



## I-RAPPELS SUR LES ACIDES ET LES BASES.

### 1-Acides et bases selon Bronsted.

Le chimiste danois Bronsted a proposé les définitions suivantes.

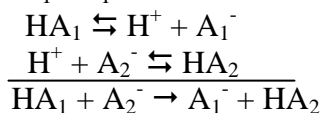
- Toute espèce chimique HA capable de céder un proton  $H^+$  est un acide :  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$
- Toute espèce chimique B capable de capter un proton  $H^+$  est une base :  $B + H^+ \rightleftharpoons BH^+$

### 2- Couples acides / bases.

- L'espèce chimique  $A^-$  qui redonne l'acide HA en captant un proton  $H^+$  est la base conjuguée de l'acide HA avec lequel elle constitue le couple acide/base HA /  $A^-$ .
- De même, l'espèce chimique  $BH^+$  est l'acide conjugué de la base B avec laquelle elle constitue le couple acide/base  $BH^+$  / B.

### 3- Réaction acido-basique.

Toute réaction acido-basique est un transfert de protons  $H^+$  de l'acide noté  $HA_1$  du couple acido-basique  $HA_1 / A_1^-$  vers la base notée  $A_2^-$  d'un autre couple acido-basique  $HA_2 / A_2^-$ :



## II-LE pH ET SA MESURE.

### 1- Définition du pH.

Les propriétés acides ou basiques des solutions aqueuses dépendent de leur concentration en ions oxonium  $H_3O^+$ . Pour déterminer cette concentration, on mesure le pH.

On admet pour les solutions aqueuses diluées (telles que  $[H_3O^+] \leq 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ), les relations suivantes:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Réciproquement, la connaissance du pH d'une solution permet d'en déduire sa concentration en ions oxonium  $H_3O^+$ , en  $\text{mol.L}^{-1}$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

### 2- Mesures et propriétés du pH.

#### - Papier pH.

- C'est un papier imbibé de substances appelées indicateurs colorés.
- A chaque couleur que peut prendre le papier correspond une valeur de pH. Il suffit de tremper le papier dans la solution que l'on désire mesurer le pH et comparer la couleur que prend le papier à une échelle.



#### - Les indicateurs colorés.

Les indicateurs colorés, appelés aussi indicateurs acido-basiques, sont des substances qui présentent une coloration différente selon le pH de la solution à laquelle ils sont ajoutés.

#### - un pH-mètre.

Le pH-mètre est un appareil de mesure qui permet de déterminer avec précision le pH d'une solution. Il est constitué généralement d'une électrode en verre reliée à un convertisseur numérique.



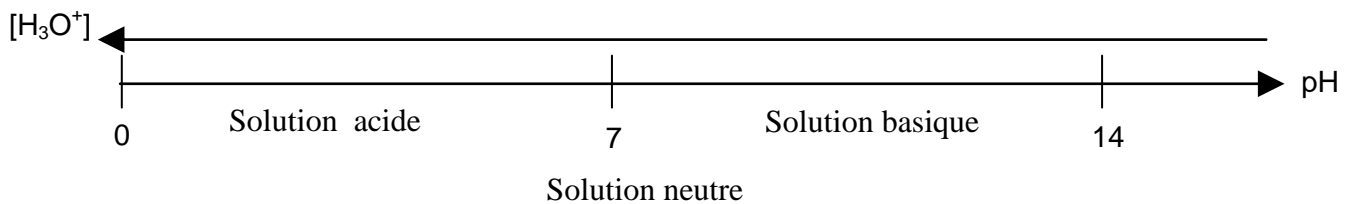
## Remarque

Lorsque la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  diminue, le pH augmente, et inversement.

Le pH varie avec la température.

A  $25^\circ\text{C}$ , un milieu dont le pH est inférieur à 7,0 est qualifié d'acide.

Si son pH est supérieur à 7,0, le milieu est dit basique, à 7,0 le milieu est neutre



## III. TRANSFORMATIONS TOTALES ET LIMITEES.

### 1-Avancement de la réaction.

• L'état final d'un système est atteint lorsque les quantités de matière des réactifs et des produits n'évoluent plus. Cet état est décrit par son avancement final :  $x_f$  (l'avancement mesuré lorsque plus aucune évolution du système chimique n'est observée)

• L'avancement maximale  $x_{\max}$  décrit le système lorsque l'un des réactifs au moins est entièrement consommé. Cet état n'est pas toujours atteint. (l'avancement mesuré lorsque le réactif limitant est entièrement consommé.)

### 2- Transformations totales .

#### 2-1- HCl dans l'eau (Solution d'acide chlorhydrique ).

- La solution d'acide chlorhydrique résulte de la mise en solution dans l'eau du chlorure d'hydrogène HCl.

- Le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  est égal à 2,0 .

- Equation de transformation chimique :  $\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Cl}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$

- Tableau d'avancement

Equation		$\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Cl}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
État	Avancement $x$	$n(\text{HCl}_{(g)})$	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{Cl}^-_{(aq)})$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$
État initial	$x_i = 0$	$cV$	en excès		
Au cours de la transformation	$x$	$cV - x$	-	$x$	$x$
État final	$x_f$	$cV - x_f$	-	$x_f$	$x_f$

- La solution a un pH égal à 2,0; on a donc ;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

et  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = x_f = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 1,0 \times 10^{-2} V \text{ mol}$ .

- Si on considère la réaction totale avec HCl réactif limitant donc  $cV - x_m = 0 \leftrightarrow x_m = cV = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

L'avancement final de la réaction ( $x_f = cV$ ) est égal à son avancement maximal  $x_{\max} = cV$  car il n'est pas possible de former plus d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  que l'on a introduit de molécules HCl).

Dans la solution d'acide chlorhydrique étudiée  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = cV \text{ mol}$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V} = c$

**La transformation mettant en jeu la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau est totale.**

#### 2-2- Transformations limitées.

#### $\text{CH}_3\text{COOH}$ dans l'eau (Solution d'acide éthanoïque).

Le pH d'une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire  $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  est égal à 3,4.

- La solution d'acide éthanoïque résulte de la mise en solution dans l'eau d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  .

- Le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  est égal à 2,0 .

- Equation de transformation chimique :  $\text{CH}_3\text{-COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$

- Tableau d'avancement

Equation		$\text{CH}_3\text{-COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$			
État	Avancement $x$	$n(\text{HCl}(\text{g}))$	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{Cl}^-_{(\text{aq})})$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$
État initial	$x_i = 0$	$c V$	-		
Au cours de la transformation	$x$	$c V - x$	-	$x$	$x$
État final	$x_f$	$c V - x_f$	-	$x_f$	$x_f$

La solution a un pH égal à 3,4 ; on a donc :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

La quantité de matière d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans la solution est :

$n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 4,0 \times 10^{-4} V \text{ mol}$  alors que la quantité de molécules  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  introduite en solution est :  $n(\text{CH}_3\text{-COOH}_{(\text{aq})}) = cV = 1,0 \times 10^{-2} V \text{ mol}$ .

$4,0 \times 10^{-4} < 1,0 \times 10^{-2}$  ; donc toutes les molécules  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  introduites n'ont pas réagi avec l'eau.

**La transformation mettant en jeu la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau n'est pas totale.**

### 3-Taux d'avancement final.

Afin de comparer l'avancement final d'une réaction à son avancement maximal, on définit une nouvelle grandeur, le taux d'avancement final de la réaction.

Le taux d'avancement final de la réaction est le rapport de l'avancement final d'une réaction ( $x_f$ ) à son avancement

maximal ( $x_{\text{max}}$ )  $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$

$\tau = 1$  donc  $x_f = x_{\text{max}}$   
transformation totale (complète)

$0 < \tau < 1$  donc  $x_f < x_{\text{max}}$   
transformation limitée (partielle ou incomplète)

### Remarque

#### Cas de la réaction d'un acide HA sur l'eau

L'avancement final est égal à la quantité d'ions oxonium présents :  $x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

L'avancement maximal est égal à la quantité initiale d'acide HA :  $x_{\text{max}} = n(\text{HA})_i$

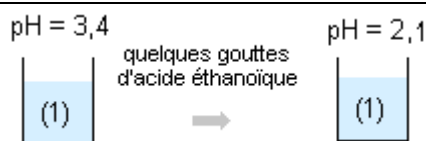
On en déduit l'expression du taux d'avancement final pour une solution de concentration  $c$  (en  $\text{mol.L}^{-1}$ ) en acide

$$\text{HA} : \tau = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n(\text{HA})_i} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c} = \frac{10^{-\text{pH}}}{c}$$

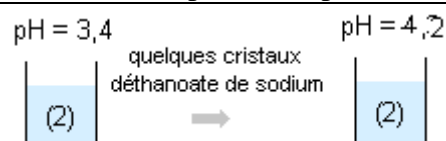
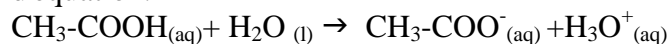
## VI-REACTION DANS LES DEUX SENS ET NOTION D'EQUILIBRE CHIMIQUE.

### 1- Réaction s'effectuant dans les deux sens.

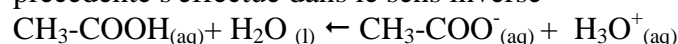
soit une transformation entre l'acide éthanóique et l'eau, à la fin, une mesure du pH donne  $\text{pH}=3,4$ .



Dans le bécher (1), le pH diminue (il passe de 3,4 à 2,1) donc la concentration des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  augmente. Ce qui signifie que la réaction d'équation:

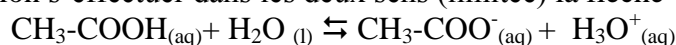


Dans le bécher (2), le pH augmente (il passe de 3,4 à 4,2) donc la concentration des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  diminue. Ce qui signifie que la réaction précédente s'effectue dans le sens inverse



- La réaction limitée entre l'acide éthanóique et l'eau peut s'effectuer dans les deux sens donc la réaction inverse limite la réaction directe

- L'écriture : Lorsqu'une réaction s'effectue dans les deux sens (limitée) la flèche  $\rightarrow$  est remplacée par  $\rightleftharpoons$



### 2-Définition d'un système en équilibre.

**Exemple :**  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans l'eau (Solution d'acide éthanóique)

A la fin de la réaction dans une solution aqueuse d'acide éthanóique, le pH est constant; mais toutes les espèces présentes dans la solution :

$$[\text{CH}_3\text{-COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,4} \text{ mol.L}^{-1} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}] = 1,0 \times 10^{-2} - 4,0 \times 10^{-4} = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

les quatre espèces  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(s)}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$  et  $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$  de la réaction d'équation coexistent dans le système ; On dit que ce système chimique est **en équilibre**.

**Un système chimique, siège d'une transformation possible, est en équilibre si les concentrations de ses constituants restent constantes au cours du temps.**

### 3- Interprétation cinétique.

Une réaction chimique peut s'interpréter au niveau microscopique comme résultant de chocs efficaces entre molécules de réactifs. Lorsque la réaction n'est pas totale, cela signifie que des chocs efficaces peuvent également se produire entre molécules de produits pour donner des réactifs. L'équilibre chimique est atteint lorsqu'en moyenne au cours du temps, il se produit autant de chocs efficaces entre les réactifs A et B qu'entre les produits C et D. On est en présence d'un équilibre chimique dynamique. Le milieu réactionnel est le siège d'une activité chimique permanente à l'échelle microscopique. À l'échelle macroscopique les effets de cette activité se compensent globalement (Les deux réactions inverses se produisent donc à la même vitesse.).

- L'équilibre chimique est **dynamique**. Il ne se traduit pas par l'absence de réactions chimiques, mais par la coexistence de deux réactions inverses se produisant simultanément et à la même vitesse.
- Pour les transformations limitées, la présence d'une quantité non négligeable de réactif limitant à l'équilibre montre que **cet état d'équilibre peut être interprété par deux réactions s'effectuant en sens inverses, qui se déroulent à la même vitesse.**

### CONNAISSANCES – COMPETENCES.

- Définir un acide ou une base selon Bronsted.
- Ecrire l'équation de la réaction associée à une transformation acido-basique et identifier dans cette équation les deux couples mis en jeu.
- Connaître la définition du pH pour les solutions aqueuses diluées.
- Être capable de mesurer la valeur du pH d'une solution aqueuse avec un pH-mètre.
- Connaissant la valeur de la concentration et du pH d'une solution d'acide, calculer l'avancement final de la réaction de cet acide sur l'eau et le comparer à l'avancement maximal.
- Connaître la définition du taux d'avancement final et le déterminer à partir d'une mesure.
- Interprétation microscopique de l'état d'équilibre