

LC 14 Titre : Acides et Bases

Présentée par : Matthis CHAPON

Correcteur : N. LEVY

Date : 03/10/2019

## Compte-rendu de leçon de chimie correcteur

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

Certes à niveau lycée, mais finalement l'essentiel est donné dans le programme de niveau TS qui vous permet de bien cadrer les attendus et notamment les exigibles expérimentaux. Il est essentiel, au regard du programme, de présenter une expérience qui met « *en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité* ». Cette expérience doit être quantifiée et la détermination des incertitudes propres. Ce sera très certainement l'occasion d'une discussion autour des incertitudes de type A ou B ; de nombreux protocoles d'ouvrages du secondaire réalisent cette détermination avec mise en commun des différents résultats de chaque binôme pour en extraire une incertitude de répétabilité expérimentale.

Le point d'ouverture à ne pas oublier est le rôle du pH et l'importance de son contrôle en milieu biologique. Cela doit être la fin de la leçon, à défaut la conclusion. Les attentes du programme sont explicites sur ce point : « *Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique.* »

Pour le reste, bien centrer la leçon autour des notions : acides/bases – forts/faibles – couple A/B – constante d'acidité. À mon sens, un dosage (ou simili-dosage) est hors contexte ; c'est la conclusion pour indiquer que le cours sur les titrages est la suite de celui-ci. Il y a suffisamment à faire au niveau expérimental.

Enfin, bien détailler à l'aide des tableaux d'avancement qui sont un pré-requis de la leçon. Le cadre est donc clair : avant, il a été vu la réaction chimique et tableau d'avancement ; après, ce sera l'étude des titrages acido-basiques.

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

Très bon plan ; je le prendrais tel quel. Les expériences sont nombreuses et sont celles attendues. Là aussi je les prendrais telles quelles. Les expériences essentielles sont des mesures de pH à différentes concentrations pour des acides forts/faibles et surtout la détermination expérimentale d'une constante d'acidité.

Par contre, il faut apporter des exemples concrets ; j'y reviens dans le paragraphe suivant .

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

J'ai beaucoup apprécié cette leçon et notamment la dernière expérience (détermination du pKa du BBT par spectrophotométrie) qui montre un beau recul sur la matière. Les expériences sont très bien menées et quantifiées jusqu'au bout AVEC les incertitudes : c'est indispensable. Ne pas hésiter comme ce fut le cas avec la spectrophotométrie de présenter l'expérience via un « slide ».

MAIS le gros point noir est le manque de contextualisation, notamment au niveau des définitions. Il FAUT présenter les acides et les bases pas avec des AH/A<sup>-</sup> mais avec des « vraies » molécules. De façon générale, il convient d'éviter tout formalisme que ce soit en chimie organique ou minérale (RedOx, R-OH etc etc ...) mais faire appel à des molécules réelles.

Soyez vigilant concernant les questions qui porteront nécessairement sur les électrodes, nature, fonctionnement etc etc ...

Enfin souvent on trouve un dosage sur ce type de leçon, je trouve cela hors contexte. Également, certains présentent l'expérience du chou rouge et indicateur de pH. Pourquoi pas ; c'est qualitatif donc à retenir pour l'introduction voire la conclusion si c'est le point sur lequel on veut ouvrir avec les dosages à venir. N'en faites pas une expérience centrale.

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

#### Expérience 1 :

Mesure de pH pour un acide fort et faible à la même concentration -> indispensable.

#### Expérience 2 :

Mesure d'un pKa par conductimétrie (expérience qu'on retrouve dans le Hachette par exemple). C'est très bien, cela permet de varier les techniques expérimentales

#### Expérience 3 :

Spectrophotométrie et BBT : c'est l'expérience qui différencie le niveau standard et apporte un plus pour montrer votre recul en chimie.

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

Minute de silence pour une commémoration (exemple décès d'un président) perturbée

→ montrer qu'on anticipe : ce type de commémoration doit être préparé avec la classe en amont sinon cela risque forcément d'attirer quelques « malins » perturbateurs.

### **Propositions de manipulations – Bibliographie :**

On peut aussi envisager la mise en évidence du pouvoir tampon (exemple du couple ammoniacal ou acétique)

LC 13 Titre : Acides et Bases

Présentée par : Matthis Chapon

Correcteur : Nicolas Levis et Hugo Bessone

date : 03/10/2019

## Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Épreuve orale de Chimie	F. Porteu de Buchère	3 <sup>ème</sup> édition	
Livre de Terminale S		Collection Sirius- Edition Nathan (2017)	

Plan détaillé
<p><u>Niveau choisi pour la leçon : lycée</u></p> <p><u>Pré requis :</u></p> <ul style="list-style-type: none"><li>– réaction chimique (équation de réaction, tableau d'avancement)</li><li>– solutions (concentrations, dilution)</li><li>– loi de Beer Lambert et de Kohlrausch</li></ul> <p><u>Plan :</u></p> <ul style="list-style-type: none"><li><b>I. Acidité et couples acido-basiques</b><ul style="list-style-type: none"><li>I.1. Le potentiel hydrogène</li><li>I.2. Acides et bases selon Bronsted</li><li>I.3. Réaction acido-basique</li><li>I.4. Cas de l'eau</li></ul></li><li><b>II. Force des acides et des bases</b><ul style="list-style-type: none"><li>II.1. Acides forts et bases fortes</li><li>II.2. Acides faibles et bases faibles</li></ul></li><li><b>III. Constante d'acidité d'un couple acido-basique</b><ul style="list-style-type: none"><li>III.1. Définition</li><li>III.2. Diagramme de prédominance</li><li>III.3. Mise en application : les indicateurs colorés</li></ul></li></ul>

## Introduction :

- présentation des pré-requis
- La notion d'acidité déjà vue par les élèves dans la vie quotidienne (citron, vinaigre).
- présentation du plan

## I. Acidité et couples acido-basiques

### I.1. Le potentiel hydrogène

Définition : **potentiel Hydrogène** : indique la nature acide ou basique d'une solution

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Le pH est compris en milieu aqueux entre 0 et 14.

On a une échelle logarithmique, si on double la concentration en ions oxonium, le pH lui ne double pas.

On peut mesurer le pH avec :

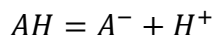
- du papier pH,
- un pH-mètre.

### Expérience 1

### I.2. Acides et bases selon Bronsted

Définition (Bronsted 1923) : **Un acide** (noté AH)/**une base** (notée  $A^-$ ) est une espèce capable de céder/capter un proton  $H^+$ .

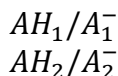
En cédant un proton, l'acide forme sa base conjuguée. Ils forment **un couple acido-basique** auquel on peut associer la demi-équation suivante :



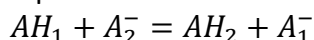
Exemple : acide éthanoïque présent dans le vinaigre.

### I.3. Réactions acido-basiques

Définition : **réaction acido-basique** : elle correspond au transfert de proton entre l'acide  $AH_1$  d'un premier couple à la base  $A_2^-$  d'un deuxième couple.

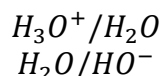


On obtient alors la réaction acido basique suivante :

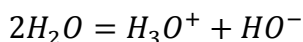


### I.4. Cas de l'eau

L'eau est une espèce **amphotère** (ou **un ampholyte**) c'est-à-dire elle est à la fois acide et base d'un couple acido-basique.



Deux molécules d'eau peuvent réagir ensemble, l'une en tant que base et l'autre en tant qu'acide.



Cette réaction est **la réaction d'autoprotolyse** de l'eau. Sa constante de réaction est :

$$\begin{array}{l} K_e = [H_3O^+][HO^-] \\ K_e = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C.} \end{array}$$

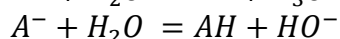
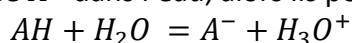
Transition :

- on a vu qu'un acide peut réagir avec une base
- l'eau a un pouvoir amphotère, elle peut donc réagir avec un acide et une base.

Tous les acides acidifient-ils le milieu de la même manière ?

## II. Force des acides et des bases

Si on place un acide AH ou une base  $A^-$  dans l'eau, alors ils peuvent réagir avec  $H_2O$  :



On peut classer les couples acido-basiques selon qu'ils réagissent de manière quantitative ou non avec l'eau.

### II.1. Acides forts et bases fortes

Définition : Un acide (une base) est dit(e) **fort(e)** si sa réaction avec l'eau est totale quelque soit la concentration initiale en acide (en base).

#### Expérience 2

### II.2. Acides faibles et bases faibles

Définition : Un acide (une base) est dit(e) **faible** si sa réaction avec l'eau est limitée, un état d'équilibre est atteint.

#### Expérience 3

Transition :

- Les acides forts acidifient davantage l'eau que les acides faibles
- Comparer les couples acido-basiques entre eux

## III. Constante d'acidité d'un couple acido-basique

### III.1. Définition

Définition : la **constante d'acidité** est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide sur l'eau :

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

Plus  $K_a$  est grand, plus le  $pK_a$  est petit, plus l'acide est fort.

Retour sur l'expérience 3 :

Calcul du  $K_a$  puis du  $pK_a$  de l'acide éthanoïque. (les résultats sont présentés sur Excel avec leurs incertitudes)

### III.2. Diagramme de prédominance

$$pK_a = pH - \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

Présentation du schéma du diagramme de prédominance.

Le **diagramme de prédominance** permet de classer les couples acide-base selon leur force

relative.

### III.3. Mise en application : les indicateurs colorés

Un **indicateur coloré** est un couple acido-basique dont les espèces acides et basiques ont des couleurs différentes.

Ici est traité le cas du BBT, le  $K_a$  est déterminé par méthode spectroscopique.

#### Expérience 3

#### Conclusion :

Les couples acido-basiques ne réagissent pas tous de la même manière.

On peut les comparer grâce au  $pK_a$ .

Les acides et les bases sont utilisés lors de certain dosage.

#### Questions posées

- **Quel est l'acide présent dans le citron, dans le vinaigre ?**

citron : acide citrique

vinaigre : acide éthanoïque

- **Quelle est l'unité du pH ?**

pas d'unité

- **Commenter l'expression du pH. Doit-on se placer à l'équilibre pour définir le pH ?**

$$pH = -\log(a_{H_3O^+}) \approx -\log\left(\frac{\gamma[H_3O^+]}{C^\circ}\right) = -\log[H_3O^+]$$

$$C^\circ = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

$\gamma$  est le coefficient d'activité de  $H_3O^+$ . Il tend vers 1 pour une solution diluée.

Le pH est défini à l'équilibre.

- **Comment est-il possible de mesurer un pH inférieur à 0 ou supérieur à 14 ?**

Il faut se placer dans un autre milieu que le milieu aqueux.

Par exemple : milieu ammoniacal.

- **Qu'est-ce qu'un phénol ? Comparer son  $pK_a$  à celui d'un alcool ?**

Pour juger la force d'un acide, on compare les bases conjuguées. Le phénolate est stabilisé par mésomérie. Son  $pK_a$  est donc plus faible que celui d'un alcool.

$pK_a$  phénol/phénolate = 9-10

$pK_a$  alcool/alcoolate = 19

- **Quelle est la différence entre une réaction totale et quasi-totale ?**

On ne parle pas de réaction quasi-totale, on parle de réaction totale ou équilibrée.

- **Comment définit-on une solution acide ou basique ?**

ATTENTION : ce n'est pas le pH qui est acide ou basique mais la solution !

Si  $pH > 7$  alors la solution est basique.

Si  $pH < 7$  alors la solution est acide.

On peut le justifier à partir de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

- **Quel est le nom de  $K_e$ , de quoi dépend-il ? Quelle est son unité ?**

$K_e$  est la constante d'équilibre de la réaction d'autoprotolyse de l'eau, elle dépend uniquement de la température et est sans dimension.

- **Dans le tableau d'avancement de l'expérience 2, pourquoi peut-on négliger la concentration en ions oxonium ?**

Parce que la concentration est très faible :  $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

- **Comment fonctionnent les électrodes pour la pHmétrie ? Qu'est-ce qu'une électrode au calomel saturé, une électrode de verre ?**

Voir le livre *Techniques expérimentales en Chimie* de A.-S. Bernard, page 55, page 67

Voir le livre *Épreuve orale de Chimie* de F. Porteu de Buchère, page 384

- **L'électrode de verre fonctionne-t-elle pour toutes les valeurs de pH ?**

L'électrode de verre est imprécise en milieu trop acide (on n'a plus une relation affine) et en milieu trop basique  $\text{pH} > 12$  (à cause de l'erreur alcaline, cf livre de A.-S. Bernard p71)

- **Quelle est la différence entre la pHmétrie et la potentiométrie ?**

Il n'y a pas de différence.

- **Quel est le nom du point où toutes les courbes se croisent ? Justifier son existence.**

Il s'agit du point isobestique. À ce point, toutes les espèces ont le même coefficient d'extinction molaire  $\epsilon$ .

- **Pouvait-on prendre une autre valeur de longueur d'onde pour les mesures d'absorbance ?**

On peut prendre n'importe quelle longueur d'onde, tant quelle ne correspond pas à celle du point isobestique.

- **Pourquoi le signal est-il si bruité ?**

Le signal est bruité car les concentrations des solutions étaient assez faibles.

- **Dans cette expérience, sur quelle loi se base-t-on ?**

On se base sur la loi de Beer Lambert. Cette loi est valable pour des concentrations faibles (cf livre de A.-S. Bernard p81).

Le coefficient d'extinction dépend de la longueur d'onde, de la température et de l'espèce.

- **Comment fonctionne un conductimètre ? Donner la relation entre conductivité et conductance.**

Voir le livre *Techniques expérimentales en Chimie* de A.-S. Bernard page 73

- **Commenter les valeurs obtenues dans l'expérience 2.**

On ne retrouve pas exactement la relation  $\text{pH} = -\log [H_3O^+]$  car la solution mère n'avait pas exactement une concentration de  $0.1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- **Quel est le pH de l'eau distillée ? Pourquoi n'est-il pas égal à 7 ?**

Le pH de l'eau distillée est de 6. Cette valeur du pH est dû à la présence de  $\text{CO}_2$  dissous dans l'eau sous la forme  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

- **Donner la méthode pour différencier un acide fort d'un acide faible avec un dosage.**

L'allure des courbes de dosage sont différentes.

- **Quelle est la différence entre un dosage et un titrage ?**

Un dosage consiste à déterminer le titre (=quantité de matière, concentration molaire ou massique) d'un échantillon.

Un titrage est une catégorie de dosage dans lequel des réactions chimiques interviennent (l'espèce dosée est donc consommée).

### Commentaires

- Très bonne présentation. Le contenu de la leçon est bien maîtrisé. Chaque résultat est présenté avec son incertitude.
- Points à travailler :
  - être plus posé, moins bouger quand tu parles
  - dérouler sa leçon sans les feuilles dans les mains
  - regarder plus souvent le jury.
- Le plan est bien. Ne pas le détailler à l'avance au tableau.  
Ne pas mettre de dosage dans cette leçon.  
La dernière expérience est très bien.
- Les calculs d'incertitude ont été très bien réalisés. Attention au nombre de chiffres significatifs.
- Il est possible de faire l'expérience avec le chou rouge (expérience qualitative).
- Il faut contextualiser, c'est-à-dire mettre des exemples à la place des notations AH et A-, (voir les livres scolaires de terminale).
- Il ne faut pas s'attarder sur les développements mathématiques. Ces derniers sont mis sur une diapo.
- Il n'est pas nécessaire de décrire les gestes lors des manipulations. Lorsqu'on manipule, on continue à avancer dans la leçon.
- Mettre la présentation de l'expérience sur une diapo, la présenter avant de manipuler.
- Pour les expériences 2 et 3 : ne présenter que le premier tableau d'avancement, le deuxième est fait sur une diapo.
- Question possible : Comment mettre en place un TP sur la détermination du pKa par conductimétrie dans une classe de terminale ? Chaque groupe d'élève fait la mesure du pKa. Puis, il est possible de regrouper les résultats et d'utiliser les incertitudes de types A (statistique).

**Expérience 1 - Titre : Mesure du pH de l'eau du robinet avec du papier pH**

Durée de la manip : 30 secondes

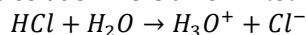
**Expérience 2 - Titre : Mesure du pH d'une solution d'acide chlorhydrique.**

**Référence complète** : Aucune

Équation chimique et but de la manip :



Mesurer le pH de deux solutions de concentration  $10^{-2}$  et  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  avec un pH mètre (étalonné en préparation).  
Les solutions sont obtenues par dilution de la solution mère à  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .



Présentation du tableau d'avancement au tableau.

Si la réaction est totale  $[\text{H}_3\text{O}^+] = C\alpha = C$  avec  $\alpha$  le coefficient de dissociation.

On doit alors avoir  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ , l'acide chlorhydrique est un acide fort.

Phase présentée au jury : Mesure le pH de la solution à  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Donne le résultat avec les incertitudes.

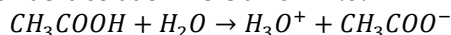
Durée de la manip : 5 minutes

### **Expérience 3 - Titre : Détermination de la constante de dissociation de l'acide éthanóïque dans l'eau.**

**Référence complète** : (Epreuve orale de Chimie, Florence Porteu-De-Buchère) p.123

Équation chimique et but de la manip :

Mesurer le pH de deux solutions de concentration  $10^{-2}$  et  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  avec un pH mètre (étalonné en préparation).  
Les solutions sont obtenues par dilution de la solution mère à  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .



Présentation du tableau d'avancement au tableau.

Mesurer le pH avec le pH-mètre. On n'a pas la relation  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ .

On a donc une réaction équilibrée.

Calculons le coefficient de dissociation grâce à la loi de Kohlrausch.

$$\alpha = \frac{\sigma}{C(\sum_i \lambda_i^\circ)}$$

Mesure de la conductivité.

Présentation des mesures sur Excel : calcul du coefficient de dissociation  $\alpha$ .

L'acide éthanóïque est un acide faible.

Commentaire éventuel : Présentation le tableau d'avancement sur une diapo pour gagner du temps.

Phase présentée au jury : Mesure le pH puis la conductivité de la solution d'acide éthanóïque à  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Donne le résultat avec les incertitudes.

Durée de la manip : 10 minutes

### **Expérience 4- Titre : Détermination du Ka du BBT par spectrophotométrie**

**Référence complète** : (Epreuve orale de Chimie, Florence Porteu-De-Buchère) p.135

Équation chimique et but de la manip :

Dans 3 fioles jaugées de 50 mL, on introduit 1mL (prélèvement avec une pipette jaugée) de BBT à 0,04% en masse dans l'éthanol, et 10 mL (prélèvement à l'éprouvette graduée) de HCl à  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  pour la fiole 1, d'une solution tampon à pH=7 pour la fiole 2, et de NaOH à  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  pour la fiole 3. On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau.

Mesure du spectre d'absorbance des 3 solutions.

Les courbes sont présentées sur Régressi.

Enfin, pour une longueur d'onde fixée,  $\lambda=450 \text{ nm}$ , on mesure l'absorbance des 3 solutions.

Calcul du pKa, présentation des mesures sur Excel. Le résultat est donné avec son incertitude.

### Détermination de la constante d'acidité du Bleu de Bromothymol :

BBT = Couple Acido-basique BBTH/BBT<sup>-</sup>



Travaillons sur la solution 2:

$$pK_A = pH_2 - \log \frac{[BBT^-]_2}{[BBTH]_2}$$

C = concentration de BBT introduite (identique pour les 3 solutions)

Dans 1:  $[BBTH]_1 \approx C$  ( $[BBT^-] \ll [BBTH]$ )

Dans 2:  $[BBT^-]_2 + [BBTH]_2 = C$

Dans 3:  $[BBT^-]_3 \approx C$  ( $[BBTH] \ll [BBT^-]$ )

En exprimant la loi de Beer-Lambert à une longueur d'onde donnée  $\lambda$  :

Spectre de 1:  $A_1 = \varepsilon_{BBTH,\lambda} \cdot l \cdot C$

Spectre de 2:  $A_2 = \varepsilon_{BBT^-,\lambda} \cdot l \cdot [BBT^-]_2 + \varepsilon_{BBTH,\lambda} \cdot l \cdot [BBTH]_2$

Spectre de 3:  $A_3 = \varepsilon_{BBT^-,\lambda} \cdot l \cdot C$

En remplaçant C par  $[BBT^-]_2 + [BBTH]_2$ , il vient:

$$\frac{[BBT^-]_2}{[BBTH]_2} = \frac{A_1 - A_3}{A_2 - A_3}$$

D'où  $pK_A = pH_2 + \log \frac{A_1 - A_3}{A_2 - A_3}$

Phase présentée au jury :

Préparation de la solution 3.

Mesure de son spectre d'absorbance.

Commentaire éventuel :

Ne pas faire la préparation de la solution 3 devant le jury, car une manipulation similaire a déjà été faite dans l'expérience 3.

Durée de la manip : 7 minutes

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

**Question posée :**

Des élèves interrompent la minute de recueillement prévue en hommage à J.Chirac. Comment réagissez-vous ?

**Réponse proposée :**

Rappeler aux élèves qu'il s'agit non pas d'honorer la personne, que nous ne considérons ici aucune opinion politique, mais qu'il s'agit d'honorer le statut de président de la République, qui représente notre pays, or nous sommes ici au sein de l'école publique Française. De plus si les élèves ne veulent pas se recueillir, qu'ils respectent au moins le silence de leurs camarades.

**Commentaires du correcteur :**

Il faut surtout préciser comment s'y prendre pour gérer ce genre de situation. Il s'agit ici d'une préparation en amont, avoir des discussions avec les élèves avant la minute de silence, pendant la semaine si besoin, pour qu'il n'y ait pas de problèmes pendant la minute de silence.