

# Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

## Partie 1A. Méthodes physiques et chimiques d'analyse

### CHAP 01-POLY Réactions ACIDE/BASE - pH

#### 1. pH d'une solution aqueuse

##### 1.1 Définition du pH

Toute solution aqueuse contient des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ . Le pH (p..... H.....) d'une solution est une grandeur sans dimension (càd ..... !) définie par la relation :

$$\text{pH} = \quad \Leftrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] =$$

- pH : Pas d'unité
- $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]$  :  $\text{mol.L}^{-1}$
- $C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ , concentration standard

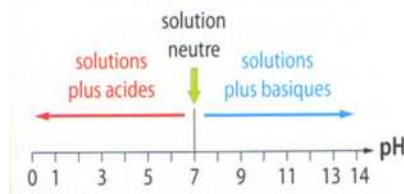
Rq : Cette définition est valable pour  $[\text{H}_3\text{O}^+] < \dots\dots\dots \text{mol.L}^{-1}$ .

Exemple : si  $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  alors  $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]/1) = -\log[10^{-2}] = 2$   
Si  $\text{pH} = 3$  alors  $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 1 \times 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Le pH ..... lorsque la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  augmente.

Le pH ..... lorsque la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  diminue.

A 25°C, le pH des solutions aqueuses est compris entre .....



Rq : le pH diminue d'une unité lorsque la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est multipliée par ..... et inversement.

##### 1.2 Mesure du pH

- Le papier pH permet d'évaluer le pH d'une solution aqueuse. L'incertitude sur la mesure est d'une 1/2 unité.
- Le pH-mètre donne une mesure plus précise. L'incertitude sur la mesure est de 0,05 unité.

Compte tenu de cette incertitude :

Toute concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  déduite d'une mesure de pH par la relation  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$  devra être exprimée au plus avec ..... chiffres significatifs.

Exemple :  $\text{pH} = 2,18 \pm 0,05$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+] = (\dots\dots\dots \pm \dots\dots\dots) \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

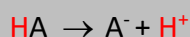
Le pH au quotidien	
Substance	pH approximatif
Acide chlorhydrique molaire	0
Drainage minier acide (DMA)	< 1,0
Batterie acide	< 1,0
Acide gastrique	2,0
Jus de citron	2,4
Cola	2,5
Vinaigre	2,9
Jus d'orange ou de pomme	3,5
Bière	4,5
Café	5,0
Thé	5,5
Pluie acide	< 5,6
Lait	6,5
Eau pure	7,0
Salive humaine	6,5 – 7,4
Sang	7,34 – 7,45
Eau de mer	8,0
Savon	9,0 – 10,0
Ammoniaque	11,5
Hydroxyde de calcium	12,5
Hydroxyde de sodium molaire	14,0

**Doc. 10** pH de quelques solutions acides ou basiques :  
– à 37 °C pour les solutions biologiques (acide gastrique, salive et sang);  
– à 25 °C pour les autres solutions.

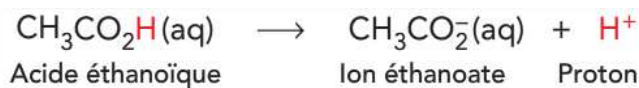
## 2. Couples acide/base dans la théorie de Brönsted

### 2.1 acide et base au sens de Brönsted

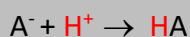
Un **acide** est une espèce chimique capable de ..... au moins un .....  $H^+$  (ou ion hydrogène).



Exemple :



Une **base** est une espèce chimique capable de ..... au moins un **proton  $H^+$** .

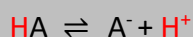


Exemple :



### 2.2 couple acide/base

Un couple acide/base est constitué d'un acide HA et d'une base  $A^-$  liés par la ..... acido-basique :

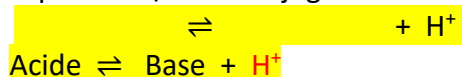


L'**acide HA** et la **base  $A^-$**  sont dits ..... et forment le couple **HA/ $A^-$** .

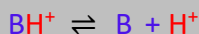
Le signe  $\rightleftharpoons$  signifie que la réaction peut se faire dans les 2 sens, direct  $\rightarrow$  ou inverse  $\leftarrow$ .

Exemple :

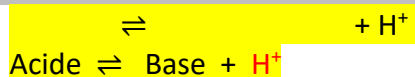
L'acide éthanoïque et l'ion éthanoate forment le couple acide/base conjugués  $CH_3CO_2H(aq)/CH_3CO_2^-(aq)$  défini par la demi-équation acido-basique:



Il existe aussi des couples écrits sous la forme  $BH^+/B$  dont la demi-équation acido-basique est :



Exemple :  $NH_4^+(aq)/NH_3(aq)$  :



### 2.3 les couples de l'eau

L'eau appartient à 2 couples acido-basiques.

L'eau est la forme acide du couple  $H_2O/HO^-$  :

L'eau est la forme basique du couple  $H_3O^+/H_2O$  :

On dit que l'eau est une espèce **ampholyte** ou .....

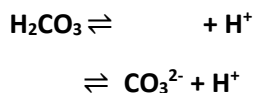
### 2.4 Les couples de l'acide carbonique

L'acide carbonique est un composé chimique de formule  $H_2CO_3(aq)$ .

Il se forme en particulier par solvatation du dioxyde de carbone dans l'eau:  $CO_2(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(aq)$  (Cela explique qu'on l'écrive parfois  $CO_2, H_2O$ )

$H_2CO_3$  est d'un di-acide dont les bases conjuguées sont l'ion  $HCO_3^-$  (hydrogénocarbonate ou bicarbonate)

et l'ion  $CO_3^{2-}$  (carbonate).



**Remarque:** L'ion hydrogénocarbonate  $HCO_3^-(aq)$  est donc une espèce .....

$HCO_3^-$  est ..... du couple :  $H_2CO_3(aq)/HCO_3^-(aq)$

acide carbonique/hydrogénocarbonate (ou bicarbonate)

$HCO_3^-$  est ..... du couple :  $HCO_3^-(aq) / CO_3^{2-}(aq)$

hydrogénocarbonate /carbonate



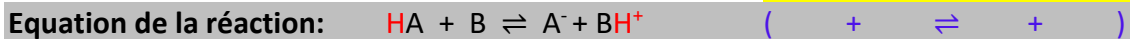
## 4. réactions acido-basique

### 4.1 réaction par transfert de proton

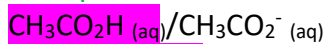
Une réaction acido-basique résulte d'un **transfert de proton entre l'acide HA d'un couple acide/base HA/A<sup>-</sup> et la base B d'un autre couple BH<sup>+</sup>/B** pour former les espèces conjuguées.

L'ion H<sup>+</sup> cédé par l'acide HA est capté par la base B de l'autre couple.

Les 2 demi-équations acido-basiques se combinent pour donner l'équation de la réaction acido-basique :



Exemple :



Equation bilan: