

**I] Définition du pH :**

Pour caractériser l'acidité d'un milieu Sorensen, a introduit en 1909 une grandeur pratique, le **pH** qui est l'abréviation de l'expression "potentiel d'hydrogène".

Le pH est une grandeur sans unité exprimé par un nombre positif lié à la molarité des ions hydronium  $H_3O^+$  d'une solution aqueuse. Il permet de caractériser l'acidité ou la basicité d'une solution aqueuse. Il est défini par la relation : .....

qui est équivalente à : .....

✓ Le logx est décimal sa fonction réciproque est  $10^x$ .

NB : Cette relation n'est pas valable pour les solutions concentrées pour lesquelles la concentration molaire est supérieure à  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

**Exemple :** Calculer le pH d'une solution aqueuse dans laquelle  $[OH^-] = 2.10^{-2} \text{ mmol.L}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$

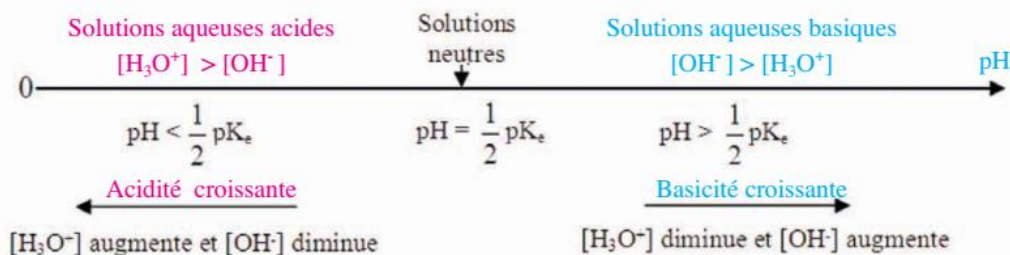
.....

.....

.....

**II] Relation entre la nature acido-basique d'une solution et son pH :**

Pour une solution neutre	Pour une solution acide	Pour une solution basique
on a : $[H_3O^+] = [OH^-]$ .	.....	.....
Comme $[H_3O^+][OH^-] = K_e$	.....	.....
On en déduit que: $[H_3O^+]^2 = K_e$	.....	.....
$2 \cdot \log([H_3O^+]) = \log(K_e)$	.....	.....
$-2 \log([H_3O^+]) = -\log K_e = pK_e$	.....	.....
$2pH = pK_e \Rightarrow pH = \frac{1}{2} pK_e$	.....	.....



**Remarque :**

Le pH d'une solution aqueuse dépend de la nature de cette solution et de sa température :

<p>A <math>25^\circ\text{C}</math> le <b>pK<sub>e</sub></b> de l'eau vaut <b>14</b> en conséquence :</p> <p>a) le pH d'une solution neutre est égal à 7;</p> <p>b) le pH d'une solution acide est inférieur à 7;</p> <p>c) le pH d'une solution basique est supérieur à 7</p>	<p>A <math>60^\circ\text{C}</math> le <b>pK<sub>e</sub></b> de l'eau vaut <b>13</b> en conséquence :</p> <p>a) le pH d'une solution neutre est égal à 6,5 ;</p> <p>b) le pH d'une solution acide est inférieur à 6,5 ;</p> <p>c) le pH d'une solution basique est supérieur à 6,5</p>
---	---

**II] Approximations : voir annexe**

III] Taux avancement final :

Solution d'un Acide	Solution d'une base
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
.....	.....
$Si \tau_f = 1$ :.....	$Si \tau_f = 1$ :.....
$Si \tau_f < 1$ :.....	$Si \tau_f < 1$ :.....
$Si \tau_f < \dots$ :.....	$Si \tau_f < \dots$ :.....

Remarques importantes :

- ❖ A même concentration, l'acide le plus fort est celui qui a le  $\tau_f$  le plus ..... donc le pH le plus .....
- ❖ A même concentration, la base la plus forte est celle qui a le  $\tau_f$  le plus ..... donc le pH le plus .....
- ❖ A même pH, l'acide le plus fort ( ou la base la plus forte) est celui (ou celle) qui a le  $\tau_f$  le plus ..... donc la concentration la plus .....

IV] Expressions Spécifiques des pH :

1) Solution d'acide fort :	2) Solution de base forte :
Pour une solution d'acide, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau .....  Un acide est dit fort si son ionisation dans l'eau est totale $\Rightarrow$ .....	Pour une solution de base, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau .....  Une base est dit forte si son ionisation dans l'eau est totale $\Rightarrow$ .....

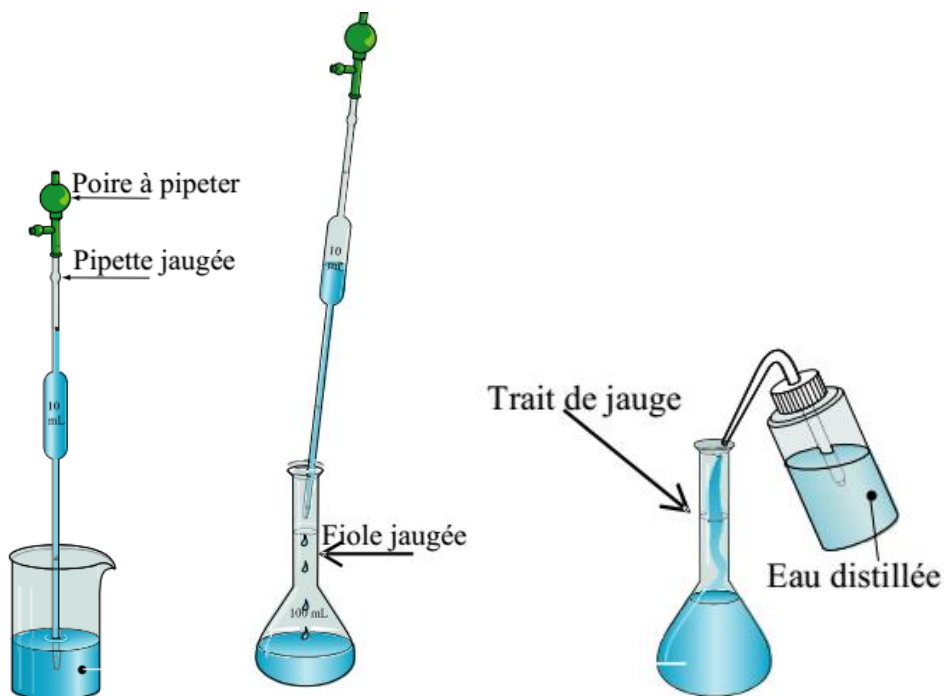
<p>.....</p> <p>.....</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;"> <p>Pour une solution d'acide fort, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau, la relation entre le pH et la concentration C de l'acide est :</p> <math display="block">C = 10^{-pH}; \text{ soit : } pH = -\log C.</math> </div>	<p>.....</p> <p>.....</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;"> <p>Pour une solution de base forte, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau, la relation entre le pH et la concentration C de l'acide est :</p> <math display="block">C = 10^{pH-pK_e}; \text{ soit : } pH = pK_e + \log C.</math> </div>
---	--

<p><b>3) Solution d'acide faible :</b></p> <p>.....</p> <p>Pour une solution d'acide, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau .....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>On obtient : .....</p> <p>Pour des solutions d'acides faiblement ionisés et telles que <math>\tau_f</math> est négligeable devant 1 (<math>\tau_f &lt; 0,05</math>) cad <math>1 - \tau_f \approx 1</math> la relation précédente devient :</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;"> <p>Pour une solution d'acide faible, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau et lorsque l'acide est faiblement ionisé, la relation entre le pH et la concentration C de l'acide est : <math>C = 10^{-2pH-pK_a}</math> soit</p> <math display="block">pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)</math> </div>	<p><b>4) Solution de base faible :</b></p> <p>.....</p> <p>Pour une solution d'acide, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau .....</p> <p>.....</p> <p>On obtient : .....</p> <p>Pour des solutions d'acides faiblement ionisés et telles que <math>\tau_f</math> est négligeable devant 1 (<math>\tau_f &lt; 0,05</math>) cad <math>1 - \tau_f \approx 1</math> la relation précédente devient</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;"> <p>Pour une solution de base faible, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau et lorsque la base est faiblement ionisée, la relation entre le pH et la concentration C de la base est : <math>C = 10^{2pH-pK_e-pK_a}</math> soit</p> <math display="block">pH = \frac{1}{2}(pK_e + pK_a + \log C)</math> </div>
---	---

V] Effet de la dilution sur le pH d'une solution

1) La dilution :

Exemple : dilution au dixième d'une solution ( $C'=C/10$ )



1 <sup>ère</sup> Etape	2 <sup>ème</sup> Etape	3 <sup>ème</sup> Etape
A l'aide d'une pipette On prélève un volume $V_p=10\text{ mL}$ d'une solution S de concentration C	On la verse dans une fiole jaugée de $V=100\text{ mL}$	On ajoute l'eau distillée jusqu'au trait de jauge on obtient ainsi une solution S' de concentration $C' = \frac{C}{10}$
Au cours d'une dilution, la quantité de matière de la substance dissoute ne varie pas : $n_{\text{avant dilution}} = n_{\text{après dilution}}$ donc $CV_p=C'V$ avec $V=V_p+V$		
<b>Remarque</b> : le volume de la fiole est égal au volume de la solution à préparer.		

2) Acide fort – Acide faible :

Acide fort	Acide faible
Avant dilution : $\text{pH} = -\log C$	Avant dilution : $\text{pH} = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$
Après dilution N fois :	Après dilution N fois :
.....	.....
.....	.....
.....	.....

Pour une dilution au dixième : $N = 10$ .....	..... ..... Pour une dilution au dixième : $N = 10$ .....
<b>La dilution d'une solution Acide Fait augmenter son pH</b>	
La dilution au dixième d'un acide fort fait ..... le pH de .....	La dilution au dixième d'un acide faible fait ..... le pH de .....

**3 ) Base forte – Base faible :**

<b>Base forte</b>	<b>Base faible</b>
$pH' = pH - \log N$ Pour une dilution au dixième : $N = 10$ $pH' = pH + 1$	$pH' = pH - \frac{1}{2} \log N$ Pour une dilution au dixième : $N = 10$ $pH' = pH - \frac{1}{2}$
<b>La dilution d'une solution basique Fait diminuer son pH</b>	
La dilution <u>au dixième</u> d'une base forte fait ..... le pH de .....	La dilution <u>au dixième</u> d'une base faible fait ..... le pH de .....

**Application :**

Les mesures sont faites à 25°C .

On dispose de deux solutions de monobases de concentrations molaires inconnues :

La solution (S<sub>1</sub>) , de concentration molaire C<sub>1</sub>, a un **pH<sub>1</sub>= 11** .

La solution (S<sub>2</sub>) , de concentration molaire C<sub>2</sub>, a un **pH<sub>2</sub>= 10,7** .

Afin d'identifier ces deux solutions, on les dilue 5 fois. La solution (S'<sub>1</sub>) a un **pH'<sub>1</sub>= 10,3** et la solution (S'<sub>2</sub>) a un **pH '<sub>2</sub>= 10,35** .

1°) a) rappeler l'expression du **pH** d'une solution de base forte de concentration initiale **C**

b) En déduire la variation de pH qui accompagne la dilution **5 fois** d'une solution de base forte.

c) Quelle conclusion peut-on tirer en ce qui concerne les solutions (S<sub>1</sub>) et (S<sub>2</sub>) ?

2°) La solution (S<sub>2</sub>) est une solution d'ammoniac dont le **pKa** du couple ( NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/ NH<sub>3</sub>) est **9,2** .

a- Ecrire l'équation de dissolution de l'ammoniac dans l'eau.

