

# LC14 – ACIDES ET BASES

Jeudi 24 novembre 2016

Jolan Desné & Benjamin Guiselin

*Quand il y en a trop d'un côté et pas assez de l'autre,  
apparaît un processus de transfert. C'est logique.  
On voit bien, par là, que tout est pour le mieux  
dans le meilleur des mondes.*

PANGLOSS EN LABO DE CHIMIE

## Niveau : Lycée

## Commentaires du jury

Aucun commentaire particulier.

## Bibliographie

- ♣ *Physique-Chimie Terminale S*, **SIRIUS (2012)** → Pour avoir une idée du programme.
- ♣ *Physique-Chimie Terminale S*, **E.S.P.A.C.E (2012)** → Notamment page 329 pour le pKa de l'acide acétique.
- ♣ *Physique-Chimie Terminale S*, **Microméga (2012)** → Toujours recouper les sources...
- ♣ *Des expériences de la famille acide-base*, **De Boeck** → Notamment page 175 pour le tampon hydrogénocarbonate/carbonate et page 132 pour des éléments sur la spectroscopie du BBT.

## Prérequis

- Tableaux d'avancement
- Cinétique chimique
- Spectrophotométrie
- Chimie organique de base

## Expériences

- ☞ Diverses mesures de pH avec du papier pH
- ☞ Diverses mesures de pH avec un pH-mètre
- ☞ Mesure du pKa de l'acide acétique
- ☞ Diagramme de prédominance du BBT
- ☞ Vérification des propriétés d'une solution tampon

## Table des matières

<b>1</b>	<b>pH, acides et bases : définitions</b>	<b>2</b>
1.1	Approche expérimentale . . . . .	2
1.2	Approche microscopique . . . . .	3
1.3	Théorie de Brønsted . . . . .	4
<b>2</b>	<b>Réactions acido-basiques</b>	<b>5</b>
2.1	Définition générale . . . . .	5
2.2	Réaction d'un acide avec l'eau : force et faiblesse . . . . .	5
2.3	Réaction d'une base avec l'eau . . . . .	7
<b>3</b>	<b>Variations et régulation du pH</b>	<b>7</b>
3.1	Influence du pH sur la composition d'un système chimique : diagrammes de prédominance . . . . .	7
3.2	Solutions tampon . . . . .	9

## Introduction

Nous allons nous intéresser dans cette leçon à quelque chose dont vous avez sans doute déjà souvent entendu parler dans votre vie, à savoir le pH.

Celui-ci se retrouve en effet dans différents domaines de la vie quotidienne, tels que l'aquariophilie (on sait que les poissons ne peuvent pas vivre en-dessous d'un certain pH), les publicités pour les gels douches vantant leur pH neutre (on entend aussi parfois parler d'un pH de 7...), ou bien lorsqu'on entend parler du pH acide de l'estomac (qui lui permet de ronger les aliments) ou encore lorsqu'on entend dire que le pH de notre corps est fixé sous peine de coma ou de mort. On peut aussi évoquer des sujets relevant de l'écologie, les industries étant responsables de créer des pluies acides (ou encore de faire diminuer le pH des cours d'eau).

Il semble donc nécessaire de s'intéresser au pH et de se demander à quoi il correspond. C'est la question à laquelle nous allons chercher à répondre au cours de cette leçon : *qu'est-ce que le pH ?*

Puis une fois que nous saurons ce qu'est le pH, nous pourrions chercher à répondre à cette autre question cruciale : *comment le pH varie-t-il et comment peut-il être régulé par l'organisme ?*

## 1 pH, acides et bases : définitions

### 1.1 Approche expérimentale

On va présenter ici une première expérience, par manière de mise en bouche.



#### Mesure du pH de quelques solutions simples avec du papier pH

🔧 Livre de référence : aucun

⌚ 2 minutes

Le papier pH peut être trouvé non seulement en laboratoire mais aussi dans n'importe quel guide d'aquariophilie, c'est donc un objet de la vie courante<sup>a</sup>, en lisant ce qui est écrit dessus on constate que la couleur du papier donne une indication sur la valeur du pH de la solution dans lequel il est trempé.

- Premièrement, lorsqu'on plonge le papier pH dans une solution d'acide chlorhydrique (comme celui qui se trouve dans l'estomac pour assurer la digestion), on constate que le papier pH devient rouge, ce qui correspond à une valeur de pH de l'ordre de 2.
- En faisant la même chose avec une solution de Destop diluée (c'est un produit ménager courant), on peut constater que le papier pH devient bleu, ce qui correspond à une valeur de pH de l'ordre de 12.
- Enfin, plongé dans une solution d'eau du robinet, le papier pH, en devenant vert, nous indique une valeur de pH qui se situe autour de 7.<sup>b</sup>

<sup>a</sup>. Mais si mais si...

<sup>b</sup>. Pour ceux que la chose intéresse : ces trois solutions ont été préparées, la première avec de l'acide chlorhydrique à 0,01 mol/L, la seconde avec du Destop dilué 250 fois, et la dernière en prenant simplement de l'eau du robinet, sans tricher...

Passons maintenant à une seconde expérience, plus quantitative : on utilise cette fois une machine appelée pH-mètre.



#### Mesure du pH de quelques solutions simples avec un pH-mètre

🔧 Livre de référence : aucun

⌚ 2 minutes

On utilise un pH-mètre préalablement étalonné, avec les trois solutions précédentes : ceci nous permet d'obtenir cette fois une valeur de pH précise pour chacune des trois solutions susmentionnées... (Attention, ne donner qu'un chiffre après la virgule, c'est le chef qui l'a dit !)

Après ce premier aperçu pragmatique, venons-en à des considérations plus théoriques : on définit la référence comme étant l'eau pure à 25 degrés, donc le pH 7<sup>1</sup>. Seront dites acides les solutions d'un pH inférieur, et basiques les solutions d'un pH supérieur. Quant aux solutions d'un pH égal à 7, elles seront dites neutres.

1. L'écart à la valeur de pH 7 qu'on peut observer pour l'eau du robinet s'explique aisément si l'on considère son degré d'impureté...

↓ Maintenant, nous allons chercher à relier ces résultats aux caractéristiques microscopiques des solutions.

## 1.2 Approche microscopique

Prenons l'exemple de la solution d'acide chlorhydrique, dont le pH est de 2. Il s'agit d'une solution acide (c'est en accord avec son nom), qui contient, outre l'eau dont la neutralité est avérée, des ions  $H^+$  et des ions  $Cl^-$  ; la question qu'on peut se poser dès lors est la suivante : laquelle de ces deux espèces en solution est-elle responsable de l'acidité ? Afin de le comprendre, nous allons maintenant entreprendre une démarche d'investigation.



### Mesure du pH de trois solutions présentant un ion commun pour déterminer quel ion en solution est responsable du pH

🔗 Livre de référence : aucun

⌚ 2 minutes

Dans un premier bécher, on met une solution de chlorure de sodium de même concentration que la solution précédente ; dans un autre bécher, on introduit une solution d'acide nitrique, cette fois encore de même concentration que la solution d'acide chlorhydrique.

La solution de chlorure de sodium s'avère être d'un pH de 7 alors que la solution d'acide nitrique est d'un pH de 2, c'est donc vraisemblablement l'ion  $H^+$  qui est responsable du pH !

C'est effectivement l'ion  $H^+$  qui est responsable du pH, de façon tout à fait générale ; et c'est là la première chose importante qu'il sied de retenir :

Le pH d'une solution est lié à la concentration des ions  $H^+$  qu'elle contient.

Plus précisément, la relation liant le pH et la concentration des ions  $H^+$  en solution est la suivante :

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+]$$

Le pH étant défini sans unité tandis que la concentration est donnée en mol/L. Vous remarquerez qu'on écrit  $H_3O^+$  et non  $H^+$  ; en effet, l'ion  $H^+$  est toujours capté par une molécule d'eau en solution (c'est le processus de solvation). L'ion résultant  $H_3O^+$  s'appelle l'ion *oxonium*.

Bien sûr, la relation que nous venons d'écrire est une relation capitale qu'il s'agit de retenir.

Avant de passer à la suite, vérifions que cette relation est bien cohérente au regard des résultats précédents. On a vu que le pH de la solution d'acide chlorhydrique à 0,01 mol/L est de 2, ce qui correspond bien à la formule :

$$[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L} \quad \Rightarrow \quad \text{pH} = 2$$

Par ailleurs, dans le cas de l'eau, la formule introduite implique :

$$[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

L'électroneutralité de la solution impose que s'il se trouve des ions positifs dans le milieu, il s'y trouve aussi des ions négatifs ; or on sait qu'il n'y a quasiment que des molécules d'eau dans l'eau, c'est-à-dire des molécules constituées d'hydrogène et d'oxygène ; donc il s'agit de proposer un anion constitué seulement d'hydrogène et d'oxygène pour contrebalancer les charges positives dues à la présence de cations oxonium dans le milieu. L'anion le plus simple qu'on puisse proposer est  $HO^-$ . C'est en effet cet ion qui est présent dans le milieu. On peut donc écrire :

$$[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Ce qui implique :

$$[H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2 \text{ (à 25 degrés Celsius)}$$

Ce résultat se généralise en vérité à toute solution aqueuse, si bien qu'on peut écrire :

$$[H_3O^+][HO^-] = K_e(T) \text{ avec } K_e(T = 25 \text{ degrés Celsius}) = 10^{-14}$$

$K_e$  est ce qu'on appelle le *produit ionique de l'eau*. Cette grandeur est par définition sans unité. Ici encore, la formule est à retenir.

Revenons maintenant aux notions d'acide et de base. Avec ce qu'on a vu plus haut, on peut dire qu'une solution acide est caractérisée par une concentration en ions oxonium plus grande que sa concentration en ions hydroxyde, tandis qu'une solution basique est caractérisée par une concentration en ions hydroxyde plus grande que sa concentration en ions oxonium. Une solution neutre, quant à elle, est caractérisée par une même concentration en ions oxonium et hydroxyde.

Mais comment comprendre la présence de ces ions en solution dans le cas général ? Cette question nous amène à la théorie de Brönsted.

### 1.3 Théorie de Brönsted

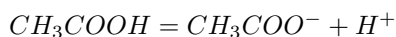
Dans la théorie de Brønsted (formulée par le chimiste danois Joannes Brønsted en 1923), les acides et les bases sont définis de la manière suivante :

Acide : espèce chimique susceptible de céder un proton  $H^+$  en solution.

Base : espèce chimique susceptible de capter un proton  $H^+$  en solution.

Conséquence : un acide ajoute des ions oxonium dans le milieu et fait augmenter leur concentration, tandis qu'une base, à l'inverse, capte des ions oxonium dans le milieu et fait diminuer leur concentration ; donc un acide fait diminuer le pH alors qu'une base fait augmenter le pH. Tout est bien cohérent !

Considérons un exemple de la vie courante, à savoir le vinaigre. Il s'agit en fait d'un acide selon la définition de Brønsted, appelé l'*acide acétique*. D'après la définition précédente, on peut écrire :



L'espèce qu'on voit apparaître de l'autre côté de l'équation est l'*ion acétate*. Il s'agit manifestement d'une base puisque cette espèce peut capter un proton. On constate donc qu'à tout acide peut être associée une base, qu'on appelle sa *base conjuguée*. Cela nous permet de définir un *couple acido-basique*, qu'on note  $AH/A^-$ . Exemple :  $CH_3COOH/CH_3COO^-$ . Autre exemple :  $H_3O^+/H_2O$  et  $H_2O/HO^-$ .

Il s'agit cette fois d'un cas un peu particulier. L'espèce  $H_2O$  appartient en effet, comme on peut le voir, à deux couples acido-basiques différents, jouant dans l'un le rôle d'acide et dans l'autre le rôle de base. C'est la définition même d'une *espèce amphotère*, aussi appelée *ampholyte*.

Espèce amphotère : espèce chimique qui joue le rôle d'acide dans un couple acido-basique et le rôle de base dans un autre couple.

On a vu que les acides ont tendance à libérer des ions  $H^+$  en solution et que les bases ont tendance à en capter. On peut donc envisager un processus d'échange entre ces deux sortes d'espèces chimiques. C'est ce qui nous amène à la deuxième partie de cette leçon.



## 2 Réactions acido-basiques

### 2.1 Définition générale

Définissons ce qu'est une réaction acido-basique :

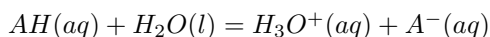
Quand on met ensemble en solution un acide et une base, il se produit entre ces deux espèces un échange d'ions  $H^+$  appelé *réaction acido-basique*.

Les propriétés d'une telle réaction sont les suivantes : elle est toujours très rapide ; et elle peut être quasi-totale (si on note  $\xi$  l'avancement de la réaction, on peut écrire dans ce cas :  $\xi = \xi_{max}$ ), ou bien équilibrée (on a dans ce cas :  $\xi \leq \xi_{max}$ ).

De prime abord, deux questions émergent : comment savoir dans quelle mesure se fera une réaction acido-basique, si elle sera quantitative ou non ? Et que se passe-t-il si l'une des espèces impliquées est l'eau ? (Cas typique dans l'organisme ou pour ce qui est de la pollution des eaux...) <sup>2</sup>

### 2.2 Réaction d'un acide avec l'eau : force et faiblesse

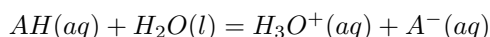
Le paradigme est le suivant : on considère un acide  $AH$  qu'on met en présence d'eau  $H_2O$  ; dans ce cas, l'eau jouera nécessairement le rôle de base et on aura les couples suivants :  $AH/A^-$  ;  $H_3O^+/H_2O$ . La réaction acido-basique s'écrira donc :



On peut déjà remarquer quelques propriétés importantes de cette réaction : d'abord, elle libère des ions oxonium dans le milieu, on peut donc en déduire que *l'ajout d'un acide dans l'eau fait diminuer le pH* ; en outre, on comprend bien que plus l'avancement de la réaction sera grand, et plus le pH diminuera. On va garder cet élément en tête pour la suite, car il va nous servir à comprendre comment l'organisme peut réguler son pH intérieur.

Il sied maintenant de faire la distinction entre deux grandes familles d'acide : d'une part, un *acide fort* se définit comme étant un acide qui donne lieu à une réaction totale ou plus exactement quasi-totale avec l'eau.

Faisons un tableau d'avancement pour expliciter ce phénomène.



État initial :       $n$       excès      0      0

État final :      0      excès       $n$        $n$

Si l'on ne tient pas compte des ions oxonium déjà présents dans le milieu (ce qui se justifie aisément par une étude d'ordres de grandeur), il vient :

$$[H_3O^+] = n/V$$

Si on note  $V$  le volume total de la solution. Donc si on note  $C$  la concentration initiale de l'acide fort, on a :

$$[H_3O^+] = C$$

Et on retiendra qu'en présence d'un acide fort, le pH s'exprime de la façon suivante :

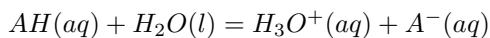
$$pH = -\log(C)$$

2. Ici, on escamote allégrement, l'air de rien, le cas des réactions entre un acide quelconque et une base quelconque, ce qui permet de gagner beaucoup de temps et de ne pas avoir à définir une constante de réaction  $K$  faisant intervenir plusieurs constantes d'acidité...

Un exemple d'acide fort bien connu :  $HCl/Cl^-$ .

Il existe d'autre part des *acides faibles* qui, a contrario, donnent lieu à des réactions seulement partielles (ou équilibrées) avec l'eau.

Réécrivons l'équation de la réaction associée :



Pour comprendre ce qui se passe en solution dans le cas d'un acide faible, nous allons réaliser une nouvelle expérience.



### Mesure d'une constante d'acidité par dosage pH-métrique

🔗 Livre de référence : E.S.P.A.C.E (2012), page 329      ⌚ 4 minutes

Cette expérience portera sur l'acide acétique, dont on a déjà parlé précédemment et qui est un acide faible. Il s'agit de verser à la burette graduée une certaine quantité d'acide acétique dans une solution de 25 mL d'acétate de sodium à la même concentration, puis de relever le pH correspondant.

On peut ensuite observer les résultats et tenter de les modéliser. Nous avons tracé en l'occurrence la droite  $pH = f(\log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]})$ . Les points supplémentaires correspondent à une autre manipulation faite en préparation, au cours de laquelle on a simplement versé une solution d'acétate de sodium dans une solution de 25 mL d'acide acétique de même concentration, ce qui permet d'avoir une plus grande plage de valeurs pour le quotient  $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ . On constate qu'une modélisation affine convient parfaitement. La pente indiquée vaut à peu près 1 (plus ou moins 0,6), tandis que l'ordonnée à l'origine vaut environ 4,6 (plus ou moins 0,2).

Conclusion de l'expérience : on retiendra pour la suite que le pH d'une solution aqueuse dans laquelle on a introduit un acide faible peut s'écrire :

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

Où l'on appelle  $pK_a$  l'ordonnée à l'origine précédemment trouvée. Cette formule importante est appelée *formule de Henderson*.

En réutilisant la relation essentielle qui lie le pH à la concentration en ions oxonium, et en écrivant de plus que :

$$K_a = 10^{-pK_a}$$

Soit encore :

$$pK_a = -\log(K_a)$$

On peut montrer l'égalité suivante :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{(eq)}[A^-]_{(eq)}}{[AH]_{(eq)}}$$

Cette dernière grandeur est appelée la *constante d'acidité* du couple acido-basique. Elle est sans unité. Il s'agit d'un exemple de *constante d'équilibre*.

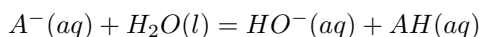
On remarquera que dans le cas où l'acide introduit serait l'eau, on aurait :

$$K_a = [H_3O^+]_{(eq)}[HO^-]_{(eq)} = K_e$$

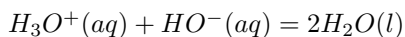
Voyons maintenant ce qu'il en est de la réaction d'une base avec l'eau. Comme il s'agit essentiellement du même raisonnement, nous irons un peu plus vite.

## 2.3 Réaction d'une base avec l'eau

Cette fois, la réaction paradigmatique s'écrit :



Les propriétés importantes de cette réaction sont les suivantes : d'abord, elle libère des ions hydroxyde dans le milieu, ce qui va entraîner une diminution de la quantité d'ions oxonium présents en solution selon la réaction :



On peut donc en déduire que *l'ajout d'une base dans l'eau fait augmenter le pH* ; en outre, on comprend bien que plus l'avancement de la réaction sera grand, et plus le pH augmentera. Cette fois encore, on va garder cet élément en tête pour la suite, parce qu'il va nous servir à comprendre comment l'organisme peut réguler son pH intérieur.

De même que pour les acides, on peut distinguer deux types de bases : les *bases fortes* d'une part, qui auront avec l'eau une réaction quasi-totale, et les *bases faibles* d'autre part, dont la réaction avec l'eau donnera lieu à un équilibre. On peut donner un exemple de base forte : l'ion amidure  $NH_2^-$ , intervenant dans le couple  $NH_3/NH_2^-$  ; et un exemple de base faible : l'ammoniac  $NH_3$ , intervenant dans le couple  $NH_4^+/NH_3$ .

On a vu finalement comment il était possible de faire varier le pH d'une solution ; maintenant, deux questions se posent : premièrement, quelles sont les influences d'une variation de pH sur la composition du milieu ? Par ailleurs, comment faire pour stabiliser le pH ? Cela nous amène à la troisième et dernière partie de ce cours.

## 3 Variations et régulation du pH

### 3.1 Influence du pH sur la composition d'un système chimique : diagrammes de prédominance

Partons de la formule de Henderson :

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

On remarque que :

- Si  $pH > pK_a$ ,  $[A^-] > [AH]$ .
- Si  $pH = pK_a$ ,  $[A^-] = [AH]$ .
- Si  $pH < pK_a$ ,  $[A^-] < [AH]$ .

On peut dès lors tracer ce qu'on appelle un *diagramme de prédominance* : il s'agit d'un axe gradué en pH au-dessus ou en dessous duquel on écrit la forme majoritaire (c'est-à-dire la plus concentrée) d'un couple acido-basique en fonction du pH.

Diagramme de prédominance (cas général) :

Conséquence : en faisant varier le pH d'un milieu, on peut rendre majoritaire l'une ou l'autre espèce d'un couple acido-basique.

Pour mieux comprendre la notion de diagramme de prédominance, nous allons considérer un exemple concret et coloré : le *BBT*.



## Diagramme de prédominance du BBT

📖 Livre de référence : De Boeck, page 132

⌚ 4 minutes

Le BBT est une espèce chimique pouvant se présenter sous deux formes, une forme acide de couleur jaune et une forme basique de couleur bleue. On peut montrer qu'en ajoutant de la soude concentrée dans une solution jaune de BBT à pH acide, la couleur de la solution vire brutalement du jaune au bleu. À l'inverse, on peut aussi montrer qu'en ajoutant de l'acide nitrique concentré dans la solution bleue de BBT qu'on vient d'obtenir, il se fait un changement de couleur tout aussi brutal, dans le sens réciproque. Il est intéressant de noter pour la suite cette réversibilité du changement de couleur, qui reflète la réversibilité de la réaction acido-basique concernée.

Par ailleurs, en préparation, nous avons enregistré à l'aide d'un spectrophotomètre le spectre du BBT dans trois solutions de pH différents, la première à pH 2, la seconde à pH 12, et la dernière à pH 7. On constate en regardant les spectres qu'à pH 7, on a bien deux pics d'absorption correspondant aux deux formes du BBT présentes en solution. On peut donc se convaincre de ceci qu'à pH 2, il reste un peu de forme basique (en quantité négligeable par rapport à la forme acide), et qu'à pH 12 il reste un peu de forme acide : il est bien question de prédominance et seulement de prédominance.

Un autre exemple très concret est celui des acides aminés, constituants primordiaux du corps humain : ceux-ci présentent à la fois un groupement *acide carboxylique*  $-COOH$  et un groupement *amine*  $-NH_2$  ; on peut se demander sous quelle forme acido-basique ces groupements se trouvent en milieu biologique.

Pour répondre à cette question, il suffit de tracer les diagrammes de prédominance des deux couples, et de les superposer sur un troisième diagramme :

Diagramme de prédominance (cas particulier d'un acide aminé) :

Conséquence : la forme qui a été écrite de prime abord (avec les deux groupements sous forme neutre) n'est jamais prédominante en solution. Dans le corps humain, caractérisé par un pH neutre, les acides aminés n'existent que sous forme zwitterionique.

On peut appliquer ce résultat aux enzymes, qui ne sont rien d'autre que des protéines constituées d'acides aminés. Le fait que les acides aminés existent sous une certaine forme bien définie en milieu biologique constitue un facteur essentiel pour l'activité catalytique des enzymes. De façon générale, une enzyme ne peut fonctionner correctement que dans une gamme très restreinte de pH : on peut citer la pepsine, une enzyme de l'estomac, efficace seulement pour un pH aux alentours de 3 (entre 1,8 et 4,4), ou encore la trypsine, une enzyme des intestins, efficace seulement pour un pH aux alentours de 8 (entre 7,5 et 8,5).

Comme on vient de le voir, pour que l'organisme puisse fonctionner normalement, il faut absolument qu'il parvienne à réguler son pH intérieur. D'où la dernière question à laquelle nous allons maintenant essayer de répondre : comment faire pour stabiliser le pH d'un milieu ?



## 3.2 Solutions tampon

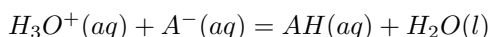
Commençons par définir ce qu'est une solution tampon :

Solution tampon : solution dont le pH varie peu, que ce soit par ajout modéré d'un acide, par ajout modéré d'une base, ou par dilution.

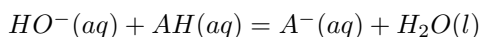
Comment fabriquer une telle solution ?

On utilise un couple acide-base dans des proportions voisines, ce qui revient, d'après la formule de Henderson, à fixer le pH de la solution aux alentours du pKa du couple. Par conséquent, il faut choisir un couple dont le pKa est proche du pH qu'on désire imposer.

Il est possible d'expliquer le fonctionnement d'une solution tampon "avec les mains", en écrivant qu'un ajout d'acide au milieu suscite la réaction stabilisante :



On consomme donc les ions oxonium éventuellement ajoutés dans le milieu. De même, un ajout de base entraîne la réaction stabilisante suivante :



Ces deux réactions contribuent bien à stabiliser le pH de la solution.

On va maintenant vérifier par une petite expérience les propriétés d'une solution tampon.



### Vérification des propriétés d'une solution tampon

📖 Livre de référence : De Boeck, page 175

⌚ 2 minutes

Cette expérience consiste à verser à la burette graduée une certaine quantité d'acide chlorhydrique dans une solution de 25 mL de tampon hydrogénocarbonate/carbonate, tout en relevant le pH correspondant. On trace ensuite la fonction  $pH = f(\text{volume versé})$ . Pour des quantités raisonnables d'acide versé, on obtient normalement une droite. Bien sûr, on compare l'évolution du pH de la solution tampon avec l'évolution du pH d'une autre solution (hydrogénocarbonate seul, par exemple) à laquelle on ajoute les mêmes quantités d'acide chlorhydrique.

Nous venons de dire comment il est possible de stabiliser artificiellement le pH d'un milieu. Il faut savoir qu'il n'existe pas que des tampons artificiels, et que c'est précisément par l'usage de *tampons naturels* que le corps humain stabilise son pH intérieur. On peut citer les deux principaux tampons du corps humain :

Tampon acide carbonique / ion hydrogénocarbonate :  $CO_2, H_2O/HCO_3^-$

Tampon dihydrogénophosphate / hydrogénophosphate :  $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$

Ces tampons permettent notamment de maintenir le plasma sanguin à un pH d'exactly 7,4.

## Conclusion

- On a vu que le pH est une grandeur sans dimension liée à la concentration des ions oxonium présents dans une solution donnée, et qu'il quantifie par là le caractère acide ou basique de cette solution.
- On a vu aussi qu'on peut classer les différentes espèces chimiques en fonction de leur caractère acide ou basique ; et qu'un acide peut céder un proton  $H^+$  à une base selon une réaction acido-basique.
- On a vu enfin que le pH détermine en partie la composition du milieu considéré. Ce déterminisme peut être représenté par des diagrammes de prédominance, et a des conséquences très importantes notamment dans le domaine de la biologie. D'où la nécessité des tampons, qu'ils soient naturels (produits par la nature) ou artificiels (produits volontairement par l'homme).

**Ouverture :** Ceci dit, il sied de garder à l'esprit que l'étude des réactions acido-basiques dépasse largement le cadre de la biologie. On peut par exemple se servir de telles réactions pour mesurer des concentrations en solution, dans le contexte d'un titrage acido-basique.

Ceci fera l'objet d'une prochaine leçon.

**Espace libre pour divagations diverses...**