

LC3 – ACIDES ET BASES

1^{er} juin 2021

Corentin Naveau & Simon Jeanne

Terminale STL

Prérequis

- Avancement
- Équilibre de réaction

Expériences

- 🔥 pKa de l'acide acétique
- 🔥 Dosage de l'acide acétique dans du vinaigre

Table des matières

1 Définitions	2
1.1 Acides et bases de Brønsted	2
1.2 Les amphotères	3
1.3 Notion de pH	3
2 Équilibre acido-basique	3
2.1 Constante d'acidité	3
2.1.1 Mesure du pKA de l'acide acétique	3
2.2 Le cas de l'eau	3
3 Réaction en solution aqueuse	4
3.1 Acide fort et faible	4
3.2 Domaines de prédominance	4
3.3 Prévoir le sens de réaction	4
3.3.1 Dosage de l'acide acétique par une base forte	4

Acides et bases	
Constante d'acidité (K_a) ; pK_a .	- Exprimer la constante d'acidité d'un acide dans l'eau.
Influence du pK_a sur la valeur du coefficient de dissociation.	- Comparer la force de deux acides faibles à partir de leur pK_a .
Influence de la dilution sur le coefficient de dissociation.	- Prévoir l'influence de la force de l'acide sur la valeur du coefficient de dissociation de deux acides faibles de même concentration.
Réaction acide-base.	- Prévoir l'influence de la dilution sur la valeur du coefficient de dissociation d'un acide faible.
Quotient de réaction et constante d'équilibre acide-	- Écrire l'équation de réaction d'un acide fort ou faible avec une base forte ou faible.
	- Exprimer puis calculer la constante d'équilibre d'une réaction acide-base.

© Ministère de l'Éducation nationale et de la Jeunesse > www.education.gouv.fr



base. Relation de Henderson-Hasselbalch. pH d'une solution aqueuse. Titrages acide-base directs et indirects.	<ul style="list-style-type: none"> - Exprimer puis calculer le quotient de réaction à partir des conditions initiales et prévoir le sens d'évolution spontanée d'une réaction acide-base. - Établir la relation de Henderson-Hasselbalch à partir du K_a d'un couple acide/base. - Estimer la valeur du pH d'une solution aqueuse d'acide fort, d'une base forte, d'une solution tampon. - Définir l'équivalence lors d'un titrage. - Choisir un indicateur coloré, le pH à l'équivalence étant connu. - Déterminer le volume à l'équivalence en exploitant une courbe de titrage pH-métrique. - Estimer une valeur approchée de pK_a par analyse d'une courbe de titrage pH-métrique. - Déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de données d'un titrage direct. - Déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de données d'un titrage indirect, les étapes de la démarche étant explicitées. - Utiliser un diagramme de distribution des espèces pour exploiter une courbe de titrage impliquant un polyacide ou une polybase. <p>Capacités expérimentales :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Proposer un protocole de titrage en déterminant la prise d'essai. - Réaliser un titrage par pH-métrie ou avec un indicateur coloré. <p>Capacité numérique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Tracer une courbe de titrage pH-métrique et déterminer le volume à l'équivalence à l'aide d'un tableur.
--	--

FIGURE 1 – Programme terminale STL

Introduction

La notion d'acidité est courante dans la vie de tout les jours : acidité d'un jus de citron, du vinaigre, de confiserie... Quelle réalité physico-chimique se cache derrière cette notion quotidienne ?

1 Définitions

1.1 Acides et bases de Brønsted

Un acide de Brønsted est une espèce capable de céder un proton H^+ .

Une base de Brønsted est une espèce capable de capter un proton H^+ .

Par exemple, l'acide acétique présent dans le vinaigre :



La réaction peut avoir lieu dans les deux sens. Ainsi, si l'acide CH_3COOH peut céder un proton, l'ion acétate CH_3COO^- peut en capter un. L'ion acétate est donc une base de Brønsted.

Ensemble, l'acide acétique et l'ion acétate forme un couple acido-basique.

1.2 Les amphotères

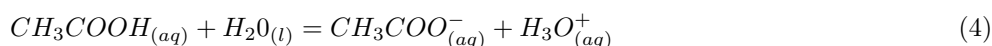
Une amphotère est une espèce qui peut à la fois céder et capter un proton. C'est donc à la fois un acide ET une base de Brønsted.

Le plus célèbre des amphotères est l'eau. En effet :



Le caractère amphotère de l'eau est très important, car nous étudierons le plus souvent les acides en solution aqueuse.

Ainsi, lorsqu'on met de l'acide acétique en solution aqueuse, cela nous donne :



L'eau joue ici le rôle d'une base : elle capte le proton cédé par l'acide acétique.

1.3 Notion de pH

On se rend compte que, en solution aqueuse, la concentration en ions hydronium H_3O^+ va tenir une place centrale. On définit le pH d'une solution :

$$pH = -\log([H_3O^+]_{(aq)}) \quad (5)$$

2 Équilibre acido-basique

2.1 Constante d'acidité

Comme pour toutes les réactions, on peut définir une constante d'équilibre pour les réaction acido-basique.

En solution aqueuse, cette équilibre vaut :

$$K_A = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{c_0 \times [CH_3COOH]_{eq}} \quad (6)$$

K_A est la constante d'acidité. Elle exprime la capacité de l'espèce à céder son proton. Plus K_A est élevé, plus l'acide est fort.

On définit également le $pK_A = -\log(K_A)$. On a en particulier $pK_A = pH - \log([CH_3COO^-]_{eq}/[CH_3COOH]_{eq})$

2.1.1 Mesure du pKA de l'acide acétique

Voir le protocole ci-joint

2.2 Le cas de l'eau

Reprenons le cas de l'eau. Comme celle-ci est à la fois une base et un acide, elle réagit avec elle-même (on dit qu'elle s'auto-dissocie) :



La constante d'équilibre de cette réaction (valeur à savoir) :

$$K_e = \frac{[H_3O^+]_{eq} \times [OH^-]_{eq}}{c_0^2} = 10^{-14} \quad (8)$$

Ainsi, pour de l'eau pur, le pH vaut 7. Une solution de pH inférieur à 7 sera considérée comme acide (riche en ions hydronium), tandis qu'une solution de pH supérieur à 7 sera considérée comme basique (pauvre en ions hydronium).

3 Réaction en solution aqueuse

A présent, nous allons nous intéresser aux réactions en solution aqueuse. Que ce passe-t-il si on met plusieurs acides et bases dans la même solution ?

3.1 Acide fort et faible

Les deux couples de l'eau nous donne deux constantes d'acidité :

$$pK_A(H_3O^+/H_2O) = 0 \qquad pK_A(H_2O/OH^-) = 14 \quad (9)$$

Si un couple acide-basique a un pK_A compris entre 0 et 14, on dira que ce sont un acide et une base faible. Si le pK_A est inférieur à 0, on dira qu'il s'agit d'un acide fort et d'une base indifférente. Si le pK_A est supérieur à 14, on dira qu'il s'agit d'un acide indifférent et d'une base forte.

On considère que la réaction d'une base/acide forte avec l'eau est totale. Ainsi, un acide fort est entièrement dissocié en solution aqueuse, et l'eau est complètement dissocié par une base forte (jusqu'à épuisement de celle-ci).

3.2 Domaines de prédominance

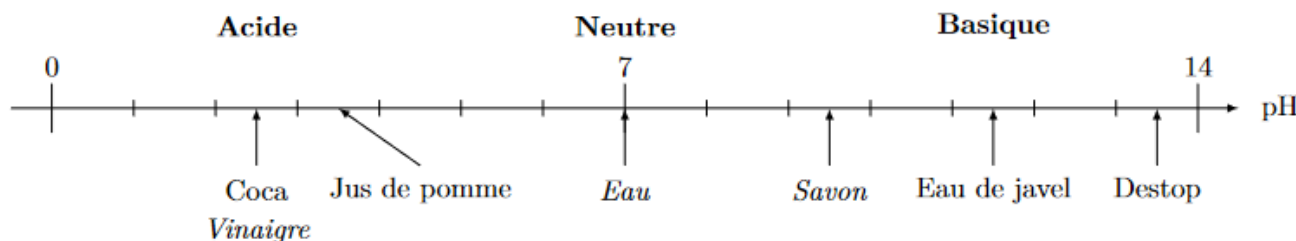
Pour les acides/bases faibles, c'est différent. Comme on a vu pour l'acide acétique (qui est faible),

$$\log([CH_3COO^-]_{eq}/[CH_3COOH]_{eq}) pK_A = pH - pK_A \quad (10)$$

Ainsi, lorsque le pH est supérieur au pK_A , c'est la base qui prédomine. Elle est 10 fois plus concentrée pour $pH=1+pK_A$, 100 fois pour $pH=2+pK_A$, ect.

Et à l'inverse, lorsque le pH est inférieur au pK_A , c'est la forme acide qui prédomine.

Si la différence entre le pH et le pK_A est supérieur à 1, on dit qu'une des espèces est majoritaire. Cette définition est plus forte que celle de la prédominance.



Produit	pH	Produit	pH
Vinaigre	2,5	Eau	7
Coca	2,5	Savon de Marseille	9 - 10
Jus de pomme	3,5	Eau de javel	11,5
Café	5	Destop	13 - 14
Lait	6,5	Sang	7,3

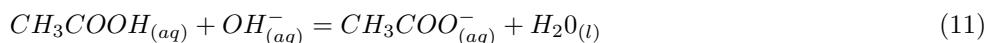
3.3 Prévoir le sens de réaction

L'échelle des pH nous permet de prévoir le sens d'une réaction. Si deux espèces ont des domaines de prédominances disjoint, alors elle ne peuvent pas co-exister. Elle réagira de manière à former des espèces ayant des recouvrement de leurs domaines de prédominance.

3.3.1 Dosage de l'acide acétique par une base forte

Le pK_A de l'acide acétique et celui de la soude étant très éloigné (base forte), la réaction est totale

Réaction avant équivalence :



Réaction après équivalence :



Avant l'équivalence, la concentration d'ions hydronium varie lentement (mise à l'équilibre vis à vis des autres espèces). A l'équivalence, les ions hydroxydes réagissent directement avec les ions hydroniums, et leur concentration (donc le pH) varie brutalement. On peut repérer ce saut de pH avec un indicateur coloré.

On suit le protocole du TP "gene dosage 2". On peut remplacer le suivit par pH-métrie par colorimétrie avec de la phénolphthaléine (virage autours de pH=9) pour gagner du temps.

Conclusion

Au cours de cette leçon, on a réussi à préciser ce qui est entendu en chimie lorsque l'on parle d'espèces acides ou basiques, et on a notamment quantifié à travers le pH et le pKa la manière dont on pouvait classer la force de ces acides. Le cas de l'eau étant très particulier, puisqu'il s'agit du solvant le plus fréquent pour notre vie de tous les jours, on a introduit la gamme pH standard pour l'eau comme allant de 0 à 14, et divisé les acides et bases selon s'ils sont faibles (réactions équilibrées) ou forts (réactions totales). Bien entendu, pour divers acides forts, il est toujours possible de les comparer, mais pas dans l'eau. Dans la vie de tous les jours, et notamment dans le milieu de la santé, le contrôle de l'acidité d'un milieu est très important. Vous savez sûrement par exemple qu'il existe des médicaments contre les brûlures d'estomac pour réguler l'acidité de celui-ci. Mais le plus important à l'échelle du corps humain reste le pH du milieu sanguin, qui doit rester strictement égal à 7.40 pour que toutes les molécules y fonctionnent correctement. Une variation de pH de seulement 0.1 ou 0.2 peut entraîner la mort.