

Chapitre 3 : Transformations chimiques s'effectuant dans les deux sens

الوحدة 3 : التحويلات الكيميائية التي تحدث في المنحيين



❖ Situation-problème :

Un lac est considéré acide lorsque son pH est plus petit ou égal à 5,5 unités. Le lac qui a un pH très faible, contient des acides réagissant totalement sur l'eau.

- Comment peut-on ajuster le pH d'un lac ?
- La transformation d'un système chimique est-elle toujours totale ?

❖ Objectifs : Connaissances et savoir-faire exigibles

- Écrire l'équation d'une réaction acido-basique
- Définir et mesurer le pH d'une solution aqueuse
- Calculer l'avancement final d'une réaction et le comparer à son avancement maximal
- Définir et déterminer le taux d'avancement final d'une réaction
- Distinguer une transformation limitée (non totale) d'une transformation totale
- Définir l'état d'équilibre d'un système chimique

I. Réactions acido-basiques (Rappel) :

1. Acides et bases selon Bronsted

- Un **acide AH** est toute espèce chimique capable de **céder un proton H^+** au cours d'une transformation chimique : $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$
- Une **base B** est toute espèce chimique capable de **capter un proton H^+** au cours d'une transformation chimique : $B + H^+ \rightleftharpoons BH^+$

2. Couple acide / base

- 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 suivante : $AH_{(aq)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H^+$
- Un **ampholyte** est une espèce chimique pouvant **se comporter comme un acide ou comme une base** selon les conditions expérimentales

❖ Exercice 1 : demi-équation de la réaction acido-basique

1. Compléter le tableau suivant :

Le couple Acide / base	L'acide	La base conjuguée	La demi-équation de la réaction acido-basique
$HCO_3^-_{(aq)} / CO_3^{2-}_{(aq)}$			
$NH_4^+_{(aq)} / NH_3_{(aq)}$			$NH_4^+_{(aq)} \rightleftharpoons NH_3_{(aq)} + H^+$
	$H_3O^+_{(aq)}$		
$CO_2, H_2O / HCO_3^-_{(aq)}$			
		$HO^-_{(aq)}$	

2. Parmi les espèces chimiques précédentes, déterminer les ampholytes

❖ Réponse :

1.

Le couple Acide / base	L'acide	La base conjuguée	La demi-équation de la réaction acido-basique
$HCO_3^-_{(aq)} / CO_3^{2-}_{(aq)}$	$HCO_3^-_{(aq)}$	$CO_3^{2-}_{(aq)}$	$HCO_3^-_{(aq)} \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$
$NH_4^+_{(aq)} / NH_3_{(aq)}$	$NH_4^+_{(aq)}$	$NH_3_{(aq)}$	$NH_4^+_{(aq)} \rightleftharpoons NH_3_{(aq)} + H^+$
$H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$	$H_3O^+_{(aq)}$	$H_2O_{(l)}$	$H_3O^+ \rightleftharpoons H_2O + H^+$
$CO_2, H_2O / HCO_3^-_{(aq)}$	$CO_2, H_2O_{(aq)}$	$HCO_3^-_{(aq)}$	$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-_{(aq)} + H^+$
$H_2O_{(l)} / HO^-_{(aq)}$	$H_2O_{(l)}$	$HO^-_{(aq)}$	$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HO^-_{(aq)} + H^+$

2. L'eau $H_2O_{(l)}$ est un **ampholyte** car il joue le rôle d'un **acide** dans le couple $H_2O_{(l)} / HO^-_{(aq)}$ et le rôle d'une **base** dans le couple $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$
 L'ion hydrogénocarbonate $HCO_3^-_{(aq)}$ est un **ampholyte** car il joue le rôle d'un **acide** dans le couple $HCO_3^-_{(aq)} / CO_3^{2-}_{(aq)}$ et le rôle d'une **base** dans le couple $CO_2, H_2O / HCO_3^-_{(aq)}$

3. Réactions acido-basiques :

Une **réaction acido-basique** est une réaction au cours de laquelle il y a un **transfert d'un proton H^+** entre l'**acide d'un couple (couple 1 : A_1H / A_1^-)** et la **base d'un autre couple (couple 2 : A_2H / A_2^-)** selon l'équation suivante : $A_1H_{(aq)} + A_2^-_{(aq)} \rightarrow A_1^-_{(aq)} + A_2H_{(aq)}$

- Pour le premier couple : $A_1H_{(aq)} \rightleftharpoons A_1^-_{(aq)} + H^+$
- Pour le deuxième couple : $A_2^-_{(aq)} + H^+ \rightleftharpoons A_2H_{(aq)}$

L'équation bilan de la réaction chimique : $A_1H_{(aq)} + A_2^-_{(aq)} \rightarrow A_1^-_{(aq)} + A_2H_{(aq)}$

❖ Exercice 2 : l'équation de la réaction acido-basique

1. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'acide du couple $HCl_{(aq)} / Cl^-_{(aq)}$ et la base du couple $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$
2. Déterminer les couples intervenants dans cette réaction chimique : $HCO_3^-_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

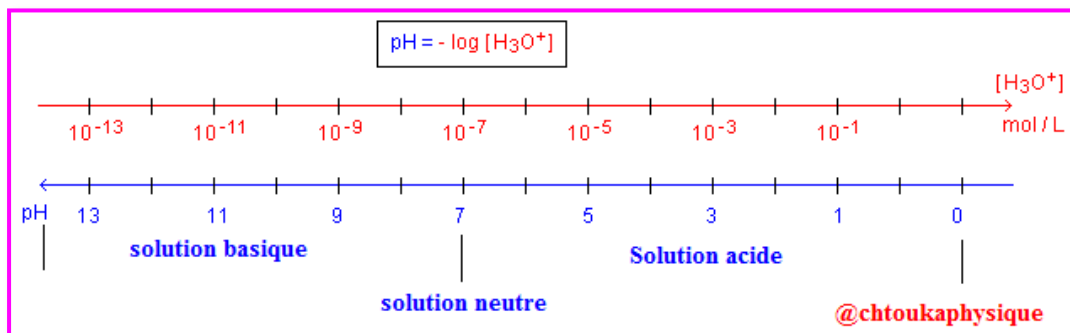
❖ Réponse 2 :

- l'équation de la réaction chimique acido-basique entre l'acide du couple $\text{HCl}_{(\text{aq})} / \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ et la base du couple $\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ est :
 - Pour le premier couple : $\text{HCl}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}^{+}$
 - Pour le deuxième couple : $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{H}^{+} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$
 L'équation bilan : $\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$
- les couples intervenants dans cette réaction chimique : $\text{HCO}_3^{-}_{(\text{aq})} + \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ sont : $\text{HCO}_3^{-}_{(\text{aq})} / \text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ et $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} / \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$

II. pH d'une solution aqueuse :

1. Définition du pH :

- Les propriétés acide ou basique** d'une solution aqueuse dépendent de **sa concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$** qui peuvent varier de **quelques mol.L^{-1} à $10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$**
- Donc pour **simplifier et réduire cette échelle** le chimiste Danois Sorensen , en 1909 , introduit **une nouvelle grandeur : le pH**. Avec **$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]$**
(Rappel : la fonction logarithme décimal , notée $\log x = \frac{\ln x}{\ln 10}$, est strictement **croissante sur $]0, +\infty[$** . c'est **la fonction réciproque de 10^x : $\log 10^{u(x)} = u(x)$ ou $10^{\log f(x)} = f(x)$)**
- Cette relation **n'est valable que pour les solutions diluées** aqueuses où **$[\text{H}_3\text{O}^{+}] \leq 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$**
- $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$: la valeur de la concentration en ions oxonium**, exprimée en **mol.L^{-1}**
- pH est une grandeur sans unité**
- Réciproquement, **la connaissance du pH** d'une solution permet **d'en déduire sa concentration en oxonium $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$** , en **mol.L^{-1}** : **$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}}$** (En utilisant **la relation $10^{\log f(x)} = f(x)$**)
On a **$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]$** , soit **$\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] = -\text{pH}$** , alors **$10^{\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]} = 10^{-\text{pH}}$** , d'où **$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}}$**
- Propriété fondamentale** : les grandeurs pH et **$[\text{H}_3\text{O}^{+}]$** varient en **sens inverses** (figure ci-dessous) . en conséquence : **lorsque $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ augmente , pH diminue**



❖ Exercice 3 : pH d'une solution aqueuse

On dispose de quatre solutions aqueuses A , B ,C et D . Les concentrations en ions H_3O^{+} dans les solutions A et B valent respectivement : $[\text{H}_3\text{O}^{+}]_A = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$ et $[\text{H}_3\text{O}^{+}]_B = 5.10^{-5} \text{ mol/L}$.

Le ph des deux solutions C et D valent respectivement : $\text{pH}_C = 2.8$ et $\text{pH}_D = 4.9$

- Quels sont les ph des solutions A et B ?
- Quelles sont les concentrations en ions dans des solutions C et D ?
- Comment varie la concentration en ions oxonium lorsque pH augmente ? justifier votre réponse .

❖ Réponse :

- On sait que **$\text{pH}_A = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]_A$** , AN **$\text{pH}_A = -\log (2.10^{-3})$** , donc **$\text{pH}_A = 9,7$**
On a **$\text{pH}_B = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]_B$** , AN **$\text{pH}_B = -\log (5.10^{-5})$** , donc **$\text{pH}_B = 4,3$**
- On sait que : **$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_C = 10^{-\text{pH}_C}$** , AN **$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_C = 10^{-2.8}$** , donc **$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_C = 1,58.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$**
On a **$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_D = 10^{-\text{pH}_D}$** , AN **$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_D = 10^{-4.9}$** , donc **$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_D = 1,26.10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$**
- Soit deux solutions A et B telles que **$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_A > [\text{H}_3\text{O}^{+}]_B$** , alors **$\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]_A > \log [\text{H}_3\text{O}^{+}]_B$** (puisque le fonction Log est une fonction croissante) , en prenant , l'opposé, il vient **$-\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]_A < -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]_B$** , d'où : **$\text{pH}_A < \text{pH}_B$: lorsque pH augmente , $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ diminue**

2. Mesure de pH d'une solution aqueuse

➤ Méthode 1 : pH-mètre :

On mesure pH d'une solution aqueuse avec un pH-mètre . le pH-mètre un millivoltmètre électronique relié à deux électrodes (ou une combinée) et gradué en unité de pH

➤ Méthode 2 : indicateurs colorés :

Ce sont des substances dont la couleur varie en fonction du pH du milieu (voir le tableau)

indicateur	Première couleur	pH de la zone de virage et teinte sensible	Deuxième couleur
Hélianthine	rouge	[3,2 - 4,4] : orange	jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	[6,0 - 7,4] : vert	Bleu
Phénolphthaléine	incolore	[8,0 - 10,0] : Rose très pâle	Rose violacé

➤ Méthode 3 : Papier pH : Papier imprégné d'indicateurs colorés

III. Transformations totales et non totales (limitées)

1. Avancement final d'une réaction chimique

- **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 .)
- Certains réactions chimiques **ne sont pas totales** , c'est-à-dire **l'avancement maximal n'est jamais atteint** ; dans ce cas **la valeur de l'avancement final x_f ne peut s'obtenir qu'expérimentalement** .(pour déterminer sa valeur il faut trouver la relation entre x_f et la grandeur physique mesurable (pH ou conductivité)
- Par contre **l'avancement maximale x_{max}** d'une réaction est l'avancement de la réaction lorsque **l'un des réactifs au moins est entièrement consommé (le réactif limitant est entièrement)**

2. Transformation totale :

✚ Activité 1 : mise en évidence la transformation totale

On verse, dans un bécher, un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration $C = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (cet acide est obtenu par dissolution dans l'eau du chlorure d'hydrogène gazeux $\text{HCl}_{(\text{g})}$) , puis on immerge l'électrode de pH-mètre dans cette solution et on obtient que $\text{pH} = 1,8$.

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

❖ Exploitation :

1. Écrire l'équation chimique de la réaction acido-basique le chlorure d'hydrogène et l'eau
2. Dresser le tableau d'avancement
3. En se basant sur le tableau d'avancement, trouver l'expression de **l'avancement final x_f** en fonction du pH puis calculer sa valeur
4. Déterminer **l'avancement maximale x_{max}**
5. Comparer x_f et x_{max} , que peut-on déduire ?
6. On définit le **taux d'avancement final τ d'une réaction chimique** par la relation suivant $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$, calculer τ en % . conclure

❖ Interprétation

1. l'équation chimique de la réaction est : $\text{HCl}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
2. le tableau d'avancement
3. d'après le tableau d'avancement : on a $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V}$, alors $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V$, soit $x_f = 10^{-\text{pH}} \cdot V$
AN $x_f = 10^{-1,8} \cdot 100 \cdot 10^{-3}$, d'où $x_f = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
4. déterminons **l'avancement maximale x_{max}** :
puisque l'eau est en excès , alors HCl est le réactif limitant donc $C \cdot V - x_{max} = 0$, alors $x_{max} = C \cdot V$,
AN $x_{max} = 1,6 \cdot 10^{-2} \cdot 100 \cdot 10^{-3}$, d'où $x_{max} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
5. on remarque que $x_f = x_{max}$, alors cette réaction est **totale (HCl est totalement consommé)**
6. calculons le taux d'avancement final : on sait que : $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$, AN $\tau = \frac{1,6 \cdot 10^{-3}}{1,6 \cdot 10^{-3}} = 1$, soit $\tau = 100 \%$
on constate que lorsque la réaction est totale , son taux d'avancement final $\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = 1$ (ou 100 %)

➤ Conclusion

Si la réaction est **totale** . alors $x_f = x_{max}$ et $\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = 1$

3. Transformation non totale (limitée) :

✚ Activité 2 : mise en évidence la transformation non totale (limitée)

Dans une fiole jaugée de 500 mL , on verse un volume de 1 ml d'acide éthanóique pur CH_3COOH ($M = 60,05 \text{ g.mol}^{-1}$, $d = 1,05$) . On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge . on mesure le pH de la solution aqueuse d'acide éthanóique obtenue à l'aide d'un pH-mètre et on obtient $\text{pH} = 3,10$

- Données : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(\text{aq})}$, la masse volumique de l'eau $\rho_0(\text{eau}) = 1 \text{ g.cm}^{-3}$

❖ Exploitation

- Écrire l'équation chimique de la réaction acido-basique entre l'acide éthanóique et l'eau
- Calculer la quantité de matière initiale d'acide éthanóique
- Dresser le tableau d'avancement
- En se basant sur le tableau d'avancement, trouver l'expression de l'avancement final x_f en fonction du pH puis calculer sa valeur
- Déterminer l'avancement maximale x_{max}
- Comparer x_f et x_{max} , que peut-on déduire ?
- le taux d'avancement final τ d'une réaction chimique en % .conclure

❖ Interprétation

- Les couples intervenant dans la réaction acido-basique entre l'acide éthanóique CH_3COOH et l'eau sont : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(\text{aq})}$ et $\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$, Donc l'équation de la réaction s'écrit :



- La quantité de matière initiale d'acide éthanóique CH_3COOH

On sait que $n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})}$, comme $\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})}$ ce qui donne

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = \rho(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH}) , \text{ alors } n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

or comme $d(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\rho(\text{CH}_3\text{COOH})}{\rho_0(\text{eau})}$, soit $\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) = d(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot \rho_0(\text{eau})$

d'où $n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{d(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot \rho_0(\text{eau}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})}$, AN $n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{1,05 \cdot 1 \cdot 1}{60,05}$, ($1\text{cm}^3 = 1 \text{ ml}$)

donc $n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

- le tableau d'avancement

Équation de la réaction chimique		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$			
État du système	Avancement	Quantité de matière			
État initial	0	$n_0(\text{CH}_3\text{COOH})$	En excès	0	0
État intermédiaire	X	$n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) - X$	En excès	X	X
État final	X_f	$n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) - X_f$	En excès	X_f	X_f

- d'après le tableau d'avancement : on a $[\text{H}_3\text{O}^{+}]_f = \frac{x_f}{V}$, alors $x_f = [\text{H}_3\text{O}^{+}]_f \cdot V$, soit $x_f = 10^{-\text{pH}} \cdot V$

AN $x_f = 10^{-3,10} \cdot 500 \cdot 10^{-3}$, d'où $x_f = 3,97 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

- déterminons l'avancement maximale x_{max} :

puisque l'eau est en excès , alors CH_3COOH est le réactif limitant donc $n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) - x_{\text{max}} = 0$,
alors $x_{\text{max}} = n_0(\text{CH}_3\text{COOH})$, donc $x_{\text{max}} = 1,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

- on remarque que $x_f < x_{\text{max}}$, alors cette réaction n'est pas totale on dit que la réaction est **non totale ou limitée** ($\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ n'est pas totalement consommé)

➤ par conséquence , tous les réactifs et les produits sont présentes en solution à l'état final malgré que la réaction a cessé d'évoluer .

➤ la quantité de matière de l'acide éthanóique restante à la fin de la réaction est :

$n_f(\text{CH}_3\text{COOH}) = n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) - X_f$, AN $n_f(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-2} - 3,97 \cdot 10^{-4} = 1,71 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

- calculons le taux d'avancement final : on sait que : $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$, AN $\tau = \frac{3,97 \cdot 10^{-4}}{1,72 \cdot 10^{-2}} = 2,3 \cdot 10^{-2} < 1$,

soit $\tau = 2,3 \% < 100 \%$, . cela signifie que **seulement 2,3 % des molécules** d'acides éthanóique $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ **ont été transformées** pour donner $\text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(\text{aq})}$ et $\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$. alors la réaction **n'est pas totale** , elle est **limitée (ou partielle)**

➤ Conclusion

Si la réaction est **limitée (partielle / non totale)** alors $x_f < x_{\text{max}}$ et $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} < 1$

4. sens d'évolution d'un système chimique

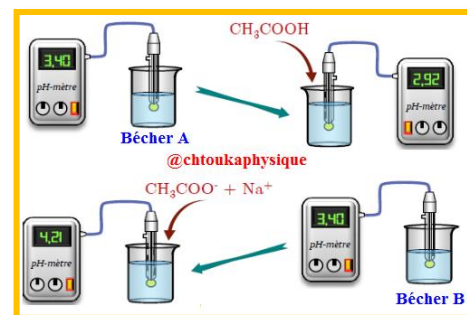
✚ Activité : sens d'évolution d'un système chimique

on prépare une solution aqueuse (S) de l'acide éthanóïque avec une concentration molaire de $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ puis on mesure le pH de la solution (S) et on obtient $\text{pH} = 3,40$.

On verse , dans les béchers A et B , le même volume $V = 20 \text{ mL}$ de la solution (S)

On ajoute avec précaution, dans le bécher A , quelques gouttes d'acide éthanóïque pur CH_3COOH ,et on observe que le pH prend la valeur $\text{pH} = 2,92$

On ajoute , dans le bécher B , des cristaux d'éthanoate de sodium CH_3COONa ,et on observe que le pH prend la valeur $\text{pH} = 4,21$

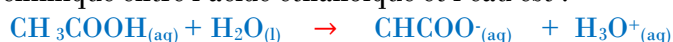


❖ Exploitation :

1. Écrire l'équation acido-basique qui a eu lieu lors de la préparation de la solution (S)
2. Dans quel sens le système chimique contenu dans le bécher a-t-il évolué ?
3. Dans quel sens le système chimique contenu dans le bécher a-t-il évolué ?
4. Que peut-on déduire ?

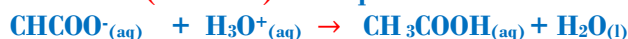
❖ Interprétation :

1. L'équation de la réaction chimique entre l'acide éthanóïque et l'eau est :



Dans le bécher (A) , le pH diminue (il passe de 3,40 à 2,92) , donc la concentration des ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ augmente , alors le système chimique a évolué dans le sens de formation des ions H_3O^{+} , c'est-à-dire dans le sens direct de l'équation de la réaction : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$

2. Dans le bécher (B) , le pH augmente (il passe de 3,40 à 4,21) , donc la concentration des ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ diminue , ce qui signifie que la réaction précédente s'effectue dans le sens de la disparition des ions H_3O^{+} , c'est-à-dire dans le sens inverse (indirect) de l'équation de la réaction :



3. La réaction entre l'acide éthanóïque et l'eau peut s'effectuer dans les deux sens (sens direct ou sens inverse), donc on utilise le double flèche $\rightleftharpoons$ au lieu d'une seule flèche $\rightarrow$ dans l'équation de la réaction :



➤ Conclusion :

Au cours d'une transformation chimique limitée (non totale) , la réaction s'effectue dans les deux sens (le sens direct et le sens inverse) , on l'exprime par l'équation de la réaction suivante :



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

❖ État d'équilibre chimique

À l'état final d'une transformation non totale (limitée) , le système chimique cesse de s'évoluer et se caractérise par la présence de tous les réactifs et produits à des proportions fixes (sans modification de la quantité de matière au niveau macroscopique) au cours du temps . Cet état s'appelle : état d'équilibre chimique

❖ Interprétation microscopique (état d'équilibre dynamique) :

On considère le système chimique suivant : $a \text{ A}_{(\text{aq})} + b \text{ B}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons c \text{ C}_{(\text{aq})} + d \text{ D}_{(\text{aq})}$

- À l'état initial le système contient les espèces chimiques A et B , alors la réaction se produit dans le sens (1) avec une vitesse v_1 . Les quantités de matière des espèces chimiques A et B diminuent, alors le nombre des chocs efficaces entre elles diminue , donc la vitesse v_1 de la réaction dans le sens direct diminue .
- Par contre Les quantités de matière des espèces chimiques C et D augmentent , alors le nombre des chocs efficaces entre elles augmente , donc la vitesse v_2 de la réaction dans le sens inverse augmente .
- Lorsque les deux vitesses s'égalisent : le système n'évolue plus mais n'est pas figé, il est siège de deux réactions inverses , se produisant à la même vitesse . on qualifie son état d'équilibre dynamique .