

**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 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  $C = 1,0 \cdot 10^{-2}$  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	$x = 0$	$n^i(\text{AH})$				0		0
Etat intermédiaire	$x$	$n(\text{AH}) = n^i(\text{AH})$			Solvant en excès			
Etat final	$x = x_f$	$n^f(\text{AH}) = n^i(\text{AH})$				$n^f(\text{A}^-) =$		$n^f(\text{H}_3\text{O}^+) =$

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  $K_A$

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

avec

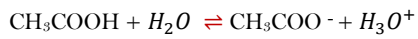
donc Posons  $X =$  Modifions cette équation de façon à obtenir un polynôme du second degré avec X

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

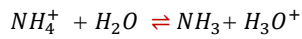
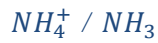
Ainsi, connaissant la constante d'acidité  $K_a$  d'un acide, il est possible de déterminer le pH de la solution ainsi que son taux d'avancement  $\tau$

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

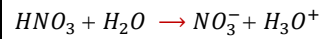
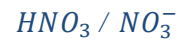
- La constante d'acidité du couple  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$  est  $K_{a1} = 1,6 \cdot 10^{-5}$
- La constante d'acidité du couple  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  est  $K_{a2} = 6,3 \cdot 10^{-10}$
- L'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  est un acide dont la réaction avec l'eau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



Calcul du  $\text{pH}_1$  à l'équilibre



Calcul du  $\text{pH}_2$  à l'équilibre



Calcul du  $\text{pH}_3$  après réaction

Calcul du taux d'avancement  $\tau_1$

Calcul du taux d'avancement  $\tau_2$

Calcul du taux d'avancement  $\tau_3$

**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 ..... :  $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow A^{-(aq)} + H_3O^{+(aq)}$

Le **taux d'avancement**  $\tau$  ...

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

Le **taux d'avancement**  $\tau$  ...

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<sup>-</sup> est faible** si sa réaction avec l'eau conduit ..... :  $A^{-(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons AH_{(aq)} + HO^{-(aq)}$

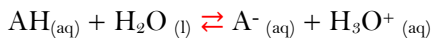
Une **base est forte** si sa réaction avec l'eau est ..... :  $A^{-(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow AH_{(aq)} + HO^{-(aq)}$

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 $K_a$ :

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



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

.....

$K_a =$

On définit le  $pK_a$  tel que :

$pK_a =$

ou  $K_a =$

#### Remarques :

- Expression de  $K_a$  :

$K_a =$

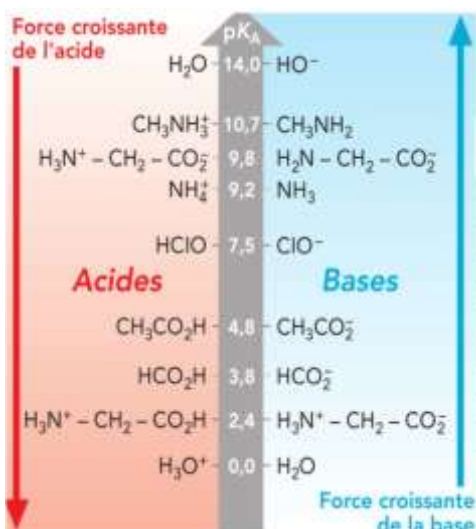
Calculer  $pK_{a1}$  et  $pK_{a2}$  vus précédemment :

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

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

Plus le  $K_a$  est faible et plus le  $pK_a$  est .....

Inversement, plus le  $K_a$  est élevé et plus le  $pK_a$  est .....



Plus le  $pK_a$  d'un couple acide-base est élevé, plus le taux d'avancement  $\tau$  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  $pK_a$  est .....

Remarque :

Sur le tableau, on lit  $pK_a (H_2O/HO^-) = \dots$

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<sub>e</sub> = .... ( K<sub>e</sub> = .....)

#### Remarque :

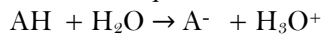
- Toute solution aqueuse contient des ions oxonium ..... et hydroxyde .....

### 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<sup>-</sup> forte :

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

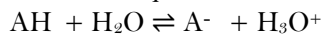
Donnez l'expression de son pH



#### 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

$$pH =$$

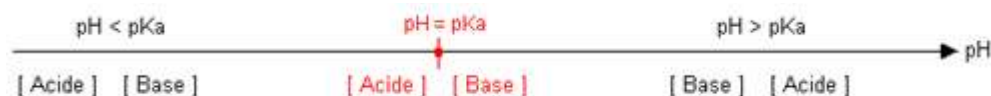
A partir de cette expression on distingue 3 cas :

Si  $pH > pK_A$

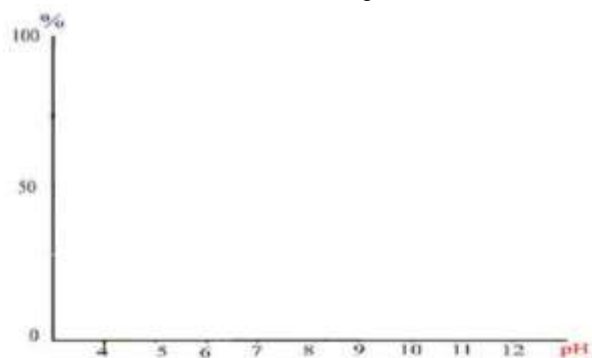
Si  $pH = pK_A$

Si  $pH < pK_A$

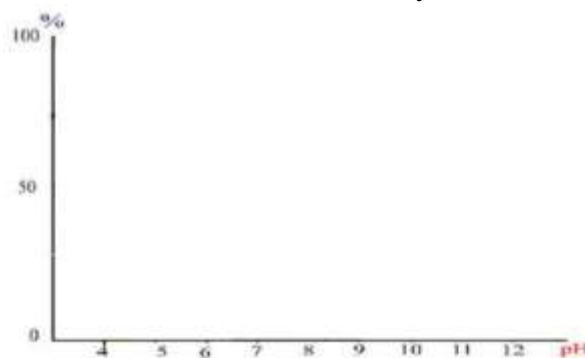
On peut résumer ces 3 cas et définir un **diagramme de prédominance** suivant :



Dans le cas de l'acide éthanoïque

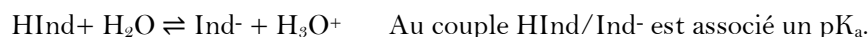


Dans le cas du bleu de bromothymol



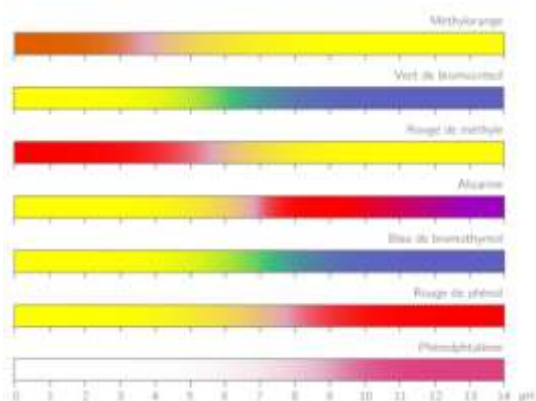
#### 5- Indicateur coloré :

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  $\text{pH} = \dots\dots = \dots\dots$

#### 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 » grace 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