

**Les compétences à acquérir...**

- Constante d'acidité K_A d'un couple acide-base, produit ionique de l'eau K_e .
 - 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 HA avec l'eau:****1- Méthode pour déterminer le pH d'une solution obtenue par l'action d'un acide HA sur l'eau :**Equation de la réaction d'un acide HA de concentration apportée $C = 1,0 \cdot 10^{-2}$ 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		...	+	...	\rightleftharpoons	...	+	...
Etat initial	$x = 0$	$n^i(\text{HA})$				0		0
Etat intermédiaire	x	$n(\text{HA}) = n^i(\text{HA})$			Solvant en excès			
Etat final	$x = x_f$	$n^f(\text{HA}) = n^i(\text{HA})$				$n^f(\text{A}^-) =$		$n^f(\text{H}_3\text{O}^+) =$

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

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} [\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}}$$

avec

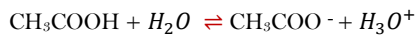
donc Posons $X =$ Modifions cette équation de façon à obtenir un polynôme du second degré avec X

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} [\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}} \Rightarrow K_a = \frac{X \cdot X}{C - X} \Rightarrow X^2 + K_a X - K_a C = 0$$

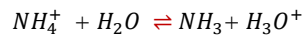
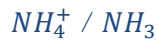
Ainsi, connaissant la constante d'acidité K_a d'un acide, il est possible de déterminer le pH de la solution ainsi que son taux d'avancement τ

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

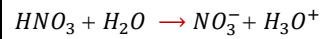
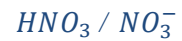
- La constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ est $K_{a1} = 1,6 \cdot 10^{-5}$
- La constante d'acidité du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ est $K_{a2} = 6,3 \cdot 10^{-10}$
- L'acide nitrique HNO_3 est un acide dont la réaction avec l'eau est totale.



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 : $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow A^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$
 Le **taux d'avancement τ** ...
 HA est un **acide faible** si sa réaction avec l'eau conduit à un : $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$
 Le **taux d'avancement τ** ...

Exemples : l'acide éthanöique 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 : $A^{-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HA_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)}$
 Une **base est forte** si sa réaction avec l'eau est : $A^{-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HA_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)}$

Exemples : l'ion chlorate (ClO_3^{-}) 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 K_a :

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

$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$	Dans ce cas, la constante d'équilibre est appelée $K_a =$	On définit le pKa tel que : $pK_a =$ ou $K_a =$
--	---	---

Remarques :

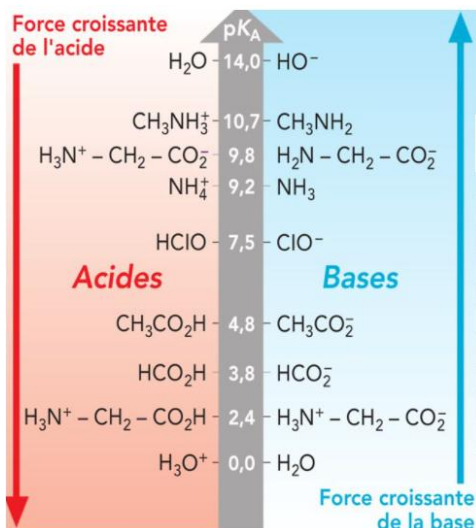
- Expression de K_a :

$K_a =$

Calculer pKa1 et pKa2 vus précédemment :

$K_{a1} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ $pK_{a1} =$
 $K_{a2} = 6,3 \cdot 10^{-10}$ $pK_{a2} =$

Plus le K_a est faible et plus le pKa est
 Inversement, plus le K_a 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, pK_e = (K_e =)

Remarque :

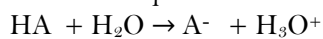
- Toute solution aqueuse contient des ions oxonium et hydroxyde

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



2- Le pH d'une base B⁻ forte :

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

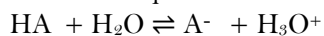
Donnez l'expression de son pH



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



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

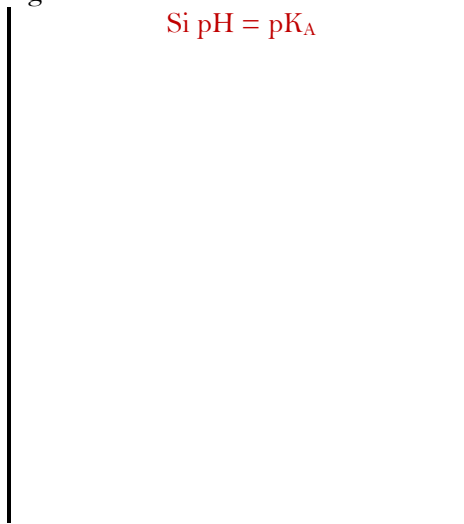
$$pH =$$

A partir de cette expression on distingue 3 cas :

Si $pH > pK_A$

Si $pH = pK_A$

Si $pH < pK_A$

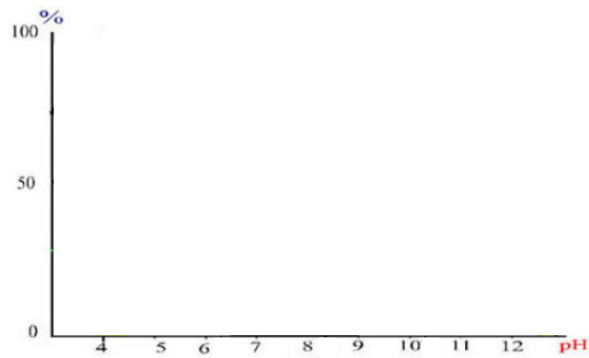
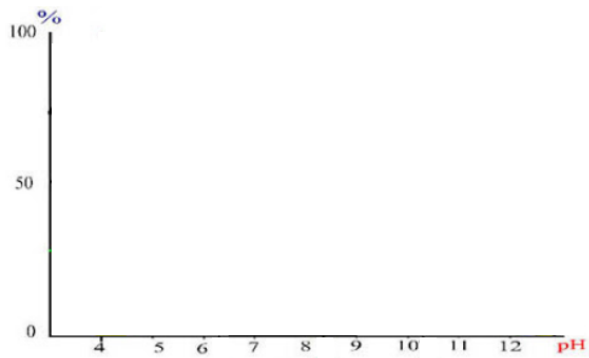


On peut résumer ces 3 cas et définir un **diagramme de prédominance** suivant :



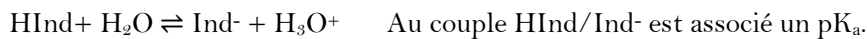
Dans le cas de l'acide éthanoïque

Dans le cas du bleu de bromothymol



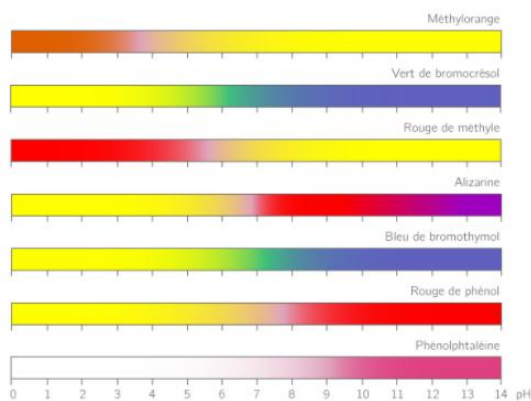
5- Indicateur coloré :

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



Zone de virage : changement de couleur

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



- Lorsque $pH = pK_a$, 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 sert 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 pK_a .

On obtient alors environ le pH de l'équivalence : $pH = pK_a$. Il suffira de choisir le bon indicateur coloré.

pK_a 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 $[CH_3COOH]_{\text{éq}} = [CH_3COO^-]_{\text{éq}} = 0,1 \text{ mol/L}$.
Quel est le pH d'une telle solution ?

Une telle solution est une solution tampon de $\text{pH} = \dots = \dots$

Dilution de la solution S :

Si on dilue la solution S dix fois, en supposant que $[CH_3COOH]_{\text{éq}}$ et $[CH_3COO^-]_{\text{éq}}$ sont divisées par 10
Quel est le pH de cette solution diluée ?

.....

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

$CH_3COOH + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$: 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 $[CH_3COOH]_{\text{éq}}$ augmente de $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ et $[CH_3COO^-]_{\text{éq}}$ 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 CO_2 dans le sang permet d'obtenir une solution tampon appelé « tampon bicarbonate » grâce au couple $CO_2, H_2O / HCO_3^-$
Ecrire l'équation de cet acide sur l'eau :

Le pKa de ce couple est $pK_a = 6,1$: $\text{pH} = pK_a + \log(\quad)$

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