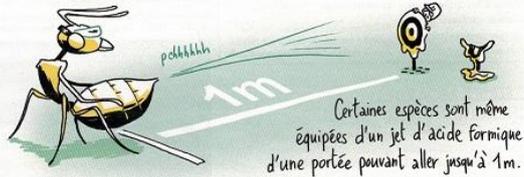


Cours n°1 **Complète**.« Modéliser des transformations acide-base par des transferts d'ion hydrogène H<sup>+</sup> »**Les compétences à acquérir**

- Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H<sup>+</sup> : acide et base de Brønsted, couple acide-base, réaction acide-base.
- Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base.
- Couples acide-base de l'eau, de l'acide carbonique, d'acides carboxyliques, d'amines.
- Représenter le schéma de Lewis et la formule semi développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium.
- Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.



On trouve l'acide formique (le plus simple des acides carboxyliques : CH<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) dans la glande à poison des fourmis. Il a une odeur forte caractéristique. On le trouve aussi dans des plantes comme les orties. Les fourmis le projettent quand elles se sentent menacées. On peut voir les effets de l'acide en frottant une fourmi rousse sur une fleur dont les pétales sont colorés avec des anthocyanes. L'acide change la couleur en rose.

Ecrire la formule développée de l'acide formique ainsi que son nom en respectant la nomenclature officielle

**I- Acides, bases et les couples acide-base :****1- Les acides et les bases :**

En 1923, le chimiste Danois Johannes Brønsted propose les définitions suivantes toujours d'actualité :

Un acide est une espèce chimique capable de ..**céder**..... au moins un ion hydrogène H<sup>+</sup>.

Une base ou espèce basique est capable de ..**capter**..... au moins un ion hydrogène H<sup>+</sup>.

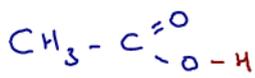
Remarque : Qu'est ce qu'un ion hydrogène H<sup>+</sup>? Numéro atomique Z = 1

Structure électronique [H] 1s<sup>1</sup> ; L'atome est composé de 1 proton et 1 électron  
 H<sup>+</sup> l'ion se forme à partir d'un atome H en perdant 1 électron : H<sup>+</sup> est donc 1 proton

**Exercice :**

- Identifiez le proton H<sup>+</sup> susceptible d'être cédé par l'acide éthanóique. Justifiez.
- Ecrire la « demi-équation » traduisant le fait que cet acide cède ion hydrogène H<sup>+</sup>

Formule semi-développée de l'acide éthanóique



• Les liaisons C-H ne sont pas polarisées

$$\Delta\chi = \chi(\text{C}) - \chi(\text{H}) = 2,55 - 2,2 = 0,35 < 0,40$$

• La liaison O-H

$$\Delta\chi = \chi(\text{O}) - \chi(\text{H}) = 3,44 - 2,2 = 1,24 > 0,40. \text{ Cette liaison est polarisée}$$

Il apparaît des charges partielles δ<sup>+</sup> et δ<sup>-</sup>

Ces 2 charges se repoussent. Le H peut "facilement" être cédé sous la forme d'un H<sup>+</sup>

**Coups de pouce :**  
 formule développée,  
 électronégativité, liaison polarisée ...

Lorsque cet acide AH cède un proton, une nouvelle espèce chimique apparaît. C'est l'ion éthanóate et il est la base conjuguée de l'acide éthanóique. Vérifiez, en écrivant la demi-équation, que cet ion est bien une base.

**2- Qu'est ce qu'un couple acide-base ?**

L'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ... et l'ion éthanóate  $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ ... sont 2 espèces chimiques étroitement liées par les demi-équations précédentes.

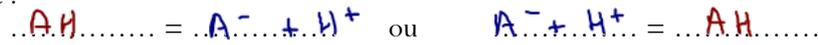
L'un est l'acide conjugué ou la base conjuguée de l'autre. On dit qu'ils forment un couple acide-base noté



forme **acide** / **base**

Un acide AH et sa base conjuguée A<sup>-</sup> forment un couple acide – base noté AH / A<sup>-</sup> s'il est possible de passer de l'un à l'autre par transfert d'un proton H<sup>+</sup>.

La demi-équation s'écrit :



**Exercice :** Parmi les espèces chimiques suivantes, en solution aqueuse (aq), repérer les acides, les bases et en déduire les couples ainsi que les demi-équations correspondantes :

ion ammonium R-NH<sub>3</sub><sup>+</sup>, l'ion oxonium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, Acide carbonique CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O  
 Eau H<sub>2</sub>O, Amine R-NH<sub>2</sub>, ion carbonate CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>  
 ion hydroxyde HO<sup>-</sup>, ion carboxylate R-COO<sup>-</sup>, ion hydrogencarbonate HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>  
 Acide carboxylique R-COOH

Acide	Base	Couple	Demi-équation
R-NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	R-NH <sub>2</sub>	R-NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> / R-NH <sub>2</sub>	R-NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> = R-NH <sub>2</sub> + H <sup>+</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> / H <sub>2</sub> O	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> = H <sub>2</sub> O + H <sup>+</sup>
H <sub>2</sub> O	HO <sup>-</sup>	/ HO <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O = HO <sup>-</sup> + H <sup>+</sup>
R-COOH	R-COO <sup>-</sup>	R-COOH / R-COO <sup>-</sup>	R-COOH = R-COO <sup>-</sup> + H <sup>+</sup>
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> = CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + H <sup>+</sup>
CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O / HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O = HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + H <sup>+</sup>

Quelle remarque peut-on faire sur l'eau H<sub>2</sub>O et ion hydrogencarbonate HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> ? H<sub>2</sub>O est un caractère acide mais aussi un caractère basique.

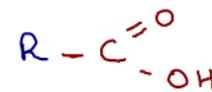
Une espèce chimique qui peut être l'acide d'un couple et la base d'un autre couple est dite **amphotère**.

### 3- Etude de quelques couples :

#### a- Couple avec les acides carboxyliques

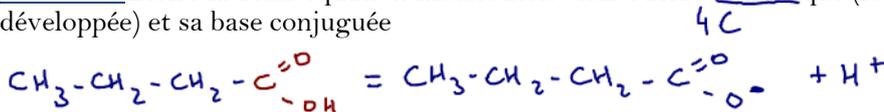
Un acide carboxylique est un composé organique possédant un groupe **carboxyle** et a pour formule générale

Où R- représente un groupe **alkyle** de formule générale C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub> ou un H



**Nomenclature :** Le nom d'un acide carboxylique dérive de celui de l'alcane correspondant, en remplaçant le "e" final par la terminaison **"oïque"** précédé par le terme **"acide"**

**Exercice :** Ecrire la demi-équation faisant intervenir l'acide **butanoïque** (formule semi-développée) et sa base conjuguée



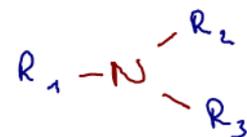
**En 1<sup>ère</sup> spé :**  
 - Alcane – alcool  
 - Aldéhydes – Cétones  
 - Acide carboxylique

Le nom de la base conjuguée de l'acide butanoïque est appelée l'ion **butanoate**

#### b- Couple avec les amines

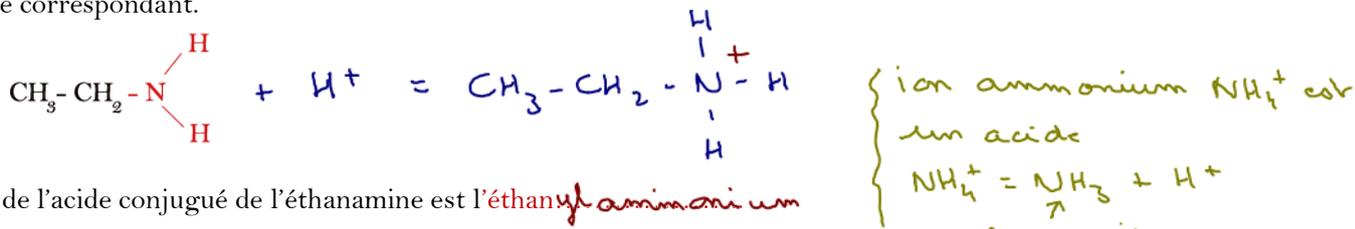
Une **amine** est un composé organique dérivé de l'**ammoniac NH<sub>3</sub>** dont au moins un atome d'hydrogène a été remplacé par un groupe alkyle - R.

La formule générale des amines est



Où R<sub>1</sub>, R<sub>2</sub> et R<sub>3</sub> représentent un groupe **alkyle** de formule générale C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub> ou un H

**Exercice :** Ecrire la demi-équation justifiant que l'éthanamine (formule ci-dessous) est une base. Identifiez l'acide conjugué correspondant.



Le nom de l'acide conjugué de l'éthanamine est l'**éthanylammonium**

## II- Comment expliquer le caractère acide de l'acide butanoïque et le caractère basique de l'éthanamine ?

Le caractère acide ou basique d'une espèce chimique peut s'expliquer par la présence d'une ..... ou par la présence d'un ..... sur cette espèce.

### 1- Schéma de Lewis des 2 molécules

#### a- Schéma de Lewis des certains atomes :

Atome	Carbone C (Z=6)	Hydrogène H (Z=1)	Oxygène O (Z=8)	Azote N (Z=7)
Schéma de Lewis	$[\text{C}] 1s^2 2s^2 2p^2$ $\cdot\overset{\cdot}{\text{C}}\cdot$	$[\text{H}] 1s^1$ $\text{H}\cdot$	$[\text{O}] 1s^2 2s^2 2p^4$ $\cdot\overset{\cdot}{\text{O}}\cdot \rightarrow \cdot\overset{\cdot}{\text{O}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{N}}\cdot$
Nombre de liaison covalente possible (doublet liant)	4	1	2	3
Nombre de doublet non liant	0	0	2	1

**Cas de l'azote N :** Le numéro atomique est  $Z = 7$

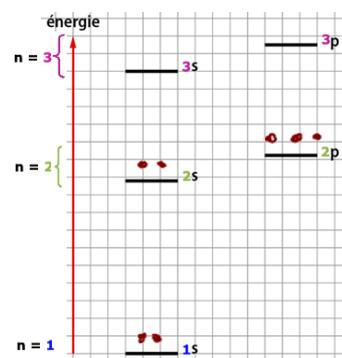
Structure électronique  $[\text{N}] 1s^2 2s^2 2p^3$

Nombre d'électrons de valence  $n_e = 2 + 3 = 5 e^- \rightarrow \cdot\overset{\cdot}{\text{N}}\cdot$

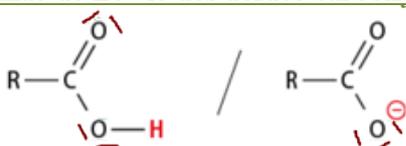
Nombre d'électrons célibataires : 3

Nombre de doublets de non liants : 1

Schéma de Lewis de l'atome



#### b- Schémas de Lewis des acides carboxyliques et des ions carboxylate

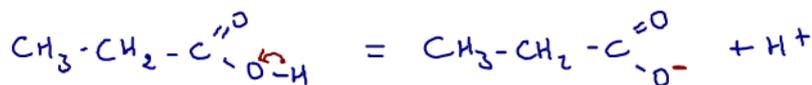


Acide carboxylique / ion carboxylate

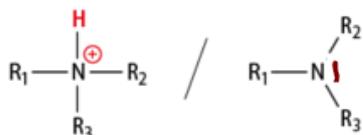
Remarque :

L'ion carboxylate qui est la base de l'acide carboxylique possède un atome d'oxygène entouré de  $2 + 1 = 3$  doublets non liant.

Exemple : acide butanoïque / ion butanoate



#### c- Schémas de Lewis des amines et de leurs acides conjugués :



ion ammonium / amine

Remarque :

L'amine possède un doublet non liant sur son atome d'azote.

Exemple : éthanammonium / éthanamine



## 2- Interprétation du caractère basique d'une espèce chimique :

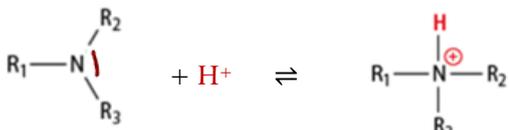


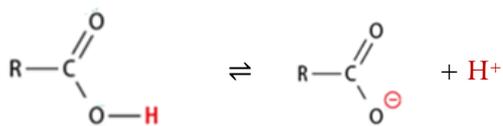
schéma de Lewis  
des amines qui sont des bases

Exemple : l'ion hydroxyde  $HO^-$

Le **doublet non liant** de l'atome d'azote est un **site donneur de doublet d'électrons** permettant de *se lier...* avec l'ion hydrogène  $H^+$

Lorsqu'une amine capte un ion  $H^+$ , le **doublet non liant** porté par l'azote N se transforme en **doublet liant...**, l'azote N se retrouve alors avec un électron en *moins* sur sa couche externe, il porte par conséquent une **charge positive...**

## 3- Interprétation du caractère acide d'une espèce chimique :



Lorsque l'acide libère l'ion hydrogène  $H^+$ , le **doublet liant** l'atome d'oxygène à l'atome d'hydrogène devient un doublet *non liant* sur l'atome d'oxygène.

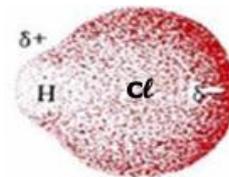
L'atome d'hydrogène perd 1 électron et devient *positif*...

**Question :** Qu'est ce qui facilite cette rupture de la liaison O - H ?

C'est parce que la liaison O - H est une liaison *polarisée*...

**Rappel de première :** Comment justifier qu'une liaison est polarisée ?

L'**électronégativité** d'un élément chimique *va du à la capacité* qui a un atome d'attirer le doublet d'électrons engagé dans une liaison de valence...



Elle est représentée par la lettre  $\chi$  (khi). *sans unité*.

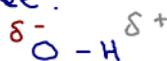
Si les atomes liés ont des électronégativités assez différentes alors la **différence d'électronégativité  $\Delta\chi$**  des atomes est supérieur à 0,4 et la liaison est dite *polarisée*...

Chaque atome possèdera une charge partielle *delta+* ou une charge partielle *delta-*...

Exemple : liaison O - H

$$\Delta\chi = \chi(O) - \chi(H) = 3,44 - 2,2 = 1,22 > 0$$

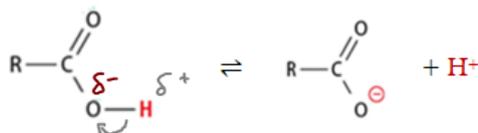
La liaison est polarisée.



H	2,2								He
Li	0,98	Be	1,57						Ne
Na	0,93	Mg	1,31						Ar
B	2,04	C	2,55	N	3,04	O	3,44	F	3,98
Al	1,61	Si	1,9	P	2,19	S	2,58	Cl	3,16

### En conclusion :

Dans une molécule d'acide carboxylique, le **départ de l'atome d'hydrogène** lié à l'atome d'oxygène est **favorisé** par la différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène  $\chi(O) = 3,44$  et l'atome d'hydrogène  $\chi(H) = 2,2$  c'est-à-dire par le fait que la liaison O - H est **polarisée**.



## III- Qu'est ce qu'une réaction acido-basique ?

### 1- Définition

Une **transformation chimique acide-base** ou **acido-basique** met en jeu deux espèces chimiques appartenant à **deux couples** acide-base différents : l'acide  $A_1H$  du premier couple cède un **ion hydrogène  $H^+$**  à la base  $A_2^-$  du second couple.

On peut donc modéliser une transformation acide-base par un **transfert d'ion hydrogène  $H^+$** .

Couples mis en jeu



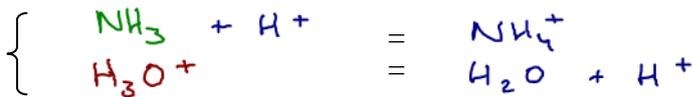
## 2- Méthode pour écrire l'équation de la réaction acido-basique :

Ecrire l'équation de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  avec l'ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$

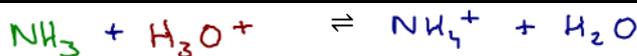
- Identifier les réactifs de la réaction et les couples acide/base mis en jeu

Réactifs	$\text{NH}_3$	$\text{H}_3\text{O}^+$
couples	$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

- Ecrire les demi-équations de chaque couple de façon à placer les réactifs à gauche et les produits à droite

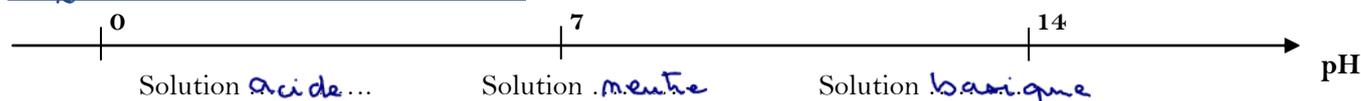


Additionner membre à membre les demi-équations pour obtenir l'équation acide-base



## IV- Comment expliquer l'acidité ou la basicité d'une solution ?

### 1 - Que savons sur les solutions acides ?



### 2- Qu'est ce que l'acidité ?

L'acidité ou la basicité d'une solution dépendent des valeurs *des concentrations* *des ions oxonium*  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

Plus la *concentration*  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est élevée plus la solution est *acide* et donc plus son pH est *faible*.



### 3- Quelle est la relation entre le pH d'une solution aqueuse et la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ?

Le pH d'une solution aqueuse est définie en 1909 par le chimiste danois Sorensen par la relation :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right) \Rightarrow \begin{cases} \log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right) = -\text{pH} \\ 10^{\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right)} = 10^{-\text{pH}} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0} = 10^{-\text{pH}} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = C^0 \times 10^{-\text{pH}} \end{cases}$$

Où la concentration en ion oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est en  $\text{mol.L}^{-1}$ , le pH est sans unité. Et  $C^0$  est la concentration *standard* avec  $C^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

Papier pH (peu précis)



pH-mètre avec sa sonde (électrode)



Le pH d'une solution se mesure soit à l'aide d'un *papier pH*, soit, pour avoir des mesures plus précises, à l'aide de *pH-mètre*.

Compléter le tableau ci-dessous où la concentration doit toujours être écrite en écriture scientifique :

pH	2,5	2,6	11,2	2,1
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ ( $\text{mol.L}^{-1}$ )	$3,2 \cdot 10^{-2}$	$2,5 \times 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-12}$	$8,7 \times 10^{-3}$

Multiplier la concentration d'une solution d'ions oxonium par 10 équivaut à diminuer le pH de *1*.

$$\begin{aligned} \text{pH}_1 &= -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right) \text{ et } \text{pH}_2 = -\log\left(\frac{10[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right) \\ \Rightarrow \text{pH}_2 &= -\log\left(10 \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right) \\ &= -\log 10^1 - \log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right) \\ \text{pH}_2 &= \text{pH}_1 - 1 \end{aligned}$$

Outil mathématique :

- Les fonctions mathématiques  $\log$  (logarithme décimal)  $10^x$  sont des fonctions inverses :

$$\log(10^x) = x \text{ et } 10^{\log(x)} = x$$

- $\log\left(\frac{a}{b}\right) = \log(a) - \log(b)$
- $\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$
- $\log(1) = \dots = 0$
- $\log(10) = 1$