

LC 4 : ACIDE BASE (LYCÉE)

2 juin 2022

Oui

Nathan Berrit & Juliette Colombier

Niveau : Lycée

Commentaires du jury

Bibliographie

- Cachau acide base
- Espace 2012
- N'importe quel bouquin de lycée

→
→
→

Prérequis

- Tableau d'avancement
- notion de pH
- je vois rien d'autre mais à réfléchir

Expériences



Table des matières

1	Acidité	3
1.1	Observations	3
1.2	Acides et bases de Bronsted	3
2	Force d'un acide	4
2.1	Acide et base forts	4
2.2	Acides et bases faibles	4
2.3	Diagramme de prédominance	5
3	Applications	5
3.1	Détermination expérimentale d'une constante d'acidité	5
3.2	Selon l'élément imposé : titrage acide basique	6
4	Conclusion	6

0. Par soucis de place toujours, je pense pas qu'il soit nécessaire de mettre les références exactes surtout pour un livre classique.

En classe de première, les réactions d'oxydo-réduction ont servi de support aux titrages. En classe terminale, les réactions acide-base sont introduites à cet effet. Ces méthodes d'analyse peuvent être appliquées à divers domaines de la vie courante : santé, alimentation, cosmétique, sport, environnement, matériaux, etc. L'ensemble des méthodes d'analyse sera réinvesti pour suivre l'évolution temporelle et caractériser l'état final de systèmes chimiques. Notions abordées en classe de première (enseignement de spécialité) : Titration avec suivi colorimétrique, réaction d'oxydo-réduction support du titrage, équivalence, absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution, loi de Beer-Lambert, concentration en quantité de matière, volume molaire d'un gaz, identification des groupes caractéristiques par spectroscopie infrarouge, schémas de Lewis.	
Notions et contenus	Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation
A) Modéliser des transformations acide-base par des transferts d'ion hydrogène H^+	
Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H^+ : acide et base de Brønsted, couple acide-base, réaction acide-base.	Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base.
Couples acide-base de l'eau, de l'acide carbonique, d'acides carboxyliques, d'amines.	Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium.
Espèce amphotère.	Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.
B) Analyser un système chimique par des méthodes physiques	
pH et relation $pH = -\log([H_3O^+]/c^\circ)$ avec $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, concentration standard.	Déterminer, à partir de la valeur de la concentration en ion oxonium H_3O^+, la valeur du pH de la solution et inversement. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique (H_3O^+, Cl^-) obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium H_3O^+ apporté.</i> Capacité mathématique : Utiliser la fonction logarithme décimal et sa réciproque.

FIGURE 1 – Caption

B) Comparer la force des acides et des bases	
Constante d'acidité K_a d'un couple acide-base, produit ionique de l'eau K_w .	Associer K_a et K_w aux équations de réactions correspondantes. <i>Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.</i>
Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, cas limite des acides forts et des bases fortes dans l'eau.	Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau. Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté. Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.</i> Capacité numérique : Déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final d'une transformation, modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau. Capacité mathématique : Résoudre une équation du second degré.
Solutions courantes d'acides et de bases.	Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique ($H_3O^+(aq)$, $Cl^-(aq)$), acide nitrique ($H_3O^+(aq)$, $NO_3^-(aq)$), acide éthanoïque ($CH_3COOH(aq)$), soude ou hydroxyde de sodium ($Na^+(aq)$, $HO^-(aq)$), ammoniac ($NH_3(aq)$).
Diagrammes de prédominance et de distribution d'un couple acide-base ; espèce prédominante, cas des indicateurs colorés et des acides alpha-aminés.	Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base. Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution. Justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage. Capacité numérique : Tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un couple acide-base de pK_a donné.
Solution tampon.	Citer les propriétés d'une solution tampon.

FIGURE 2 – Caption

Introduction

Vous avez souvent entendu parler d'acidité : par exemple on dit que le citron est acide. Mais c'est une notion gustative. On parle aussi d'acidification des océans par exemple. Aujourd'hui on va expliquer la notion d'acidité en chimie.

1 Acidité

1.1 Observations

Dans un premier temps, on va essayer de tester différents produits du quotidien pour se faire une première idée de ce qui est acide ou basique. Pour cela, on va se servir d'une grandeur : le pH qui indique l'acidité d'un milieu. On oppose alors à acide qui va correspondre à des valeurs de pH faible la basicité qui va donc correspondre à des valeurs de pH faible. Pour avoir une valeur indicative du pH, on utilise du papier pH (*d'ailleurs le papier pH c'est du papier imbibé d'indicateur universel : c'est genre un mélange de phénolphtaléine et d'autres trucs*).



Tester jus de citron, vinaigre, eau de javel, eau, desktop, huile, sel

Bon ok on a une première idée mais le papier pH c'est un peu nul, pour avoir une mesure précise on va utiliser un pH mètre.



Mesurer HCl, NaCl, HCl moins concentré. Attention au lycée c'est max 0,1 M.

On voit que HCl c'est très acide. NaCl c'est pas giga acide. HCl dilué c'est moins acide. Conclusion : l'acidité c'est lié à H^+ .

En solution aqueuse, au lieu de parler de H^+ , on a H_3O^+ . C'est **l'ion oxonium**. On peut alors définir le pH

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

Remarquons que si on ajoute 1 au pH, on le multiplie par 10. (comme l'échelle de Richter)

On peut alors remonter à la concentration en ions oxonium à partir de la mesure du pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

C'est pas homogène

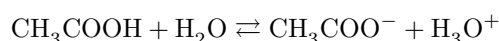
Pour moi c'est moyen au programme les c rond au lycée mais y'a quelqu'un dans le book qui s'est fait niqué pour ça donc il faut absolument au moins faire la remarque une fois.

1.2 Acides et bases de Bronsted

Bronsted (1923) énonce des définitions précises d'acides et bases en son sens

- Un **acide au sens de Bronsted** (écrire avec la petite barre sur le o mais jsp comment on fait) est une espèce chimique capable de céder un proton. Ainsi si on l'ajoute en solution la concentration en ions oxonium augmente et donc le pH diminue.
- Une **base au sens de Bronsted** est une espèce chimique capable d'accepter un proton. Ainsi, si on la met en solution, la concentration en ions oxonium diminue et le pH augmente.

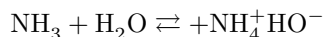
On voit donc qu'un acide et une base peuvent échanger un proton. On associe alors à chaque acide une base associée. Exemple pour l'acide éthanoïque dans l'eau :



On voit deux couples apparaître :



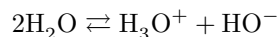
Double flèche donc la réaction peut se produire dans les deux sens. On remarque que l'eau joue Autre exemple : l'ammoniac :



Ici l'ammoniac joue le rôle d'une base, et l'eau de l'acide.

On a donc vu que l'eau pouvait jouer le rôle et d'un acide et d'une base. On dit que c'est une espèce **amphotère**.

Comme l'eau joue les deux rôles, on peut écrire la réaction acide base de l'eau sur elle même. C'est la réaction d'autoprotolyse de l'eau

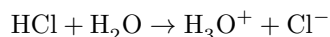


2 Force d'un acide

On a vu que différentes espèces acides n'avaient pas le même pH. On aimerait bien caractériser la force d'un acide ou d'une base : pour cela, on regarde leur réaction avec l'eau : un acide est d'autant plus fort qu'il réagit fortement avec l'eau.

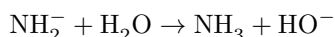
2.1 Acide et base forts

On définit les acides forts comme ceux réagissant avec l'eau de manière totale. C'est le cas de HCl par exemple !



Réaction totale donc une seule flèche. On peut faire un tableau d'avancement : le pH du milieu est alors directement lié à la concentration de l'acide.

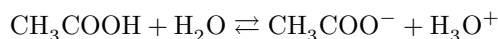
Pour une base, c'est exactement la même chose. Un exemple est la soude. Autre exemple : l'ion amidure NH_2^-



2.2 Acides et bases faibles

À contrario, si la réaction d'un acide ou d'une base est non totale avec l'eau, on parle d'acide ou de base **faible**.

Un exemple d'acide faible : le vinaigre, ou acide éthanoïque.



On a alors un **équilibre chimique** : il y a coexistence des deux espèces, et leurs concentrations n'évoluent plus macroscopiquement (ie "à l'oeil nu"). Cependant, la réaction a toujours lieu microscopiquement (analogie avec la ville de Paris) : on reverra ça dans le chapitre sur l'évolution des systèmes chimiques.

Pour caractériser cet équilibre, on introduit la **constante d'acidité**, notée K_a tq

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Soit pour avoir une formule générique, en notant AH l'acide et A- la base d'un couple acide base, on écrit la constante d'acidité associée à ce couple :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

Attention

- Cette constante n'est définie qu'à l'équilibre chimique
- Réinsister sur le fait qu'une constante est associée à un couple acido-basique.
- C'est une constante : indépendante des concentrations initiales, elle ne dépend que de la température.

C'est pas homogène

Idem, faire le choix mais en tout cas LE PRÉCISER

Comme on veut comparer la valeur de cette constante au pH, on définit de la même façon une échelle log :

$$\text{pKa} = -\log(\text{Ka})$$

Si on injecte, on trouve

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right)$$

C'est la relation d'Henderson-Hasselbalch, perso je le dirais pas à l'oral mais on peut l'avoir comme question

Ça c'est la formule générique : prenons un exemple pour être sûr d'avoir bien compris : réécrire avec l'acide acétique.

Mais avait vu que l'eau faisait une réaction acide base sur elle même : on peut lui associer une constante d'acidité aussi

$$K_e = [\text{H}^3\text{O}^+][\text{HO}^-]$$

En fait pour l'eau on l'appelle le **produit ionique de l'eau**. Et

$$\text{pKe} = 14$$

C'est pour ça que l'échelle de pH va de 0 à 14!!

Comment déterminer le pH de la solution avec un acide faible ? Blabla fair ele tableau d'avancement avec l'acide acétique ainsi

$$K_a = \frac{x^2}{(c_0 - x)}$$

toujours la même remarque sur le c rond...

Avec x la concentration en ions oxonium.

On a alors

$$x = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4c_0K_a}}{2}$$

2.3 Diagramme de prédominance

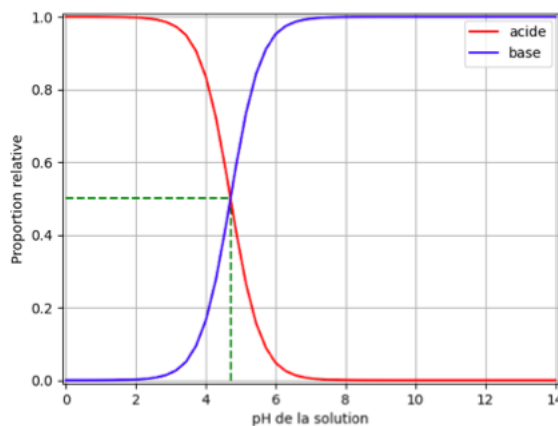


FIGURE 3 – Soyrcce Julie et Trsitane mais le tracer au tableau en expliquant

3 Applications

3.1 Détermination expérimentale d'une constante d'acidité



pKa acide éthanoïque

⚡ ESPACE 2012 p.329



On mesure le pH pour différentes concentration et on trace en log : le pKa c'est l'ordonnée à l'origine

3.2 Selon l'élément imposé : titrage acide basique

C'est dans le cahau acide-base p.261 pour le vinaigre commercial.

4 Conclusion

Si on veut regarder les questions aller sur le site de Pascal y'en a pleins [http://perso.ens-lyon.fr/pascal.wang/Agrégation%20externe/LC/LC_13_Acides%20et%20bases%20\(Lycée\)/LC_13_Acides%20et%20bases%20\(Lycée\).pdf](http://perso.ens-lyon.fr/pascal.wang/Agrégation%20externe/LC/LC_13_Acides%20et%20bases%20(Lycée)/LC_13_Acides%20et%20bases%20(Lycée).pdf)