

# Cours N°C3 : Transformations chimiques s'effectuant dans les deux sens

**Introduction :** Afin d'obtenir un bon rendement, le pH d'une terre agricole doit être adapté à la culture choisie.  
- Comment peut-on ajuster le pH d'un sol ?



## I. Réactions acido-basiques (Rappel) :

### 1- Définitions

- Un **acide** selon Bronsted, est une espèce chimique capable de ..... pendant une transformation
- Une **base** selon Bronsted, est une espèce chimique capable de ..... pendant une transformation
- Un couple **acide / base** (noté  $AH / A^-$ ) est constitué d'un acide  $AH$  et de sa base conjuguée  $A^-$  qui sont généralement liés par la demi-équation :  $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$ . Pour le couple  $BH^+ / B$  :  $BH^+ \rightleftharpoons B + H^+$

**Application 1 :** Compléter le tableau suivant :

| Couple acide / base | Acide      | Base  | Demi-équation acido-basique             |
|---------------------|------------|-------|---|
| .....               | $CH_3COOH$ | ..... | .....                                   |
| $NH_4^+ / NH_3$     | .....      | ..... | .....                                   |
| .....               | .....      | ..... | $HNO_3 \rightleftharpoons NO_3^- + H^+$ |
| $H_2O / HO^-$       | .....      | ..... | .....                                   |
| .....               | .....      | ..... | $H_3O^+ \rightleftharpoons H_2O + H^+$  |

### Remarque :

- L'eau se comporte comme un **acide** dans le couple  $H_2O / HO^-$  et comme une **base** dans le couple  $H_3O^+ / H_2O$ , on l'appelle **ampholyte** (ou **amphotère**).
- Généralement, le proton  $H^+$  n'est pas perdu par l'acide sauf s'il y a une base capable d'acquérir ce proton  $H^+$  et vice versa.

### 2- Réaction acido – basique

Une **réaction acido – basique** fait intervenir deux couples **acide/base** :  $A_1H / A_1^-$  et  $A_2H / A_2^-$ .

Pour établir l'équation de la réaction, on suit les étapes suivantes :

On écrit les demi-équations acido-basiques toujours en commençant par les espèces chimiques réactives :

**Exemple :** Si l'acide  $A_1H$  réagit avec la base  $A_2^-$  :

.....  
.....

La combinaison de ces deux demi-équations donne l'équation de la réaction : .....

### Application 2 :

1. Ecrire l'équation de la réaction acido-basiques entre l'acide éthanoïque  $CH_3COOH$  et l'ammoniac  $NH_3$ :

.....  
.....

2. Citer les couples qui réagissent dans cette réaction acido-basiques :  $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$

.....

## II. Le pH d'une solution aqueuse :

### 1. Définition du pH d'une solution aqueuse :

La solution aqueuse est un mélange homogène obtenue par la dissolution d'une espèce chimique (appelée soluté) dans l'eau (appelée solvant).

Pour des solutions aqueuses diluées ( $[H_3O^+] \leq 5.10^{-2} mol.L^{-1}$ ), le **pH** d'une solution aqueuse est définie par :

$[H_3O^+]$  : la concentration en ions oxonium exprimée en  $mol.L^{-1}$ .

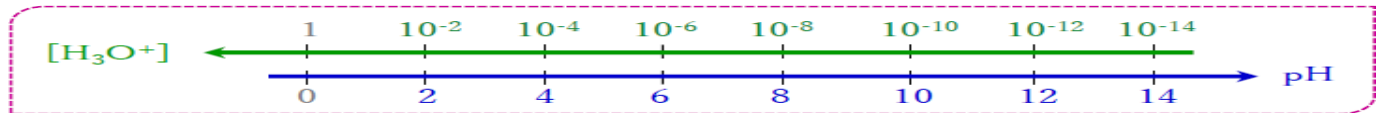
.....

Le pH est une grandeur sans unité. Inversement, on peut remonter, à partir du **pH** d'une solution aqueuse à la concentration

en ions oxonium en effectuant :

.....

Le **pH** d'une solution aqueuse est borné entre 0 et 14.



### Application 3 :

#### 1. Déterminer la valeur de pH des solutions suivantes :

$[H_3O^+]_1 = 1,2.10^{-3} mol.L^{-1}$  .....

$[H_3O^+]_2 = 1,00.10^{-3} mmol.L^{-1}$  .....

$[H_3O^+]_3 = 0,080 mol.m^{-3}$  .....

#### 2. Déterminer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ dans les solutions suivantes : $pH_1 = 5.02$ ; $pH_2 = 8.3$

.....

.....

### 2. Mesure du pH d'une solution aqueuse :

On peut simplement avoir une indication de la valeur du **pH** en utilisant **un papier pH** qui prend une couleur plus ou moins rougeâtre selon l'acidité de la solution.

Pour être plus précis, on utilise **un pH-mètre**. Celui-ci est un millivoltmètre relié à deux électrodes (ou une combinée) : une électrode de verre et une électrode de référence.

Le millivoltmètre mesure la différence de potentiel entre les deux électrodes.



### Remarque : Incertitude de pH

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

### III. Les transformations totales et limitées :

#### 1. Les transformations totales :

##### Activité 1 :

On verse, dans un bécher, un volume  $V=100 \text{ mL}$  de solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ ) de concentration  $C=3,5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , puis on immerge l'électrode de  $\text{pH}$ - mètre dans cette solution et on trouve que :  $\text{pH} = 1,45$ .

1. Écrire l'équation de réaction acido-basique entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.

On donne :  $\text{HCl}_{(g)} / \text{Cl}^-_{(aq)}$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} / \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

2. Calculer la quantité de matière initiale du chlorure d'hydrogène.

3. Complétez le tableau d'avancement suivant.

| Equation de la réaction |                  | .....                     |       |  |       |       |       |
|-------------------------|------------------|---------------------------|-------|--|-------|-------|-------|
| Etat du système         | avancement       | Quantité de matière (mol) |       |  |       |       |       |
| Etat initial            | $x = 0$          | .....                     | ..... |  | ..... | ..... | ..... |
| Etat intermédiaire      | $x$              | .....                     | ..... |  | ..... | ..... | ..... |
| Etat final              | $x_{\text{max}}$ | .....                     | ..... |  | ..... | ..... | ..... |

4. Déterminer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .

5. Déterminer la concentration finale en ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ , et déduire la valeur de l'avancement final  $x_f$ .

6. Comparer  $x_{\text{max}}$  avec  $x_f$ . Que peut-on conclure ?

##### Conclusion :

.....  
.....  
.....

## 2. Les transformations limitées :

### Activité 2:

Dans un bécher, on introduit un volume  $V_0 = 500 \text{ mL}$  d'eau distillée et on ajoute  $V = 1 \text{ mL}$  d'acide éthanóïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Puis on immerge l'électrode de  $\text{pH}$ -mètre dans cette solution et on trouve que :  $\text{pH} = 3,10$ .

1. Écrire l'équation de réaction acido-basique entre l'acide éthanóïque et l'eau.

On donne :  $(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{COO}^-_{\text{aq}}$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

2. Calculer la quantité de matière initiale d'acide éthanóïque.

3. Complétez le tableau d'avancement suivant.

| Equation de la réaction |                  | .....                     |       |  |       |       |       |
|-------------------------|------------------|---------------------------|-------|--|-------|-------|-------|
| Etat du système         | avancement       | Quantité de matière (mol) |       |  |       |       |       |
| Etat initial            | $x = 0$          | .....                     | ..... |  | ..... | ..... | ..... |
| Etat intermédiaire      | $x$              | .....                     | ..... |  | ..... | ..... | ..... |
| Etat final              | $x_{\text{max}}$ | .....                     | ..... |  | ..... | ..... | ..... |

4. Déterminer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .

5. Déterminer la concentration final en ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ , et déduire la valeur de l'avancement final  $x_f$ .

6. Comparer  $x_{\text{max}}$  avec ..... Que peut-on conclure ?

### Conclusion :

## 3. Le taux d'avancement final d'une réaction chimique ;

Le taux d'avancement final  $\tau$  d'une réaction chimique est égal au quotient de l'avancement final ..... par l'avancement final ..... de cette réaction : .....

$\tau$  est une grandeur sans unité et  $0 < \tau \leq 1$  et peut être exprimée en pourcentage.

- Si  $\tau = 1 = 100\%$   $\longrightarrow$  la transformation est .....

- Si  $0 < \tau < 1$   $\longrightarrow$  la transformation est .....

Pour la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau (activité 2), on a : .....

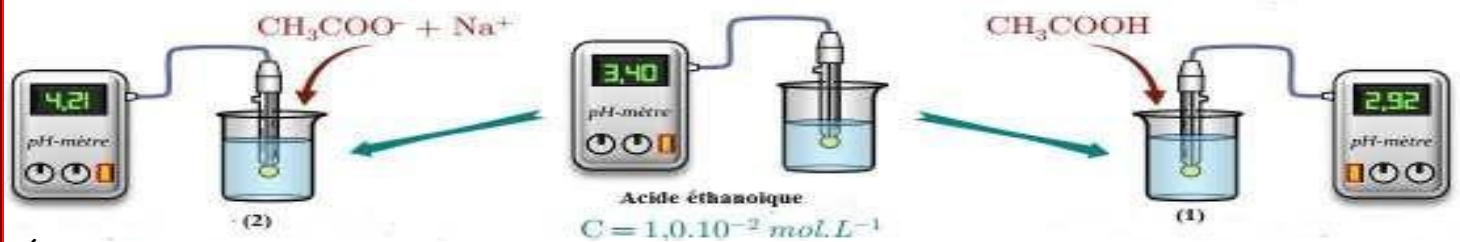
#### 4. Sens de l'évolution d'une transformation chimique :

##### Activité 3:

On verse dans les deux béchers le même volume de solution d'acide éthanóïque de concentration  $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Une mesure du pH dans chaque bécher donne  $\text{pH} = 3,4$ .

On ajoute dans le bécher (1) d'acide éthanóïque pur, le pH devient  $\text{pH}_1 = 2,91$ .

- Dans le bécher (2), des cristaux d'éthanóate de sodium, le pH devient  $\text{pH}_2 = 4,21$



Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se fait pendant la préparation de la solution (S).

##### Observation

**Dans le bécher (1):** Le pH ..... (il passe de .... à .....): Ce qui signifie que la réaction s'effectue dans le sens de ..... des ions ..... selon l'équation : .....

**Dans le bécher (2) :** Le pH ..... (il passe de .... à ...): Ce qui signifie que la réaction précédente s'effectue dans le sens ..... des ions ..... selon l'équation : .....

##### Conclusion

La réaction entre l'acide éthanóïque et l'eau s'effectue dans les deux sens, donc on utilise le double flèche(.....) au lieu d'une seule flèche (.....) dans l'équation de la réaction :

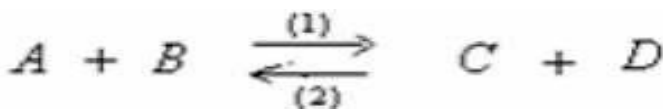
##### En générale

Au cours de chaque transformation chimique limitée ( :non totale), une réaction se produit dans les deux sens (le sens direct et le sens indirect ou sens inverse). On l'exprime par l'équation de la réaction suivante : .....

#### 5. L'état d'équilibre d'un système chimique :

##### Interprétation microscopique :

On considère le système chimique suivant :



A l'état initial le système contient les espèces chimiques A et B, la réaction se produit dans le sens (1) avec la vitesse  $v_1$ .

- Les quantités des espèces A et B ainsi que les chocs entre elles diminuent donc diminution de  $v_1$ .

- Les espèces C et D apparaissent et la réaction se produit dans le sens (2) avec la vitesse  $v_2$ , leurs quantités ainsi que les chocs entre elles augmentent donc augmentation de vitesse  $v_2$ .

Lorsque les deux vitesses  $v_1$  et  $v_2$  s'égalisent: le système n'évolue plus. C'est l'état d'équilibre dynamique.

Au niveau macroscopique le système ne semble pas évoluer

