



PARTIE B : LA TRANSFORMATION D'UN SYSTEME CHIMIQUE EST-ELLE TOUJOURS TOTALE ?

Chapitre 5 : Une transformation chimique n'est pas toujours totale et la réaction a lieu dans les deux sens

Pré requis :

- ✓ Réactions acido-basiques vues en 1^{ère} S

Connaissances et savoir-faire exigibles :

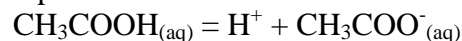
- (1) Définir un acide ou une base selon Brønsted.
- (2) Ecrire l'équation de la réaction associée à une transformation acido-basique et identifier dans cette équation les deux couples mis en jeu.
- (3) Connaître la définition du pH pour les solutions aqueuses diluées.
- (4) Être capable de mesurer la valeur du pH d'une solution aqueuse avec un pH-mètre. (TP χ n°4)
- (5) 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.
- (6) Connaître la définition du taux d'avancement final et le déterminer à partir d'une mesure.

I Les réactions acido-basiques (1) et (2) :

1) Acide :

Selon Bronsted, un **acide** est une espèce chimique **capable de céder un proton H^+** (Ex : l'acide éthanoïque, CH_3COOH).

En effet, l'acide éthanoïque cède son proton selon la réaction :

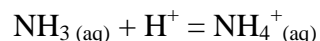


On obtient alors **forcément une base**, CH_3COO^- , appelée **base conjuguée** de CH_3COOH .

2) Base :

Toujours selon Bronsted, une **base** est une espèce chimique **capable de capter un proton H^+** (Ex : l'ammoniac, NH_3).

En effet, l'ammoniac capte un proton selon la réaction :



On obtient alors **forcément un acide**, NH_4^+ , appelée **acide conjuguée** de NH_3 .

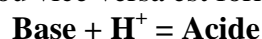
3) Couple acide/base et réaction acido-basique :

a. Couple acide base :

Un acide et une base conjugués forment un couple appelé couple acide base et noté Acide / Base.

Ex : Nous venons de voir deux couples : $CH_3COOH_{(aq)} / CH_3COO^-_{(aq)}$ et $NH_{4^+_{(aq)}} / NH_{3(aq)}$

Le passage de l'acide à la base conjuguée ou vice versa est formalisé par une demi équation :

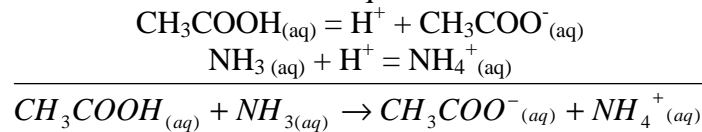




b. Réaction acido-basique :

Une réaction acido-basique met en jeu un **transfert de protons** entre **l'acide d'un couple** acido-basique et **la base d'un autre couple** acido-basique.

Ici, on peut imaginer la réaction entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac :



Le proton cédé par la molécule d'acide éthanoïque a été capté par l'ammoniac.

II Le pH est sa mesure :

1) Définition du pH ⁽³⁾ :

a. Pour des **solutions aqueuses diluées**, le pH est définie par :

$$\boxed{\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ est la valeur numérique de la concentration en ions oxonium exprimée en **mol/L**.

b. Inversement, on peut remonter, à partir du pH d'une solution à la concentration en ions oxonium en effectuant :

$$\boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}}$$

On trouve cette concentration en **mol/L**.

Exercice n°11 p 107

2) Propriété :

Nous savons que le pH permet de savoir si une solution a un caractère acide ($\text{pH} < 7$) ou un caractère basique ($\text{pH} > 7$).

Comme la fonction log est une fonction croissante :

Si le **pH** est **grand**, la solution est **peu acide**, la **concentration en ions oxonium est faible**.

Si le **pH** est **petit**, la solution est **très acide**, la **concentration en ions oxonium est grande**.

3) Mesure du pH :

- 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. Il nous donne une **précision au dixième de degré pH près**.

III La réaction chimique s'effectue dans les deux sens, elle n'est pas toujours totale ^{(5) et (6)} :

1) Mise en solution du chlorure d'hydrogène dans l'eau :

- a. Lorsque l'on met en solution du chlorure d'hydrogène, on obtient une solution d'acide chlorhydrique. On rappelle que dans ce cas, on appelle la **substance dissoute**, le **soluté** ; et le **liquide dans lequel on dissout**, le **solvant**. Généralement le soluté est en très petite quantité par rapport au solvant.
- b. Prenons une solution d'acide chlorhydrique de concentration $c = 1.0 \cdot 10^{-2}$ mol/L et mesurons son pH à l'aide d'un pH-mètre : On obtient : $\text{pH} = 2.0$
- c. Nous allons établir le tableau d'avancement de la réaction de mise en solution du chlorure d'hydrogène dans l'eau : (on travaille sur un volume V de solution)



Equation de la réaction		$\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Cl}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
Etat	Avancement (mol)	$n(\text{HCl})$	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{Cl}^-)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$
Initial	0	$c \times V$	excès	0	0
En cours	x	$cV - x$	excès	x	x
Final	x_f	$cV - x_f$	excès	x_f	x_f

Une fois la réaction terminée, on obtient une solution de pH 2 donc : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

Or 1.0×10^{-2} , c'est la concentration apportée en chlorure d'hydrogène dans la solution. L'avancement maximal a été atteint.

CL : La transformation mettant en jeu la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau est totale, tout le chlorure d'hydrogène a été consommé pour créer autant d'ions H_3O^+ .

d. Taux d'avancement final d'une réaction :

Cet outil compare l'avancement final de la réaction avec son avancement maximal afin de connaître le caractère plus ou moins total de la transformation étudiée.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} \begin{cases} x_f : \text{avancement final correspondant à l'état d'équilibre obtenu.} \\ x_{\text{max}} : \text{avancement maximal que l'on obtiendrait si la réaction était totale} \end{cases}$$

Pour la réaction étudiée ci-dessus :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{x_f / V}{x_{\text{max}} / V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]}{c} = \frac{1.0 \times 10^{-2}}{1.0 \times 10^{-2}} = 1 = 100\%$$

Exercice n°20 p 109

100% des molécules de chlorure d'hydrogène ont été dissociées.

2) Mise en solution de l'acide éthanoïque dans l'eau : voir TP χ n°4

- Lorsque l'on met en solution de l'acide éthanoïque pur, on obtient une solution d'acide éthanoïque.
- Prenons une solution d'acide éthanoïque de concentration $c = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ et mesurons son pH à l'aide d'un pH-mètre :
On obtient : pH = 3.4
- Etablissons le tableau d'avancement de cette transformation, pour un volume V de solution :

Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
Etat	Avancement (mol)	$n(\text{CH}_3\text{COOH})$	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$
Initial	0	$c \times V$	excès	0	0
En cours	x	$cV - x$	excès	x	x
Final	x_f	$cV - x_f$	excès	x_f	x_f

Une fois la réaction terminée, on obtient une solution de pH 3.4 donc :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.4} \text{ mol/L} = 4.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Alors que la concentration apportée en acide éthanoïque dans la solution de départ est : $c = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

CL : $4.0 \times 10^{-4} < 1.0 \times 10^{-2}$ donc toutes les molécules d'acide éthanoïque introduite n'ont pas réagi, et la transformation mettant en jeu la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau n'est pas totale.

d. Taux d'avancement final de la réaction :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{x_f / V}{x_{\max} / V} = \frac{[H_3O^+(aq)]}{c} = \frac{4.0 * 10^{-4}}{1.0 * 10^{-2}} = 0.04 = 4\%$$

4% des molécules d'acide éthanóique ont été dissociées.

Rq : grâce au taux d'avancement final de réaction, on peut comparer deux acides entre eux ou deux bases entre elle (leur « force »), à concentration égales.

3) La réaction s'effectue dans les deux sens, état d'équilibre d'un système : *voir TPχ*
n°4

a. Mise en évidence expérimentale : *Voir livre p 101*

b. Symbolisme d'écriture de la réaction :

- Pour la mise en solution du chlorure d'hydrogène, nous avons utilisé une **simple flèche** entre les réactifs et les produits car la **transformation était totale**.
- Mais pour l'acide éthanóique, ce symbolisme de la simple flèche n'a plus lieu d'être puisque on vient de voir que la réaction se fait dans les deux sens.

Donc on utilisera pour les transformations limitées le signe =, qui signifie que la transformation peut avoir lieu spontanément dans les deux sens.

c. Etat d'équilibre d'un système :

Calculons les diverses concentrations des espèces mises en jeu dans la réaction de mise en solution de l'acide éthanóique dans l'eau (se rapporter au tableau d'avancement II 2) c)) :

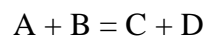
- $[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = 4.0 * 10^{-4} \text{ mol/L}$
- $[CH_3COOH] = \frac{cV - x_f}{V} = \frac{1.0 * 10^{-2} - 4.0 * 10^{-4}}{1} = 9.6 * 10^{-3} \text{ mol/L}$

Le pH étant constant, ces concentrations restent constantes : le système est en équilibre.

d. Interprétation microscopique :

Exercices n°25 et 27 p 110

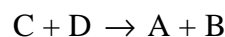
Considérons un système chimique siège d'une transformation limitée modélisé par la réaction :



Nous avons dit que dans l'état d'équilibre, le système ne présentait plus de modification des « grandeurs observables » (T° , pH, couleur, conductance)

Mais l'agitation thermique demeure et il est logique de penser que des chocs efficaces se produisent entre A et B, mais aussi entre C et D.

A l'équilibre coexistent les deux réactions : $A + B \rightarrow C + D$



Il y aura donc autant de A consommés que de A formés (de même pour B, C et D).

L'équilibre est dynamique.

