

## II-07 Acides et bases

### 1. Mesure du pH

Indicateurs colorés

<http://www.apc.ac-aix-marseille.fr/abosp/3pip.php?article82>



Un indicateur coloré naturel : revoir le TP Chou Rouge en 1<sup>ère</sup> S



Papier pH

pHmètre

Voir fiche pratique B•19

[http://passeport.univ-lille1.fr/site/chimie/scc934/acide-base\\_exp/acide-base\\_exp\\_web/publi/web/co/UHil\\_ph.html](http://passeport.univ-lille1.fr/site/chimie/scc934/acide-base_exp/acide-base_exp_web/publi/web/co/UHil_ph.html)



## 2. pH d'une solution aqueuse

### 2.1. Définition du pH

Échelle de mesure du « degré » d'acidité (1909)



Soren Sorensen

**le pH est une grandeur sans unité**

- Calculer la valeur du pH pour des solutions ci-dessous :

$[H_3O^+]$ en mol.L <sup>-1</sup>	$10^{-2}$	$3,0 \times 10^{-2}$	$6,7 \times 10^{-4}$
pH			

Domaine de validité :

Relation valable pour les concentrations telles que  $10^{-6} < [H_3O^+] < 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup>

Inversement :

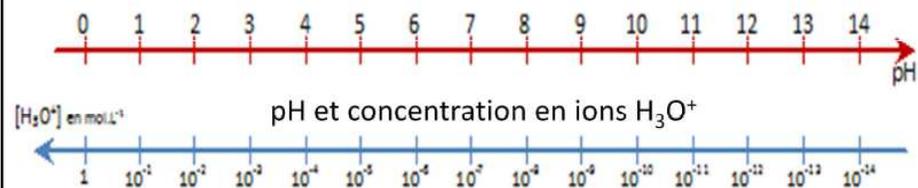
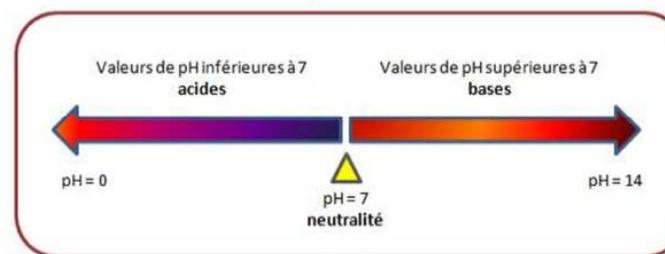
$[H_3O^+]$  en mol.L<sup>-1</sup>

- Calculer la concentrations en ions oxonium pour des solutions ci-dessous :

pH	2	3,2	6,7
$[H_3O^+]$ en mol.L <sup>-1</sup>			

### 2.2. Echelle pH

$0 < \text{pH} < 14$

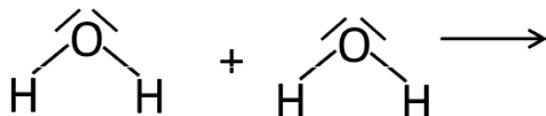


## 2.3. pH de l'eau

L'eau conduit faiblement le courant électrique :  
elle contient donc des ions.

Ces ions proviennent de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

Quelques molécules d'eau sont ionisées selon le mécanisme :



## 3. Couple acide base



### 3.1. Théorie de Brønsted (1923)

Deux entités chimiques constituent un couple **acide/base** s'il est possible de passer de l'une à l'autre **par perte ou gain d'un proton**.

où l'acide est noté en premier et la base en second.

Selon les conditions expérimentales, on peut observer le passage de l'acide à la base conjuguée ou de la base à l'acide conjugué. Pour symboliser le fait que les deux transformations inverses  $AH \rightarrow A^- + H^+$  et  $A^- + H^+ \rightarrow AH$  sont possibles, on associe au couple acide/base

*Application : exercices n°3 \*et 4 p334*

On vérifie expérimentalement pour l'eau pure :  $pH = 7$

donc  $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

et  $[OH^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Dans toute solution aqueuse,  
les ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$  sont présents.

Le produit de leurs concentrations en  $\text{mol.L}^{-1}$ , appelé  
**produit ionique de l'eau** est constant :

à  $25^\circ\text{C}$

(sans unité)

Voir tableau 8 p327

### 3.2. Réaction acide-base

Elle fait intervenir deux couples acide/base  $HA_1/A_1^-$  et  $HA_2/A_2^-$

Si on considère que **l'acide 1** réagit avec **la base 2**, on écrit :

Les produits de la réaction sont la base et l'acide conjugués des réactifs.

### 3.3. Equilibre chimique

Les réactifs ne disparaissent pas totalement, la transformation est limitée et la réaction associée s'effectue dans les 2 sens.

L'équation d'une réaction équilibrée s'écrira alors avec un «  $\rightleftharpoons$  » entre les réactifs et les produits.

Un état d'équilibre chimique résulte de 2 réactions s'effectuant en sens inverses et avec des cinétiques égales : l'état d'équilibre est dynamique.

*Application : exercices n°5\* p334*

### 3.4. Cas de l'eau

Dans la réaction d'autoprotolyse,  
l'eau est l'acide du couple  $H_2O / HO^-_{(aq)}$   
et la base du couple  $H_3O^+ / H_2O$ .

L'eau est une espèce **amphotère** :



Comme le pH de l'eau pure est 7,  $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ ,  
le système à l'équilibre présente très peu d'ions formés en solution :

## 4. Réaction des acides et bases avec l'eau

### 4.1. Acides forts – acides faibles

Les acides qui réagissent totalement avec l'eau sont appelés acides forts :

Les acides dont la réaction avec l'eau est un équilibre chimique sont des acides faibles :

Voir TP11-08

### 4.2. Bases fortes – bases faibles

Les bases qui réagissent totalement avec l'eau sont appelés bases fortes :

Les bases dont la réaction avec l'eau est un équilibre chimique sont des bases faibles :

## 5. Avancement final et pH d'une solution

Pour un acide :

	avancement	$\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{aq})}$			
état initial	0	n	excès	0	0
état final	$x_f$	$n - x_f$	excès	$x_f$	$x_f$

La quantité finale d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  est égale  $x_f$

La mesure du pH permet de calculer l'avancement final :

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

A l'inverse, le pH peut être calculé à partir de  $x_f$  :

Pour une base :

	avancement	$\text{B}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{BH}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$			
état initial	0	n	excès	0	0
état final	$x_f$	$n - x_f$	excès	$x_f$	$x_f$

La quantité finale d'ions  $\text{HO}^-$  est égale  $x_f$

La mesure du pH permet de calculer l'avancement final :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ et } [\text{HO}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+] = x_f / V$$

Application : exercices n°7 et 8\* et 19 p335...