes à un voltmètre et mesurer la fém., on s'attend à  $1,1 \text{ V} = E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) - E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+})$
- Devant le jury : Déterminer  $K^\circ$

<https://youtu.be/dFdxfeuXPQ8?t=123> montrer la vidéo. Les solutions sont légèrement acides du à l'acide sulfurique. Selon le Ph il vaut mieux utiliser des gants. Il faudrait accrocher les béchers pour éviter les accidents à une potence. Montrer la Fem mesurée au voltmètre. Incertitudes : lecture voltmètre et concentrations initiales.

On déduit  $K$  standard :  $3,3 \cdot 10^{36}$ .  $K \gg 1$  on a une réaction totale.

*Transition : Avoir accès à l'enthalpie libre de réaction n'est pas toujours facile. L'autre méthode, et la plus accessible au fond, consiste à mesurer  $Q_{r,eq}$*

### III- Détermination par mesure de quotients réactionnels

Nous allons étudier déterminer les constantes d'équilibre de l'acide benzoïque.  **$\text{PhCOOH(s)} \rightarrow \text{PhCOOH(aq)}$**  qui est un conservateur alimentaire et est solide à température ambiante.

Plus précisément nous allons déterminer la constante de solubilité et le  $pK_a$  de l'acide benzoïque.

Or. pour déterminer le quotient réactionnel, il faut mesurer les concentrations des espèces.

Pour déterminer des concentrations en solution nous pouvons par exemple faire un titrage. Nous allons donc déterminer la constante d'acidité de l'acide benzoïque avec un titrage par suivi pHmétrique.

### III.1) Détermination d'une constante d'acidité par titrage pHmétrique

**Quelle constante d'équilibre déterminer en premier n'est pas clair. Peut être il faut faire l'inverse de ce qui est proposé ici. Adapter selon les besoins.**

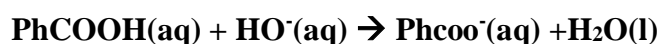
On commence par préparer une solution contenant de l'acide benzoïque. Idéalement, on aurait préparée une solution aqueuse saturée en acide benzoïque, c'est-à-dire qu'il reste de l'acide benzoïque solide qui ne peut plus se dissoudre.

- En préparation : dans bain thermostaté à 25°C, mettre un bécher de 100 mL d'eau et ajouter un excès d'acide benzoïque. **Attendre 30 min minimum**
- Pour prélever la solution saturée, mettre un papier filtre plissé au bout de la pipette jaugée.
- Devant le jury : Titrage colorimétrique avec BBT. (zone virage PH=6-8) (mettre papier avec une croix en dessous): Solution titrante de soude à 0,1mol/L
- 

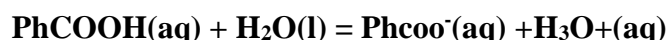
Nous prélevons le surnageant de la solution saturée, on le filtre et on le place dans un autre bécher pour le titrer.

Nous allons à la place utiliser un logiciel de simulation de dosages et comme acide simulée l'acide éthanique (vinaigre) :

[https://physique-chimie.discip.ac-caen.fr/IMG/html/dosage\\_titrage.html](https://physique-chimie.discip.ac-caen.fr/IMG/html/dosage_titrage.html) La réaction support est du dosage qu'on aurait eu avec l'acide benzoïque est:



Nous voulons constante d'acidité qui correspond à la réaction :



Si on écrit le quotient de réaction à l'équilibre nous trouvons (écrire le Qeq d'abord).

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{PhCOO}^-]}{[\text{PhCOOH}]},$$

**Rq : Il manque les (eq) dans la formule ci-dessus !~**

❖ **pH** relié à la concentration en  $\text{H}_3\text{O}^+$  par : **pH=log ([H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]/C°)** et pour un couple acide/base comme PhCOOH/PhCOO<sup>-</sup>.

A l'équivalence, nous n'avons plus que des ions benzoate. Donc à la demi-équivalence, nous avons égalité des concentrations entre les ions benzoate et l'acide benzoïque. Alors on a l'égalité :



$\text{pH} = \text{pK}_a$ .

On détermine l'équivalence par la méthode de la dérivée ce qui nous permet de trouver la demi équivalence ( $\text{pK}_a$  de 4,8 pour acide éthanique). (click droit sur la courbe pour afficher le réticule)

Expérience 2 bis : Détermination du  $\text{pK}_a$  de l'acide benzoïque

- Avec la courbe de pH-métrie établie en préparation, repérer le pH à la demi-équivalence
- Valeur attendue  $\text{pH} = \text{pK}_a = 4.2$
- Pour que cette méthode fonctionne, il faut qu'il y ait plus d'acide que d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  : cela n'est valide que pour des acides faibles à grande concentration.

Valeur attendue  $\text{pH} = \text{pK}_a = 4.2$  pour l'acide benzoïque à 25 degrés

Alors  $K_a = 10^{-\text{pH}}$

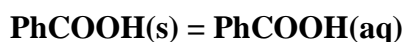
**Attention**, cette égalité est vraie si le pH initial de la solution est suffisamment inférieure au  $\text{pK}_a$ . On prend en général comme règle que  $\text{pH} < \text{pK}_a - 1$  (il faut qu'il y ait plus d'acide que de ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ ). Ceci justifie en partie pourquoi nous partons d'une solution saturée. C'est bien le cas ici !

Or la solution saturée nous permettra aussi de remonter au produit de solubilité de l'acide benzoïque.

### III.2) Détermination d'un produit de solubilité par titrage

En effet, comme nous avons coexistence de l'acide benzoïque solide et aqueux, donc un équilibre.

Ainsi, si la constante de solubilité de l'acide benzoïque correspond à l'équilibre:



On obtient, alors, :  $K_s = Q_{r, \text{eq}} = [\text{PhCOOH(aq)}]_{\text{eq}} / C^\circ$

Or, avec la courbe précédente nous avons déjà déterminée le volume à l'équivalence ce qui nous donne la concentration d'acide benzoïque dans la solution saturée.

Nous pouvons donc écrire directement la valeur de la constante de solubilité

Incertitude, en notant ( $[\text{OH}^-] = C_0$ ) :

$$\Delta K_s = K_s \sqrt{\left(\frac{\Delta C_0}{C_0}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_{\text{eq}}}{V_{\text{eq}}}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_0}{V_0}\right)^2}$$

La valeur tabulée :  $K_s^{\text{tab}} = 0,0205$  à 25°C

Nous avons ici choisi d'utiliser la pH métrie, mais pour déterminer le produit de solubilité d'un solide ionique qui n'aurait pas de caractère acide, par exemple le sel, on pourrait

utiliser un titrage conductimétrique (*réactif titrant nitrate d'argent, ça précipite en chlorure d'argent*).

Ce qui est important est d'avoir un équilibre et accéder aux concentrations des espèces dans cet équilibre.

Nous avons précisé au début de la leçon que une constante d'équilibre ne dépendait que de la température. C'est pour cela que l'on a précisé T dans nos mesures. La question qui se pose est comment change une constante d'équilibre avec la température.

## IV) Variation avec la température

Cette expérience met bien en évidence le fait que  $K_s(T)$  augmente avec la température. De façon général, on a la loi de **Van't Hoff** :

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

L'évolution de  $K^\circ$  avec la température dépend donc du signe de  $\Delta_r H^\circ$ .

[6]

(démontrer ceci, voir [https://en.wikipedia.org/wiki/Van\\_%27t\\_Hoff\\_equation#Equation](https://en.wikipedia.org/wiki/Van_%27t_Hoff_equation#Equation) il faut préciser que nous sommes dans l'approximation d'ellingham avec  $\Delta_r S$  et  $\Delta_r H$  indépendant de T).

Grâce à la loi de Van't Hoff, on peut donc, prédire le sens d'évolution de une constante d'équilibre en fonction du signe de l'enthalpie standard de réaction.

En effet, si une réaction est endothermique, l'enthalpie standard sera positive (système reçoit de l'énergie) de l'extérieur et alors la constante d'équilibre associée sera croissante avec la température.

A contrario, si la réaction est exothermique, le système dégage de l'énergie et alors l'enthalpie standard de réaction sera négative et la constante d'équilibre sera décroissante avec la température.

Vérifions ceci avec l'acide benzoïque.

On pourrait montrer ceci avec l'acide benzoïque et l'utilisation d'un béchere thermostaté. Une nouvelle fois, on ferait un dosage pour déterminer la constante de solubilité à différentes températures en utilisant le même protocole que montré précédemment.

- On pourrait montrer la droite correspondante et remonter à l'enthalpie standard de réaction.  $\Delta_r H^\circ = 22,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$  **Positive réaction endothermique.**

La raison pour laquelle on retrouve souvent du sucre au fond des récipients dans les boissons chaudes quand elles refroidissent est que la constante de solubilité du sucre diminue avec la température. Quand la boisson était chaude on a pu dissoudre le sucre dans la boisson, mais quand elle refroidit, le sucre se recristallise et tombe au fond du récipient.

Finalement on peut parler du calcaire, une des rares réactions de dissolution exothermiques (pour enlever le calcaire, moeux vaut utiliser de l'eau froide). (rq NaOH a aussi une dissolution exothermique)

#### Diapo : solubilité de l'acide benzoïque pour différente température

On va déterminer le  $K_s$  d'une solution d'acide benzoïque à  $10^\circ\text{C}$ , pour cela on va utiliser une solution titrante de soude de concentration  $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ .

Si il y a le tps : On va donc diluer la solution titrante de tout à l'heure

#### Expérience 2 ter : solubilité de l'acide benzoïque en fonction de la température

- En préparation : déterminer  $K_s$  pour  $0^\circ\text{C}$  et  $50^\circ\text{C}$  , penser à rincer la pipette de prélèvement si le solide précipite à l'intérieur, et ajouter de l'eau pour que tout soit bien dissous. → dosage colorimétrique BBT (faire  $10^\circ\text{C}$  si y'a du tps, il sera fait devant le jury)
- Devant le jury : Si il y a le tps faire dilution de la soude à  $0,1 \text{ mol/L}$  pour avoir concentration  $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$  .
- Devant le jury : Prendre un point à basse  $10^\circ\text{C}$  avec titrage colorimétrique au BBT
- Devant le jury : On trace donc  $\ln(K_s) = f(1/T)$  , en utilisant le point à  $T_{\text{amb}}$  et en ajoutant un point à faible température

Dans l'approximation d'Ellingham :

$$\ln K^\circ = -\frac{\Delta_r H^\circ}{RT} + \frac{\Delta_r S^\circ}{R}.$$

- Déterminer  $\Delta_r H^\circ$  , valeur expérimentale du livre  $\Delta_r H^\circ = 22,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- **Incertitude**

Rq. Savoir que on a aussi la loi d'harrenius qui ressemble beaucoup en cinétique, par contre l'énergie d'activation et l'enthalpie standard de réaction ne sont pas directement liées.

**Conclusion :** Au cours de cette leçon on a déterminé les constantes d'équilibre des reactions d'oxydo-réduction, acide-base et dissolution. Il est très important de comprendre que ces constantes ne dependent que de la température. Or une constante d'équilibre nous renseigne sur l'équilibre final qui est important en industrie, pas sur le temps que vas nous prendre d'arriver à cet équilibre ce qui est aussi très important pour estimer le cout et optimiser les réactions chimiques.

L'étude de la cinétique chimique est aussi d'une grande importance et la combinaison de la cinétique et de la thermodynamique que nous avons vu aujourd'hui permet l'optimisation des réactions chimiques.

--

--

Questions posées
------------------

--

Commentaires
--------------

--

**Expérience 1 - Titre :** Synthèse de la caséine

**Référence complète :** <http://www.slampert.com/Activites%20pedagogiques/TPONC2.pdf>

Équation chimique et but de la manip :

Extraction de la caséine du lait par précipitation

**Modification par rapport au mode opératoire décrit :**

Ajout de 10 mL d'acide acétique glacial dilué dix fois (grossièrement).

Simple lavage sur Büchner à l'eau distillée

**Phase présentée au jury :** Synthèse dans le lait, présentation du produit séché en préparation.

Commentaire éventuel : Ne pas faire le rendement massique.

On trouve une concentration énorme par rapport à la valeur tabulée ( il n'y a pas que la caséine qui précipite+ certainement encore de l'eau malgré passage à l'étuve).

Durée de la manip : 1 minute

**Expérience 2 - Titre :** Synthèse d'un polymère, le polystyrène, par polyaddition

**Référence complète :** : JFLM 2 Chimie organique expérimentale p 105 (premier protocole, pas celui dans l'agar-agar)  
[http://toulouse.udppc.asso.fr/images/pdf/Cahier\\_de\\_laboratoire\\_ONC\\_2013.pdf](http://toulouse.udppc.asso.fr/images/pdf/Cahier_de_laboratoire_ONC_2013.pdf)

Équation chimique et but de la manip : Synthèse d'un polymère, le polystyrène, par polyaddition.

**Modification par rapport au mode opératoire décrit :**

Montage avec un ballon tricol sur lequel on monte un réfrigérant à air (pour ne pas perdre les vapeurs de styrène lors de la phase d'ébullition). Ampoule de coulée avec 10 mL de toluène et un thermomètre (Température maintenue autour de 80°C )

Commentaire éventuel : -Ne pas trop chauffer le ballon, sinon le styrène colle au fond du ballon

- **Bien laver le styrène avant de faire la synthèse (protocole olympiades)**

Durée de la manip : 8 min

**Expérience 3 - Titre :** Polycondensation du Nylon

**Référence complète :** Le maréchal, La chimie expérimentale 2 chimie organique p. 117

Équation chimique et but de la manip : Synthétiser du Nylon, voir le livre pour détails et surtout voir fiche pour modifications.

Modification par rapport  
au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury :

Durée de la manip :

**Expérience 4 - Titre :**

**Référence complète :**

Équation chimique et but de la manip :

Modification par rapport  
au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury :

Durée de la manip :

**Expérience 5 - Titre :**

**Référence complète :**

Équation chimique et but de la manip :

Modification par rapport  
au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury :

Durée de la manip :

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

**Question posée :**

**Réponse proposée :**

**Commentaires du correcteur :**