

Introduction : Pour contrôler la qualité de l'eau et veiller à l'environnement, des techniciens mesurent régulièrement le pH des eaux des fleuves et rivières. Qu'est-ce que le pH ? Pourquoi le contrôler ?

I°) Les acides et les bases :

acide et base selon Bronsted https://www.youtube.com/watch?v=skJFrHvl_RY

Notions d'ampholyte <https://www.youtube.com/watch?v=ZPrZ-Hc97JE>



1°) Acide et base selon Brönsted (chimiste Danois 1879/1947) :

Un **acide** est une espèce chimique susceptible de au moins un ion H^+ ou proton .

On le note souvent HA et on lui associe la demi-équation : $HA_{(aq)} \longrightarrow H^+ + A_{(aq)}$

Ex : $CH_3COOH_{(aq)}$ (acide éthanoïque) \longrightarrow (ion éthanoate) +

Une **base** est une espèce chimique susceptible de au moins un proton H^+ ou ion hydrogène

On le note souvent B et on lui associe la demi-équation : $B_{(aq)} + H^+ \longrightarrow BH^+_{(aq)}$

Ex : $NH_3_{(aq)}$ (ammoniac) + $H^+ \longrightarrow NH_4^+_{(aq)}$ (ion ammonium) ou $CH_3COO^-_{(aq)} + \dots \longrightarrow$



2°) Couple acide-base :

Les espèces HA et A^- (ainsi que BH^+ et B) sont dites conjuguées : elles forment un couple acide/base noté HA/ A^- quand on peut passer de l'un à l'autre par transfert de proton : la demi équation correspondante s'écrit : $AH_{(aq)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H^+$
La double flèche signifie que le transfert peut se faire dans les deux sens .

Quelques couples acide/base : couple CH_3COOH/CH_3COO^- NH_4^+/NH_3

Un **espèce est amphotère (ou ampholyte)** quand elle peut être à la fois acide ou par exemple l'eau est amphotère car elle peut être à la fois acide ou **base** : elle appartient aux couples : H_3O^+ (ion oxonium)/ H_2O ou H_2O/OH^- (ion hydroxyde).

3°) Quelques solutions aqueuses acide-base les plus utilisées

Solution aqueuses acides

Acide éthanoïque $CH_3COOH_{(aq)}$

Acide chlorhydrique $H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Acide nitrique : $H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$

Acide sulfurique : $2 H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$

Solutions aqueuses basiques

Hydroxyde de sodium ou soude $Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

ammoniac : $NH_3_{(aq)}$

II°) Les réactions acido-basiques et équation chimique :

Une réaction acido-basique consiste en un de proton entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple. Soit deux couples acide/base (AH/A^-) et BH^+/B intervenant au cours d'une réaction acido-basique . L'ion H^+ cédé par un acide AH est capté par la base de l'autre couple :



Exemple : Réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau : les couples en présence sont CH_3COOH/CH_3COO^- et l'équation acido basique correspondante est : $CH_3COOH_{(aq)} + \dots \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + \dots$
Acide 1 + base 2 \rightleftharpoons Base 1 + Acide 2



III°) La notion de pH : <https://www.youtube.com/watch?v=AQZvSbp94LE>

1°) Définition :

Le pH (potentiel hydrogène) est une grandeur **sans unité** comprise entre 0 et 14 qui permet de quantifier le caractère \pm acide d'une solution

Il est défini à partir de la concentration en ions $[H_3O^+]$ de la solution par la relation: pour une solution aqueuse diluée avec $[H_3O^+] < 0,05 \text{ mol/L}$ le pH est défini par :

$$pH = -\log \left[\frac{[H_3O^+]}{C^0} \right] \quad \text{avec : } * [H_3O^+] \text{ en mol/L concentration en quantité de matière effective en ions oxonium}$$

* C_0 concentration standard qui vaut 1,0 mol /L

Dans ce cas on peut écrire (voir rappel ci-dessous) : $[H_3O^+] = C^0 \times 10^{-pH} = 1,0 \times 10^{-pH}$

Notions de maths : $\log 10^x = x$; $\log A^n = n \times \log A$; $\log A \times B = \log A + \log B$; $\log x$ est la fonction réciproque de 10^x : $x \longrightarrow 10^x$ (fonction puissance de 10)

$\log 10^x = x \longleftarrow 10^x$ (fonction réciproque log en base 10)

Exemples: si $\text{pH} = 3,0$ alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-3,0} \text{ mol.L}^{-1}$ si $\text{pH} = 10$ alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots$
 Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ alors $\text{pH} = -\log 2,0 \cdot 10^{-3} / 1,0 = 2,7$ si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ alors

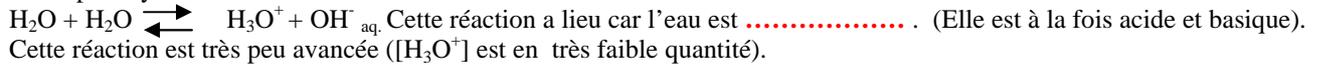
Remarque : le pH augmente si $[\text{H}_3\text{O}^+] \dots\dots\dots$ et inversement .

2°) pH de l'eau pure :

Le pH de l'eau pure à 25°C est de **7,0** . Cette valeur est prise comme référence pour définir un milieu neutre du point de vue acido-basique. Dans l'eau pure à 25°C on a donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots$

3°) Comment expliquer la présence d'ions H_3O^+ dans de l'eau pure ? (Autoprotolyse de l'eau) :

L'autoprotolyse de l'eau est la réaction entre deux molécules d'eau suivant le bilan :



5°) Mesure du pH:

• Avec un indicateur coloré :

Un indicateur coloré est une substance organique acido-basique présentant deux teintes franchement distinctes qui changent en fonction de la valeur du pH.

Indicateur	Avant zone de virage	Zone de virage	Après zone de virage
Bleu de Bromothymol (BBT)	Jaune	6 - 7,6	Bleu
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Phénolphtaléine ($\rho\rho$)	Incolore	8,2 - 10	Rose

• Avec un papier indicateur de pH : C'est un papier imbibé d'un mélange de plusieurs indicateurs colorés puis séché. Quand on dépose une goutte de solution à l'aide d'un agitateur en verre, il prend une couleur que l'on compare avec une échelle de teintes graduée en pH.

Ces deux méthodes sont simples, rapides mais peu précises.



• A l'aide d'un pH-mètre :

Etalonnage pHmètre : <https://scolawebtv.crdp-versailles.fr/?id=25584>

C'est un appareil qui mesure la tension, entre 2 électrodes. Une fois étalonné (cf Tp et lien ci-dessus) il fournit une mesure précise du pH de 0,05 à 0,1 unité de pH (**On évitera donc d'exprimer les concentrations issues de la mesure de pH avec plus de 2 chiffres significatifs**)



IV°) réaction total et limitée dans le cas des réactions acido-basique :

1°) Réaction totale et limitée : <https://www.youtube.com/watch?v=4S6--oRrMw0>

Manipulation prof : Le professeur mesuré le pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique et d'acide éthanoïque toutes deux de concentration $C=1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. On pensait trouver le même pH pour les 2 solutions car elles ont la même concentration au départ, or on a un pH de pour la solution aqueuse d'acide chlorhydrique et un pH de pour la solution aqueuse d'acide éthanoïque. Conclusion il reste de l'acide éthanoïque en solution ce qui n'est pas le cas pour l'acide chlorhydrique (en effet la concentration en $[\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots$ est très proche de celle en acide chlorhydrique au départ $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$)

Comme la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau n'est pas totale il en reste à la fin : le tableau d'avancement ci-dessous traduit ce constat :

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{aq}}$ +	H_2O	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H_3O^+
Etat initial	$n(\text{HA})_i = C \times V$	beaucoup		0		0
ETAT Intermédiaire	$C \times V - x$	beaucoup	
Etat final	$C \times V - x_f$	beaucoup	

Si la réaction était totale il ne resterait plus d'acide éthanoïque à la fin et dans ce cas on aurait un avancement maximale avec $C \times V - x_{\text{max}} = 0$ donc $n(\text{HA})_i = C \times V = x_{\text{max}}$ (attention avec un coefficient **a** devant l'acide on aurait eu $C \times V - a \times x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = C \times V / a$). On a une réaction totale pour l'acide chlorhydrique puisque $[\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V = x_f \approx C \times V$ ce qui n'est pas le cas pour l'acide éthanoïque $[\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V = x_f = \dots\dots\dots \times V < 1,0 \cdot 10^{-2} \times V = x_{\text{max}}$

Pour une réaction totale $x_f = x_{\text{max}}$ et pour une réaction partielle $x_f < x_{\text{max}}$:

Lorsque le réactif limitant est entièrement consommé à l'état final (cas de l'acide chlorhydrique) la réaction est dite **totale** la réaction est représentée par une flèche simple \longrightarrow
 Lorsque le réactif limitant est encore présent à l'état final, la réaction est dite partielle ou limitée et son symbole est une double flèche : \rightleftharpoons