**LC13 : Acides et bases**

***Niveau :*** *Lycée*

***Pré-requis :***

*- Réaction chimique*

*- Tableau d’avancement*

***REFERENCES :***

*[1] Blabla*

Affichage titre leçon sur slide 1

**Introduction :**

- Le concept d’acidité est très présent dans la vide de tous les jours : saveur reconnue par les papilles gustatives, produits ménagers (détergents acides), savons « pH neutre » (légèrement acide pour la peau ou les cheveux par exemple, ne signifie pas pH=7), pluies acides (origine dioxyde de soufre pollution).

*Pour culture : L'*[*oxydation*](https://fr.wikipedia.org/wiki/Oxydation)*du dioxyde de soufre, le plus souvent en présence de*[*catalyseurs*](https://fr.wikipedia.org/wiki/Catalyseur)*tels que le*[*dioxyde d'azote*](https://fr.wikipedia.org/wiki/Dioxyde_d%27azote)*NO2, conduit au*[*trioxyde de soufre*](https://fr.wikipedia.org/wiki/Trioxyde_de_soufre)*SO3 et à l'*[*acide sulfurique*](https://fr.wikipedia.org/wiki/Acide_sulfurique)*H2SO4, d'où la formation de*[*pluies acides*](https://fr.wikipedia.org/wiki/Pluie_acide)*. Elle a pour conséquence une inflammation de l'appareil respiratoire.*

- Peut-on quantifier cette notion ? D’où vient-elle chimiquement ? On développe la théorie de Brönsted (1923).

1. **Solutions et espèces acido-basiques**
2. **pH d’une solution aqueuse**

- L’acidité d’une solution est caractérisée par une grandeur sans dimension : le (pour potentiel hydrogène).

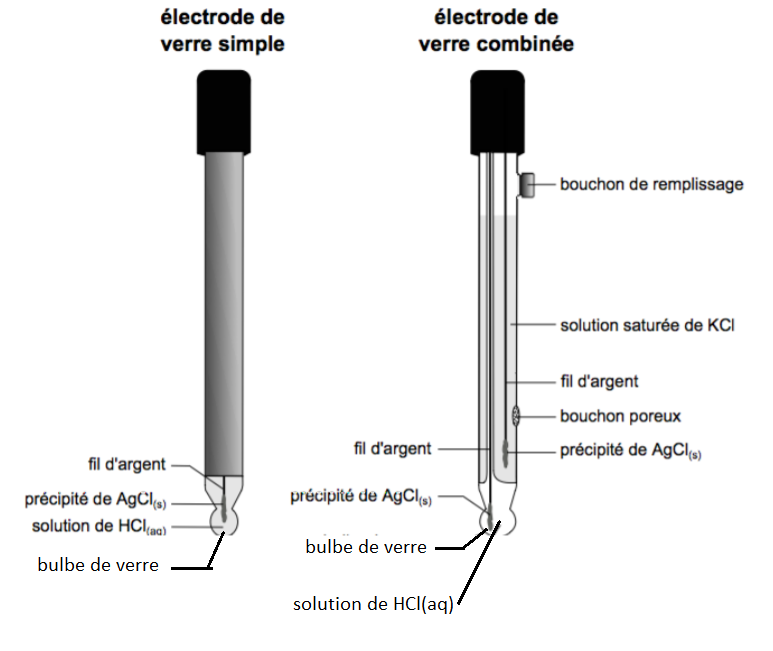
- On définit le de la manière suivante :

avec la concentration en ion hydronium, s’exprimant en et .

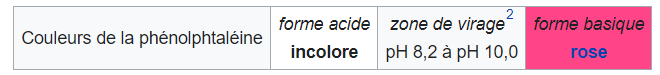
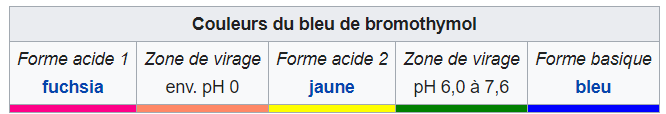
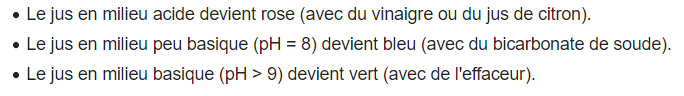
- Pour un soucis de de simplicité des écritures, on omettra par la suite d’écrire .

- Comment mesure-t-on le ? Le d’une solution se mesure à l’aide d’un -mètre. C’est un appareil qui mesure une différence de potentiel. Cette différence de potentiel évolue de manière linéaire avec le  : . C’est pourquoi il est nécessaire avant toute mesure de d’étalonner le -mètre avec deux solutions (car deux coefficients). Si les mesurés sont acides on prend en général deux solutions tampons à et . Si les mesurés sont basiques on prend en général deux solutions tampons à et .

*Pour la culture : On mesure la différence de potentiel entre une électrode de verre et une électrode de référence. On peut aussi utiliser une électrode de verre combinée qui contient déjà une électrode de référence et qui permet donc de s’abstenir d’utiliser deux électrodes.*



*Pourquoi l’électrode de verre est sensible aux ions ? voir à la fin de la leçon après conclusion*

- Une autre manière de mesurer le est d’utiliser un indicateur coloré, c’est-à-dire une espèce chimique qui change de couleur avec le (exemples : papier-, phénolphtaléine , bleu de bromothymol , ou le jus de chou rouge .

- On va illustrer ceci avec une expérience qualitative.

- Montrer la vidéo (accélérer pour ne montrer que les parties qui nous intéressent):

<https://www.youtube.com/watch?v=ntPiZ-bwHAI>

- On réalise une décoction (extraction d’un principe actif par dissolution dans l’eau bouillante) de chou rouge, on obtient un jus.

- Lorsque la solution est acide (montrer le premier tube à essai contenant du vinaigre ménager) la solution devient **rose**. Lorsque la solution est légèrement basique (montrer le quatrième tube à essai contenant une solution de bicarbonate de soude) la solution devient **bleue**. Lorsque la solution est basique (montrer le dernier tube à essai contenant du destop) la solution devient **verte**.

- On peut en plus montrer une mesure du des solutions à l’aide d’un papier .

|  |
| --- |
| Explication manip : (Le jus de chou rouge, un indicateur coloré)  - Voir corps du texte et vidéo |

**EXPERIENCE 1**

- Comment caractériser l’acidité ou la basicité d’une solution ?

- Toute solution aqueuse contient des ions oxonium et des ions hydroxyde . On constate expérimentalement que le produit des concentrations en ions oxonium et en ions hydroxyde est toujours égal à une constante. Cette constante, sans dimension (division par ) est notée et est appelée **produit ionique de l’eau**. Sa valeur numérique dépend de la température mais à :

- On a :

avec les concentration exprimées en

**Remarque : Comme le produit entre et est constant, si la concentration en l’un augmente alors celle en l’autre diminue. Si , alors et .**

- On peut alors définir ce qu’on entend par solution acide et solution basique (à :

* Une solution est dite acide si d’où et donc et donc : .
* De même, une solution est dite basique si , ce qui implique .
* Une solution est dite neutre si , et donc .

Transition : Nous allons maintenant introduire une notion centrale dans la compréhension des solutions acides et basiques : les couples acide/base.

1. **Couples acide/base**

Définition (acide) : Un **acide** est une espèce chimique susceptible de céder un ion (proton).

Définition (base) : Une **base** est une espèce chimique susceptible de capter un ion (proton).

- Exemple : L’acide éthanoïque est un acide car il est susceptible de céder un ion pour former l’ion éthanoate . Réciproquement l’ion éthanoate est une base car il est susceptible de capter un ion pour former l’acide éthanoïque. et forment ce qu’on appelle un **couple acido-basique**. On le note .

De manière générale, en cédant un ion , un acide forme une base. L’acide et la base sont dits conjugués, ils constituent un **couple acide/base**.

- On peut associer à ce couple une demi équation de réaction acido-basique :

- Seulement, cette réaction ne se fait pas spontanément, pour former sa base conjuguée, un acide doit réagir avec une base dans ce que l’on appelle une **réaction acido-basique**. Au cours de cette réaction, un ion est échangé entre l’acide est la base.

- Prenons l’exemple de la réaction entre l’acide éthanoïque et la base appartenant au couple acido-basique . La réaction qui a lieu est donc :

**Remarques : On voit que l’ion étant échangé, il n’intervient pas dans l’équation bilan de la réaction. Les réactions acido-basiques sont souvent très rapides. On peut aussi introduire une base en solution. Il faudra alors regarder la réaction de cette base avec l’eau, réaction qui produit des ions hydroxyde.**

- On remarque que l’eau appartient à deux couples acide/base à la fois, à savoir et . On dit que l’eau est une espèce **amphotère** car elle peut jouer à la fois le rôle d’acide et de base.

Transition : Comment une solution est-elle acidifiée par l’introduction d’espèces acides ? Nous allons voir que l’acidification provient de la réaction de l’acide introduit avec l’eau.

1. **Réaction d’un acide avec l’eau**

- On considère les couples acide/ base suivants : et le couple générique .

- On introduit l’acide dans l’eau en concentration initiale . Ainsi peut réagit avec dans la réaction (on suppose qu’initialement le milieu est neutre et donc que la concentration en   est très faible) :

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | | | |
| **Etat initial** |  | excès |  |  |
| **Etat final** |  | excès |  |  |

- On voit alors que l’avancement maximal est . Pour cet avancement on aura donc :

- On se propose de vérifier expérimentalement la valeur du de deux solutions de même concentration initiale respectivement en acide nitrique () et en acide éthanoïque ().

Montrer slide 2

- On voit d’après les mesures de que de la dissociation de l’acide nitrique dans l’eau est totale alors que la dissociation de l’acide éthanoïque dans l’eau ne l’est pas.

Transition : Il semblerait que la réaction que l’on a considérée n’est pas réalisée entièrement dans le second cas. Cela permet de distinguer deux différentes catégories d’acides et de bases : les acides forts et les acides faibles, associés à deux catégories de réactions.

1. **Acides et bases forts dans l’eau**
2. **Définition et exemples**

Définition (réaction quasi-totale) : Une réaction est dite **quasi-totale** en faveur des produits si l’avancement final est quasiment égal à son avancement maximal .

Définition (acide fort) : Un acide est dit **fort** si la réaction de dissociation de cet acide dans l’eau est quasi-totale quelle que soit la concentration initiale en acide. On utilise alors une flèche plutôt qu’un signe « ». .

Définition (base forte) : Une base est dite **forte** si la réaction de cette base avec l’eau est quasi-totale quelle que soit la concentration initiale en base. On utilise alors une flèche plutôt qu’un signe «  ». .

- Exemple d’acide fort : d’après l’expérience précédente et les définitions qui viennent d’être données, l’acide nitrique est donc un acide fort. Il faut alors remplacer le signe «» par une flèche.

1. **Réaction entre un acide fort et une base forte**

- Les acides forts et les bases fortes sont des espèces corrosives, il est donc nécessaire de porter des gants et des lunettes pour des solutions suffisamment concentrées (au-delà de ).

- De plus, les réactions entre un acide fort et une base faible dégagent de la chaleur (on dit qu’elles sont exothermiques). Il faut donc prendre d’autant plus de précautions.

- Dans l’eau, un acide fort forme de manière totale et une base forte forme de manière totale. Ainsi la réaction entre un acide fort et une base forte sera toujours :

- On veut doser les ions hydroxydes présents dans du Destop commercial.

Expliquer la manip avec le slide 3

- Faire l’expérience devant le jury.

|  |
| --- |
| Explication manip : (protocole expliqué dans TP\_dosage\_Destop)    - **A vérifier**: Normalement, la bouteille de Destop devrait présenter les indication suivantes sur l’étiquette : densité . Ce qui implique une masse volumique de g/L. De plus, il y sera indiqué que le pourcentage massique en hydroxyde de sodium (soude est de .  - Nous nous proposons ici de déterminer par un titrage colorimétrique la concentration en de la solution de Destop. On pourra alors calculer (avec g/mol).  Il faudra alors comparer et en calculant .  - On prélève 1 mL de Destop que l’on dilue 100 fois (fiole jaugée 100 mL complétée jusque trait de jauge avec eau distillée) pour obtenir 100 mL de solution diluée.  - On prélève  **mL** de cette solution diluée que l’on place dans un bécher sous agitation magnétique.  - On place dans la burette une solution d’acide nitrique () de concentration connue :  **mol/L**.  - La réaction support de titrage est :  - On voit qu’à l’équivalence, il n’y a ni , ni , ainsi le pH à l’équivalence attendu est neutre .  - C’est pourquoi on introduit **quelques gouttes d’un** indicateur coloré dont la zone de virage est autour de , le bleu de **bromothymol (BBT)** :    - On s’attend à un volume équivalent de mL (la solution doit perdre sa couleur bleue.  - On s’attend à trouver une concentration de la solution diluée de mol/L. Soit une concentration du Destop mol/L. |

**EXPERIENCE 2**

- On écrit le tableau d’avancement.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Equation |  |  |  |
| Quantité de matière dans l’état initial |  |  | excès |
| Quantité de matière à l’équivalence |  |  | excès |

- Calcul de . Donner l’incertitude sur  : .

- Calcul de et l’incertitude associée .

- Calculer si on retrouve indication étiquette (voir encadré). Prévoir un fichier Excel pour calculer le pourcentage massique en soude.

Transition : Nous n’avons toujours pas expliqué pourquoi le de la solution d’acide éthanoïque n’était pas égal à 2. Nous allons le comprendre dans la prochaine partie.

1. **Acides et bases faibles dans l’eau**
2. **Définition et exemples**

Définition (équilibre chimique) : Si , les réactifs et les produits sont présents en quantité non négligeables dans l’état final. La réaction est alors qualifiée d’**équilibre chimique**. La notation «  » est alors à utiliser.

Définition (acide faible) : Un acide est dit **faible** si la réaction de dissociation de cet acide dans l’eau est un équilibre chimique : .

Définition (base forte) : Une base est dite **faible** si la réaction de cette base avec l’eau est un équilibre chimique : .

- On comprend maintenant que le de la solution d’acide éthanoïque n’était pas égal à car la réaction de dissociation de l’acide éthanoïque dans l’eau était un équilibre chimique et donc non quasi-totale.

1. **Constante d’acidité et diagramme de prédominance**

Un couple acide faible/base faible est caractérisé par une constante sans dimension, appelée **constante d’acidité** et notée dont la valeur ne dépend que de la température.

- Lorsqu’un acide faible est introduit en solution, il réagit avec la base dans la réaction (insister sur le signe :

- Dans tous les cas, à la fois et sont présents en solution. A l’équilibre, on a la relation suivante :

- Ainsi pour l’acide éthanoïque :

- Pour le couple . D’après le tableau d’avancement traité plus haut on a donc :

- En résolvant l’équation polynomial du second degré on trouve

- On retrouve donc la valeur de obtenue expérimentalement.

**Existe-t-il une autre utilité à ?**

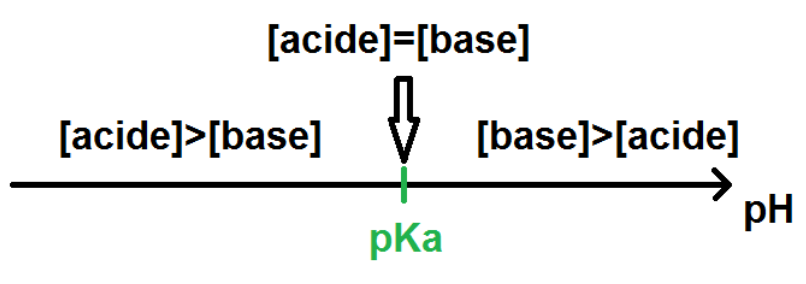
- On définit aussi le .

- On peut obtenir alors la relation suivante :

- On peut alors construire un diagramme de prédominance en échelle de :

* Si alors
* Si alors et l’espèce acide prédomine
* Si alors et l’espèce basique prédomine

- Tout ceci peut être résumé sur le diagramme suivant :



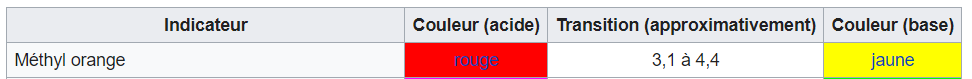
- On comprend maintenant ce qu’est un indicateur coloré. Il s’agit d’un couple acido-basique dont les formes acide et basique n’ont pas la même couleur. Selon le de la solution dans lequel l’indicateur est présent, la couleur de la forme acide ou basique prédomine. La **zone de virage** se situe donc autour de la valeur du du couple considéré.

- Exemple de l’hélianthine dont le est autour de .

L'**hélianthine**, autrement appelée **méthylorange** (MO), orangé III[5](https://fr.wikipedia.org/wiki/H%C3%A9lianthine#cite_note-larousse-5) ou encore orangé de méthyle, est un [indicateur coloré](https://fr.wikipedia.org/wiki/Indicateur_de_pH) utilisé en chimie pour marquer la présence d'un milieu [acide](https://fr.wikipedia.org/wiki/Acide) (il vire en rose-rouge) ou d'un milieu [basique](https://fr.wikipedia.org/wiki/Base_(chimie)) (il vire en jaune-orangé). La modification du système conjugué par la protonation de la double liaison provoque un changement du maximum d'absorption. On l'utilise donc pour les dosages acido-basiques.

Sa formule chimique est C14H14N3O3S-,Na+ lorsqu'il est sous forme de sel. Le couple acide-base correspondant est NH2-Phen-N=N-Phen-SO3- / NH+2-Phen-N-NH-Phen-SO3-. Le p*K*a de ce couple est 3,39.

Son nom date du xixe siècle et emprunte à la plante [hélianthe](https://fr.wikipedia.org/wiki/H%C3%A9lianthe)[5](https://fr.wikipedia.org/wiki/H%C3%A9lianthine#cite_note-larousse-5) (du latin helianthus - du grec hêlios, « soleil », et anthos, « fleur »).



1. **Contrôle de la valeur du pH**

Définition (solution tampon) : Une **solution tampon** est une solution dont le varie peu lorsqu’on y ajoute une petite quantité d’acide, de base ou lorsqu’on la dilue de façon modérée.

- En pratique, on réalise une solution tampon en réalisant le mélange d’un acide faible et de sa base conjuguée à des **concentrations voisines**. Le couple acide/base est choisi de telle sorte que son soit proche du de la solution que l’on souhaite obtenir :

Si alors

- Lorsqu’on ajoute un acide fort à une solution tampon, la réaction suivante se produit :

- Lorsqu’on ajoute une base forte à une solution tampon, la réaction suivante se produit :

- Dans les deux cas, si la quantité d’acide fort ou de base forte ajoutée est très inférieure aux quantités d’acide faible et de base faible initiales, alors le rapport ne va que peu changer, ce qui n’entraîne qu’une faible variation du de la solution.

- On se propose de faire une petite expérience pour montrer les effets d’une solution tampon.

- On dispose de trois tubes à essais :

* Le premier contient une solution d’acide éthanoïque.
* Le deuxième contient une solution tampon acide éthanoïque/ ion éthanoate.
* Le troisième contient de l’eau. Il s’agit d’un tube témoin.

Montrer la vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=g_ZK2ABUjvA>

S’aider du slide 4 pour faire correspondre couleur et

- On ajoute de l’indicateur coloré universel à chacun des trois tubes (en gros c’est du papier- liquide) afin de pouvoir lire en direct le pH de chaque solution.

- On ajoute de la soude aux trois tubes à essai. On voit que l’eau devient très vite basique. Mais plus important, la solution tampon est bien plus robuste pour maintenir son autour de (couleur orange) que ne l’est la solution d’acide éthanoïque seule.

|  |
| --- |
| Explication manip : (Effet tampon)  - Voir corps du texte et vidéo |

**EXPERIENCE 3**

- Les édifices biologiques utilisent cet effet tampon pour assurer la bon déroulé des fonctions vitales (comme l’activité catalytique par exemple, extrêmement dépendante du , ou le du sang maintenu entre 7,35 et 7,45 par une solution tampon physiologique formée par le couple [H2CO3](https://fr.wikipedia.org/wiki/Acide_carbonique)/[HCO3−](https://fr.wikipedia.org/wiki/Hydrog%C3%A9nocarbonate), acide carbonique/bicarbonate)

**Conclusion :**

* Pour les mélanges d’acides faibles, on peut les classer en fonction de leurs et ainsi prévoir les réactions.
* Il existe d’autres catégories de réactions de type donneurs/accepteurs : les réaction d’oxydo-réduction.

