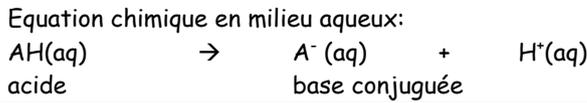


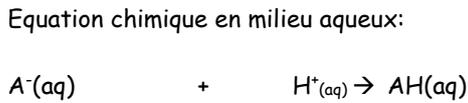
## I) acide et base selon Brönsted

### I-1 Définition d'un acide est d'une base selon Brönsted

Selon Brönsted, un acide est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs protons  $H^+$  ;



une base est susceptible de capter un ou plusieurs protons  $H^+$ .



### I-2 Couple acide-base

À chaque acide correspond une base conjuguée, le tout formant un couple acide / base. La transformation chimique permettant de passer d'un acide en sa base conjuguée ou inversement se fait par un échange de proton  $H^+$ . L'équation chimique correspondante est :



La double flèche signifie que la réaction peut avoir lieu dans les 2 sens.'

Exemple de couple acide / base:

Acide benzoïque / ion benzoate:  $C_6H_5CO_2H / C_6H_5CO_2^-$   
Ecrire l'équation chimique liant l'acide et sa base conjuguée :

**Exercice** : écrire les  $\frac{1}{2}$  équations chimiques correspondant aux couples suivants :

$NH_4^+/NH_3$  (ion ammonium / ammoniacque)  
 $HC_2O_2H/HCO_2^-$  (acide méthanoïque/ion méthanoate)  
 $H_2SO_4/HSO_4^-$  (acide sulfurique / ion hydrogénosulfate)

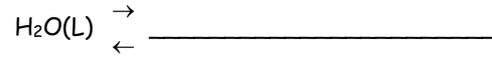
### I-3 Qu'est-ce qu'une espèce amphotère?

Une espèce pouvant être à la fois une base est un acide, est une espèce amphotère.

**Exemple**: l'eau  $H_2O$  est une espèce amphotère. En effet elle est une base dans le couple acide base ion oxonium, eau ( $H_3O^+ / H_2O$ )



L'eau est également un acide dans le couple acide base eau / anion hydroxyde  $H_2O / HO^-$



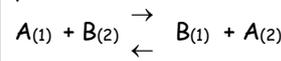
**Exercice**: à partir des couples acide-base suivants, démontrer que l'ion hydrogénécarbonate  $HCO_3^-$  est une espèce amphotère

$H_2O, CO_2 / HCO_3^-$   
 $HCO_3^- / CO_3^{2-}$

### I-4 réaction acido-basique / transfert de proton

Une réaction acido-basique a lieu entre deux couples acide/base :  $A_{(1)}/B_{(1)}$  et  $A_{(2)}/B_{(2)}$ .

L'acide du couple 1 fournit un proton à la base du couple 2 pour donner la base du couple 1 et l'acide du couple 2:



**Exercice** : écrire la réaction acido-basique entre l'acide éthanoïque et l'eau :

Couple acide base: acide éthanoïque / ion éthanoate ( $CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$ ) et ion oxonium / eau ( $H_3O^+ / H_2O$ )

Même question entre l'ammoniacque  $NH_3$  et l'acide méthanoïque .

Couples acide base :  $NH_4^+/NH_3$  et  $HCOOH / HCOO^-$

Méthode :

- 1) écrire les deux  $\frac{1}{2}$  équations avec les réactifs à droite (l'acide éthanoïque et l'eau )
- 2) en faire la somme pour écrire l'équation chimique de la réaction acido-base

## II) Processus de formation d'un réaction acide base

### II-1 rappel : représentation de Lewis des atomes, ions ou molécules

les électrons, qui gravitent autour du noyau d'un atome, se répartissent en couches électroniques notées  $n = 1, n = 2, n = 3$  etc. À chaque couche  $n$ , correspond des sous-couches appelées  $s, p, d$  etc. La configuration électronique d'un atome décrit la répartition des électrons dans les différentes sous-couches électroniques.

Règle de remplissage : suivant le nombre d'électrons on



remplit les couches et les sous couches électroniques en s'aidant du schéma suivant (**règle de Klechkowski**).

- les sous couches s (1s, 2s 3s...) peuvent recevoir au maximum 2 électrons
  - les sous couches p au maximum 6 électrons
  - les sous couches d au maximum 10 électrons
  - les sous couches f (4f, 5f) au maximum 14 électrons
- On commence à remplir la sous couche 1s. Quand elle est saturée à 2 électrons, on remplit la 2s. Quand elle est saturée à 2 électrons on commence à remplir la 2p. Quand elle est saturée avec 6 électrons, on commence à remplir la 3s etc.

Exemple :

- l'atome de chlore possède 17 électrons sa configuration électronique est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Pour les atomes de numéro atomique  $Z < 19$ , les électrons appartenant à leur dernière couche électronique 'n' sont appelés **électrons de valence**.

Exemple : l'atome de chlore possède 7 électrons de valence puisque sa dernière couche électronique,  $n = 3$  ( $3s^2 3p^5$ ), en comporte  $2+5 = 7$ . Ce sont les électrons de valence les plus éloignées du noyau qui vont se lier aux électrons de valence d'autre atome pour former des molécules.

Exercice

Atomes	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Hélium : Z = 2			
Magnésium Z = 12			
Argon Z = 18			

Au cours des transformations chimiques, les atomes cherchent à gagner en stabilité. Pour cela, ils cherchent à obtenir la même configuration électronique que les gaz nobles c'est-à-dire soit 2 électrons sur leur dernière couche (règle du duet) soit 8 électrons sur leur dernière couche (règle de l'octet). Ils se transforment alors en ions ou en molécules.

Au cours des réactions chimiques certains atomes vont **perdre ou gagner des électrons** pour obtenir la configuration électronique des gaz nobles.

Exemple :

1) un atome de chlore possède 17 électrons. Sa configuration électronique est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Pour obtenir une structure électronique stable de l'octet, il va gagner un électron et se transformer en anion chlorure de formule  $Cl^-$ . L'anion  $Cl^-$  possède 18 électrons. Sa configuration électronique est alors identique à l'Argon :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

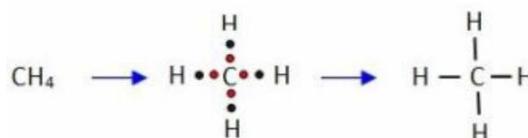
Noms et formules d'ions monoatomiques à connaître par cœur :

formule	nom
$H^+$	
$K^+$	
$Na^+$	
$Ca^{2+}$	
$Mg^{2+}$	
$Cl^-$	
$F^-$	
$HO^-$	
$H_3O^+$	

atome	Configuration électronique de l'atome	nombre d'électron à gagner /perdre ?	Configuration électronique de l'ion	Formule de l'ion
Fluor	$1s^2 2s^2 2p^5$			
Magnésium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$			
Argon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			

**Comment se lient les atomes au sein de la molécule ?** Au sein de la molécule, les atomes se lient grâce à des **liaisons covalentes**. Une liaison covalente entre deux atomes correspond à une mise en commun de deux de leurs électrons de valence. Ces 2 électrons forment un doublet d'électrons appelé **doublet liant**. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. La liaison covalente se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes. Une liaison covalente peut être simple (2 électrons), double (4 électrons) voir triple (6 électrons).

**Exemple :** la molécule de méthane possède 4 liaisons covalentes simples représentées par 4 tirets entre les le carbone et les 4 atomes d'hydrogène.



**Pourquoi les atomes se lient-ils les uns aux autres ?** Les atomes qui ne sont pas stables chimiquement vont, grâce aux liaisons covalentes, acquérir une structure stable identique à celle des gaz nobles avec soit :

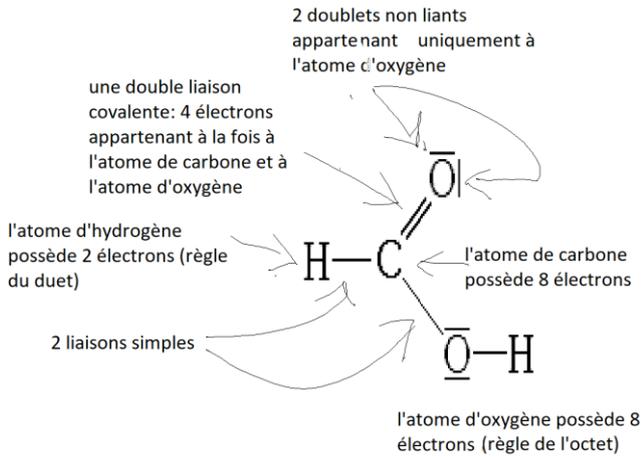
- 2 électrons sur leur couche externe (cas de l'hydrogène, règle du duet)
- 8 électrons sur leur couche externe (règle de l'octet). Les électrons des doublets liants appartiennent aux 2 atomes.

**Exercice :** dans le cas de la molécule de méthane, compter combien d'électrons compte l'atome de carbone sur sa dernière couche( ou couche externe). Même question pour les atomes d'hydrogène.

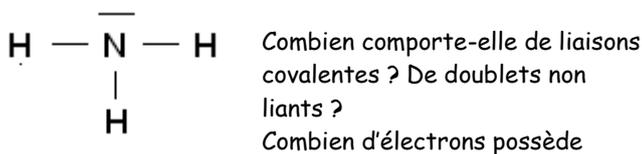
Les doublets de la couche externe qui ne sont pas liés aux autres atomes sont appelés des **doublets non liants**. Ils appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés. On les représente par un tiret.

**La représentation de Lewis** d'une molécule ou d'un ion polyatomique, permet de représenter les doublets liants et non liants d'une molécule. Les doublets liants se représentent par un trait entre les symboles des atomes et les doublets non liants se représentent par un trait à côté du symbole de cet atome.

représentation de lewis de l'acide méthanoïque



**Exemple :** la molécule d'ammoniaque de formule brute  $\text{NH}_3$  a pour représentation de Lewis :



chaque atome d'hydrogène ? Même question pour l'atome d'azote.

Comment dessiner la représentation de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique ?

- établir la représentation de Lewis des atomes :
  - déterminer la configuration électronique des atomes afin de déterminer le nombre d'électrons de valence. Ce sont ces électrons de valence qui correspondent à la représentation de Lewis de l'atome.
  - compter le nombre d'électrons manquants pour suivre la règle du duet et de l'octet
  - représenter par des points les électrons célibataires (de même nombre que les électrons manquants)
  - représenter par des doublets non liants les autres électrons de valence autour de l'atome
- Lier 2 par 2 les électrons célibataires des différents atomes de manière à respecter les règles du duet et de l'octet.

**Exercice :** compléter le tableau suivant

Atome	Configuration électronique de l'atome	Représentation de Lewis de l'atome
Fluor	$1s^2 2s^2 2p^5$	
Soufre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	
Oxygène	$1s^2 2s^2 2p^4$	
Hydrogène	$1s^1$	
Carbone	$1s^2 2s^2 2p^2$	

**Exercice :** établir la représentation de Lewis de l'ion méthanoate  $\text{HCOO}^-$  et de l'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$ .

## II-2 l'électronégativité

Clique sur le lien [tableau périodique avec les propriétés des éléments ainsi que leur valeur d'électronégativité](#).

A remplir avec les mots : covalentes, augmente, électro-négatifs, attirer, diminue

Dans les solides moléculaires, les atomes sont liés par des liaisons \_\_\_\_\_. Lorsque les deux atomes sont identiques, la paire d'électrons formant la liaison est répartie de manière symétrique entre les deux atomes. Cependant, certains atomes ont plus ou moins tendance à attirer les électrons de la liaison covalente à eux : **on dit que ces atomes sont plus \_\_\_\_\_**. L'**électronégativité** est une grandeur relative qui traduit l'**aptitude d'un atome A à \_\_\_\_\_ les électrons** de la liaison covalente le liant à un atome B.

Tableau d'électronégativité selon Pauling (source Wikipédia)

H 2.2																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.9	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.9	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 2.1	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.2	Ag 1.93	Au 1.69	Hg 1.78	Tl 1.96	Pb 2.05	Bi 2.1	Po 2.66	Xe
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	Hf 1.7	Rf 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf 1.3	Db 1.5	Sg 1.7	Bh 1.9	Hs 2.2	Mt 2.2	Ds 2.2	Rg 2.4	Cn 1.9	Uut 1.8	Fl 1.8	Uup 1.9	Lv 2	Uus 2.66	Uuo

Polarisation d'une liaison :

Soit 2 atomes A et B, liés par une liaison covalente, tel que l'électronégativité de A soit inférieure à celle de B. Le doublet d'électron n'est pas localisé entre les deux atomes mais il est plus fortement attiré par l'atome de plus forte électronégativité (l'atome B). On attribue à l'atome B une charge partielle négative  $\delta^-$  et à l'atome A une charge partielle positive  $\delta^+$  opposée à  $\delta^-$  mais de valeur absolue égale:  $\delta^+ = -\delta^-$

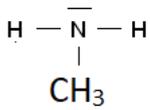
L'unité de charge électrique est le coulomb (symbole C). La liaison covalente est alors **appelée liaison covalente polarisée**. Elle est notée:



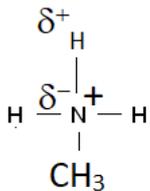
## II-3 Comprendre le processus de formation d'une $\frac{1}{2}$ équation acide-base

La formule générale d'une amine est R-NH<sub>2</sub> (avec R, groupement alkyl)

**Exemple :** la représentation de Lewis de la méthylamine est :



Celle de sa base conjuguée, l'ion méthylammonium CH<sub>3</sub>-NH<sub>3</sub><sup>+</sup>, est :



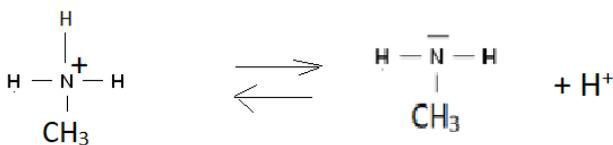
A noter qu'il existe une charge '+' sur l'atome d'azote car celui-ci n'a plus que 4 ou lieu de 5 électrons autour de lui. L'atome d'azote 'N' est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène :

$$\delta(N) = 3,04$$

$$\delta(H) = 2,2$$

La liaison N-H est polarisée. L'atome d'azote possède une charge partielle négative ( $\delta^-$ ), l'atome d'hydrogène une charge partielle positive ( $\delta^+$ ).

L'atome d'azote peut récupérer le doublet d'électron de la liaison covalente N-H de l'ion méthylammonium. L'atome d'hydrogène perd son électron et se transforme en l'ion H<sup>+</sup>. L'atome d'azote récupère son doublet non liant. Il se forme alors la méthylamine et l'ion H<sup>+</sup> :



Une  $\frac{1}{2}$  équation acide-base est née.

**Exercice :** Expliquer la  $\frac{1}{2}$  équation acide base entre l'acide éthanóïque et l'ion éthanóate.

## III) pH d'une solution

### III-1 La fonction logarithme décimal, log

La fonction logarithme décimal (log) est la fonction inverse de la fonction 10<sup>a</sup>. Quelques propriétés de cette fonction:

$$\text{Log}(10^a) = a$$

$$10^{\text{Log}(a)} = a$$

$$\text{Log}(a \cdot b) = \text{Log}(a) + \text{Log}(b)$$

$$\text{Log}(a/b) = \text{Log}(a) - \text{Log}(b)$$

Exemple:

$$\text{Log}(1) = \text{Log}(10^0) =$$

$$\text{Log}(10^4) =$$

$$\text{Log}(10^{-3}) =$$

$$\text{Log}(10^{-7}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$10^{\text{Log}(4)} = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$10^{\text{Log}([H_3O^+])} = \underline{\hspace{2cm}}$$

### III-2 Définition du pH (potentiel Hydrogène)

Le pH (potentiel Hydrogène) d'une solution aqueuse est définie en 1909 par le chimiste danois Sorensen :

$$\text{pH} =$$

Unités: [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>], ion oxonium, en mol.L<sup>-1</sup>,

c<sup>o</sup>: concentration standard c<sup>o</sup> = 1,0 mol.L<sup>-1</sup>

le pH est sans unité.

Cette relation n'est exacte que pour les concentrations [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] ≤ 0,05 mol.L<sup>-1</sup>

A redémontrer!

A partir du pH, on peut déterminer la concentration en ions oxonium:

$$[H_3O^+] = c^o \cdot 10^{-\text{pH}}$$

**Exercice :**

- le sang à un pH = 7,4; que vaut sa concentration en ion oxonium ?

- [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 2,3×10<sup>-4</sup> mol.L<sup>-1</sup>; pH = ?

**Remarque :** plus la concentration en ion oxonium augmente plus le pH \_\_\_\_\_ et inversement .

### III-3 mesure du pH

Pour mesurer le pH on peut utiliser soit:

- du papier pH (peu précis)



On plonge le papier pH qui se colore. A chaque couleur correspond une valeur de pH.

- un pH-mètre. Le pH-mètre est constitué d'une



sonde

relié à un voltmètre. La sonde se compose d'une électrode de fer et d'une électrode de référence. La tension  $U$  aux bornes de la sonde plongée dans une solution est une fonction affine du pH:

$$U = a - b \cdot \text{pH}$$

Avant toute mesure, il est nécessaire d'étalonner un pH-mètre avec deux solutions étalons de pH connu (généralement 4 et 7). Cet étalonnage permet de fixer avec précision les valeurs de 'a' et 'b'.

Un pH mètre est précis à 0,05 unité pH environ.

L'incertitude relative sur la valeur de la concentration en ion oxonium est donc de 10 % environ.

Exemple: le pH-mètre affiche une valeur  $\text{pH} = 2,66 (+/- 0,05)$ . Donner un encadrement de la valeur de la concentration en ions oxonium ?

La concentration en ion oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , calculée à partir d'une mesure de pH, sera donnée avec 2 chiffres significatifs.