

LC13 - Acides et bases (Lycée)

Clément (de la Salle et Colléaux)

18 juin 2020

Niveau : TS

Bibliographie

- ✦ Belin Chimie 2012
- ✦ Bordas Physique-chimie 2012
- ✦ de Boeck
- ✦ Hachette TS spécialité, **Duruphty**
- ✦ mesure du pKa de l'acide acétique

Prérequis

- Notion de concentration
- Beer-Lambert
-

Expériences



Programme

Table des matières

Table des matières	1
1 Notions de pH, d'acide et de base	2
1.1 Approche expérimentale	3
1.2 Approche microscopique	4
1.3 Acide et base : théorie de Brønsted	6
2 Réactions acido-basique	7
2.1 Définition	7
2.2 Force relative	8
3 Variation et régulation du pH	10
3.1 Diagrammes de prédominance	10
3.2 Fixer le pH : solution tampon	11

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. Espèce amphotère.	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. Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.
B) Analyser un système chimique par des méthodes physiques	
pH et relation $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$ 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 ₃ O ⁺ , la valeur du pH de la solution et inversement. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique (H₃O⁺, Cl⁻) obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium H₃O⁺ apporté.</i> Capacité mathématique : Utiliser la fonction logarithme décimal et sa réciproque.
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.
<i>Mettre en œuvre le suivi pH-métrique d'un titrage ayant pour support une réaction acide-base.</i>	

FIGURE 1 – Terminale S : notion introduite (en première, juste OxRed)

Acides et bases	
Constante d'acidité (Ka) ; pKa.	- Exprimer la constante d'acidité d'un acide dans l'eau. - Comparer la force de deux acides faibles à partir de leur pKa.
Influence du pKa sur la valeur du 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.
Influence de la dilution sur le coefficient de dissociation.	- Prévoir l'influence de la dilution sur la valeur du coefficient de dissociation d'un acide faible.
Réaction acide-base.	- Écrire l'équation de réaction d'un acide fort ou faible avec une base forte ou faible.
Quotient de réaction et constante d'équilibre acide-base.	- Exprimer puis calculer la constante d'équilibre d'une réaction acide-base.
base. Relation de Henderson-Hasselbalch. pH d'une solution aqueuse. Titrages acide-base directs et indirects.	- 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 Ka 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 pKa 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. Capacités expérimentales : - Proposer un protocole de titrage en déterminant la prise d'essai. - Réaliser un titrage par pH-métrie ou avec un indicateur coloré. Capacité numérique : - Tracer une courbe de titrage pH-métrique et déterminer le volume à l'équivalence à l'aide d'un tableur.

FIGURE 2 – Terminale STL

Introduction

Intro sur la notion de pH qui est partout, dans de VRAIS produit : gel douche de pH neutre, jus de citron, Coca, Destop, l'eau du robinet dans la piscine il faut régulièrement augmenter le pH de l'eau pour la qualité de l'eau et même dans le corps : estomac acide et sang qui doit être neutre. Comment ce pH est-il régulé ?

Pour répondre à cette question, nous allons nous intéresser à cette notion de pH, définir les notions d'acides et de bases dont vous avez sûrement entendu parler (**acide** chlorhydrique présent dans l'estomac). Voyons déjà si le pH est le même dans tous les produits cités et qui envahissent ma paillasse.

Manip' : Mesure de pH

Petite vidéo de ce qu'on voulait faire :
<https://youtu.be/yrRuheaAub8>

1 Notions de pH, d'acide et de base

1.1 Approche expérimentale

On utilise pour cela du papier pH, c'est un papier qui permet d'obtenir un ordre de grandeur de la solution étudiée.



FIGURE 1.1 – Papier pH

Manip' : Mesure de pH au papier pH

Pour le gel douche, l'acide chlorhydrique (0.01 M), le coca, l'eau du robinet et le Destop (diluée, par 250). Bien faire gaffe à poser une goutte du produit sur le papier et non pas tremper le papier dans le bécher comme un gros sac.

Trop bien on a déjà une tendance : il y a les pH faibles (acide chlorhydrique, coca), pH moyen (eau du robinet) et pH forts (Destop alors que c'est dilué). Mais le papier pH donne juste une indication, avec son pauvre pas de 1.. Soyons plus précis en utilisant un pH-mètre.

Manip' : Mesure de pH au pH-mètre

On remesure le pH des mêmes produits mais au pH-mètre cette fois. Faire attention à ne garder qu'un chiffre après la virgule.

pH-mètre (pour les questions)

Il est important de rappeler qu'un pH-mètre c'est juste un potentiomètre avec $U = a\text{pH} + b$. Les électrodes ne laissent passer que les ions H^+ , ce sont des électrodes dites spécifiques.

CdIS : What c'est pas un potentiomètre plutôt ?

Ainsi, la tendance donnée par le papier-pH est confirmée par le pH-mètre. On peut alors définir plus proprement les intervalles de pH :

Définition : Intervalles de pH

Le pH de l'eau pure à 25 C est exactement de 7 (l'eau du robinet est tout sauf pure donc pas étonnant de tourner autour de 7). Sont dites **acides** les solutions avec un pH inférieur à 7 (tiens c'est marrant la solution s'appelle solution d'*acide* chlorhydrique) et comme il n'en reste qu'un, les solutions de pH supérieur à 7 sont dites **basiques**. Les solutions à pH =7 sont dites neutres.

Ainsi, une solution d'acide chlorhydrique à 0.01 M est une solution acide. D'accord, ~~mais après le bac ?~~ mais dans cette solution il y a 2 ions majoritaires (et aussi de l'eau mais même impure elle n'explique pas le pH de 2) : $H^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$. Comment savoir lequel est responsable du pH faible ? Eh bien par l'expérience !

1.2 Approche microscopique

Manip' : Mise en évidence du rôle de H^+

On prend 2 béchers l'un contient du chlorure de sodium à 0.01 M et l'autre de l'acide nitrique HNO_3 à 0.01 M. Ainsi, chaque bécher contient seulement un ion que nous voulons tester, et à la même concentration que la solution d'acide chlorhydrique.

La solution de chlorure de sodium s'avère être de pH 7 (neutre) et la solution d'acide nitrique de pH 2. c'est donc vraisemblablement H^+ qui est responsable du pH et de l'acidité !

Ce résultat obtenu expérimentalement est tout à fait généralisable : **le pH d'une solution est lié à l'ion H^+ et particulièrement à sa concentration.**

Nouvelle idée

Montrer les équations bilan des réaction de différents acides / bases avec l'eau et en déduire le caractère acido-basique d'un composé en fonction de la formation/consommation de H_3O^+

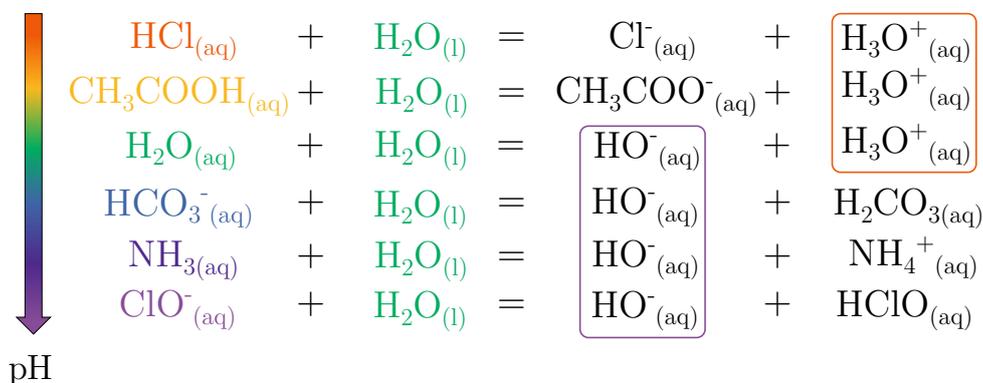


FIGURE 1.2 – Les espèces acides mènent à la production de H_3O^+ tandis que les espèces basiques mènent à la production de HO^-

Plus une espèce est acide, plus elle donnera d'ion H_3O^+ en solution aqueuse.
Plus une espèce est basique, plus elle donnera d'ion HO^- en solution aqueuse.

Définition : pH

Plus précisément, le pH est défini comme :

$$\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0}$$

avec le pH sans unité, [.] en mol/L et $c_0 = 1 \text{ mol/L}$ qui n'intervient donc pas dans les calculs mais est là pour les dimensions (dans le log c'est adimensionné). Dans la définition du pH intervient l'ion oxonium H_3O^+ et pas simplement l'ion hydroxyde H^+ mais c'est juste qu'en solution l'ion H^+ est toujours capté par une molécule d'eau ce qui donne H_3O^+ . La vraie définition est le log de l'**activité** de l'ion, mais niveau lycée...

Définition : pH

Le pH d'une solution aqueuse est défini comme

$$\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}$$

Avec $[\text{H}_3\text{O}^+]$ la concentration en ion H_3O^+ (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) et $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Cette formule est bien évidemment centrale et doit être retenue. La formule inverse est aussi importante :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 \times 10^{-\text{pH}}$$

avec toujours c_0 inutile. Dans les deux sens de la formule on a que **plus la concentration en ions H^+ est grande plus le pH est faible, et inversement.**

Petite application

Si on reprend la solution, d'acide chlorhydrique de pH 2, on peut calculer la concentration de H_3O^+ et donc de H^+ correspondante. On mène le calcul au tableau et si on bien suivi dans les petites classes on doit retrouver $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ M}$ comme prévu.

Si on s'intéresse maintenant au cas de l'eau, important car c'est lui qui fixe la limite acide/basique, on trouve $\text{H}_3\text{O}^+ = 10^{-7} \text{ M}$. Or on sait qu'une solution d'eau est électriquement neutre : il faut donc trouver l'anion correspondant formé des atomes présents O et H. l'anion le plus simple est l'ion hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ et comme simplicité est mère de sûreté c'est bien cet anion présent dans l'eau et qui assure sa neutralité.

Dans l'eau *pure*, on a donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ M}$, ce qui implique

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2 \text{ à } 25 \text{ C}$$

Ce résultat se généralise à toute solution aqueuse :

Définition : Produit ionique de l'eau

Le produit

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]}{(c^\ominus)^2}$$

est appelé **produit ionique de l'eau** et dépend uniquement de la température, pas de la solution aqueuse étudiée. On a notamment à 25 °C, $K_e(25 \text{ °C}) = 10^{-14}$.

Avec ce qu'on a vu plus haut, on peut dire qu'une solution acide est caractérisée par une concentration en ions oxonium H_3O^+ plus grande que sa concentration en ions hydroxyde HO^- , tandis qu'une solution basique est caractérisée par une concentration en ions hydroxyde HO^- plus grande que sa concentration en ions oxonium H_3O^+ . Une solution neutre, quant à elle, est caractérisée par une même concentration en ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^- .

| *Ce qui nous amène à poser la définition d'un acide et d'une base*

1.3 Acide et base : théorie de Brönsted

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

Définition : Acide (d'après Brönsted)

Un **acide** est une espèce chimique susceptible de céder un proton H^+ en solution

Définition : Base (d'après Brönsted)

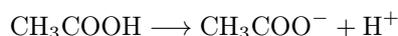
Une **base** est une espèce chimique susceptible de capter un proton H^+ en solution

Conséquence

Un acide ajoute des ions oxonium H_3O^+ dans le milieu et fait augmenter leur concentration ce qui diminue le pH, tandis qu'une base, à l'inverse, capte des ions oxonium H_3O^+ 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 qui finit bien !

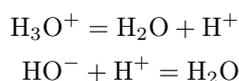
Les définitions ça suffit, passons à un exemple de la vraie vie (ça rime) !

Le vinaigre de cuisine est une solution composée, notamment, d'un acide, l'**acide acétique** (ou acide éthanoïque) CH_3COOH (dessiner cette merveilleuse molécule au tableau) qui peut céder un proton H^+ selon la réaction :



L'espèce que l'on voit apparaître à droite CH_3COO^- est l'**ion acétate** qui est une base car peut capter un H^+ selon la réaction inverse. Ainsi, **à tout espèce acide on peut associer une espèce basique** selon la même logique. On forme ainsi un couple acide base (ou acido-basique) en passant de l'un à l'autre par un échange de proton. Un exemple est ainsi $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$. On note souvent les couples acido-basiques AH/A^- bien qu'il faille faire attention avec le "-" qui n'est pas tout le temps présent.. exemple avec le couple ion ammonium/ammoniac $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ le "-" signifie juste une perte de charge car le proton se casse avec une charge +.

Enfin les couples de l'eau sont :



On voit que l'eau est l'espèce acide d'un couple et l'espèce basique d'un autre couple, c'est une espèce dite **amphotère**.

Définition : Espèce amphotère / un ampholyte

Une espèce amphotère, ou un ampholyte, est une espèce chimique qui joue le rôle d'acide dans un couple acido-basique et le rôle de base dans un autre couple.

2 Réactions acido-basique

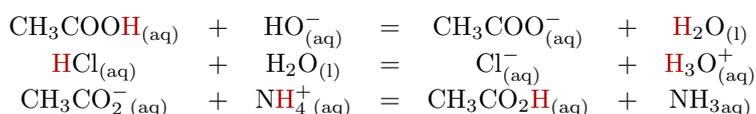
Programme

Normalement les notions d'acide et de bases sont vues avant de parler des équilibres chimiques en TS. Le chapitre juste après traite de ces équilibres, et les réactions acides-bases permettent d'illustrer cette nouvelle notion. C'est dans ce deuxième chapitre qu'on introduit le pK_a notamment... Nous on va quand même en parler, et faire des tableaux d'avancement (parce que sinon l'intérêt de la leçon est bien limité) mais faut être conscient que c'est pas le bon ordre.

2.1 Définition

Ainsi vu leur définition, un acide et une base peuvent réagir ensemble : l'acide cède un ion H^+ à la base.

Exemples



Définition : Réaction acide-base

Une **réaction acide-base** est l'échange d'un ion H^+ entre un acide et une base

On considère la réaction d'un acide avec l'eau :

	AH	+	H ₂ O	⇌	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
État initial	n_0	/			0		0
État final	$n_0 - x$	/			x		x

NB

Il s'agit bien d'un avancement molaire, on n'utilise pas ξ , les pauvres petits lycéens, c'est trop compliqué une lettre grec pour eux... En fait non !

Ainsi, le pH est directement lié à l'avancement par la relation :

$$x = 10^{-pH} \cdot V$$

Mais pour l'instant, on ne sait pas grand chose sur cet avancement x . Notre intuition nous dit que plus on ajoute un acide, plus le pH va baisser...

Manip' : Différents acides dans l'eau

Pour différentes concentrations d'une solution d'acide (CH_3COOH ?). Observer que le papier pH prend une couleur différente pour chaque concentration.

Faire de même en comparant, à concentrations égales deux acides (CH_3COOH et HCl ?). On remarque que la couleur prise par le papier pH n'est pas la même

Ainsi, on peut dire que les deux acides n'ont pas la même force... L'un des deux va bien plus baisser le pH que l'autre. On peut faire exactement le même genre de considérations pour les bases.

2.2 Force relative

Revenons sur la petite illustration expérimentale... Pour HCl , le pH final est plus faible donc l'avancement est plus élevé. On peut même considérer que la réaction est totale avec l'eau.

Définition : Acide / Base fort-e

On dit d'un acide (d'une base) qu'il est **fort** lorsqu'il réagit totalement avec l'eau.

Exemples

Acides forts :

- HCl
- H_2SO_4
- HNO_3

Bases fortes :

- $NaOH$ (la plus faible des bases fortes...)
- NH_2^-

Définition : Acide / Base faible

Lorsque la réaction avec se fait mais qu'elle n'est pas totale, on parle d'**acide faible** (resp. **base faible**). Dans le cas d'un acide faible, la réaction atteint un **équilibre**.

Exemples

Acides faibles :

- HCOOH
- CH₃COOH
- CO₂, H₂O
- NH₄⁺
- CO₃²⁻

Bases faibles :

- HCOO⁻
- CH₃COO⁻
- HCO₃⁻
- NH₃
- HCO₃⁻

On remarque que la base conjuguée d'un acide faible est une base faible et réciproquement...

Attention

Il faut bien différencier l'avancement final x_f de l'avancement maximal (dans le cas d'une réaction totale) x_{max} . Pour un acide fort, c'est $x_f = x_{max}$ mais pour un acide faible, $x_f \neq x_{max}$.

En vrai, même pour un acide fort, la réaction n'est pas totale... On parle plutôt niveau lycée de quasi-totale.

En fait il existe même un moyen de classer la force relative des acides! On part toujours de la réaction sur l'eau... On dit qu'un acide est plus fort qu'un autre si sa réaction avec l'eau va plus loin. Or l'avancement final est lié à la constante d'équilibre de la réaction, que l'on nomme **constante d'acidité** :

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

Constante de basicité

On peut aussi partir de la réaction de la base avec l'eau et poser la **constante de basicité** :

$$K_b = \frac{[AH]_{eq}[HO^-]_{eq}}{[A^-]_{eq}}$$

On remarque que si on multiplie en haut et en bas par $[H_3O^+]$, on fait apparaître K_e !

$$K_b = \frac{K_e}{K_a}$$

Il est important de préciser que ces constantes sont propres à un couple acide/base. On utilise souvent la quantité pK_a définie comme :

$$pK_a = -\log K_a$$

Au passage au log, il vient :

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

Alors on peut classer les couples par les pK_a : un acide est d'autant plus fort que son pK_a est faible. On remarque alors que le pK_a d'un acide fort est inférieur à 0 et que celui d'une base forte est supérieur à 14.

Il existe donc un lien entre la concentration en H_3O^+ et la constante d'acidité. Est-il possible de contrôler le rapport $\frac{[A^-]}{[AH]}$ avec le pH ? Ou réciproquement de fixer le pH en s'aidant des concentrations mises en jeu ?

3 Variation et régulation du pH

3.1 Diagrammes de prédominance

Majoritaire et prédominant

Attention à bien faire la distinction à l'oral ! Majoritaire pour $>$ et prédominant pour \gg .

Reprenons la dernière relation :

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

On distingue alors trois cas :

- Il y a plus d'acide que de base : $\frac{[A^-]}{[AH]} < 1$ donc $pH < pK_a$. On dit que l'acide prédomine.
- Il y a plus de base que d'acide : $\frac{[A^-]}{[AH]} > 1$ donc $pH > pK_a$. On dit que la base prédomine.
- Il y a autant d'acide que de base : $\frac{[A^-]}{[AH]} = 1$ donc $pH = pK_a$.

On peut dès lors tracer un magnifique axe



FIGURE 3.1 – Magnifique diagramme de prédominance

Expérience : Prédominance et mesure de pK_a

🔗 Belin p.40

⌚ 5 min

On prépare plusieurs solutions de bleu de bromothymol à la même concentration. On ajoute ensuite plus ou moins de soude dans les béchers.

On mesure le pH au pH-mètre et les concentrations sont obtenues à partir des spectres des solutions.

On doit voir deux pics, correspondant aux deux formes de l'indicateur (acide et base). Au fur et à mesure que le pH augmente, l'un des pics disparaît au profit de l'autre.

On peut même tracer la proportion des espèces (absorbance) en fonction du pH et retrouver une jolie courbe...

On peut rendre la mesure plus quantitative en déduisant de ces courbes la valeur du pK_a là où les courbes se courbent.

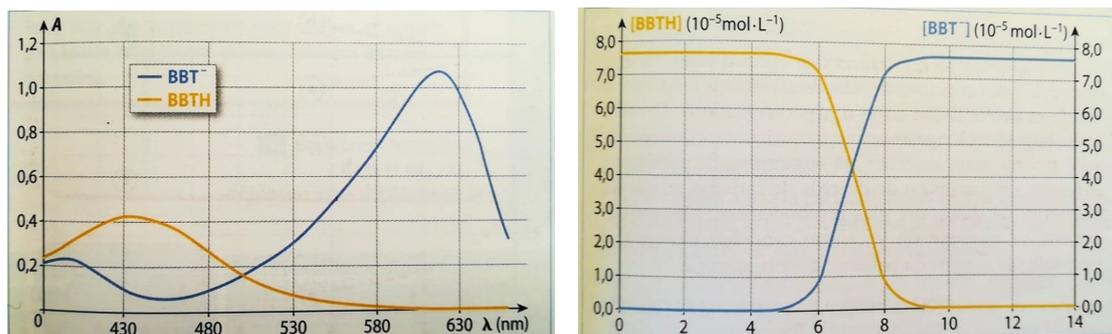


FIGURE 3.2 – Spectre des espèces et schématisation des proportions de chaque espèce en fonction du pH (source : Belin)

Autre possibilité d'expérience

Bordas physique-chimie 2012

On verse des volumes d'égale concentration en CH_3COOH et CH_3COO^- ce qui permet d'écrire que

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{V(\text{CH}_3\text{COOH})}{V(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$

On trace $\text{pH} = f\left(\frac{V(\text{CH}_3\text{COOH})}{V(\text{CH}_3\text{COO}^-)}\right)$ et voili voilou

▮ On vient de voir que le pH fixait les proportions en acide et en base, mais peut-on faire l'inverse ?

3.2 Fixer le pH : solution tampon

Dans le sang par exemple, il est absolument nécessaire de fixer le pH à 7.4 dans les artères et 7.35 dans les veines... Comment faire tout cela ?

Définition : Solution tampon

Il existe des solutions pour lesquelles le pH varie peu lorsqu'il subit les transformations suivantes :

- Faible dilution
- Faible ajout de base
- Faible ajout d'acide

Selon ce qu'on a dit précédemment, on peut fixer le pH à un $\text{p}K_a$ en mélangeant les mêmes concentrations d'un acide faible avec sa base conjuguée. En choisissant des grosses concentrations, on garantit la stabilité face à la dilution.

En effet, si on apporte des ions H^+ de l'extérieur, ils vont être captés par A^- , formant au passage un peu de AH . Si les concentrations en A^- et AH sont suffisamment fortes, le rapport $\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$ ne sera que peu modifié.

On se sert aussi de ce genre de solutions en TP pour calibrer les pH-mètres.

Tampon dans le corps humain

Les couples tampons dans le corps humain sont les suivants :

- Acide carbonique / Ion hydrogénocarbonate : $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$
- Dihydrogénophosphate / Hydrogénophosphate : $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$

Expérience : Vérification des propriétés d'une solution tampon

➤ De Boeck p.175

⊖ 2 min

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 $\text{pH} = f(\text{volume versé})$. 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.

Questions

- ★ Qu'est-ce que le papier pH ? Quelle est sa couleur dans l'eau de Javel (blanc, ça décolore...)?
- ★ Qu'est-ce qu'un indicateur coloré acidobasique (IC = un couple, pas une seule espèce), amplitude d'une zone de virage à relier au pKa de l'IC. Un IC devant s'utiliser en petite quantité, il doit être très coloré (= fort coefficient d'extinction molaire à max)
- ★ Avec une mesure de pH à 0,1 près, quelle est la précision relative sur l'avancement de la réaction de dissociation ?
- ★ Nature des électrodes ? Expression du potentiel en fonction de pH ? Epaisseur du verre ? Perturbation en milieu très basique ? Intérêt de l'électrode combinée par rapport aux électrodes séparées ?
- ★ Justifier les limites (qualifiées à tort de « conventionnelles ») du pH entre 0 et 14. A ce sujet, ne pas oublier que dans K_a ou K_e , comme dans toutes les constantes d'équilibre, interviennent les activités des espèces, même si on n'écrit que des concentrations au lycée.
- ★ Effet de la dilution sur la dissociation d'un acide faible ? Peut-on dissocier totalement un acide faible ?
- ★ Suite aux différentes valeurs de pH du sang donnés dans la leçon : Comment varie pKe avec la température ? Combien vaut-il à 37 °C ?

K_e diminue avec T , à 100° c'est 6.1

- ★ Le sang est-il acide ou basique ? Pourquoi le sang des veines est-il plus acide que celui des artères ?
Très faiblement basique (7.3)
- ★ Critères d'un « bon » tampon ? Qu'est-ce qu'un pseudo tampon ? Exemple ?
- ★ Rôle du solvant ? A ce sujet, quand on établit une échelle de pKa extrapolée à partir d'étude dans différents solvants, il faut que ce solvant soit amphotère pour avoir une autoprotolyse.

Différenciation des acides forts. - Fonctionnement mesure de pH. - Méthode de la RP. - Calcul du pH du mélange fait (vous devez connaître ou savoir retrouver rapidement les formules donnant le pH selon le cas où l'on se trouve). - Autre type d'acidité.

Quels sont les types d'acide que vous connaissez ? C'est quoi un acide de Lewis ? C'est quoi un acide d'alcool ? Un élève calcule un pH avec une concentration en mol.m-3, que lui dites vous ? Pourquoi dans les équations des constante d'acidité la concentration de l'eau (le solvant) est 1 ? Le NH3 c'est sous quelle phase aux CNTP ?

standard/référence ? Acide fort ? fonctionnement d'un pH mètre ? Electrode au calomel, couple et équation, nombre d'oxydation du mercure ? relation entre l'enthalpie libre et la constante d'équilibre ? un élève prend un indicateur coloré au hasard et trouve le bon volume équivalent, pourquoi ?

Qu'est ce qu'une électrode combinée ? De quoi est-elle composée ? - Expliquer le principe d'une électrode de verre - Vous avez mis des concentrations dans les constantes d'acidité, quand est ce que l'on ne peut pas ? - Quelle est la définition de l'activité ? Comment calculer une activité ? J'ai parlé de réaction exothermique (dans le programme, ils parlent de sécurité lorsqu'on parle de réaction avec un acide fort) - Quels phénomènes peut-il y avoir quand on met de l'eau dans de l'acide fort ? - Qu'est ce qu'une réaction exothermique ? - Gardez-vous une certaine crédibilité à dire qu'il faut faire attention lorsqu'on manipule des acides forts aux élèves, sachant qu'en réalité ils ne manipuleront pas plus de 0.1 mol/L en lycée (ah ?) ? - Les formules de coefficient ne sont pas homogènes (j'ai pas mis les concentrations c_0 exprès), pourquoi ? - Comment la constante d'équilibre est-elle reliée à la température ? Pouvez-vous écrire la relation de Van't Hoff ? - Que vaut le produit ionique de l'eau à une température plus élevée ? - Qu'est ce qu'un ph neutre alors quand la température est autre que 25 degrés (plus élevée par exemple) ? La concentration en ions oxonium est-elle plus élevée ou plus faible alors ? - Peut-on définir un produit ionique si je me place dans le solvant acide acétique ? Comment s'écrirait le produit ionique ? - Pourquoi la gamme de variation du pH sanguin Est-elle aussi petite ? - Comment l'organisme fait pour qu'il varie aussi peu ? - Quelle différence entre zwitterion amphotère ampholyte ?