

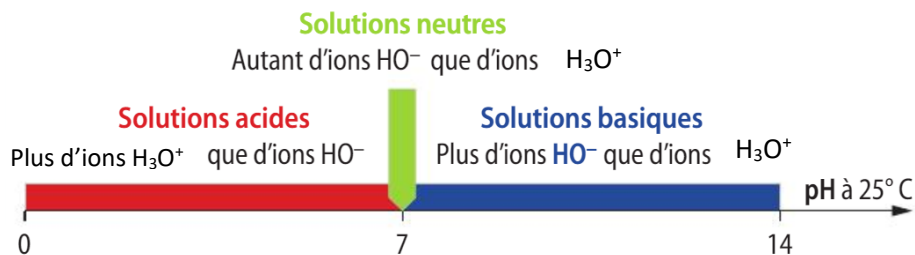
1 LE PH ET SA MESURE

➤ Définition

**Rappel :** le pH indique le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse, sur une échelle de 0 à 14.

[Capsule 1](#)

Domaines d'acidité et de basicité



**Un milieu acide** est caractérisé par la présence d'ions ..... qui proviennent de la fixation sur une molécule d'eau d'un proton  $H^+$ . Une solution aqueuse est donc considérée comme acide si elle contient plus d'ions  $H_3O^+$  que l'eau pure, **son pH est alors inférieur à 7.**

**Un milieu basique** est quant à lui caractérisé par la présence d'ions ..... formés par la perte d'un proton  $H^+$  par une molécule d'eau. Si une solution aqueuse contient plus d'ions  $HO^-$  que l'eau pure, elle est basique et **son pH est supérieur à 7.**

Le **pH** (ou **potentiel hydrogène**) d'une solution aqueuse est une grandeur sans dimension (sans unité) définie par :

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{c^0} = -\log [H_3O^+]$$

$$\left\{ \begin{array}{l} [H_3O^+] = \text{concentration molaire en ions oxonium (en mol. L}^{-1}\text{)} \\ c^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1} \\ \log = \text{fonction mathématique} \ll \text{logarithme décimal} \gg \end{array} \right.$$

Remarques :

- La mesure du pH permet de calculer la concentration molaire (**exprimée en mol.L<sup>-1</sup>**) en ions oxonium de la solution aqueuse par la relation :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad ([H_3O^+] \text{ s'exprime alors en mol.L}^{-1})$$

- Le **potentiel hydrogène** (ou **pH**) mesure en fait « l'activité chimique » des ions hydrogène ( $H^+$ , appelés aussi couramment protons) en solution. Notamment, en solution aqueuse, ces ions sont présents sous la forme d'ions **oxonium** ( $H_3O^+$ ) ;
- Le **pH** est une **grandeur logarithmique** : quand une solution devient dix fois plus acide ( $\Leftrightarrow [H_3O^+] \times 10$ ), son pH diminue d'une unité. Si elle devient 100 fois plus acide, le pH diminuera alors de deux unités. Et ainsi de suite (3 unités pour un facteur 1000, etc.).

Un petit point maths

- La fonction réciproque du logarithme décimal log est la puissance de dix :  
 $\log(x) = y$  équivaut à  $x = 10^y$
- Soient  $a$  et  $b$  deux réels strictement positifs :  
 $\log(ab) = \log(a) + \log(b)$   
 $\log\left(\frac{a}{b}\right) = \log(a) - \log(b)$

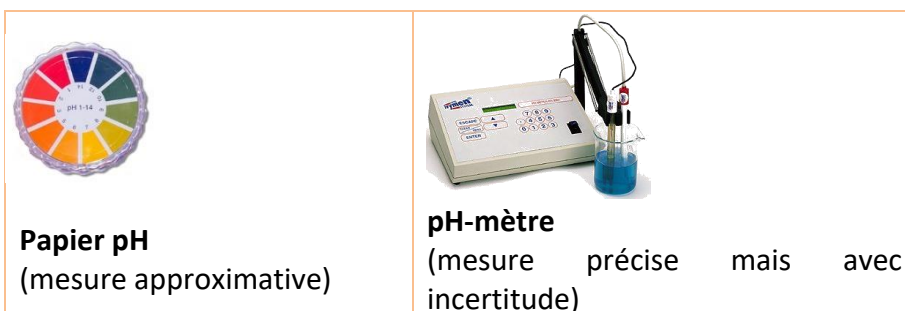
## Démonstration

### Application directe :

- Déterminer le pH d'une solution  $S_1$  de concentration en ions  $H_3O^+$  égale à  $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Déterminer la concentration en ions  $H_3O^+$  d'une solution  $S_2$  dont le pH est égal à 10,8.

### ➤ **Mesure du pH**

Le pH d'une solution aqueuse peut être déterminé approximativement en utilisant du .....  
ou de manière plus précise avec un ..... étalonné :



## ② LES EQUILIBRES ACIDO-BASIQUES

### ➤ **Théorie de Brønsted**

[Capsule 2](#)

**Joannes Nicolaus Brønsted** (1879-1947), est un chimiste danois, né le 22 février 1879 à Varde (Danemark) et connu pour ses travaux sur la réaction chimique. Il formula en 1923 une théorie sur les acides et les bases, simultanément à celle du chimiste anglais Thomas Lowry. Elle porte le nom de **théorie de Brønsted-Lowry** ou plus simplement, **théorie de Brønsted** et s'inspire d'une théorie plus ancienne formulée par un chimiste suédois (**Svante August Arrhenius**, 1859 - 1927), pionnier dans de nombreux domaines, qui reçut le prix Nobel de chimie en 1903.



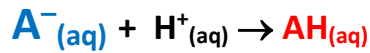
### Définitions (Théorie de Brønsted-Lowry)

- On appelle **acide**, une espèce chimique (molécule ou ion) **capable de** ..... **un ou plusieurs protons** ( $H^+$ ) en solution aqueuse :



**Acide** = donneur de proton ( $H^+$ )

- On appelle **base**, une espèce chimique capable de ..... un ou plusieurs protons en solution aqueuse :



Base = accepteur de proton

- Un **couple acide/base** (ou couple acido-basique) est constitué de deux espèces chimiques qui se transforment l'une en l'autre par transfert d'un proton. Les deux espèces chimiques sont dites **conjuguées**. On représente ce transfert par une **demi-équation acido-basique** :



Remarques :

- Les demi-équations acido-basiques obéissent aux lois de conservations (matière et charges) ;
- Le symbole «  $\rightleftharpoons$  » ou « = » signifie que la réaction peut se dérouler dans les deux sens.

Exemples : quelques couples acido-basiques à connaître

Couple acide/base	Acide	Demi-équation acido-basique	Base
		$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons HCOO^{-}_{(aq)} + H^{+}_{(aq)}$	
	CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O : dioxyde de carbone dissous dans l'eau	$CO_2, H_2O_{(aq)} \rightleftharpoons HCO_3^{-}_{(aq)} + H^{+}_{(aq)}$	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> : ion hydrogénocarbonate
$HCO_3^{-}_{(aq)} / CO_3^{2-}_{(aq)}$	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> : ion hydrogénocarbonate		CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> : Ion carbonate
$NH_4^{+}_{(aq)} / NH_3(aq)$			

➤ *Cas particulier de l'eau :*

Couple acide/base	Acide	Demi-équation acido-basique	Base
$H_3O^{+}_{(aq)} / H_2O(l)$			
	H <sub>2</sub> O : eau		HO <sup>-</sup> : ion hydroxyde

→ L'eau est une espèce **amphotère** (ou un **ampholyte**) : elle est, à la fois, l'acide d'un couple acido-basique et la base d'un autre couple acido-basique.

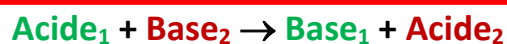
⇒ Toute espèce chimique qui intervient dans deux couples acide-base est appelée **ampholyte** ou espèce chimique **amphotère**.

➤ *Les réactions acido-basiques*

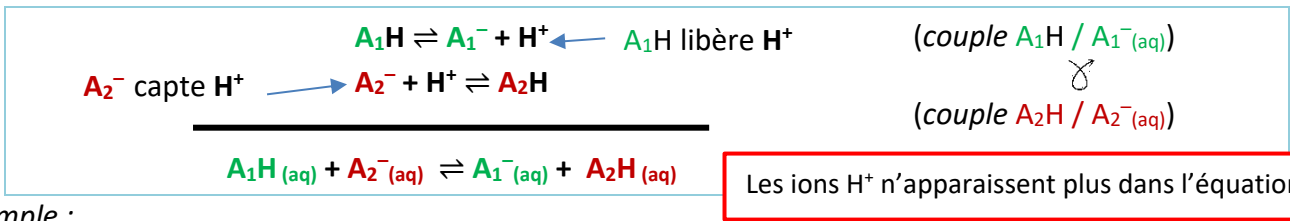
Définition

Une **réaction acido-basique** est une réaction de transfert ..... entre l'..... d'un couple acido-basique et la ..... d'un autre couple. Les produits de la réaction sont les formes ..... des réactifs.

L'équation de la réaction est :



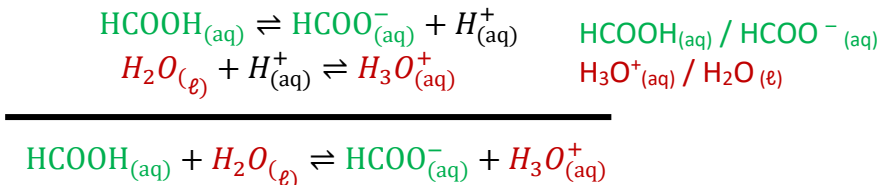
Cette équation de réaction est la somme de deux demi-équations de chacun des couples Acide / Bas e mis en jeu :



Exemple :



[Capsule 3](#)



### 3 LA STRUCTURE DES ACIDES ET DES BASES

[Capsule 4](#)



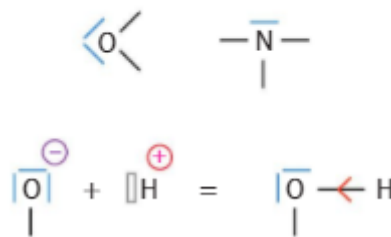
#### Acide

→ Présence d'une liaison entre un atome d'hydrogène et un atome plus électronégatif tel que O ou N :



#### Base

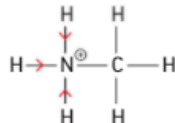
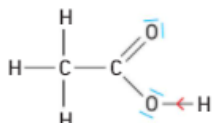
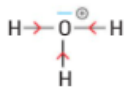
→ Présence d'un atome tel que O et N possédant des doublets non liants susceptibles de combler une lacune



#### Exemples

Schémas de Lewis d'acides :

- Ion oxonium
- Acide éthanoïque
- Ion méthylammonium

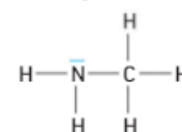
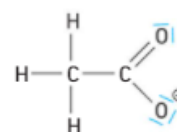


→ Liaisons polarisées susceptibles d'être rompues

#### Exemples

Schémas de Lewis de bases :

- Ion hydroxyde
- Ion éthanoate
- Méthylamine



— Doublets non liants

AS-TU BIEN COMPRIS ?

QCM p 19



# 1 Les acides et les bases

## Acide

Un acide AH cède au moins un ion hydrogène :

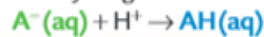


Exemples

- Acide éthanoïque :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H(aq)}$
- Acide chlorhydrique :  $\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{Cl}^{\text{-}}(\text{aq})$
- Acide nitrique :  $\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{NO}_3^{\text{-}}(\text{aq})$

## Base

Une base A<sup>-</sup> capte au moins un ion hydrogène :



Exemples

- Ammoniac :  $\text{NH}_3(\text{aq})$
- Hydroxyde de sodium :  $\text{Na}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{HO}^{\text{-}}(\text{aq})$

## Couple acide/base

Demi-équation du couple AH(aq) / A<sup>-</sup>(aq) :



### Couples à connaître

- Acide carboxylique / Ion carboxylate  
 $\text{RCO}_2\text{H(aq)} / \text{RCO}_2^{\text{-}}(\text{aq})$
- Ion ammonium / Amine  
 $\text{RNH}_3^{\text{+}}(\text{aq}) / \text{RNH}_2(\text{aq})$
- Acide carbonique / Ion hydrogénocarbonate  
 $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O(aq)} / \text{HCO}_3^{\text{-}}(\text{aq})$
- Ion hydrogénocarbonate / Ion carbonate  
 $\text{HCO}_3^{\text{-}}(\text{aq}) / \text{CO}_3^{\text{2-}}(\text{aq})$

## Espèce amphotère

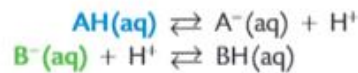
Espèce à la fois acide d'un couple et base d'un autre

Exemple des couples de l'eau :



# 2 La réaction acide-base

Réaction entre l'acide d'un couple AH(aq) / A<sup>-</sup>(aq) et la base d'un autre couple BH(aq) / B<sup>-</sup>(aq).



# 3 Le pH d'une solution

## Le pH

pH sans unité

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}]}{c^{\circ}}\right)$$

$[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}]$  en mol · L<sup>-1</sup>  
 $c^{\circ} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (concentration standard)

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

## pH-mètre



Pour mesurer le pH, on utilise un pH-mètre étalonné.