Lycée Joliot Curie à 7	***Chimie X***	Classe de Ter Spé φχ

COURS n°10 **« La Force … des acides et des bases ! »**

Les compétences à acquérir…

- Constante d'acidité K_A d'un couple acide-base, produit ionique de l'eau Ke.
- Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.
- Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau.
- Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté.
- Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau.

Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.

Capacité numérique : Déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final d'une transformation, modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau.

- Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base.
- Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution.
- Citer les propriétés d'une solution tampon.

I-Réaction d'un acide AH avec l'eau:

1- Méthode pour déterminer le pH d'une solution obtenue par l'action d'un acide AH sur l'eau :

Equation de la réaction d'un acide AH de concentration apportée C =1,0.10^{-2} mol/L et de volume V=1,0 L sur l'eau

	Formule	Couples acide / base	Demi- Equation acido-basique
l'acide			
la base			
Equation bilan de la réaction :			

Tableau d'avancement dans le cas d'une réaction non totale

Equation chimique		… + … ⇌ … + …			
Etat initial	x = 0	n^i(AH)	Solvant en excès	0	0
Etat intermédiaire	x	n(AH)= n^i(AH)			
Etat final	x= x_f	n^f(AH)= n^i(AH)		$n^f(A^-)$=	$n^f(H_3O^+)$=

Dans le cas d'une réaction non totale, on définit, comme dans le chapitre précédent, une constante de réaction que l'on appellera, dans ce type de réaction, constante d'acidité et que l'on notera K_A

Ka= avec $[H_3O^+]_{éq}$ =

$[HA]_{éq}$ =

donc Posons X = Modifions cette équation de façon à obtenir un polynôme du second degré avec X

Ka= ⟹ Ka= ⟹

Ainsi, connaissant la constante d'acidité Ka d'un acide, il est possible de déterminer le pH de la solution ainsi que son taux d'avancement τ

2- Etude de 3 acides réagissant avec l'eau:

- La constante d'acidité du couple CH_3COOH / CH_3COO^- est Ka1 = $1{,}6.10^{-5}$
- La constante d'acidité du couple NH_4^+ / NH_3 est Ka2 = $6{,}3.10^{-10}$
- L'acide nitrique HNO_3 est un acide dont la réaction avec l'eau est totale.

CH_3COOH / CH_3COO^-	NH_4^+ / NH_3	HNO_3 / NO_3^-
$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$	$HNO_3 + H_2O \longrightarrow NO_3^- + H_3O^+$
Calcul du pH_1 à l'équilibre	Calcul du pH_2 à l'équilibre	Calcul du pH_3 après réaction
Calcul du taux d'avancement τ_1	Calcul du taux d'avancement τ_2	Calcul du taux d'avancement τ_3

3-Conclusions :

……
……
……
……
……
……
……
……
……
……
……

II- Force d'un acide ou d'une base

La force d'un acide ou d'une base correspond à sa capacité ……

1- Acide fort, base forte et acide faible, base faible :

a- Acides forts ou faibles

Un **acide est fort** si sa réaction avec l'eau est …… : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \quad A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Le taux d'avancement τ …

AH est un **acide faible** si sa réaction avec l'eau conduit à un …… : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \quad A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Le taux d'avancement τ …

Exemples : l'acide éthanoïque CH_3COOH est un acide faible :

l'acide nitrique (HNO_3) est un acide fort :

b- Bases fortes ou faibles

Une **base** A^- est **faible** si sa réaction avec l'eau conduit …… : $A^-_{(aq)} + H_2O_{(L)} \quad AH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

Une base est forte si sa réaction avec l'eau est …… : $A^-_{(aq)} + H_2O_{(L)} \quad AH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

Exemples : l'ion chlorate (ClO^-) est une base faible car sa réaction avec l'eau n'est pas totale.

l'ion méthylate (CH_3O^-) est une base forte car sa réaction avec l'eau est totale.

2- Force d'un acide et constante d'acidité Ka :

Dans le cas d'un acide faible, la réaction de celui-ci avec l'eau conduit à un équilibre :

$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Dans ce cas, la constante d'équilibre est appelée ……

……

Ka =

On définit le pKa tel que :

pKa =

ou Ka =

Remarques :

- Expression de Ka :

Ka =

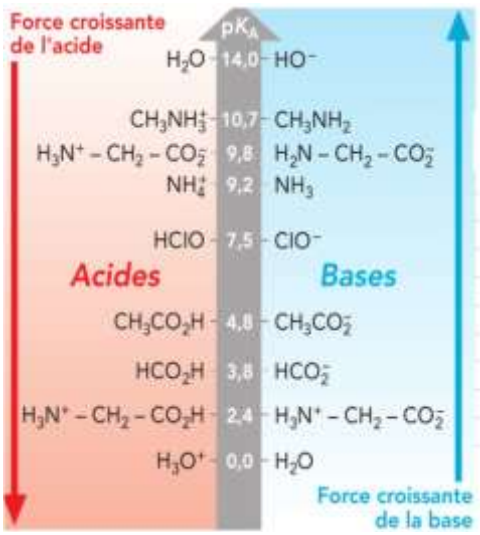
Calculer pKa1 et pKa2 vus précédemment :

$Ka1 = 1{,}6.10^{-5}$ pKa1 =

$Ka2 = 6{,}3.10^{-10}$ pKa2 =

Plus le Ka est faible et plus le pKa est ……..

Inversement, plus le Ka est élevé et plus le pKa est ……..



Plus le pKa d'un couple acide-base est élevé, plus le taux d'avancement τ est …….. et donc …….. l'acide réagit avec l'eau, moins l'acide est …… et …….. la base conjuguée est forte

Dit autrement :
Plus l'acide est fort plus son pKa est ……

Remarque :
Sur le tableau, on lit pKa (H_2O/HO^-) = ….

L'équation est :

3- L'autoprotolyse de l'eau :

L'action de l'eau sur l'eau ! ⇌ K =	La constante d'acidité de l'eau est appelée …… de l'eau et est noté … A 25°C, pKe = …. (Ke = ……..)

Remarque :

- Toute solution aqueuse contient des ions oxonium ……. et hydroxyde …….

III- Le pH d'un acide fort, d'une base forte et d'un acide faible :

1- Le pH d'un acide fort :

Soit un acide fort de concentration apportée C pour un volume V.

Donnez l'expression de son pH

$AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

2- Le pH d'une base B^- forte :

Soit une base forte de concentration apportée C pour un volume V.

Donnez l'expression de son pH

$B^- + H_2O \rightarrow$

3- Le pH d'un acide faible:

Soit un acide faible de concentration apportée C pour un volume V.

Donnez l'expression de son pH

$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

4- Diagramme de prédominance dans le cas d'un acide faible ou d'une base faible:

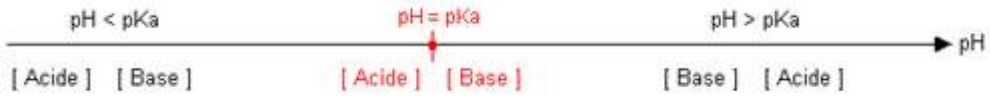
Dans le cas d'un acide faible, nous venons de montrer que

pH =

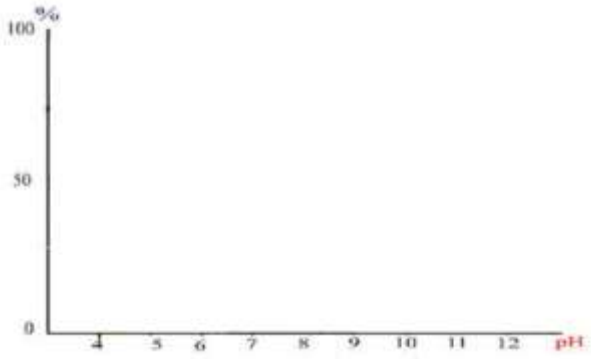
A partir de cette expression on distingue 3 cas :

Si $pH > pK_A$	Si $pH = pK_A$	Si $pH < pK_A$

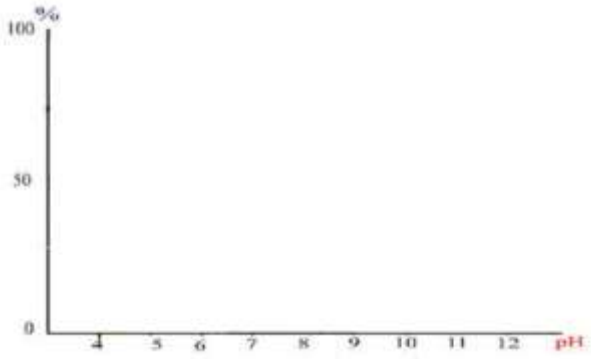
On peut résumer ces 3 cas et définir un **diagramme de** prédominance suivant :



Dans le cas de l'acide éthanoïque



Dans le cas du bleu de bromothymol



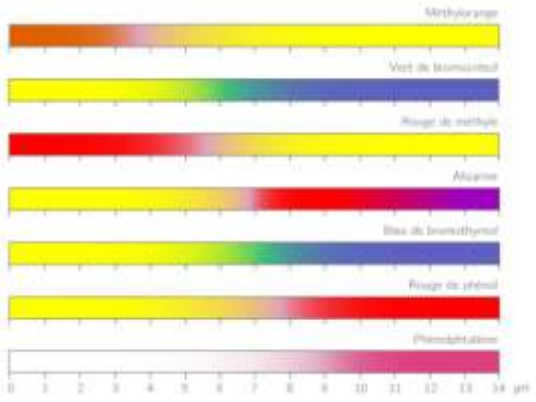
5- Indicateur coloré :

Un indicateur est souvent noté HInd / Ind^- est un couple acido-basique dont la forme acide et la forme basique donne des colorations différentes en solution

$HInd + H_2O \rightleftharpoons Ind^- + H_3O^+$ Au couple $HInd/Ind^-$ est associé un pK_a.

Zone de virage : changement de couleur

Selon la valeur du pH par rapport au pKa, c'est l'une ou l'autre des formes de l'indicateur coloré, donc une couleur qui va prédominer.



- Lorsque pH = pKa, on obtient une couleur qui est un mélange des deux couleurs de HInd et Ind^-: on appelle cette couleur la teinte ……..
Sinon au dessus et en dessous de ce point, on observe la teinte acide ou la teinte basique.
- On appelle zone de virage la zone de pH autour du pK_A où on observe la teinte sensible.

Intérêt d'un indicateur coloré :

Un indicateur serve à suivre l'évolution d'un titrage acido-basique.
On connaît, grâce à sa couleur (teinte sensible), le moment où l'on passe au niveau de son pKa.
On obtient alors environ le pH de l'équivalence : pH = pKa.
Il suffira de choisir le bon indicateur coloré.

pKa du bleu de bromothymol =7,1

5- Les solutions tampons :

Une solution tampon est une solution pour laquelle le pH varie ……. par dilution ou par ajout modéré d'un acide ou d'une base.

Exemple 1 :

Une solution S constituée d'acide éthanoïque et de sa base conjuguée pour laquelle $[CH_3COOH]_{éq} = [CH_3COO^-]_{éq} = 0{,}1$ mol/L.

Quel est le pH d'une telle solution ?

Une telle solution est une solution tampon de pH = …… = …….

Dilution de la solution S :

Si on dilue la solution S dix fois, en supposant que $[CH_3COOH]_{éq}$ et $[CH_3COO^-]_{éq}$ sont divisées par 10

Quel est le pH de cette solution diluée ?

…….

Ajout d'une solution d'ions oxonium de concentration $[H_3O^+]=1{,}0\,10^{-2}$ mol/L

$CH_3COOH + H_2O_{(l)} \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$: Si l'on ajoute des ions H_3O^+ nous ne sommes plus à l'équilibre

Afin d'atteindre de nouveau l'équilibre, dans quel sens a lieu la réaction ?

On en déduit que la $[CH_3COOH]_{éq}$ augmente de $1{,}0\,10^{-2}$ mol/L et $[CH_3COO^-]_{éq}$ diminue d'autant

Quel est le pH de cette nouvelle solution ?

……..

Exemple 2 :

De nombreux processus biologique ne peuvent se produire que dans des milieux de pH bien déterminé.

Ainsi le pH du sang doit rester constant. La présence du dioxyde carbone CO2 dans le sang permet d'obtenir une solution tampon appelé « tampon bicarbonate » grace au couple CO_2, H_2O / HCO_3^-

Ecrire l'équation de cet acide sur l'eau :

Le pKa de ce couple est pKa = 6,1 : pH = pKa + log( )

Expiration permet de …… la concentration en CO_2 et d'obtenir un pH compris entre 7,35 – 7,45