**LC13 : Acides et bases**

***Niveau :*** *Lycée*

***Pré-requis :***

*- Réaction chimique*

*- Tableau d’avancement*

*- dosage par titrage (y compris méthode des tangentes même si ça devrait être introduit dans ce cours)*

***REFERENCES :***

*[1] voir CR, les 2 sont accessibles*

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 hydrons, s’exprimant en et .

On trouve dans la litérature l’ions hydronium qui resulte de la réaction entre un hydron et une molécule d’eau. En solution acqueuse ces deux notations sont équivalentes. (ça permet de justifier le fait que souvent on utilise l’autre notation)

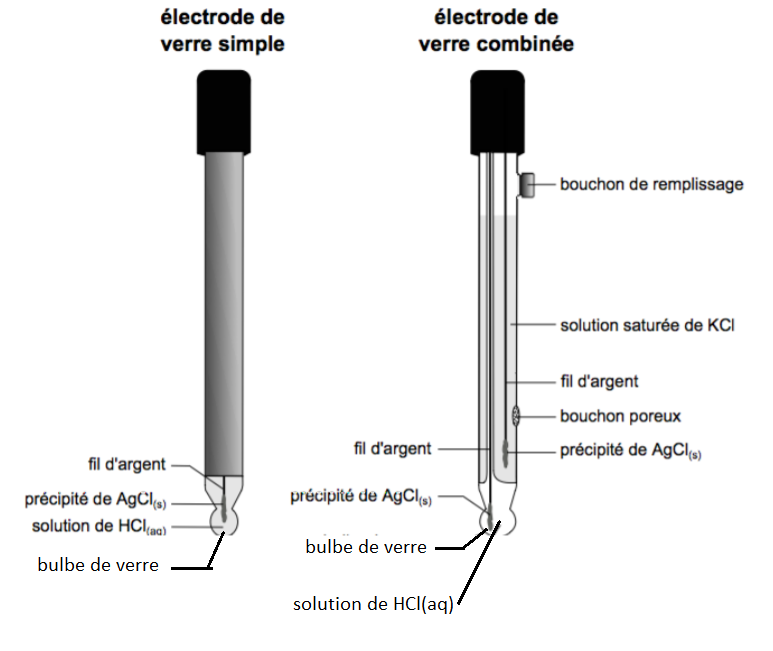
- Pour un soucis de de simplicité des écritures, on omettra par la suite d’écrire .

- 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 .

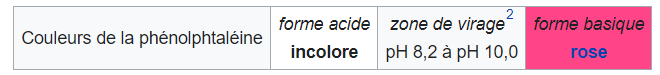
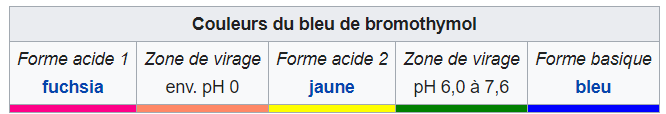
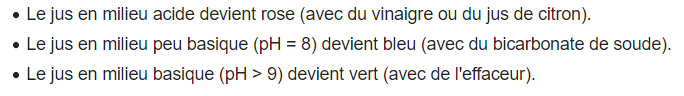
Monteer vidéo <https://www.youtube.com/watch?v=qnb7J5mqVAQ> pour illustrer comment on étalonne avec un pH mètre. Parler du rinçage des éléctrodes, attente pour stabilisation des mésures.

Voir le cours d’anne sophioe Bernard Techniques experimentales en chimie pour repondre aux questions du pH mètre.

*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~~](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~~* |

***L’explication du pourquoi des couleurs est très complexe, nous avons à priori un effet batochrome dû à la délocalisation des doublets au sein de la molécule, mais montrer exactement quels doublets sont délocalisées est complexe. Remplacer cette partie et monter plutôt la vidéo :*** [**https://www.youtube.com/watch?v=qnb7J5mqVAQ**](https://www.youtube.com/watch?v=qnb7J5mqVAQ) **pour montrer une mesure avec un pH mètre.**

**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 : (*rq Ke change avec T m ais on ne rentre pas dans ces détails*)

* 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 .

Le pH dans l’eau est compris entre ]0 ; 14[

Transition : Nous avons un critère pour dire si une soluton est un acide ou une base. Mais concretement, c’est quoi un acide ?

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).

On comprend mieux maintenant pourquoi une solution acide a un pH inferieur à 7. C’est parce que la concentration d'ion hydronium (H30+)

- Exemple : L’acide éthanoïque (vinaigre, donne le gout acide) 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 hydron pour former l’acide éthanoïque. et forment ce qu’on appelle un **couple acido-basique**. On le note . (introduire ici la notion de couple acide/base et la démi équation)

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

De manière générale, en cédant un hydron , un acide forme une base. Cet acide et cette base sont dits conjugués, ils constituent un **couple acide/base**.

- Seulement, 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 hydron 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 : (écrire les deux couples puis entourer les espèces qui réagissent et les produits obtenus)

*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 : Si on ajoute de l’acide dans de l’eau que vaut alors le pH de la solution obtenue ?

1. **Réaction d’un acide avec l’eau**

**SLIDE 2**

On fair réagir l’eau et de l’acide chloridrique. (presenter rapidement sur slide **l’acide chloridrique**, dire que **c’est un gaz** mais dans le commerce on vend la solution quin resulte de cette réaction. Se reseigner sur la production et les utilisations. (voir <https://fr.wikipedia.org/wiki/Acide_chlorhydrique#Utilisations> pour utilisations, nottament détartrage CaCO3 + 2 HCl → CO2 + H2O + CaCl2.)

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

- On montre sur slide le tableau d’avancement de la réaction de 0,1 mol de HCl dans un volume V = 1 litre d’eau.

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

- On se propose de vérifier par simulation la valeur du de la solution ainsi obtenue. On théorie on dot avoir pH = 2.

<https://physique-chimie.discip.ac-caen.fr/IMG/html/dosage_titrage.html>

Montrer que c’est bien le cas. (voir slide caché)

Et pour l’acide éthanoique ? – Montrer que on trouve un pH de 3,2. Pourquoi ?

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

- Remonter à l’expression du pH pour l’acide éthanoique, sauf que cette fois-ci, l’avancement maximale n’est pas n0. Lácide n’est pas totalement dissociée dans l’eau ! (écrire le tableau d’avancement correspondant)

Avec xsi < no, il reste donc de l’acide, on dit que dcet acide n’est pas entièrement dissociée dans l’eau

Transition : La réaction avec l áqcide éthanoique n’est pas réalisée entièrement. 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**

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.

Exemple acide chloridrique : .

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. Exemple l’ion éthanoate base conjugué de l’éthanol, l’alcool courant, utilisé pour désinfecter.

*Rq (l’éthanol desinfecte probablement par dénaturation et non pas autre type de réaction)*

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 concentrées (*rq : au-delà de* ).

- 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 :

- 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.

Montrer vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=K6btETvO6gk> dégagement de la chaleur lors de la réaction entre acide fort et base forte.

- *On veut doser les ions hydroxydes présents dans du Destop commercial. Ne pas le faire, faire plutôt une experience pour déterminer le pKa plus tard*

*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 avons parlé d’acides et bases fortes, il y a donc évidement des acides et bases faibles.

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 : Exemple, réaction entre l’acide éthanoique et l’eau.

Définition (base forte) : Une base est dite **faible** si la réaction de cette base avec l’eau est un équilibre chimique. Exemple l’ammoniac, molécule beaucoup utilisé dans les engrais :

(pkA = 9,2)

Mais alors, comment trouver l’avancement maximal ?

1. **Constante d’acidité**

**Définition constante d’acidité :** 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.

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

- Comme l’acide est faible, il n’est pas entièrement dissociée. Nous avons dans la solutions à la fois et. La constante d’’ equilibre pour ce couople s’ecrit :

Entourer l’acide et la base avec des couleurs et dire que la constante d’acidité pour tout couple est définit comme la constante d’équilibre de la réaction entre l’acide et l’eau. Donc Ka = rapport des concentrations \* concentrations d’ions hydronium.

Experimentallement comment on trouve la constante d’acidité ?

On fait un dosage !

Si on prend le log de l’équation de la constante d’acidité de l’acide éthanoique on arrive à l’équation :

- On définit aussi le .

 (avec les bonnes espèces acides !) ,

Lors du dosage, quand la concentration entre l’acide éthanoïque et l’ion éthanoate sont égales, on trouve que le pKa = pH !.

Faisons le dosage 0,1 par 0,01 de base fprte (mettre l’indicateur colorée phenophjtaléine et le faire remarquer):

<https://physique-chimie.discip.ac-caen.fr/IMG/html/dosage_titrage.html>

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | | | |
| **Etat initial** |  | 0 |  |  |
| **Etat qq** |  | 0 |  |  |
| **Équivalence** | 0 | 0 |  | excès |
|  |  |  |  |  |

(utiliser et utiliser la méthode des tangentes pour trouver l’équivalence. Se rappeler que on introduit la méthode des tangentes dans ce cours en réalité,l on peut le discuter brièvement pour expliquer comment on fait , la théorie est plutôt complexe <http://jj.mevel2.free.fr/contenu/terminale/chimie/partieB/dosage_titrage_pH_metrique/methode_tangenes.pdf> p. 13)

Une fois que nous trouvons le volume à l’équivalence, on trouve naturellement le volume de démi équivalence (moitié du volume d’équivalence). On peut alors trouver le pH de la solution pour cette démi-équivalence ce qui nous donne le pKa du couple !

- Pour le couple (pKa = 4,8).

Pourquoi on s’interesse au pKa ?

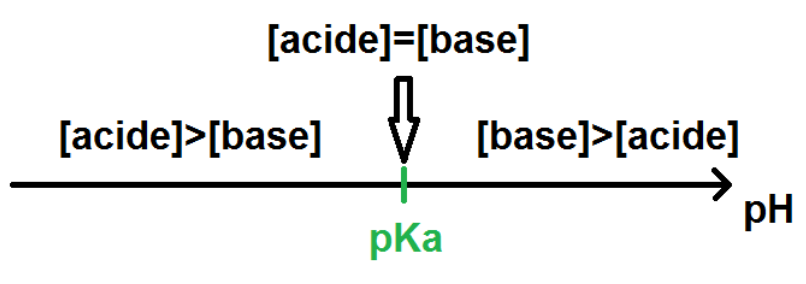
**C) Domaine de prédominance**

- Nous avons obtenu la relation:

- On peut alors construire un diagramme de prédominance en échelle de , continous avec l’exemple de l’acide éthanoique.

* 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 :



Faire le diagramme pour l’acide éhanoique. Puis dire que on ajoute aussi de l ámmoniac dans la solution à une concentration inconnue. Ajouter l’ammoniac dans le diagramme (pKa = 9,2). Puis dire que une mésure du pH nous permet alors de savoir sous quelle forme les espèces sont en solution. Dire que souvent on parle de prédominance pour pH = Pka + 1 (10 fois plus) !

C’est avec ce diagramme que nous pouvons comprendre les indicateurs colorées

**D) Indicateurs colorées**

- Def : un **indicateur coloré** est un couple de deux espèces chimiques dont l’une de ces espèces prédomine par rapport aux autres en solution, et ce en fonction des propriétés du milieu. En fonction de l’espèce qui prédomine, la couleur de la solution est différente.

Par exemple, la phénophtaléine que nous avons utilisé en parallèle avec le dosage pH métrique est compoosé d’un couple acido-basique dont les formes acide et basique n’ont pas la même couleur. (<https://fr.wikipedia.org/wiki/Ph%C3%A9nolphtal%C3%A9ine> )

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. Pour la phénophtaléine le pKa est de 9,4 mais on constate le début de la coloration vers un pH un peu supérieur à 8 (*essayer de le montrer une fois si on peut, si non tan pis*). Il est incolore avant ce pH, quand la forme acide prédomine. (avoir en tête les formes, la raison de la coloration est la possibilité de conjuguer entre les cycles !)

(acoir en tête que la phenophtaleine est CMR donc interdite au lycée, on l’utilise ici à cause de la simulation mais en pratique utiliser d’autres : (<https://national.udppc.asso.fr/index.php/21-espace-labo/securite/595-chimie-produit-en-question-la-phenolphtaleine>).

**Conclusion élargie.**

Les indicateurs colorées montrent que les formes que prennent les molécues en milieu acide et basique peuvent avoir des changement important quand à leur propriétés. Pour les indicateurs colorées de pH la propriété en question est la couleur, mais ça peut être le fonctionnement d’une molécule comme c’est le cas en biologie.

(*chercher d’éfinition de macromolécule*)

Par exemple, la lactase est une enzyme qui permet la digestion du lactose, protéine contenue dans le lait chez l’humain. La lactase a une structure 3D bien définie (**voir SLIDE**), cependant cette structure est sensible au pH. Chez l’humain la lactase permet la digestion du lactose du lait. Ceci ce fait dans l’estomac donc dans un pH acide 2-6. Mais si la lactase était soumise à un pH basique ~ 10-12 elle perdrait sa structure et ne serait plus capable de permettre la digestion du lactose du lait !

Ainsi, connaitre ce qu’est un acide et une base, savoir mesurer une constante d’acidité et de mésurer le pH d’une solution est important non seulement en chimie, mais aussi dans la biologie moléculaire.

En chimie, ça permet entre autres de faire des dosages plus précis que en utilisant des indicateurs colorées. Nous verrons dans le prochain cour d’autres techniques de dosage quantitatives pour des réactions qui ne sont pas seulement des réactions acide-base.

Pas le temps.

**e) Contrôle de la valeur du pH (seulement si il y a le temps)**

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.

