Sép

LC 13

**Acides et bases**

*Niveau : Lycée*

**Bibliographie :**

[1] <https://physique-chimie.discip.ac-caen.fr/IMG/pdf/acides_et_bases.pdf>

[2] Valéry PRÉVOST et al. *Physique Chimie, seconde générale*.Nathan,2017.

[3] Florence Porteu de Buchères. *Épreuve orale de chimie*.

[4] André DURUPTHY, Thierry DULAURANS et al. Physique Chimie, Terminale S enseignement spéciﬁque.HachetteEducation,2012. ISBN :2011355745.

[5] <http://culturesciences.chimie.ens.fr/la-chimie-du-go%C3%BBt#35>

**Expériences :**

* Mesure de pH de produits du quotidien
* Mesure du pH d’une solution d’acide chlorhydrique
* Détermination de la constante d’acidité de l’acide éthanoïque [3]p.125
* Détermination de la constante d’acidité du BBT [3]p.135

**Prérequis :**

* Réaction chimique (équation de réaction et tableau d’avancement)
* Solutions (concentration, dilution)
* Loi de Beer-Lambert et loi de Kohlrausch
* Nomenclature en chimie organique
* Oxydoréduction (permet de faire le parallèle)

**Introduction : (Diapo) [1]**

Au quotidien, nous connaissons la notion d’acidité. L’exemple le plus connu étant sans doute celui du vinaigre qui contient de l’acide éthanoïque. Cependant, certains aliments contiennent également des acides ; c’est le cas par exemple des citrons qui contiennent de l’acide citrique, l’acide ascorbique est contenu dans l’agrume ou dans la limonade. Certains détartrants contiennent de l’acide chlorhydrique.

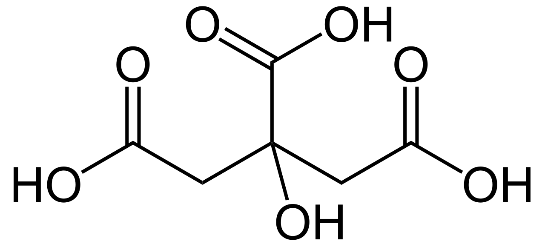
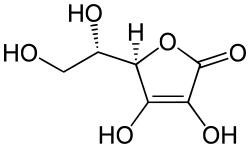
L’acidité est une notion que l’on intuite contrairement à la basicité qu’on a plus de mal à appréhender. Certains produits ménagers comme les déboucheurs d’évier contiennent de la soude, produit également utilisé dans la fabrication de savons (mécanisme de saponification en milieu basique).

D’autres éléments sont dits de « pH neutre » tels que certains produits cosmétiques comme les gels douches. Ces produits ont un pH plus proche de celui de la peau qui est autour de 5,5 que les produits cosmétiques classiques qui ont un pH plus élevé.

Dans cette leçon, nous allons développer les notions d’acidité et de basicité plus quantitativement ainsi que la notion de pH. Nous expliquerons également l’origine chimique du caractère acide ou basique d’une solution.

[5] Perception de l’acidité

*Formule topologique de l’acide citrique : Formule de l’acide ascorbique :*

1. **Acidité et couple acido-basiques**
2. **Le potentiel hydrogène**

[2]p.340 Le *potentiel Hydrogène (pH)* d’une solution aqueuse est une grandeur sans dimension définie par :

Le pH permet d’exprimer le caractère acide ou basique d’une solution.

En solution aqueuse le pH varie entre 0 et 14.

*Remarque : on utilise une échelle logarithmique donc doubler la concentration en n’induit pas une multiplication par deux du pH.*

*Il est évident qu’il ne faut pas parler d’activité au niveau du lycée mais que la question va tomber. Le lien avec l’activité et la concentration est le coefficient d’activité.*

(Diapo) On dit qu’un milieu est *acide* si son pH est inférieur à 7.

On dit qu’un milieu est *neutre* si son pH vaut 7.

On dit qu’un milieu est *basique* si son pH est supérieur à 7.

Comment mesurer le pH d’une solution ?

On peut utiliser du papier pH ou un pH-mètre

Mesure du pH de solutions du quotidien :

Mesures effectuées à l’aide de papier pH : on fait cela proprement en utilisant des verres de montre et des baguettes en verre pour prélever la solution.

<https://youtu.be/2NAp_Qxrnn0?t=38> (utilisation de baguette en verre ce qui est cool) La solution testée est de l’ammoniac. D’autres techniques sont présentées dans cette vidéo, notamment l’utilisation d’une pipette pasteur en plastique. Enfin, on compare la couleur du papier avec la roue chromatique fournie sur la boite du papier pH.

Si possible utiliser une flexcam pour les comparaisons par rapport à l’échelle fournisseur.

Donner l’incertitude sur le pH de plus ou moins 1 -> méthode peu précise

Mesure du pH de l’eau, de jus de citron, vinaigre, gel douche, Destop®

*Le papier pH est un papier imbibé d’un indicateur universel (mélange d’indicateurs acido-basique). La composition classique est un mélange de méthanol, propan-1-ol, phénolphtaléine, rouge de méthyle, eau et d’autres composés au noms barbares. Il existe d’autres mélanges…*

**Transition : Qu’est-ce qu’on appelle communément un acide ou une base ?**

1. **Acides et bases selon Brönsted[[1]](#footnote-1) (1923)**

Un *acide selon Brönsted* est une espèce capable de céder un proton (ion H+ - ion oxonium).

Une *base selon Brönsted* est une espèce capable de capter un proton (ion 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 :

Il s’agit de la demi-équation associée au couple de l’acide éthanoïque : .

*Il existe également la théorie des acide et base de Lewis. Une base de Lewis étant capable de céder un doublet d’électrons et l’acide est capable de la capter. Les bases de Lewis sont des bases de Brönsted car elles peuvent se fixer sur H+. Mais les acides de Lewis ne sont pas forcément de Brönsted (exemple Ag+).*

**Transition : Comment à partir de deux demi-équations acido-basique, on peut écrire une réaction acido-basique ?**

1. **Réaction acido-basique**

Une *réaction acido-basique* correspond au transfert d’un proton entre l’acide d’un couple et la base d’un autre couple.

Considérons par exemple, la réaction entre les couples suivants : et le couple pour lesquels on peut écrire les réactions suivantes :

On obtient l’équation acido-basique suivante :

1. **Cas de l’eau**

L’eau est une espèce *amphotère* (ou un *ampholyte*) c’est-à-dire qu’elle est à la fois l’acide d’un couple et la base d’un autre couple .

On peut donc écrire l’équation acido-basique suivante :

Il s’agit de la *réaction d’autoprotolyse de l’eau*.

Sa constante d’équilibre vaut :

Retour sur la notion de pH : (diapo)

Une solution est acide si donc

*Le cas neutre peut être plus simple à déterminer si on pense manquer de temps.*

**Transition : On sait maintenant reconnaitre un acide et une base de Brönsted. Nous sommes maintenant capable d’écrire une réaction entre un acide et une base. On a également vu le caractère amphotère de l’eau. Cependant, est-ce que tous les acides ont la même réactivité avec l’eau ?**

1. **Force des acides et des bases**
2. **Notion d’équilibre chimique (peut être mis en prérequis)**

[2]p.343 Une réaction est dite *quasi-totale* ou *quantitative* en faveur des produits si l’avancement final de la réaction est quasiment égal à son avancement maximal .

L’équation d’une réaction quasi-totale est écrite avec une flèche simple .

Lorsque que , les réactifs et les produits sont présents en quantités non négligeables dans l’état final. La réaction est appelée *équilibre chimique* ou *réaction équilibrée.*

L’équation d’une réaction équilibrée est écrite avec une double flèche .

**Transition : La réactivité d’un acide ou d’une base avec l’eau peut varier d’un couple acido-basique à un autre.**

1. **Acides et bases fortes**

Un acide (une base) est dit(e) *fort(e)* si sa réaction avec l’eau est quasi-totale quelle que soit la concentration initiale en acide (ou en base)

Mesure du pH d’une solution d’acide chlorhydrique :

En préparation, étalonner pour des solutions acides (pH = 4 et 7) un pH-mètre

Mesurer le pH pour deux solutions d’acide chlorhydrique de concentration . (Solutions obtenues par dilution d’une solution à .

Donner le résultat du pH avec les incertitudes.

On s’attend à un pH de 2 et de 3.

Écrire au tableau le tableau d’avancement : (attention au choix de la flèche et insister dessus)

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |
| C | Excès |  | 0 | 0 |
|  | Excès |  |  |  |

α est le coefficient de dissociation

Si la réaction est quasi-totale (voire totale), alors on s’attend à α = 1 et donc

Les acides forts sont donc totalement dissociés dans l’eau.

Retour sur le choix de la flèche simple.

1. **Acides et bases faibles**

Un acide (une base) est dit(e) *faible* si sa réaction avec l’eau est équilibrée.

Détermination de la constante de dissociation de l’acide éthanoïque dans l’eau

Attention aux unités dans cette manipulation

En préparation, étalonner pour des solutions acides un pH-mètre

Mesurer le pH pour deux solutions d’acide éthanoïque de concentration .

Donner le pH avec incertitudes.

On veut tout sauf pH de 3

Étalonner un conductimètre

(Diapo) Tableau d’avancement de la réaction et explication de la manipulation

**Transition : On a vu que les acides et les bases possédaient des réactivités différentes avec l’eau. Peut-on déterminer si une réaction entre l’acide d’un couple et la base d’un couple peut avoir lieu ?**

1. **Constante d’acidité d’un couple acido-basique**
2. **Définition**

La *constante d’acidité* est la constante d’équilibre associée à la réaction de l’acide sur l’eau :

Par exemple, pour l’équation suivante : , la constante d’acidité est donnée par :

et

Plus la constante d’acidité est grande, plus le pKa est petit et plus l’acide est fort.

Excel : retour sur l’expérience 3, calcul du Ka puis du pKa avec incertitudes – la valeur attendue est autour de 4,75 d’après le protocole.

1. **Diagramme de prédominance**

À partir des définitions du pKa et du pH, on peut montrer que :

(équation d’Henderson)

Tracé le diagramme de prédominance de l’acide éthanoïque

pKa - 1

pKa + 1

Acide majoritaire Base majoritaire

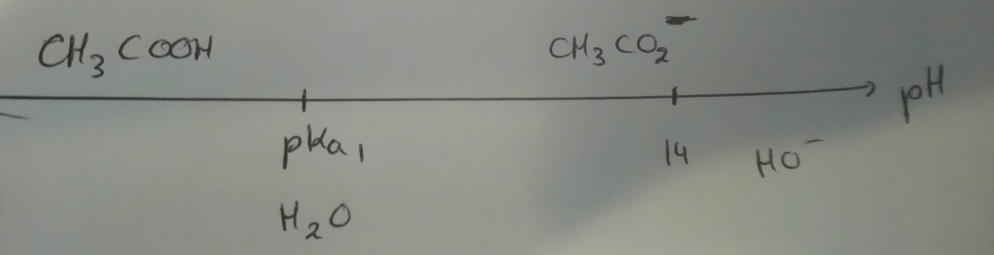
pH

pKa

Acide prédominant Base prédominante

Ce diagramme permet de placer les couples acido-basiques selon leur force relative.

Éventuellement faire le tracé du diagramme de prédominance pour acide éthanoïque et hydroxyde.



1. **Application aux indicateurs colorés**

Les *indicateurs colorés* sont des espèces acido-basiques dont les formes acides et basiques ne présentent pas les mêmes couleurs. Ceci est dû à une modification du nombre de double de liaison conjuguée.

Nous allons étudier par méthode spectroscopique l’indicateur coloré : le bleu de bromothymol qui a un pKa proche de 7,1. (Diapo)

Détermination de la constante d’acidité du bleu de bromothymol par méthode spectroscopique : [3]p.135 (Diapo + Excel)

Préparation de trois fioles de 50 mL contenant :

1 mL de BBT à 0,04% (pipette jaugée), 10 mL de HCl (0,1 M)

1 mL de BBT à 0,04% (pipette jaugée), 10 mL de NaOH (01,M)

1 mL de BBT à 0,04% (pipette jaugée), 10 mL de solution tampon pH = 7

Ajuster au trait de jauge avec de l’eau

Vérifier le pH de la solution 2 à l’aide d’un pH-mètre étalonné.

Tracé les trois spectres d’absorption pour les trois solutions.

Mesure de l’absorbance pour les trois solutions et pour . Le choix de cette longueur doit se faire ailleurs qu’au niveau du point isobestique et proche d’un maximum d’absorption pour toutes les solutions.

Sur le tableur les incertitudes n’apparaissent pas car elles sont négligeables, il faut penser à le mentionner.

**Conclusion : au cours de cette leçon, nous avons développé la théorie des acides et des bases selon Brönsted.**

**Nous verrons par la suite que les espèces acido-basiques peuvent servir à la réalisation de dosages.**

**Le contrôle du pH a une importance capitale dans les milieux biologiques. en effet, les protéines peuvent changer de conformations en fonction du pH du milieu dans lequel elles se trouvent. Ainsi le pH dans le corps humain doit être maintenu constant d’où l’utilisation de produits cosmétiques neutres qui permettent une variation moindre du pH de la peau que leurs homologues qui sont généralement basiques.**

***Le pH de la peau est d’environ 5,5 et son acidité permet de protéger le corps contre des agressions extérieures.***

***[4]p.326 Le pH du sang est de 7,4 et est régulé par le dioxyde de carbone (Aq) qui fait partie du couple . Une variation de ce pH peut entrainer une perturbation du fonctionnement des cellules : on parle d’Acidose quand le pH est trop faible et Alcalose quand il est trop élevé.***

***La régulation de ce pH se fait par des systèmes de tampons chimiques (en quelques secondes) , les poumons (quelques jours) et le rein (sur plusieurs jours).***

***Par exemple, il existe le « tampon phosphate » ou le « tampon bicarbonate ».***

1. Joannes Nicolaus Brönsted est un chimiste danois né en 1879 et mort en 1947.

   Formulation de la théorie de Brönsted-Lowry en 1923 sur les acides.

   Thomas Martin Lowry est un chimiste anglais né et 1874 et mort en 1936. [↑](#footnote-ref-1)