

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 vie 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 $\text{pH}=7$), pluies acides (origine dioxyde de soufre pollution).

Pour culture : L'oxydation du dioxyde de soufre, le plus souvent en présence de catalyseurs tels que le dioxyde d'azote NO_2 , conduit au trioxyde de soufre SO_3 et à l'acide sulfurique H_2SO_4 , d'où la formation de pluies acides. 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 Brønsted (1923).

I. Solutions et espèces acido-basiques

a) pH d'une solution aqueuse

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

- On définit le pH de la manière suivante :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}^+]}{C^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}}\right)$$

Avec $[\text{H}^+]$ la concentration en hydrons, s'exprimant en mol.L^{-1} et $C^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

On trouve dans la littérature l'ions hydronium H_3O^+ qui résulte de la réaction entre un hydron et une molécule d'eau. En solution aqueuse ces deux notations sont équivalentes. (ça permet de justifier le fait que souvent on utilise l'autre notation)

- Pour un souci de simplicité des écritures, on omettra par la suite d'écrire C^0 .

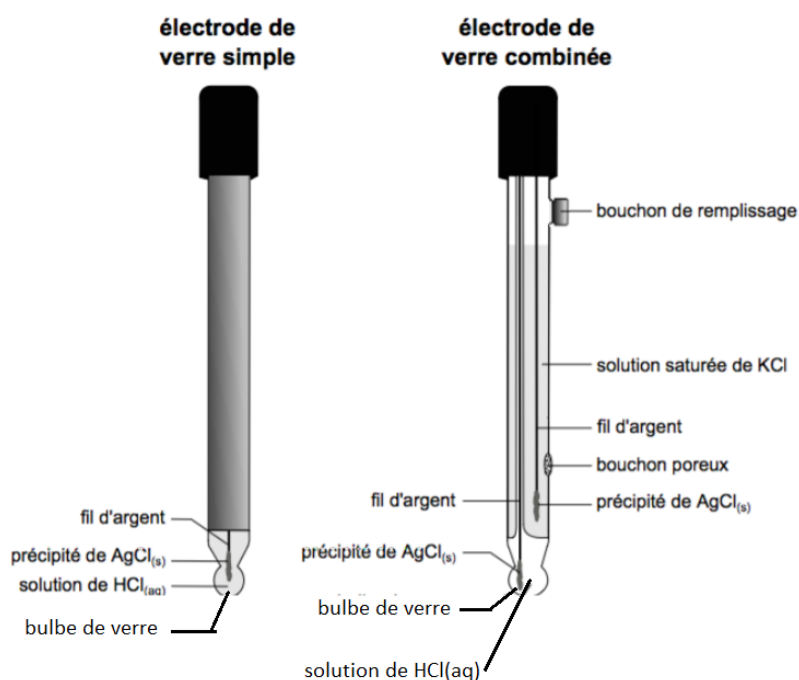
- Comment mesure-t-on le pH ? Le pH d'une solution se mesure à l'aide d'un pH -mètre. C'est un appareil qui mesure une différence de potentiel. Cette différence de potentiel ΔE évolue de manière

linéaire avec le pH : $\Delta E = a + bpH$. C'est pourquoi il est nécessaire avant toute mesure de pH d'étalonner le pH -mètre avec deux solutions (car deux coefficients). Si les pH mesurés sont acides on prend en général deux solutions tampons à $pH = 4$ et $pH = 7$. Si les pH mesurés sont basiques on prend en général deux solutions tampons à $pH = 7$ et $pH = 10$.

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

Voir le cours d'anne sophioe Bernard Techniques experimentales en chimie pour répondre 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 H_3O^+ ? voir à la fin de la leçon après conclusion

- Une autre manière de mesurer le pH est d'utiliser un indicateur coloré, c'est-à-dire une espèce chimique qui change de couleur avec le pH (exemples : papier- pH , phénolphtaléine).

Couleurs de la phénolphtaléine	forme acide incolore	zone de virage ² pH 8,2 à pH 10,0	forme basique rose
--------------------------------	----------------------	--	--------------------

, bleu de bromothymol

Couleurs du bleu de bromothymol				
Forme acide 1 fuchsia	Zone de virage env. pH 0	Forme acide 2 jaune	Zone de virage pH 6,0 à 7,6	Forme basique bleu

, ou le jus de chou rouge

- Le jus en milieu acide devient rose (avec du vinaigre ou du jus de citron).
- Le jus en milieu peu basique ($pH = 8$) devient bleu (avec du bicarbonate de soude).
- Le jus en milieu basique ($pH > 9$) devient vert (avec de l'effaceur).

~~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-bwHA4>~~

~~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 pH des solutions à l'aide d'un papier pH.~~

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 bathochrome dû à la délocalisation des doublets au sein de la molécule, mais montrer exactement quels doublets sont délocalisés est complexe. Remplacer cette partie et monter plutôt la vidéo : <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 H_3O^+ et des ions hydroxyde HO^- . On constate expérimentalement que le produit des concentrations en ions oxonium H_3O^+ et en ions hydroxyde HO^- est toujours égal à une constante. Cette constante, sans dimension (division par $(C^0)^2$) est notée K_e et est appelée **produit ionique de l'eau**. Sa valeur numérique dépend de la température mais à 25 °C :

$$K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$pK_e = -\log(K_e) = 14$$

- On a :

$$K_e = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{(C^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1})^2}$$

avec les concentration exprimées en mol.L^{-1}

Remarque : Comme le produit entre $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$ est constant, si la concentration en l'un augmente alors celle en l'autre diminue. Si $[H_3O^+] = [HO^-]$, alors $[H_3O^+] = \sqrt{K_e}$ et $pH = \frac{pK_e}{2} = 7$.

- On peut alors définir ce qu'on entend par solution acide et solution basique : (rq K_e change avec T mais on ne rentre pas dans ces détails)

- Une solution est dite acide si $[H_3O^+] > [HO^-]$ d'où $[H_3O^+] > \frac{K_e}{[H_3O^+]}$ et donc $[H_3O^+] > \sqrt{K_e}$ et donc : $pH < 7$.
- De même, une solution est dite basique si $[H_3O^+] < [HO^-]$, ce qui implique $pH > 7$.
- Une solution est dite neutre si $[H_3O^+] = [HO^-]$, et donc $pH = 7$.

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

Transition : Nous avons un critère pour dire si une solution est un acide ou une base. Mais concrètement, c'est quoi un acide ?

b) Couples acide/base

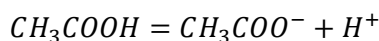
Définition (acide) : Un **acide** est une espèce chimique susceptible de céder un ion H^+ (proton).

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

On comprend mieux maintenant pourquoi une solution acide a un pH inférieur à 7. C'est parce que la concentration d'ion hydronium (H_3O^+)

- Exemple : L'acide éthanoïque CH_3COOH (vinaigre, donne le goût acide) est un acide car il est susceptible de céder un ion H^+ pour former l'ion éthanoate CH_3COO^- . Réciproquement l'ion éthanoate est une base car il est susceptible de capter un hydron H^+ pour former l'acide éthanoïque. CH_3COOH et CH_3COO^- forment ce qu'on appelle un **couple acido-basique**. On le note CH_3COOH/CH_3COO^- . (introduire ici la notion de couple acide/base et la demi équation)

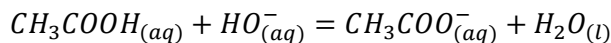
- On peut associer à ce couple une demi équation de réaction acido-basique :



De manière générale, en cédant un hydron H^+ , 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 H^+ est échangé entre l'acide et la base.

- Prenons l'exemple de la réaction entre l'acide éthanoïque et la base HO^- appartenant au couple acido-basique H_2O/HO^- . 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 H^+ 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 H_2O/HO^- et H_3O^+/H_2O . 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 ?

c) Réaction d'un acide avec l'eau

SLIDE 2

On fait réagir l'eau et de l'acide chlorhydrique. (présenter rapidement sur slide **l'acide chlorhydrique**, dire que **c'est un gaz** mais dans le commerce on vend la solution qui résulte de cette réaction. Se renseigner sur la production et les utilisations. (voir https://fr.wikipedia.org/wiki/Acide_chlorhydrique#Utilisations pour utilisations, notamment détartrage $CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow CO_2 + H_2O + CaCl_2$.)

- On considère les couples acide/ base suivants : H_3O^+/H_2O et le couple HCl/Cl^- .

- 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 $\xi_{max} = n_0$. Pour cet avancement on aura donc :

$$pH = -\log(n_0/V)$$

- On se propose de vérifier par simulation la valeur du pH de la solution ainsi obtenue. On théorise on doit 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 éthanique ? – Montrer que on trouve un pH de 3,2. Pourquoi ?

	$CH_3COOH_{(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$	=	$CH_3COO^-_{(aq)}$	+	$H_3O^+_{(aq)}$
Etat initial	n_0		excès		0		0
Etat final	$n_0 - \xi$		excès		ξ		ξ

- Remonter à l'expression du pH pour l'acide éthanique, sauf que cette fois-ci, l'avancement maximale n'est pas n_0 . L'acide n'est pas totalement dissociée dans l'eau ! (écrire le tableau d'avancement correspondant)

Avec $x_{si} < n_0$, il reste donc de l'acide, on dit que cet acide n'est pas entièrement dissociée dans l'eau

Transition : La réaction avec l'acide éthanoïque 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.

II. Acides et bases forts dans l'eau

a) Définition

Définition (réaction quasi-totale) : Une réaction est dite **quasi-totale** en faveur des produits si l'avancement final ξ_f est quasiment égal à son avancement maximal ξ_{max} .

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 chlorhydrique : $HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$.

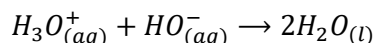
Définition (base forte) : Une base est dite **forte** si la réaction de cette base avec l'eau est quasi-totale quelle que soit la concentration initiale en base. On utilise alors une flèche. Exemple l'ion éthanoate base conjugué de l'éthanol, l'alcool courant, utilisé pour désinfecter $CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3COOH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$.

Rq (l'éthanol désinfecte probablement par dénaturation et non pas autre type de réaction)

b) 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 $10^{-1} mol.L^{-1}$*).

- Dans l'eau, un acide fort forme H_3O^+ de manière totale et une base forte forme HO^- 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 expérience 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 indications suivantes sur l'étiquette : densité $d_D = 1,23$. Ce qui implique une masse volumique de $\rho_D = 1230 \text{ g/L}$. De plus, il y sera indiqué que le pourcentage massique en hydroxyde de sodium (soude NaOH) est de $x = 20\%$.

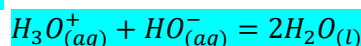
- Nous nous proposons ici de déterminer par un titrage colorimétrique la concentration C_D en HO^- de la solution de Destop. On pourra alors calculer $x_{\text{mes}} = \frac{C_D \times M_{\text{NaOH}}}{\rho_D}$ (avec $M_{\text{NaOH}} = 39,997 \text{ g/mol}$). Il faudra alors comparer x et x_{mes} en calculant $\frac{x - x_{\text{mes}}}{x} \times 100$.

- On prélève 1 mL de Destop que l'on dilue 100 fois (fiole jaugée 100 mL complétée jusqu'au trait de jauge avec eau distillée) pour obtenir 100 mL de solution diluée.

- On prélève $V_0 = 20 \text{ mL}$ de cette solution diluée que l'on place dans un bécher sous agitation magnétique.

- On place dans la burette une solution d'acide nitrique (H^+ , NO_3^-) de concentration connue : $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$.

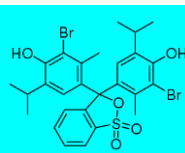
- La réaction support de titrage est :



- On voit qu'à l'équivalence, il n'y a ni $\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+$, ni $\text{HO}_{(\text{aq})}^-$, ainsi le pH à l'équivalence attendu est neutre $\text{pH} = 7$.

- C'est pourquoi on introduit quelques gouttes d'un indicateur coloré dont la zone de virage est autour de $\text{pH} = 7$, le bleu de bromothymol (BBT) :

Couleurs du bleu de bromothymol				
forme acide 1	zone de virage env. pH 0	forme acide 2	zone de virage pH 6,0 à pH 7,6	forme basique
fuchsia		jaune		bleu



- On s'attend à un volume équivalent de $V_{\text{eq}} \approx 12 \text{ mL}$ (la solution doit perdre sa couleur bleue).

- On s'attend à trouver une concentration de la solution diluée de $C_0 = 6,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Soit une concentration du Destop $C_D = 100 \times C_0 = 6,1 \text{ mol/L}$.

EXPERIENCE 2

- On écrit le tableau d'avancement.

Equation	$\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+ + \text{HO}_{(\text{aq})}^- = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$		
Quantité de matière dans l'état initial	$C \times V_{\text{eq}}$	$C_0 \times V_0$	excès
Quantité de matière à l'équivalence	$C \times V_{\text{eq}} - x_{\text{eq}} = 0$	$C_0 \times V_0 - x_{\text{eq}} = 0$	excès

- Calcul de $C_0 = \frac{C \times V_{eq}}{V_0}$. Donner l'incertitude sur C_0 : $\delta C_0 = \frac{C \times \delta V_{eq}}{V_0}$.

- Calcul de $C_D = 100 \times \frac{C \times V_{eq}}{V_0}$ et l'incertitude associée $\delta C_D = 100 \times \frac{C \times \delta V_{eq}}{V_0}$.

- 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 évidemment des acides et bases faibles.

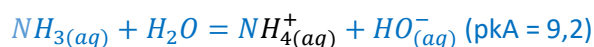
III. Acides et bases faibles dans l'eau

a) Définition et exemples

Définition (équilibre chimique) : Si $\xi_f < \xi_{max}$, 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 éthanoïque 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 :

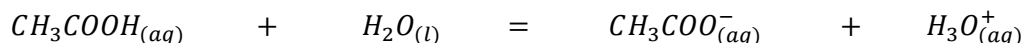


Mais alors, comment trouver l'avancement maximal ?

b) 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 K_a dont la valeur ne dépend que de la température.

- Prenons l'exemple de l'acide éthanoïque : Lorsqu'un acide faible est introduit en solution, il réagit avec la base H_2O dans la réaction (insister sur le signe =) :



- Comme l'acide est faible, il n'est pas entièrement dissocié. Nous avons dans la solutions à la fois $CH_3COOH_{(aq)}$ et $CH_3COO^-_{(aq)}$. La constante d'équilibre pour ce couple s'écrit :

$$K_a(T) = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq} * 1 \text{ mol.L}^{-1}}$$

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

Experimentalement 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 éthanóique on arrive à l'équation :

- On définit aussi le $pK_a = -\log(K_a)$.

$$pH = pK_a + \log \frac{[PhCOO^-]}{[PhCOOH]}, \quad (\text{avec les bonnes espèces acides !}),$$

Lors du dosage, quand la concentration entre l'acide éthanóique et l'ion éthanóate sont égales, on trouve que le $pK_a = pH$!.

Faisons le dosage 0,1 par 0,01 de base forte (mettre l'indicateur colorée **phenophthaléine** et le faire remarquer):

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

	$CH_3COOH_{(aq)}$	+	$HO^-_{(aq)}$	=	$CH_3COO^-_{(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$
Etat initial	C_0V_0		0		0		<i>excès</i>
Etat qq	$C_0V_0 - CV$		0		CV		<i>excès</i>
Équivalence	0		0		C_0V_0		<i>excès</i>

(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, 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_metrologie/methode_tangentes.pdf p. 13)

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

- Pour le couple CH_3COOH/CH_3COO^- $K_a(T = 25^\circ C) = 10^{-4,8}$ ($pK_a = 4,8$).

Pourquoi on s'intéresse au pK_a ?

C) Domaine de prédominance

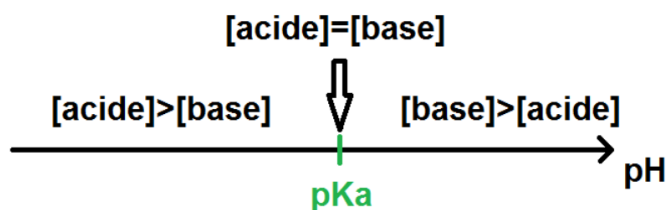
- Nous avons obtenu la relation:

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

- On peut alors construire un diagramme de prédominance en échelle de pH , continu avec l'exemple de l'acide éthanique.

- Si $pH = pK_a$ alors $[H_3COO^-]_{eq} = [CH_3COOH]_{eq}$
- Si $pH < pK_a$ alors $[H_3COO^-]_{eq} < [CH_3COOH]_{eq}$ et l'espèce acide prédomine
- Si $pH > pK_a$ alors $[H_3COO^-]_{eq} > [CH_3COOH]_{eq}$ et l'espèce basique prédomine

- Tout ceci peut être résumé sur le diagramme suivant :



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

C'est avec ce diagramme que nous pouvons comprendre les indicateurs colorés

D) Indicateurs colorés

- 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 composé 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 pH 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 pK_a du couple considéré. Pour la phénophtaléine le pK_a 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 !)

(avoir 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-phenolphthaleine>)).

Conclusion élargie.

Les indicateurs colorés montrent que les formes que prennent les molécules en milieu acide et basique peuvent avoir des changements importants quand à leurs propriétés. Pour les indicateurs colorés 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 se 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, connaître ce qu'est un acide et une base, savoir mesurer une constante d'acidité et de mesurer 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 colorés. Nous verrons dans le prochain cours 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)

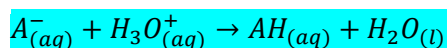
Définition (solution tampon) : Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu lorsqu'on y ajoute une petite quantité d'acide, de base ou lorsqu'on la dilue de façon modérée.

- 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 pK_a soit proche du pH de la solution que l'on souhaite obtenir :

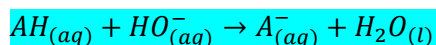
$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}\right)$$

$$\text{Si } \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} \approx 1 \text{ alors } pH = pK_a$$

- 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 $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}$ ne va que peu changer, ce qui n'entraîne qu'une faible variation du pH 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 pH

- On ajoute de l'indicateur coloré universel à chacun des trois tubes (en gros c'est du papier- pH 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 pH autour de $pK_{a,ethanoique} = 4,8$ (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 le bon déroulé des fonctions vitales (comme l'activité catalytique par exemple, extrêmement dépendante du pH , ou le pH du sang maintenu entre 7,35 et 7,45 par une solution tampon physiologique formée par le couple H_2CO_3/HCO_3^- , acide carbonique/bicarbonate)

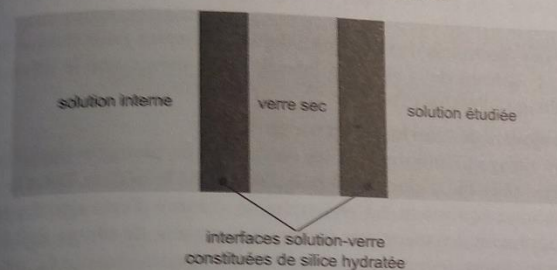
Conclusion :

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

POUR ALLER PLUS LOIN...

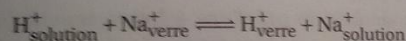
pourquoi l'électrode de verre est-elle sensible aux ions H_3O^+ ?

Le bulbe de l'électrode de verre est formé d'une **membrane de silice hydratée**. Celle-ci est constituée d'un réseau tridimensionnel de groupements silicates : SiO_4^{4-} . Les charges négatives des groupements silicates sont compensées par la présence de cations monovalents (généralement du sodium) dans les interstices de la structure. On peut distinguer trois zones à l'intérieur de cette membrane comme illustré par la figure ci-dessous.



Représentation schématique de la membrane de verre.

Au niveau des deux interfaces silice hydratée - solution, une réaction d'échange entre les ions Na^+ et les protons H^+ a lieu selon l'équilibre suivant :



Si les concentrations en protons de part et d'autre de la membrane diffèrent, une différence de potentiel appelée **potentiel de membrane** apparaît entre les deux interfaces. Cette d.d.p. est reliée au pH de la solution par une relation affine.

Notons que les échanges ioniques au niveau de la membrane ne mettent en jeu que très peu d'ions et ne modifient pas la concentration en ions de la solution.

L'électrode de verre est-elle toujours fiable ?

En milieu très basique et riche en ions Na^+ , la réponse d'une électrode de verre est peu fiable. En effet, dans ces milieux pauvres en protons, l'électrode peut « confondre » ces derniers avec les ions Na^+ . Cette erreur est appelée **erreur alcaline** et conduit à une sous-estimation du pH . On considère que la réponse d'une électrode de verre usuelle est erronée dans des milieux de pH supérieur à 11.

Il existe des électrodes de verre spécialement conçues pour mesurer des pH très élevés appelées électrodes de haute alcalinité. Elles sont constituées d'un verre enrichi en ions lithium et peuvent mesurer des pH proches de 13.

De même, l'électrode de verre est imprécise en milieu trop acide.

La membrane de verre est composée de verre sodocalcique dont la composition est d'environ : 22 % de Na_2O , 6 % CaO et 72 % SiO_2 .

