

LC 22 Titre : Evolution et équilibre chimique

Présentée par : Margot Lepagnol

Correcteur : Hugo

Date : 14 / 01 / 21

## Compte-rendu de leçon de chimie correcteur

### Rappels de définitions, concepts à aborder lors de la leçon :

Lors de la présentation des potentiels thermodynamiques, donc de l'enthalpie libre dans le cadre de cette leçon, il est important de préciser les hypothèses réalisées (isotherme isobare), et il peut être pertinent de noter que dans d'autres conditions on n'utilise pas la même grandeur comme potentiel.

Il faut également présenter le critère d'évolution (avec les mêmes hypothèses) dans cette leçon.

L'avancement doit également être évoqué dans cette leçon, ainsi que son utilisation pour la description des systèmes chimiques.

L'étude de différents paramètres sur l'équilibre chimique (pression, température, composition) est aussi amenée à être faite. Les lois de Van't Hoff et de Le Chatelier sont incontournables.

Ici la variance a également été décrite. Ce concept n'a pas été abordé les années précédentes, mais est en effet pertinent au vu du titre et des programmes, les retours jusqu'à présent n'en ont pas fait mention.

### Avis sur le plan proposé, choix des exemples et des expériences :

Plan proposé :

→ Expérience  $2 \text{ NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$  à différentes températures

#### I. Caractérisation d'un équilibre

1) Evolution du système

2) Constante d'équilibre

→ Détermination pKa par titrage pH-métrique, ajout de points et exploitation de courbe

#### II. Déplacement d'équilibre

1) Variance

2) Température

→ Retour sur l'expérience montrée en introduction

3) Pression

→  $2 \text{ NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$  à différentes pressions

Le plan convient très bien. Néanmoins, si cela est possible, équilibrer les deux parties au niveau du temps serait préférable. Ici la deuxième partie a commencé au bout de 30 minutes.

Montrer une expérience en introduction est tout à fait faisable, mais il faut alors y faire très attention. L'introduction ne peut pas durer trop longtemps et doit balayer plus qu'une expérience, mais l'expérience doit correctement être présentée et exploitée, le discours doit donc être clair et concis.

Il est possible également de montrer une expérience avec un Dean-Stark, qui s'intègre très bien dans cette leçon, c'est à vous de voir selon votre aisance en terme de temps. Attention simplement aux possibles questions sur le caractère « hors-équilibre » du milieu pendant cette manipulation. Mais même si l'équilibre n'est pas toujours établi pendant l'expérience, il l'est initialement et à la fin et permet parfaitement d'illustrer une méthode de déplacement.

### **Remarques sur des points spécifiques de la leçon :**

Les leçons de thermodynamique demandent une grande rigueur pour le vocabulaire et les équations (hypothèses etc.)

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

Expérience 1 :  $2 \text{ NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$  à différentes pressions / températures

Pour montrer différentes pressions, l'expérience est réalisée en appuyant rapidement sur la seringue (le gaz semble alors devenir plus « foncé » par simple effet de concentration) pour voir l'équilibre s'établir (le gaz s'éclaircit alors car l'équilibre est déplacé vers la formation de  $\text{N}_2\text{O}_4$ ).

C'est le volume qui est modifié et pas la pression directement ! En soit on ne peut pas réellement prouver que la température n'est pas également affectée.

Ici des photos avaient été prises, ce qui est une bonne idée pour montrer le résultat, qui est parfois dur à visualiser. Néanmoins, si le contraste est différent sur les deux photos cela peut être compliqué à montrer, un film pourrait être plus approprié.

Expérience 2 : Détermination de pKa par dosage pH-métrique

La manipulation est tout à fait adaptée. Elle est également quantitative (il est important d'avoir au moins une expérience quantitative en leçon de chimie).

La relation  $\text{pH} = \text{pKa}$  à la demi-équivalence n'est pas toujours vraie, si le milieu est trop dilué elle peut être mise en défaut. Cela ne devrait pas être le cas ici, mais il faut faire attention au discours et savoir répondre aux questions correspondantes.

Il est important de réfléchir aux incertitudes pour les manipulations quantitatives.

## **Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté :**

### Question posée :

Vous constatez, lors d'une surveillance d'épreuve du bac, une fraude. Selon vous, est-ce une rupture d'égalité entre les élèves ? Comment procéderiez-vous ?

### Éléments de réponse : (cf. CR LC14 2019-2020 Clément Guibert)

Voici quelques informations glanées sur des sites institutionnels et permettant de fournir une réponse assez complète à la question.

En cas de flagrant délit de fraude ou tentative de fraude, le surveillant de salle la fait cesser. Il n'empêche pas le candidat de poursuivre l'épreuve, mais saisit les pièces ou matériels qui permettront d'établir ultérieurement la réalité des faits (smartphone, document papiers...). Il rédige un procès-verbal, signé par le ou les autres surveillants et le ou les auteurs des faits.

Le chef de centre peut dans certains cas décider l'expulsion immédiate du candidat (substitution de personne ou candidat qui perturbe l'épreuve).

Le procès-verbal est transmis au recteur qui saisit la commission de discipline du bac.

Jusqu'à la décision de la commission, le candidat ne peut ni obtenir les résultats de son examen ni s'inscrire dans un établissement public d'enseignement supérieur.

Il est convoqué au moins 10 jours avant la réunion de la commission, par lettre recommandée avec accusé de réception.

La convocation :

- comporte l'énoncé des faits reprochés,
- lui indique qu'il peut présenter des observations (écrites ou orales),
- et l'informe qu'il peut être assisté ou représenté.

L'audience n'est pas publique et se tient même si le candidat est absent. La commission prononce une relaxe ou une sanction disciplinaire.

Les cas suivants constituent une fraude ou tentative de fraude :

- la communication entre les candidats pendant les épreuves ;
- l'utilisation d'informations ou de documents non autorisés lors des épreuves ;
- l'utilisation de documents personnels, notamment les anti-sèches, ou de moyens de communication (téléphones portables, assistants personnels de type Palm Pilot, etc.) ;
- la présence d'un téléphone portable sur la table d'examen ou dans la main d'un candidat
- la substitution d'identité lors du déroulement des épreuves ;
- tout faux et usage de faux d'un document délivré par l'administration (falsification de relevé de notes ou de diplôme, falsification de pièce d'identité...).
- diffusion et communication de documents confidentiels comme les sujets d'examens par exemple.
- vol et recel de documents administratifs (exemple : sujets)
- corruption ou tentative de corruption d'un agent de la fonction publique en vue d'obtenir des documents confidentiels.

Cette liste n'est pas exhaustive.

La politique à l'égard des téléphones portables et des smartphones s'est considérablement durcie ces dernières années. Il est ainsi vivement recommandé aux candidats de se munir d'une montre le jour des épreuves, car, en aucun cas, le téléphone portable ne peut être utilisé comme montre.

Deux types de sanctions peuvent être appliqués :

#### Les sanctions administratives

La commission peut décider, selon les cas :

- un blâme,
- la privation de toute mention au diplôme,
- l'interdiction de participer à tout examen de l'Éducation nationale pendant 5 ans au maximum (bac ou post-bac),
- l'interdiction de s'inscrire dans un établissement public du supérieur (temporairement ou définitivement),
- l'interdiction définitive de passer tout examen de titre ou diplôme délivré par un établissement public du supérieur et de s'y inscrire.

La sanction s'accompagne de l'annulation de l'épreuve pendant laquelle s'est déroulé la fraude pour le candidat (il aura alors la note de 0).

Selon les cas, la commission peut aussi prononcer la nullité de l'examen pour ce candidat.

Toute sanction peut être inscrite au livret scolaire

N.B. : le candidat peut faire appel de la décision en saisissant le tribunal administratif.

#### Les sanctions pénales

Les fraudes commises dans les examens et les concours publics constituent un délit et sont réprimées par le Code pénal.

- La substitution d'identité lors du déroulement des épreuves peut entraîner des sanctions pénales : peine d'emprisonnement et amende pouvant aller jusqu'à 45 000 euros selon les cas.

- L'usurpation d'identité dans un document administratif ou dans un document authentique est punie de 6 mois d'emprisonnement et de 7500 euros d'amende.

- Enfin, tout faux et usage de faux d'un document délivré par l'administration sont punis de 5 ans

d'emprisonnement et de 75 000 euros d'amende.

Les textes en vigueur concernant les fraudes aux examens et concours publics sont les suivants :

- Loi du 23 décembre 1901 réprimant les fraudes dans les examens et concours publics.
- Arrêté du 19 mai 1950 relatif aux fraudes aux examens et concours de l'enseignement technique.
- Code pénal, notamment les articles 313-1, 313-3, 441-1, 433-19, 441-2.

### **Propositions de manipulations - Bibliographie :**

- Toute expérience avec un Dean-Stark
- Thermochromie du cuivre
- Influence du pH sur la précipitation de  $\text{Al}(\text{OH})_3$

LC22 Evolution et équilibre chimique

Présentée par : Margot Lepagnol

Correcteur : Hugo Bessone

date : 14/01/21

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Tout-en-un PC/PC*Chimie		Dunod	
BUP n°879 (1)	Johann JÉZÉQUEL Hélène MONIN-SOYER Gérard DUPUIS	2005	
Des expériences de la famille acide-base	Danielle CACHAU-HEREILLAT	De Boeck	

Plan détaillé
<p><u>Niveau choisi pour la leçon</u> : CPGE</p> <p><u>Pré requis</u> : • 1<sup>er</sup> et 2<sup>nd</sup> principe de la thermodynamique</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• Potentiel chimique</li><li>• Avancement</li><li>• Acide/Base</li></ul>

## Plan :

### Introduction

#### 1. Caractérisation de l'équilibre

##### 1.1 Evolution du système

##### 1.2 Constante d'équilibre

#### 2. Déplacement d'équilibre

##### 2.1 Variance

##### 2.2 Influence de la température

##### 2.3 Influence de la pression

### Conclusion

### Introduction

Définition équilibre chimique : Résultat de deux réactions chimiques simultanées dont les effets s'annulent mutuellement.

Expérience n°1 : équilibre de la réaction  $NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$  et influence de T

Cette expérience illustre que l'on atteint un équilibre à travers l'établissement d'une couleur homogène et le déplacement de l'équilibre chimique par changement de cette couleur lors du changement de température.

#### 1. Caractérisation de l'équilibre

Dans toute la leçon on fait les hypothèses suivantes :

- Le système étudié est fermé
- On considère les transformations isobares et isothermes
- On se place à l'équilibre thermodynamique

##### 1.1 Evolution du système

Pour étudier l'équilibre on utilise la fonction d'état  $G$ , nommée enthalpie libre. C'est un potentiel chimique.

Définition de  $G$  :

$$G = H - TS = U + PV - TS$$

On peut écrire

$$\begin{aligned}dG &= dU + PdV + VdP - TdS - SdT \\dG &= TdS - PdV + PdV + VdP - TdS - SdT \\dG &= VdP - SdT\end{aligned}$$

C'est la relation de Gibbs.

Si on considère maintenant le cas d'une réaction chimique,  $G$  dépend également de la constitution du milieu réactionnel via l'avancement  $\xi$ .

Donc

$$G = G(T, P, \xi)$$

Comme l'enthalpie libre est une fonction d'état, on peut écrire une différentielle totale exacte :

### Différentielle totale exacte

Avec l'avancement :

$$dG = \frac{\partial G}{\partial T_{P,\xi}} dT + \frac{\partial G}{\partial P_{T,\xi}} dP + \Delta_r G d\xi$$

avec  $\frac{\partial G}{\partial \xi_{P,T}} = \Delta_r G$

Enthalpie libre de réaction

Avec les quantités de matière :

$$dG = \frac{\partial G}{\partial T_{P,n_i}} dT + \frac{\partial G}{\partial P_{T,n_i}} dP + \sum_i \mu_i dn_i$$

avec  $\frac{\partial G}{\partial n_{iP,T}} = \mu_i$

Potentiel chimique

On peut écrire par identification la relation :

$$\Delta_r G d\xi = \sum_i \mu_i dn_i$$

Appliquons maintenant les principes de la thermodynamique à notre système :

• Premier principe :

$dU = \delta Q + \delta W$  avec  $\delta W = -PdV$  (on considère qu'il n'y a que le travail des forces de pression)

• Second principe :

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}$$

$$\Rightarrow \delta Q \leq TdS$$

$$\Rightarrow dU + PdV - TdS \leq 0 \text{ d'après le premier principe}$$

$$\text{Or } dU = TdS - PdV + \sum_i \mu_i dn_i$$

$$\text{Donc finalement } \sum_i \mu_i dn_i \leq 0$$

Avec ce qu'on a montré précédemment on obtient le **critère d'évolution du système**

$$\Delta_r G d\xi \leq 0$$

Avec le signe de  $\Delta_r G$  on peut caractériser l'évolution de la réaction :

- Si  $\Delta_r G < 0$  alors  $d\xi > 0$  on favorise la formation des produits (sens 1)
- Si  $\Delta_r G > 0$  alors  $d\xi < 0$  on favorise la formation des réactifs (sens 2)
- Si  $\Delta_r G = 0$  on est dans le cas d'un équilibre réversible

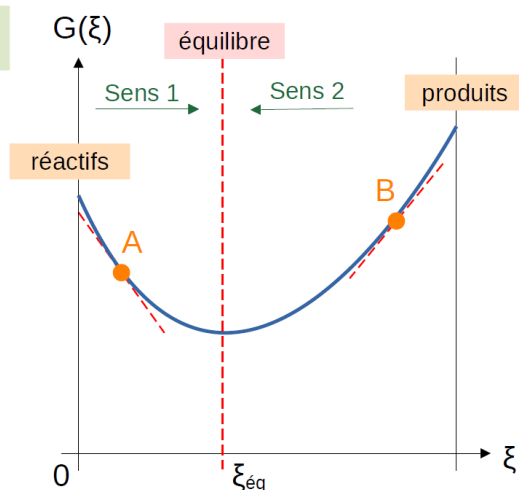
## Critère d'évolution

Au point A,  
à T et P constantes :

$$\Delta_r G = \frac{\partial G}{\partial \xi} < 0$$

Au point B,  
à T et P constantes :

$$\Delta_r G = \frac{\partial G}{\partial \xi} > 0$$



### 1.2 Constante d'équilibre

Rappel :  $\mu_i(P, T) = \mu_i^0(T) + RT \ln(a_i)$

Comme  $\Delta_r G d\xi = \sum_i \mu_i dn_i$  et  $d\xi = \frac{dn_i}{\nu_i}$

$$\begin{aligned} \Delta_r G &= \sum_i \nu_i \mu_i \\ \Rightarrow \Delta_r G &= \sum_i \nu_i (\mu_i^0 + RT \ln(a_i)) \\ \Rightarrow \Delta_r G &= \sum_i \nu_i \mu_i^0 + RT \sum_i \nu_i \ln(a_i) \\ \Rightarrow \Delta_r G &= \Delta_r G_0 + RT \ln \left( \prod_i a_i^{\nu_i} \right) \end{aligned}$$

On reconnait le quotient de réaction  $Q = \prod_i a_i^{\nu_i}$

A l'équilibre, on définit  $K = Q_{\text{eq}} = \prod_i a_{i,\text{eq}}^{\nu_i}$  la constante d'équilibre du système.

On a alors à l'équilibre  $\Delta_r G = \Delta_r G_0 + RT \ln(K) = 0$

$\Rightarrow K = \exp \left( \frac{-\Delta_r G_0}{RT} \right)$  avec  $K$  sans dimension et ne dépendant que de  $T$

$K$  permet de définir la position de l'équilibre. Si  $K \gg 1$ , alors l'équilibre est en faveur des produits et la réaction est quasi-totale ou totale. Si  $K \ll 1$ , alors l'équilibre est en faveur des réactifs et la réaction ne se fait quasiment pas.

$K$  permet aussi de prévoir l'évolution d'un système pour des conditions initiales données.

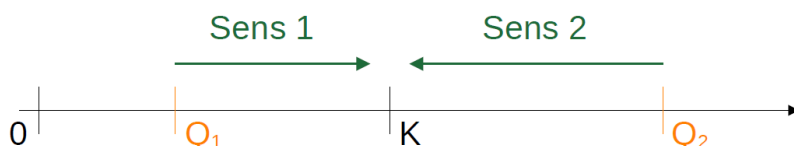


## Quotient de réaction et constante d'équilibre

Hors équilibre :  $\Delta_r G = \Delta_r G^0 + RT \ln(Q) = -RT \ln\left(\frac{K}{Q}\right)$

Donc :  $Q_1 < K \Rightarrow \Delta_r G < 0 \Rightarrow$  **Sens 1**       $Q_1$  augmente jusqu'à K

$Q_2 > K \Rightarrow \Delta_r G > 0 \Rightarrow$  **Sens 2**       $Q_2$  diminue jusqu'à K



La constante d'équilibre peut être définie pour de nombreuses réactions et notamment pour les réactions acido-basiques. On parle de constante d'acidité  $K_a$ .

### Expérience n°2 : détermination du $pK_a$ de l'acide acétique

Pour une dissolution on parle de constante de solubilité  $K_s$ .

Exemple :  $NaCl_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$        $K_s(NaCl \text{ dans l'eau à } 25^\circ C) = 32,98$

Avec la connaissance de  $K_s$  et des conditions initiales on peut savoir s'il y a dissolution ou précipitation.

Après avoir défini l'équilibre, nous allons voir comment le déplacer et quels sont les paramètres qui entrent en jeu.

## 2. Déplacement d'équilibre

### 2.1 Variance

Définition variance : Nombre maximal de paramètres intensifs que l'on peut choisir sans remettre en cause l'existence de l'équilibre thermodynamique du système étudié.

Si l'on modifie les conditions opératoires qui ont permis d'établir un équilibre, mais que les espèces chimiques et les phases présentes sont les mêmes avant et après les modifications, il y a déplacement d'équilibre. Dans le cas contraire il y a rupture d'équilibre.

Formule de la variance :

$$v = c - r - k + 2 - \varphi$$

avec :  $c$  le nombre d'espèces chimiques

$r$  le nombre d'équilibres chimiques indépendants

$k$  le nombre de paramètres imposés par l'opérateur

$\varphi$  le nombre de phases.

Exemple : cas de la réaction  $NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ ,  $\nu = 2$ . On peut donc faire varier deux paramètres sans qu'il y ait rupture d'équilibre, par exemple les pressions partielles en chaque gaz.

## 2.2 Influence de la température

On part de

$$\begin{aligned} K &= \exp\left(\frac{-\Delta_r G_0}{RT}\right) \\ \Rightarrow \ln(K) &= \frac{-\Delta_r G_0}{RT} \\ \Rightarrow \frac{d \ln K}{dT} &= \frac{-1}{R} \frac{d}{dT} \left( \frac{\Delta_r G_0}{T} \right) \end{aligned}$$

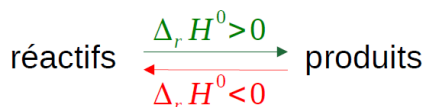
On utilise la relation de Gibbs-Helmholtz

$$\frac{d}{dT} \left( \frac{\Delta_r G_0}{T} \right) = \frac{-\Delta_r H_0}{T^2}$$

Et on obtient la **relation de Van't Hoff**

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta_r H_0}{RT^2}$$

### Influence de la température

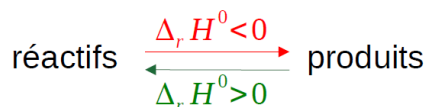


Si on considère le sens 1  
endothermique, alors :

$$\frac{d \ln(K)}{dT} > 0$$

Donc si T augmente, K augmente  
et les produits sont favorisés

Sens 1 **endothermique** favorisé



Si on considère le sens 1  
exothermique, alors :

$$\frac{d \ln(K)}{dT} < 0$$

Donc si T augmente, K diminue  
et les réactifs sont favorisés

Sens 2 **endothermique** favorisé

**Conclusion :** Une élévation de t appliquée à un système fermé en équilibre et maintenu à P constante entraîne un déplacement de l'équilibre dans le sens de la réaction qui à T et P est endothermique.

Retour Expérience n°1 : équilibre de la réaction  $NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$  et influence de T (explication)

## 2.3 Influence de la pression

### Influence de la pression

Pour un mélange gazeux :

$$Q = \prod_{i, \text{gaz}} \left( \frac{P_i}{P^0} \right)^{\nu_i} \times \prod_j a_j^{\nu_j} = \left( \frac{P_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}} P^0} \right)^{\Delta_r \nu_{\text{gaz}}} \times \prod_{i, \text{gaz}} n_{i, \text{gaz}}^{\nu_i} \times cste$$

Loi de Le Châtelier :

$$Q = \left( \frac{P_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}} P^0} \right)^{\Delta_r \nu_{\text{gaz}}} \times cste$$

Avec la Loi de Dalton :  $P_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} P_{\text{tot}}$

$$\text{avec } \Delta_r \nu_{\text{gaz}} = \sum_{i, \text{gaz}} \nu_i$$

**Conclusion :** Une augmentation de pression entraîne un déplacement de l'équilibre dans le sens d'une diminution de volume, c'est-à-dire dans le sens d'une diminution du nombre de moles de gaz.

Expérience n°3 : équilibre de la réaction  $NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$  et influence de P

**Conclusion :** Recap + Ouverture sur le déplacement d'équilibre par dilution des réactifs et des produits.

### Questions posées

- Vous avez mis dans les prérequis acide-base... ?  
→ J'en avais besoin pour mon titrage pH métrique et en général les élèves l'ont déjà vu.
- C'est quoi une réaction chimique ?  
→ Evolution de la composition du système, de la quantité des réactifs et des produits.
- On a vu dans votre leçon un exemple avec le dioxyde d'azote d'une réaction en phase gazeuse, avec le titrage d'une réaction en phase liquide... mais dans la variance il y a écrit qu'il peut y avoir plusieurs phases. Dans cette définition, le changement d'état est-il considéré comme une réaction chimique ?  
→ Oui.
- Comment sait-on que l'équilibre est atteint dans l'expérience introductive ?  
→ Déjà faite en préparation et changement de couleur qui aboutit à une homogénéisation de la

couleur.

- En général ? Comment on sait que l'équilibre est atteint ?

→ ?

- On avait le choix entre plusieurs potentiels thermodynamiques, tu as choisi l'enthalpie libre... Pourquoi cette fonction d'état ?

→ C'est celle qui convient à l'étude des réactions à P et T constants.

- Est-ce que c'est courant ?

→ Oui en laboratoire, on est dans ces conditions en général.

- C'est important de fixer P et T sur les expériences étudiées en labo ?

→ Oui en général.

- Qu'est ce qui fait qu'on est souvent à P et T constants en fait ? Pourquoi est-ce souvent vérifié ?

→ Atmosphère joue le rôle de thermostat et de la pression est constante car les systèmes sont « à l'air libre ».

- Autres potentiels thermodynamiques utilisés ?

→ Energie libre.

- C'est quoi ?

→  $F = U - TS$

- Il existe d'autres potentiels thermodynamiques où on n'est pas à 2 paramètres constants ?

→ U l'énergie interne.

- Au niveau de la différentielle pour l'enthalpie libre, pourquoi l'avancement apparait d'une ligne à l'autre sur la diapo ?

→ Parce qu'avant je ne considérais pas une réaction chimique et ensuite si.

- Autres définitions du potentiel chimique que celle sur la diapo ?

→ Définitions avec U et H.

- Énoncez les deux principes de la thermodynamique ?

→ Premier :  $\Delta U = W + Q$

- C'est quoi énergie interne ? Quelle particularité très importante de cette grandeur est posée dans le premier principe ?

→ Que c'est une fonction d'état.

- Second Principe ?

→ La variation totale d'entropie d'un système et de son milieu est toujours positive, et tend vers zéro pour des transformations tendant vers la réversibilité.

- C'est quoi l'entropie ?

→ Une fonction d'état aussi.

- On a écrit  $\Delta_r G d\xi \leq 0$  comme critère d'évolution. Quand est ce qu'il est vrai ? Il y a des hypothèses ou c'est général ?

→ Hypothèses données en début de leçon.

- De quoi dépend l'enthalpie libre ?

→ P et T.

- Dépend elle aussi de la composition du système ?

→ Oui, si on considère qu'elle varie oui.

- C'est quoi une grandeur standard ?

→ Prise pour un corps pur dans son état standard.

- Enthalpie libre standard de réaction dépend de quoi comme paramètre ?

→ Dépend uniquement de T.

- Par exemple, K la constante d'équilibre dépend de quoi ?

→ T uniquement.

- Si K ne dépend que de T, pourquoi la pression influe sur l'équilibre ?

→ P ne change pas K mais déplace l'équilibre (???).

- D'où sort la relation  $\mu_i(P, T) = \mu_i^0(T) + RT \ln(a_i)$  ?

→ ?

- A-t-on besoin de cette formule de mu pour définir K ?

→ Peut-être qu'il existe d'autres démonstrations mais je ne connais que celle-là.

- A la demi équivalence, on a  $pH = pKa$ , pourquoi ?

→ En utilisant la relation de Henderson et en faisant un tableau d'avancement on retombe sur ça.

- Es-tu sûre qu'à la demi équivalence on a les mêmes concentrations en acide et en base ?

→ Acide faible par base forte oui normalement.

Acide fort par base forte pas le cas.

- Ici on est dans quel cas de figure ?

→ Acide faible base forte

- C'est quoi un acide faible ?

→ Un acide fort va réagir avec l'eau, un acide faible sera peu dissocié dans l'eau.

- Est-ce que ça a un lien avec les constantes d'équilibre tout ça ?  
→ Oui avec le  $K_a$ , c'est une constante d'équilibre dans le cas des réactions acido-basiques.
- Mettre de l'eau dans la solution à titrer, ça pose problème ?  
→ Non car les quantités de matière sont conservées et c'est ce qui compte lors du titrage.
- Pourquoi y a-t-il un décalage des points pris en direct avec la courbe obtenue en préparation ?  
→ Sûrement dû à un changement des conditions extérieures comme  $T$ , ou à une erreur de pipetage.
- A-t-on besoin d'étalonner le pH-mètre pour cette manip ?  
→ Oui.
- Pourquoi ?  
→ Pour avoir valeur plus précise.
- Tu portes des gants, pourquoi ?  
→ Parce que j'utilise de la soude et qu'on était à la limite en terme de concentration où cela devient nécessaire.
- C'est quoi la limite ?  
→ Environ  $0,1 \text{ mol/L}$ .
- Pourquoi avoir choisi de les mettre du coup ?  
→ Démarche pédagogique : pour montrer les bons gestes aux élèves.
- Que pensez-vous de façon générale de la précision de la méthode des tangentes ?  
→ Pas la méthode la plus précise.
- De quelles données a-t-on besoin pour qu'elle soit précise ?  
→ Il faut avoir beaucoup de points au niveau du saut.
- Que peut-on faire pour améliorer la mesure quand on n'a pas beaucoup de points ?  
→ Faire un ajustement.
- Quel intérêt d'introduire le concept de la variance dans la leçon pour les élèves ?  
→ Au programme, et cela leur permet de savoir de combien de paramètres dépend notre équilibre.
- Qu'est-ce qu'un paramètre intensif ?  
→ Un paramètre intensif ne dépend pas du volume considéré et un paramètre extensif dépend du volume considéré.
- Finalement, la relation pour la variance, on la sort d'où ?  
Pour l'obtenir, on doit mettre en relation le nombre de constituants et les relations entre les grandeurs qui contraignent.

- Quand on parle du nombre de constituants : c'est quoi un constituant ? Par exemple si j'ai de l'eau liquide et de l'eau gazeuse, c'est 1 ou 2 constituants ?  
→ 1 seul.
- A quoi ça sert de connaître l'influence de la température et de la pression en chimie ?  
→ A augmenter le rendement des réactions.
- D'après la loi de Van't Hoff que se passe-t-il si T augmente dans ton expérience avec les seringues ?  
→ On a davantage d'oxyde d'azote qui est formé.
- Est-ce logique ? Ou plutôt prévisible au vu de la réaction ?  
→ De droite vers gauche on brise une liaison chimique, donc on apporte de l'énergie au système donc c'est logique.
- Qu'est-ce qu'on a fait pour étudier l'influence de la pression ?  
→ On a appuyé sur le piston de la seringue.
- Pourquoi on ne change pas la température en faisant ça ?  
→ On considère qu'on est en contact avec un thermostat et que T est constant.

### Commentaires

Très bien comme leçon.

Présentation bien. Tu jongles bien entre tableau/expériences et diapositives.

Expérience dès le début c'est pas mal mais elle a été un peu balancée dès le début et donc on n'a pas vraiment eu d'introduction. Cela peut être un peu dérangent. Mais ça reste très bien.

De façon générale, il faut éviter quand on dit les prérequis de regarder le tableau.

En général, ce qui énerve le jury c'est de ne pas dire potentiel standard et de dire « mu zéro ».

Pareil pour l'enthalpie libre de réaction, ne pas dire « delta r G zéro » etc... Là ça a été un peu trop dit ici alors qu'on sentait un réel effort sur le nom des molécules, ce qui en revanche était bien.

Quand on décrit une réaction, c'est toujours mieux de parler de « deux équivalents de ceci donnent 1 équivalent de cela » au lieu de dire « 2 moles... » mais ce n'est pas très grave sinon.

Ne pas dire « MA seringue ».

Dans l'écriture des valeurs, il faut faire attention aux chiffres significatifs, il ne faut pas mettre tous les chiffres.

Conclusion trop courte, elle a démarré à 40min c'était trop tard.

Ce n'est pas grave d'avoir des présentations qui ne se passent pas exactement comme prévu, mais il ne faut pas sacrifier la conclusion dans ce cas-là (vraiment pas !).

Gestes, manipulations, gants etc... Une importance était accordée à ça et c'était bien.

Peut-être qu'une vidéo pourrait être vraiment pas mal pour voir la décoloration dans le cas de

la variation de la pression. Même si ça marche en direct, c'est ultra bien d'avoir une vidéo pour mieux voir sur l'écran.

*Remarque : Le programme de PC et BCPST n'est pas attendu dans le contenu des leçons (pas au programme) mais peut tout à fait être abordé en entretien.*

**Expérience 1 - Titre :** Déplacement de l'équilibre  $\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$  par variation de la température et de la pression

**Référence complète :** BUP n°879 (1)

Équation chimique et but de la manip :  $\text{NO}_{2(g)} = \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$

Modification par rapport  
au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Pour former le gaz, mettre très peu d'eau dans le cristalliseur et faire une petite montagne de cuivre dedans (environ 10g). Ne pas être trop timide avec l'acide nitrique pour avoir une belle coloration dans la seringue.

Phase présentée au jury :

Pour la température : immersion des seringues dans eau chaude/eau froide et comparaison avec un témoin



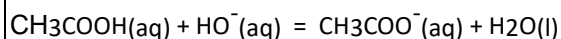
Pour la pression : même principe, appuyer sur le piston et comparer avec un témoin.

Durée de la manip : 2 min

**Expérience 2 - Titre :** Détermination du pKa de l'acide éthanóique par dosage de l'acide éthanóique par la soude

**Référence complète :**

Équation chimique et but de la manip :



Modification par rapport

au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury :

Prélèvement de la solution à titrer avec pipette jaugée

Prise de trois points puis basculement sur la courbe réalisée en préparation (na pas tenter de compléter cette courbe en direct, ce n'est pas très concluant!)

Durée de la manip : 5

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

**Question posée :** Vous constatez lors d'une épreuve de bac une fraude. Comment vous réagissez ? Est-ce une atteinte au principe d'égalité ?

**Réponse proposée :**

Puni par la loi

Je note le nom j'en parle au CPE

Je ne l'arrête pas pour ne pas embêter les autres pour respecter le principe d'égalité et les laisser travailler.

Punition à discuter avec le CPE

Lui parler à la fin

Redire en classe après que c'est interdit et sanctionné gravement

Peut-être subtiliser élément de triche (cours) mais ne surtout pas gêner les autres élèves.

**Commentaires du correcteur :**

**Bonne réponse globalement.**