

pH d'une solution aqueuse

I - Activité 1 :

⇒ A l'aide du cours « Solutions acides, basiques, ou neutre », notez la couleur obtenue avec le B.B.T. .

⇒ Prélevez à l'aide d'une pipette quelques gouttes de solution et déposez-les sur le papier pH. Notez les résultats obtenus.

⇒ Indiquez la valeur lue sur le pH mètre.

Solutions	couleur (B.B.T.)	Mesure pH Papier pH	Mesure pH pH mètre
Vinaigre			
Acide Chlorhydrique			
Eau distillée			
Eau de Javel			
Soude			
Citron			

RETENONS :

[illegible]

Echelle du pH : (potentiel d'hydrogène)



II - Interprétation :

1° - Rappels :

La concentration « c » d'un soluté dans une solution est la quantité « n » de soluté dissoute dans un litre de solvant.

La quantité « n » de soluté représente le nombres de moles :

$$n = \frac{m}{M}$$

masse de soluté en g Masse molaire de soluté en *g/mol*

$$\text{concentration en mol/L} \longrightarrow c = \frac{n}{V}$$

$\nwarrow$
 nombre de moles en **mol.**

$\swarrow$
 Volume en **L**

Exercice : Le chlorure de sodium est totalement dissocié dans l'eau en Na^+ et Cl^-

- Ecrivez l'équation de dissolution :

- Vous dissolvez 17,55 g de NaCl dans 50 cm³ d'eau. Sachant que: Na = 23 et Cl =35,5

- Calculez la masse molaire de NaCl :.....

- Quel est le nombre de moles de chlorure de sodium ?.....

- En déduire le nombre de moles de Na^+ et de Cl^- présents dans la solution.

.....

.....

- Calculez la concentration en ions sodium et la concentration en ions chlorure .

.....

.....

2° - **Calcul du pH :**

→ La concentration en ions H^+ est la quantité d'ions H^+ par Litre de solution :

$$\text{mol/L} \leftarrow [\text{H}^+] = \frac{n_{\text{H}^+}}{V}$$

$\rightarrow \text{mol.}$ $\rightarrow \text{L.}$

Le pH d'une solution aqueuse peut s'exprimer par la relation suivante :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

ce qui s'écrit aussi :

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

→ Complétez le tableau suivant :

Solutions	pH	concentrations en ions H^+
vinaigre		0,01
acide chlorhydrique	1	
eau distillée		10^{-7}
eau de Javel	10	
soude		10^{-12}
citron	4	

→ Quelle est la solution qui contient le plus d'ions H^+ ?

→ Quelle est la solution qui contient le moins d'ions H^+ ?

→ Lorsque la concentration en ions H^+ diminue, comment varie le pH?.....

.....

3° - Utilisation de la calculatrice : (On utilise la touche log de la calculatrice)

a - Calcul du pH : $[H^+] = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

..... on lit : pH =

b - Calcul de la concentration en ions H^+ : pH = 3,2

..... on lit : $[H^+] = \dots\dots\dots$

4° - Produit ionique de l'eau :

Dans l'eau, on a l'équilibre suivant : $H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$

Acidité et basicité d'une solution peuvent être caractérisées par (ou) . On admettra que la concentration en ions (ou) peut s'écrire sous la forme 10^{-a} , même si « a » n'est pas un nombre entier, on définit ainsi :

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ mol.L}^{-1}$

exemple : * Il en résulte qu'une solution contenant 10^{-2} mol d'ions H_3O^+ par litre:

$$\rightarrow [H_3O^+] = \dots\dots\dots$$

$$* [H_3O^+] = 2,3 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow \text{pH} = \dots\dots\dots$$

a - pH de l'eau pure :

L'eau pure est une solution neutre, elle contient en nombre égaux des ions H_3O^+ (ou H^+) et des ions OH^- ; soit :

A 25°C, le **pH de l'eau pure est égal à 7** ; soit :

b - Produit ionique de l'eau pure (K_e) :

$$[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \quad [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{d'où : } K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$$

5° - Produit ionique (K_e) des solutions aqueuses :

On constate que pour toutes les solutions aqueuses, on peut écrire :

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C.}$$

a - Addition d'un acide :

Si on ajoute des ions, la concentration en ions augmente , et cela conduit à un nouvel équilibre :

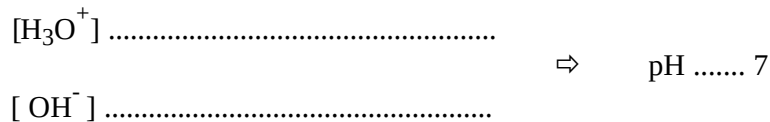
$$[H_3O^+] \dots\dots\dots$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} \dots\dots 7$$

$$[OH^-] \dots\dots\dots$$

b - Addition d'une base :

Si on ajoute des ions , la concentration en ions augmente et cela conduit à un nouvel équilibre :



c - Retenons :

→ Le produit ionique de l'eau à 25°C est :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Il garde une valeur constante .

→ On peut en déduire :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \qquad [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

III - Mesure du pH :

1° - Le papier pH :

C'est un papier imprégné d'un mélange d'indicateurs colorés. Avec un agitateur, on dépose quelques gouttes de solution à tester sur le papier, la lecture du pH se fait par comparaison des couleurs. Cette méthode est rapide mais peu précise.

2° - Le pH mètre :

Une sonde plonge dans la solution à tester. C'est un appareil qui contient une électrode double et un voltmètre; la tension varie en fonction du pH. Les mesures sont très précises.

3° - Importance du pH :

a - Dans le milieu biologique :

* Le sang humain doit avoir un pH compris entre 7,38 et 7,42 ; si la valeur du pH n'est pas comprise dans cet intervalle, il y a risque de mort :

- par coma si pH = 7,1
- par tétanisation si pH > 7,4
- * suc gastrique : pH ≈ 1
- * urine : 5 < pH < 8
- * salive : 6,5 < pH < 7,5

b - Dans l'industrie :

- pharmaceutique : aspirine pH = 8
- cosmétique :
 - crème de beauté
 - savons acides pour épiderme délicat
 - shampoing traitant à pH < 7
 - fixateur permanente pH = 5 ; produit réducteur pH = 9 ; oxydant de coloration pH = 1 .

IV - Applications :

Exercice 1 : A quels ions sont dues les propriétés acides d'une solution ?

.....
.....

Exercice 2 : Compléter le tableau suivant :

	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ en mol.L^{-1}	$[\text{OH}^-]$ en mol.L^{-1}	pH	nature de la solution
Solutio n 1	$1,6 \times 10^{-4}$			
Solutio n 2		10^{-7}		
Solutio n 3		$3,2 \times 10^{-5}$		
Solutio n 4			6,2	

Exercice 3 : A 20°C, 1 litre d'eau peut dissoudre 4,75L de chlorure d'hydrogène; si la dissolution s'effectue sans variation de volume ($V = 24 \text{ L.mol}^{-1}$)

a - Calculer la concentration de la solution (H^+, Cl^-) :

.....
.....

b - Calculer le pH de la solution :

.....
.....

Exercice 4 : Sachant que : $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Calculer le pH des solutions d'HCl dont les concentrations sont les suivantes :

- $c = 0,2 \text{ mol/L}$:

- $c = 0,02 \text{ mol/L}$:

- $c = 0,05 \text{ mol/L}$:

Exercice 5 : Sachant que : $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Calculer le pH des solutions d'acide sulfurique dont les concentrations sont les suivantes :

- $c = 0,3 \text{ mol/L}$:

- $c = 0,05 \text{ mol/L}$:

- $c = 0,007 \text{ mol/L}$: