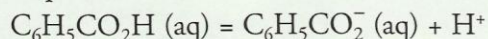


1. Qu'est-ce qu'une réaction acido-basique ?

1.1 Couples acide/base

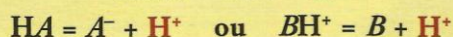
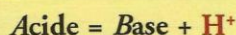
L'acide benzoïque $C_6H_5CO_2H$ (aq) étudié à l'activité préparatoire A, page 99 est susceptible de céder un proton H^+ . C'est un acide au sens de BRÖNSTED. L'ion benzoate $C_6H_5CO_2^-$ (aq) est susceptible de capter un proton H^+ . C'est une base au sens de BRÖNSTED.

Les espèces, acide benzoïque et ion benzoate, sont reliées par la demi-équation acido-basique :



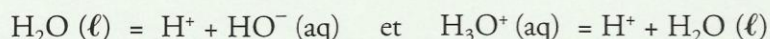
Elles sont conjuguées et constituent un couple acide/base [Doc. 1] :

- Toute espèce chimique, ionique ou moléculaire, susceptible de céder au moins un proton est un acide au sens de BRÖNSTED.
- Toute espèce chimique, ionique ou moléculaire, susceptible de capter au moins un proton est une base au sens de BRÖNSTED.
- Un couple acide/base, HA / A^- ou BH^+ / B , est défini par la demi-équation acido-basique :



L'eau est l'acide conjugué de l'ion hydroxyde HO^- dans le couple H_2O (l) / HO^- (aq), et la base conjuguée de l'ion oxonium H_3O^+ dans le couple H_3O^+ (aq) / H_2O (l). C'est un **ampholyte** ou une espèce **amphotère**.

Les demi-équations correspondantes s'écrivent :



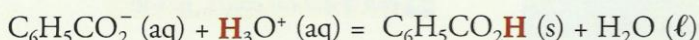
1.2 Réaction acido-basique

Interprétons les expériences de l'activité préparatoire A, page 99.

- Le dépôt blanc qui subsiste dans le tube T_1 montre que l'acide benzoïque est peu soluble* dans l'eau ($s = 2,4 \text{ g} \cdot L^{-1}$ à $25^\circ C$).

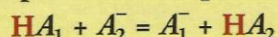
En revanche, la limpidité du tube T_2 indique que le benzoate de sodium est très soluble dans l'eau ($s = 650 \text{ g} \cdot L^{-1}$ à $25^\circ C$).

- Le solide blanc apparu lors de l'ajout de la solution d'acide chlorhydrique dans le tube T_2 est de l'acide benzoïque. Il se forme lors de la réaction entre l'ion benzoate et l'ion oxonium, selon l'équation :



Au cours de cette réaction, appelée réaction acido-basique, il y a transfert d'un proton de l'acide du couple H_3O^+ (aq) / H_2O (l) vers la base du couple $C_6H_5CO_2H$ (aq) / $C_6H_5CO_2^-$ (aq). Ce résultat est général :

Toute réaction acido-basique met en jeu 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^- :



➤ Pour s'entraîner : Ex. 2

Acide	Base conjuguée
CH_3CO_2H acide acétique ou éthanoïque	$CH_3CO_2^-$ ion acétate ou éthanoate
HCO_2H acide formique ou méthanoïque	HCO_2^- ion formiate ou méthanoate
$C_6H_5CO_2H$ acide benzoïque	$C_6H_5CO_2^-$ ion benzoate
CO_2, H_2O dioxyde de carbone dissous	HCO_3^- ion hydrogénocarbonate
NH_4^+ ion ammonium	NH_3 ammoniac
$CH_3NH_3^+$ ion méthylammonium	CH_3NH_2 méthylamine

Doc. 1 Exemples de couples acide/base.



Doc. 2 L'acide benzoïque et l'ion benzoate contenus dans certaines boissons light jouent le rôle de conservateurs (codes E 210 et E 211).

L'expérience montre que les réactions acido-basiques sont instantanées.

2. Comment définir et mesurer le pH ?

2.1 Définition du pH

Les propriétés acide ou basique d'une solution aqueuse dépendent de la concentration en ion oxonium qui peut varier de quelques $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à 10^{-14} ou $10^{-15} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'utilisation de valeurs si différentes, et parfois très petites, n'est pas sans poser quelques problèmes. Aussi, en 1909, le chimiste danois S. SØRENSEN [Doc. 3] introduit, en utilisant la fonction mathématique logarithme décimal* (notée log), une nouvelle grandeur plus pratique : le pH.

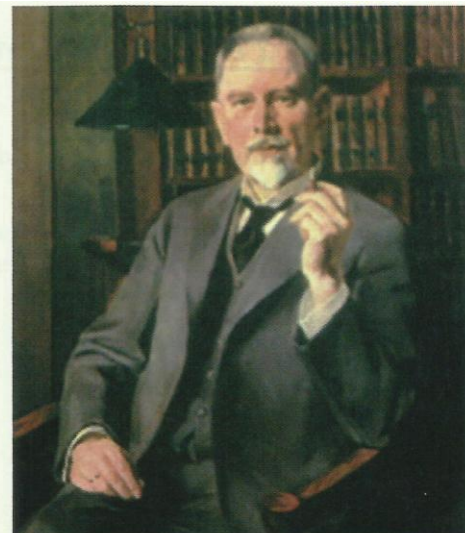
Pour des solutions diluées telles que : $[\text{H}_3\text{O}^+] \leq 5,0 \times 10^{-2} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ le pH est défini par la relation :

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

Dans cette relation, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ représente le nombre qui mesure la concentration molaire en ions H_3O^+ exprimée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Cette relation est équivalente à :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



Doc. 3 Søren SØRENSEN (1868-1939), chimiste danois, proposa l'utilisation d'une échelle logarithmique et définit ainsi le pH.

Activité 1

Comment utiliser une calculatrice pour calculer le pH ou la concentration en ions H_3O^+ 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 :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_A = 1,0 \times 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+]_B = 4,8 \times 10^{-5} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Les pH des deux solutions C et D valent respectivement :

$$\text{pH}_C = 3,4 \text{ et } \text{pH}_D = 9,8$$

1. Quels sont les pH des solutions A et B ?
2. Quelles sont les concentrations en ions H_3O^+ des solutions C et D ?
3. Comment varie la concentration en ions oxonium lorsque le pH augmente ? Justifier la réponse.

> Exploitation

- Pour déterminer le pH des solutions, on utilise la touche LOG de la calculatrice [Doc. 4]. On obtient alors : $\text{pH}_A = 3,0$ et $\text{pH}_B = 4,3$.
- Pour déterminer la concentration en ions oxonium, on utilise la touche 10^x de la calculatrice [Doc. 4]. On obtient ainsi :
 $[\text{H}_3\text{O}^+]_C = 4,0 \times 10^{-4} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_D = 1,6 \times 10^{-10} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- D'après les résultats précédents, on constate que [Doc. 5] :

La concentration en ions H_3O^+ diminue lorsque le pH augmente et inversement.

Cela est dû au fait que la fonction log est une fonction croissante.

Soit deux solutions A et B telles que $[\text{H}_3\text{O}^+]_A > [\text{H}_3\text{O}^+]_B$; alors :

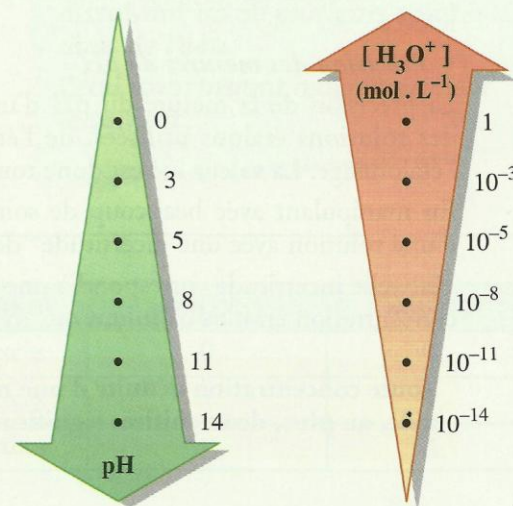
$$\log[\text{H}_3\text{O}^+]_A > \log[\text{H}_3\text{O}^+]_B$$

En prenant l'opposé, il vient :

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+]_A < -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_B \text{ soit : } \text{pH}_A < \text{pH}_B$$



Doc. 4 Les touches LOG et 10^x permettent respectivement le calcul du pH et de la concentration en ions oxonium.



Doc. 5 Échelle de pH et échelle de concentration en ions oxonium.

Exercice d'entraînement 1

pH et $[H_3O^+]$

On considère trois solutions A, B, et C de pH respectifs $pH_A = 3,2$; $pH_B = 5,6$; $pH_C = 8,3$.

Sans utiliser de calculatrice, attribuer à chaque solution la valeur correcte de la concentration en ions oxonium exprimée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

$5,0 \times 10^{-9}$; $6,3 \times 10^{-4}$; $2,5 \times 10^{-6}$.

On constate que : $pH_A < pH_B < pH_C$.

Or, lorsque le pH augmente, la concentration en ions oxonium diminue. On en déduit :

$$[H_3O^+]_A > [H_3O^+]_B > [H_3O^+]_C$$

En conséquence : $[H_3O^+]_A = 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$[H_3O^+]_B = 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[H_3O^+]_C = 5,0 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.2 Mesure du pH

Une détermination approchée du pH peut être obtenue à l'aide d'un papier pH. Pour effectuer une mesure plus précise, on utilise un pH-mètre.

• Description du pH-mètre

Un pH-mètre se compose d'une sonde de mesure reliée à un voltmètre électronique gradué en unité de pH. La sonde de mesure est constituée d'une électrode de verre et d'une électrode de référence combinées [Doc. 6]. La tension U qui apparaît aux bornes de la sonde plongée dans une solution est une fonction affine de son pH : $U = a - b \text{ pH}$.

a et b sont des coefficients positifs qui dépendent de la température et de l'état des électrodes.

Il est nécessaire d'étalonner un pH-mètre avant toute mesure.

• Étalonnage du pH-mètre

Il nécessite la connaissance de la température des solutions étudiées et l'utilisation d'une (ou deux) solution(s) étalon*, de pH connu [Doc. 7].

La fiche technique fournie avec le pH-mètre précise comment l'étalonner.

• Mesure du pH

La sonde doit être rincée à l'eau distillée, puis plongée dans la solution étudiée. Après agitation et stabilisation de la mesure, la valeur du pH est relevée.

• Précision des mesures de pH

La précision de la mesure du pH d'une solution dépend de la fraîcheur des solutions étalons utilisées, de l'état de la sonde et de la qualité de l'étalonnage. La valeur lue est donc toujours entachée d'erreur.

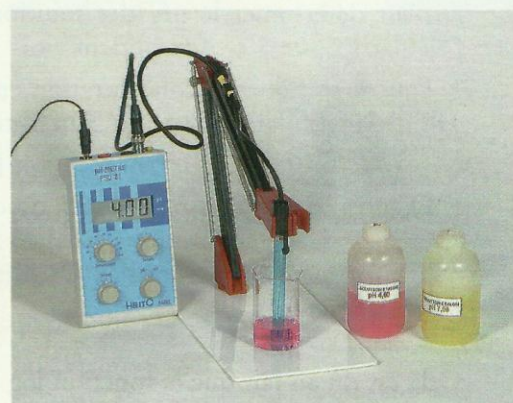
En manipulant avec beaucoup de soin, il est possible de mesurer le pH d'une solution avec une incertitude* de 0,05.

Une telle incertitude correspond à une précision* de l'ordre de 10 % sur la concentration en ions oxonium qui en est déduite.

Toute concentration déduite d'une mesure de pH devra être exprimée avec, au plus, deux chiffres significatifs.



Doc. 6 Sonde de mesure du pH.



Doc. 7 pH-mètre et solutions étalons.

> Pour s'entraîner : Ex. 6

3. Une transformation chimique est-elle toujours totale ?

3.1 Avancement final et avancement maximal

Activité 2

L'avancement final est-il toujours maximal ?

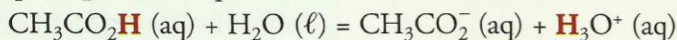
Dans une fiole jaugée de volume $V_0 = 500,0$ mL, partiellement remplie d'eau distillée, verser avec précaution un volume $V = 1,00$ mL d'acide éthanoïque (ou acétique) pur $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ noté HA , puis compléter jusqu'au trait de jauge et homogénéiser la solution obtenue.

Mesurer son pH [Doc. 8].

1. Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit entre l'acide éthanoïque et l'eau.
2. Déterminer, à l'aide des données figurant au document 9, la quantité initiale d'acide éthanoïque.
3. En déduire l'avancement maximal de la réaction.
4. À l'aide de la valeur du pH, déterminer l'avancement final.
5. Comparer les avancements maximal et final.

> Exploitation

• Lors de la réaction acido-basique, il y a transfert de proton de l'acide du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (aq) / CH_3CO_2^- (aq) vers la base du couple H_3O^+ (aq) / H_2O (ℓ). L'équation de la réaction s'écrit donc :



• La quantité initiale d'acide éthanoïque vaut : $n_1 = \frac{m_1}{M}$

En utilisant la masse volumique* μ et la densité* d de l'acide éthanoïque, ainsi que la masse volumique μ_0 de l'eau, on peut écrire :

$$m_1 = \mu \cdot V \quad \text{et} \quad \mu = d \cdot \mu_0 \quad \text{d'où} : \quad n_1 = \frac{d \cdot \mu_0 \cdot V}{M}$$

Soit, avec $\mu_0 = 1,00 \times 10^3$ g.L⁻¹ :

$$n_1 = \frac{1,05 \times 1,00 \times 10^3 \times 1,00 \times 10^{-3}}{60,05} = 0,0175 \text{ mol}$$

• L'eau est l'un des deux réactifs mais aussi le solvant : c'est donc le réactif en excès. L'acide éthanoïque est alors le réactif limitant. Il est possible de dresser le tableau d'avancement suivant :

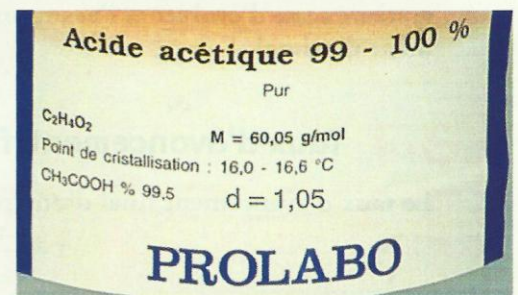
Équation de la réaction					
État	Avancement	$n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$
initial	0	n_1	excès	0	0
en cours de transformation	x	$n_1 - x$	excès	x	x
final	x_f	$n_1 - x_f$	excès	x_f	x_f

L'avancement maximal x_{max} est obtenu lorsque le réactif limitant a entièrement disparu.

Dans ce cas : $n_1 - x_{\text{max}} = 0$ soit : $x_{\text{max}} = n_1 = 0,0175$ mol



Doc. 8 Mesure du pH de la solution.



Doc. 9 Flaçon d'acide éthanoïque ou acétique.

Une solution aqueuse s'obtient en dissolvant un ou plusieurs solutés dans de l'eau.

L'eau, constituant majoritaire, est le solvant.

- Les réactions acido-basiques étant instantanées lorsqu'on mesure le pH de la solution, l'état final du système est déjà atteint.

La relation $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ mol.L⁻¹ permet de calculer la concentration finale en ions H_3O^+ : $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-3,10} = 7,9 \times 10^{-4}$ mol.L⁻¹

Or, par définition : $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{n_f(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_0}$

D'après le tableau d'avancement :

$$x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) \quad \text{d'où :} \quad x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V_0$$

soit : $x_f = 7,9 \times 10^{-4} \times 0,500 = 4,0 \times 10^{-4}$ mol

- L'avancement final est inférieur à l'avancement maximal :

$$x_f < x_{\text{max}}$$

Dans l'état final, la quantité d'acide éthanoïque vaut :

$$n_f(\text{HA}) = n_i - x_f = 0,0175 - 4,0 \times 10^{-4} = 0,0171 \text{ mol}$$

Le réactif limitant n'a pas entièrement disparu. La transformation étudiée n'est donc pas totale. Tous les réactifs et produits sont simultanément présents dans l'état final.

Une transformation chimique n'est pas toujours totale.

Dans ce cas, aucun des réactifs n'a totalement disparu lorsque le système cesse d'évoluer et l'avancement final est inférieur à l'avancement maximal.

Dans l'état initial, les grandeurs caractérisant le système sont affectées de l'indice i.

Dans l'état final, elles sont affectées de l'indice f.

3.2 Taux d'avancement final

Le taux d'avancement final d'une réaction, noté τ , vaut :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$$

τ est un nombre sans dimension compris entre 0 et 1 :

si $\tau = 0$, la réaction n'a pas lieu ; si $\tau = 1$, la réaction est totale.

Dans le cas précédent, $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{4,0 \times 10^{-4}}{0,0175} = 2,3 \times 10^{-2}$ soit 2,3 %.

Cela signifie que 2,3 % d'acide éthanoïque ont réagi avec l'eau.

Ce taux d'avancement final est peu élevé : on dit que la **réaction est peu avancée ou très limitée**.

Le taux d'avancement final représente la fraction de réactif limitant ayant effectivement réagi.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$$

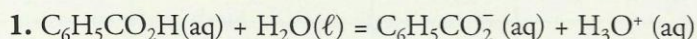
τ , prononcé tau, est la 19^e lettre de l'alphabet grec.

Exercice d'entraînement 2

Solution d'acide benzoïque

Une solution d'acide benzoïque, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ (aq), de volume V et de concentration molaire apportée* $C = 1,0 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹, a un pH égal à 3,6.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide et l'eau.
2. Calculer le taux d'avancement final de cette réaction. Commenter la valeur trouvée.



2. Par définition : $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$

Or : $x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V$

et, comme l'acide benzoïque constitue le réactif limitant, on a : $x_{\text{max}} = n_i(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}) = C \cdot V$

On en déduit :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V}{C \cdot V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{C} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$$

$\tau = 0,25$ soit : 25 %

Cela signifie que 25 % d'acide benzoïque ont réagi avec l'eau. La réaction est **limitée**.

► Pour s'entraîner : Ex. 9

4. Comment définir l'état d'équilibre d'un système chimique ?

4.1 Sens d'évolution d'un système chimique

Activité 3

Un système chimique évolue-t-il toujours dans le même sens ?

• Préparer une solution aqueuse S d'acide éthanóïque à la concentration $C_i = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ par dissolution d'acide éthanóïque dans de l'eau pure. Verser, dans deux béchers A et B , un même volume $V_i = 20 \text{ mL}$ de solution S . Mesurer le pH_i [Doc. 10 a].

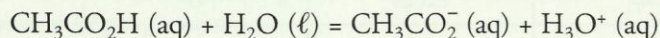
• Ajouter avec précaution deux gouttes d'acide éthanóïque pur dans le bécher A . Après agitation, mesurer le pH_A de la solution obtenue [Doc. 10 b].

• Ajouter environ 0,5 g d'éthanoate de sodium solide dans le bécher B . Après agitation, mesurer le pH_B de la solution obtenue [Doc. 10 c].

1. Écrire l'équation de la réaction 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 a-t-il évolué ?
3. Dans quel sens le système chimique contenu dans le bécher B a-t-il évolué ?
4. Comparer les deux sens d'évolution.

Exploitation

• La valeur de pH_i indique que des ions oxonium sont apparus lors de la préparation de la solution S par mise en solution de l'acide éthanóïque dans l'eau. En effet, il se produit une réaction acido-basique entre l'acide éthanóïque et l'eau selon l'équation :



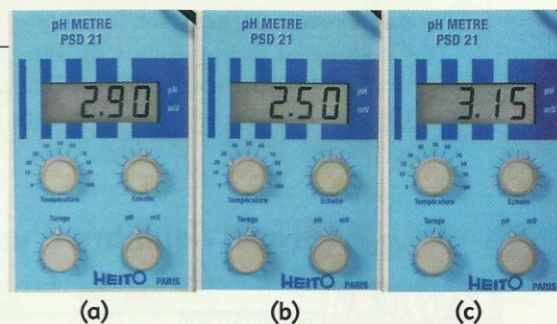
• En ajoutant deux gouttes d'acide éthanóïque, on constate une diminution du pH [Doc. 11]. Or pH et concentration en ions oxonium varient en sens inverse. La diminution du pH résulte donc d'une augmentation de la concentration en ions oxonium.

Le volume de la solution n'ayant pratiquement pas varié, l'augmentation de la concentration en ions H_3O^+ est due à une augmentation de la quantité d'ions H_3O^+ . Des ions oxonium se sont formés dans le milieu.

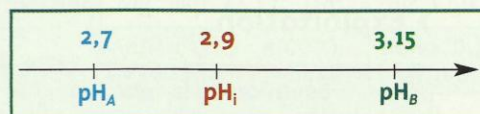
Le système a donc évolué dans le sens de la formation d'ions H_3O^+ , c'est-à-dire dans le **sens direct de l'équation de la réaction** [Doc. 12a].

• En ajoutant 0,5 g d'éthanoate de sodium, on observe une augmentation du pH [Doc. 11] et donc une diminution de la concentration en ions H_3O^+ . Le volume de la solution n'ayant pas varié, la diminution de la concentration en ions H_3O^+ est due à une diminution de leur quantité. Des ions oxonium ont disparu du milieu réactionnel.

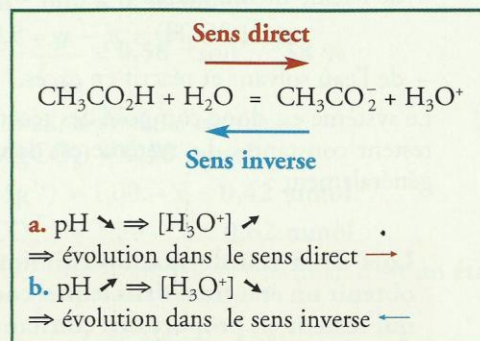
Le système a donc évolué dans le sens de la disparition d'ions H_3O^+ , c'est-à-dire dans le **sens inverse de l'équation de la réaction** [Doc. 12b].



Doc. 10 pH des solutions.

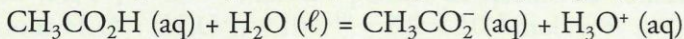


Doc. 11 Évolution des pH des solutions.



Doc. 12 Évolution du système.

• La réaction mise en jeu peut donc s'effectuer dans les deux sens. Pour cette raison, l'écriture de l'équation de la réaction est modifiée en remplaçant la flèche \rightarrow par un symbole symétrique : le signe égal (=) a été choisi.



Ce résultat, établi pour une réaction acido-basique, est général [Doc. 13] :

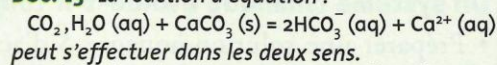
De nombreuses réactions peuvent s'effectuer, selon les conditions imposées, dans un sens ou dans l'autre. Les équations correspondantes sont écrites avec le signe = (égal).

Ce signe ne présume pas du sens dans lequel s'effectue la transformation lorsque toutes les espèces chimiques sont en présence.

Cette écriture traduit toujours les bilans de matière et de charge.



Doc. 13 La réaction d'équation :



peut s'effectuer dans les deux sens.

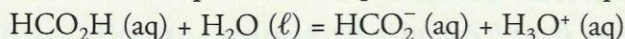
Son évolution dans le sens direct explique la formation des grottes dans les roches calcaires, alors que l'évolution dans le sens inverse explique la formation des stalactites et stalagmites, concrétions calcaires.

4.2 État d'équilibre d'un système chimique

Activité 4

Comment définir un état d'équilibre chimique ?

Une solution aqueuse S d'acide méthanoïque HCO_2H [Doc. 14] de volume $V = 1,00 \text{ L}$ est obtenue en apportant une quantité $n_i = 5,00 \text{ mmol}$ d'acide méthanoïque dans le volume d'eau nécessaire. Le système obtenu est le siège d'une transformation chimique modélisée par une réaction d'équation :



L'avancement final x_f de cette réaction est égal à $0,86 \text{ mmol}$.

Quelle est, en quantité de matière, la composition du système dans l'état final ?



Doc. 14 L'acide méthanoïque ou formique est l'un des constituants de la sève des orties. Il est également sécrété par les fourmis, d'où son nom.

> Exploitation

Équation de la réaction		$\text{HCO}_2\text{H} (\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O} (\ell)$	=	$\text{HCO}_2^- (\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$
État	Avancement	$n(\text{HCO}_2\text{H})$		$n(\text{H}_2\text{O})$		$n(\text{HCO}_2^-)$		$n(\text{H}_3\text{O}^+)$
initial	0	n_i		excès		0		0
final	x_f	$n_i - x_f$		excès		x_f		x_f

D'après le tableau d'avancement, dans l'état final, le système contient :

– des ions oxonium et méthanoate :

$$n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = n_f(\text{HCO}_2^-) = x_f = \mathbf{0,86 \text{ mmol}}$$

– de l'acide méthanoïque :

$$n_f(\text{HCO}_2\text{H}) = n_i - x_f = 5,00 - 0,86 = \mathbf{4,14 \text{ mmol}}$$

– de l'eau solvant et réactif en excès.

Le système est donc composé des réactifs et des produits dont les quantités restent constantes. Le système est dans un état d'équilibre chimique. Plus généralement :

Lors de la transformation chimique de certains systèmes, on peut obtenir un état final dans lequel coexistent les réactifs et les produits qui restent en proportions constantes. Cet état final est alors appelé *état d'équilibre*.

• **Un état d'équilibre peut-il être dynamique ?**

À l'activité préparatoire B, page 99, les nombres de véhicules présents sur les îles Clio et Calipso sont constants. Le système correspondant est dans une situation d'équilibre.

Cependant, les véhicules se déplacent entre les deux îles. Pour traduire ce mouvement, on qualifie cette situation d'équilibre **dynamique**.

• **Un état d'équilibre chimique peut-il être dynamique ?**

Dans l'état d'équilibre, réactifs et produits coexistent en quantités constantes.

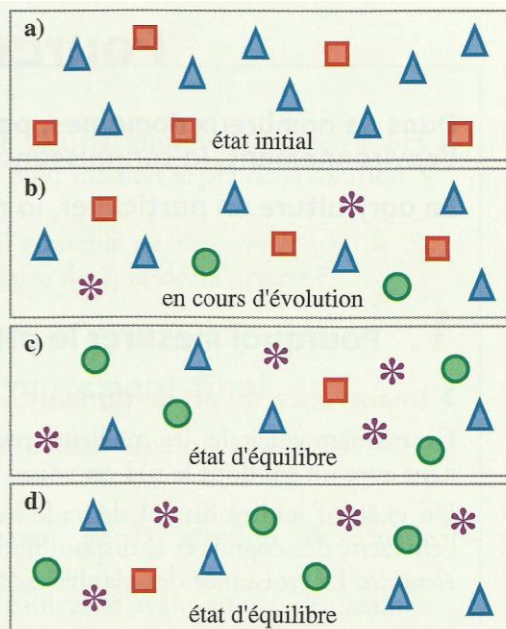
À l'échelle **macroscopique**, le système ne semble plus évoluer.

À l'échelle **microscopique**, les entités (ions, molécules ...) continuent à réagir. Des chocs efficaces ont lieu entre entités réactives d'une part et entre entités produites d'autre part.

Lorsque l'état d'équilibre est atteint, pendant la même durée, les nombres de chocs efficaces entre entités réactives d'une part et entités produites d'autre part sont égaux. Les quantités de réactifs et de produits sont donc constantes au cours du temps.

Un état d'équilibre chimique est un état d'équilibre dynamique.

Le **document 15** illustre cette situation.



Doc. 15 Les objets représentent les espèces chimiques qui participent à la transformation :



En cours d'évolution (b), des triangles bleus et des carrés rouges ont disparu, alors que des croix mauves et des ronds verts sont apparus.

Dans l'état d'équilibre (c, d), le nombre d'objets de chaque espèce ne varie plus.

Exercice d'entraînement 3

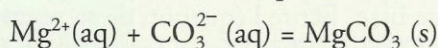
Déterminer la composition d'un état final

On mélange une solution aqueuse A contenant, entre autres, 1,00 mmol d'ions Mg^{2+} , avec une solution aqueuse B contenant, entre autres, 1,20 mmol d'ions carbonate CO_3^{2-} . Un précipité de carbonate de magnésium, $MgCO_3$, apparaît.

On filtre le mélange obtenu, le précipité est séché puis pesé. On trouve $m(MgCO_3) = 49$ mg.

1. Écrire l'équation de la réaction de précipitation. Quel est l'avancement maximal de cette réaction ?
2. Calculer l'avancement final de la réaction ainsi que le taux d'avancement final.
3. Quelle est la composition du système dans l'état final ? Est-ce un état d'équilibre ?

1. La formation du précipité est due à la réaction entre les ions magnésium et carbonate d'équation :



On peut dresser un tableau d'avancement ci-après.

L'avancement maximal correspondrait à la disparition du réactif en défaut, ici Mg^{2+} : $x_{max} = 1,00$ mmol

Équation de la réaction		$Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) = MgCO_3(s)$		
État	Avancement	$n(Mg^{2+})$ (mmol)	$n(CO_3^{2-})$ (mmol)	$n(MgCO_3)$ (mmol)
initial	0	1,00	1,20	0
en cours	x	$1,00 - x$	$1,20 - x$	x
final	x_f	$1,00 - x_f$	$1,20 - x_f$	x_f

2. L'avancement final, x_f , est égal à la quantité de carbonate de magnésium obtenu.

$$x_f = \frac{m(MgCO_3)}{M(MgCO_3)} = \frac{49 \times 10^{-3}}{84,3}$$

$$x_f = 0,58 \times 10^{-3} \text{ mol} = 0,58 \text{ mmol}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = 0,58 \text{ soit : } 58 \%$$

3. Dans l'état final, le système contient :

$$n_f(MgCO_3) = 0,58 \text{ mmol}$$

$$n_f(Mg^{2+}) = 1,00 - x_f = 0,42 \text{ mmol}$$

$$n_f(CO_3^{2-}) = 1,20 - x_f = 0,62 \text{ mmol}$$

Produits et réactifs coexistent dans l'état final, **c'est un état d'équilibre**.

> Pour s'entraîner : Ex. 14