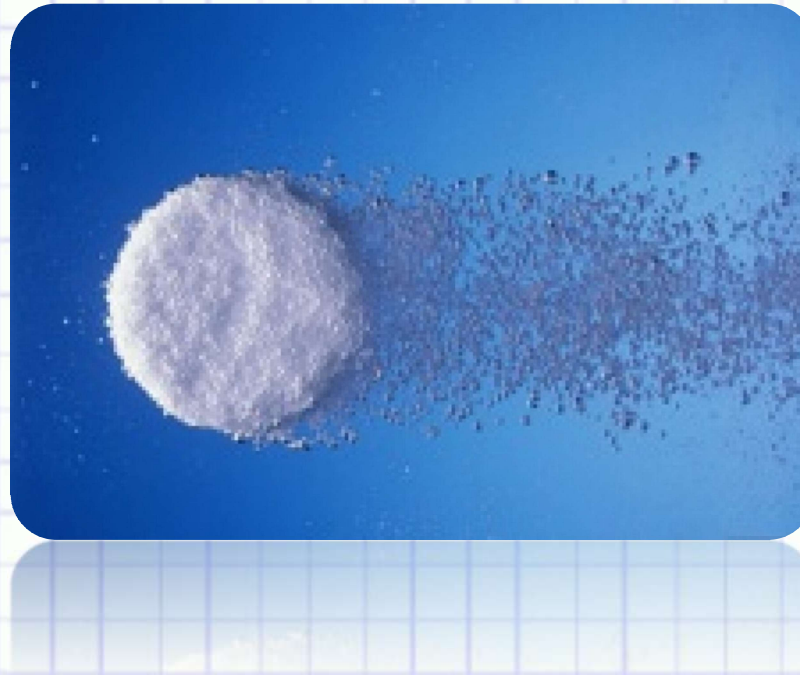


Réactions acide-base



*Un comprimé d'aspirine effervescent est mis dans un verre d'eau.
Que se passe-t-il?*



Réactions acide-base

1) Théorie de Brönsted

Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons (ions hydrogène H^+)

On pourra alors écrire une demi-équation acido-basique sous la forme :



Un base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons (ions hydrogène H^+)

On pourra alors écrire une demi-équation acido-basique de la forme :



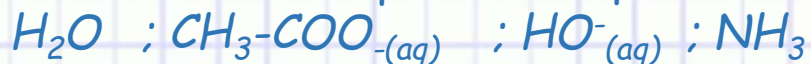
Exercice 1

Donner l'autre espèce chimique en considérant les espèces ci-dessous comme acides

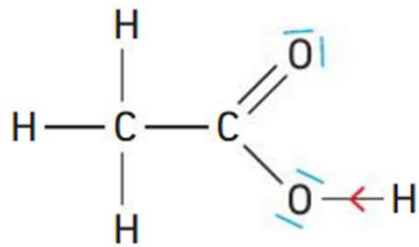


Exercice 2

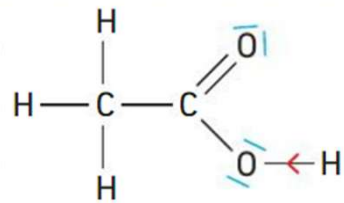
Donner l'autre espèce chimique en considérant les espèces ci-dessous comme des bases



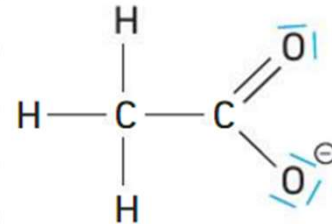
2) Structure des acides et des bases



Une liaison polarisée entre un atome d'hydrogène et un autre atome plus électronégatif comme l'oxygène est susceptible de se rompre ce qui permet de libérer un ion hydrogène.



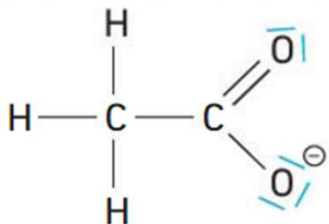
← *Liaison polarisée fragile*



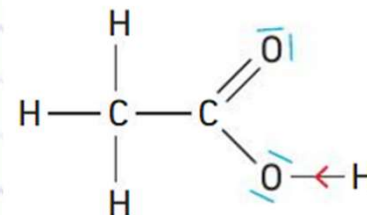
+ H^+

| *Doublet non liant*

On remarque qu'une base au sens de Brönsted comporte un atome ayant un ou plusieurs doublets non liants susceptibles de capter un ion hydrogène.



+ H^+



3) Réactions acide-base

Lorsqu'un **acide AH** libère un ion hydrogène H^+ , il se forme une espèce A^- capable de capter un tel ion, c'est-à-dire une **base**.

A^- est la base conjuguée de l'acide HA

HA est l'acide conjugué de la base A^- .

Le couple s'écrit : AH/A^-

La demi-équation associée est : $AH = A^- + H^+$

Une réaction acide-base est une réaction qui se fait par transfert d'ion hydrogène entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

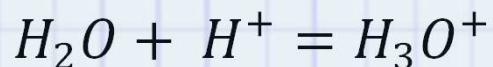
La réaction n'est pas forcément totale.

Couple 1 : A_1H/A_1^- $A_1H = A_1^- + H^+$

Couple 2 : A_2H/A_2^- $A_2^- + H = A_2H$

$A_1H + A_2^- = A_1^- + A_2H$

Une espèce chimique qui peut se comporter comme un acide ou comme une base, est une espèce amphotère. C'est le cas de l'eau



L'eau joue le rôle de base



L'eau joue le rôle d'acide



Exercice 3 :

On met dans un bécher une solution d'acide éthanoïque CH_3-COOH appartenant au couple 1 : CH_3-COOH / CH_3COO^- et une solution d'ammoniac NH_3 appartenant au couple 2 : NH_4^+ / NH_3

a- Ecrire la demi-équation acido-basique associée au couple 1.

b- Ecrire la demi-équation acido-basique associée au couple 2 mais en mettant du côté des réactif la base NH_3

c- Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique

4) pH d'une solution aqueuse

En solution aqueuse le pH est donné par la formule :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right)$$

Le pH est sans unité

pH : potentiel Hydrogène

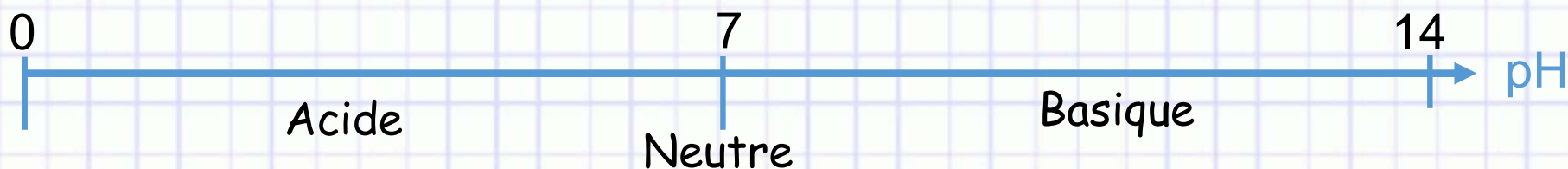
Les concentrations en H_3O^+ et en HO^- doivent être faibles (Inférieures à 0,1 mol/L)

C^0 est une concentration de référence qui vaut 1 mol.L⁻¹

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C^0 \times 10^{-\text{pH}}$$

Plus le pH est faible et plus la concentration en ions oxonium est grande.

Le pH compris entre 0 et 14 est un indicateur d'acidité lié à la présence des ions oxonium H_3O^+ en solution aqueuse.



Le pH d'une solution aqueuse est mesuré avec un pH-mètre relié à une sonde de pH plongée dans la solution. Le pH-mètre doit être étalonné au préalable.

Le résultat de la mesure est donné avec un seul chiffre après la virgule.

Exercice 4

Complétez les tableaux ci-dessous sans calculatrice lorsque cela est possible.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en mol·L ⁻¹)	$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-11}$	
pH			10,00
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en mol·L ⁻¹)		$3,5 \times 10^{-3}$	$6,5 \times 10^{-8}$
pH	5,60		

Exercice 5

Complétez le tableau ci-dessous sans calculatrice lorsque cela est possible. Préciser dans chaque cas si la boisson est acide, basique ou neutre.

Boisson	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en mol·L ⁻¹)	pH
Jus d'orange	$3,2 \times 10^{-4}$	
Lait		6,50
Café	$1,0 \times 10^{-5}$	
Thé vert		5,54

Exercice 6

Le pH mesuré d'une solution est égal à 3,8. L'incertitude absolue sur la mesure du pH est égale à 0,05. Calculez l'incertitude absolue puis relative sur la concentration en ions oxonium