



## Rappels : Méthodes de chimie en 1<sup>ère</sup>

### I. Tableau d'avancement

Un tableau d'avancement décrit l'évolution des quantités de matière au sein du système chimique entre son état initial et son état final.

		① $a A + b B \rightarrow c C + d D$			
Avancement	Quantité de matière ...	... de A	... de B	... de C	... de D
② 0	... apportée à l'état initial	$n_1$	$n_2$	0	0
③ $x$	... en cours de réaction	$n_1 - ax$	$n_2 - bx$	$0 + cx$	$0 + dx$
④ $x_f$	... présente à l'état final	$n_1 - ax_f$	$n_2 - bx_f$	$0 + cx_f$	$0 + dx_f$

Si une espèce chimique est en excès ou est le solvant, on ne renseigne pas la colonne correspondante.

#### Méthode

##### Construction du tableau d'avancement

- ① Établir l'équation de la réaction.
- ② Compléter la ligne donnant la composition du système à l'état initial.  
Il peut être nécessaire de calculer les quantités de matière apportées si elles ne sont pas données.
- ③ Compléter la ligne donnant la composition du système au cours de la réaction :
  - La quantité de matière d'un réactif en cours de réaction est égale à sa valeur initiale moins l'avancement multiplié par le nombre stœchiométrique du réactif.
  - La quantité de matière d'un produit en cours de réaction est égale à sa valeur initiale (souvent nulle) plus l'avancement multiplié par le nombre stœchiométrique du produit.
- ④ Compléter la ligne donnant la composition du système à l'état final : recopier la ligne du dessus en remplaçant  $x$  par l'avancement final  $x_f$ .

#### Méthode

##### Exploitation du tableau d'avancement

- ⑤ Calculer successivement l'avancement maximal  $x_{\max}$  qui serait atteint et qui permettrait d'annuler la quantité de matière de chacun des réactifs.  
La plus petite valeur de  $x_{\max}$  obtenue ne peut être dépassée et correspond au réactif limitant.
- ⑥ Calculer le taux d'avancement final :
 
$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}}$$
  - $\tau_f = 1$  ou 100 % : la transformation est totale. Un au moins des réactifs a entièrement disparu. Si tous les réactifs ont disparu, le mélange était stœchiométrique.
  - $\tau_f < 1$  ou 100 % : la transformation est non totale. Dans l'état final, le système est composé des réactifs restants et des produits formés.

#### Exemple :

On immerge un fil de cuivre  $\text{Cu}_{(s)}$  dans une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+_{(aq)}$ ,  $\text{NO}_3^-_{(aq)}$ ).

La quantité de matière d'ions argent apportés est  $n_1 = 1,0 \times 10^{-2}$  mol.

La quantité de matière de cuivre apporté est  $n_2 = 1,0 \times 10^{-2}$  mol.

Une réaction totale forme des ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  et de l'argent  $\text{Ag}_{(s)}$ .

		① $2 \text{Ag}^+_{(aq)} + 1 \text{Cu}_{(s)} \rightarrow 2 \text{Ag}_{(s)} + 1 \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$			
Avancement	Quantité de matière ...	... de $\text{Ag}^+_{(aq)}$	... de $\text{Cu}_{(s)}$	... de $\text{Ag}_{(s)}$	... de $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$
② 0	... apportée à l'état initial	$n_1$	$n_2$	0	0
③ $x$	... en cours de réaction	$n_1 - 2x$	$n_2 - x$	$0 + 2x$	$0 + 1x$
④ $x_f$	... présente à l'état final	$n_1 - 2x_f$	$n_2 - x_f$	$2x_f$	$x_f$

⑤ Si  $\text{Ag}^+$  est le réactif limitant :

$$n_1 - 2x_{\max} = 0 \text{ et } x_{\max} = \frac{n_1}{2} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Ici, le réactif limitant est donc  $\text{Ag}^+$  et  $x_{\max} = 5,0 \times 10^{-3}$  mol.

Si  $\text{Cu}$  est le réactif limitant :

$$n_2 - x_{\max} = 0 \text{ et } x_{\max} = n_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

⑥ L'énoncé précise que la réaction est totale donc  $x_f = x_{\max}$  et  $\tau_f = 1$ .



## II. Nomenclature organique

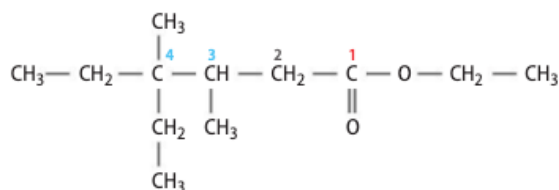
### Méthode

Voici les étapes à suivre pour former le nom d'une molécule organique.

- On identifie la chaîne carbonée la plus longue portant le groupe caractéristique.
- On numérote les atomes de carbone de telle sorte que celui qui porte ce groupe ait le numéro le plus petit possible.
- Le nom de la molécule est formé de :
  - Préfixe(s)**  
Indiquant les groupes **alkyles** précédés du numéro **p** de l'atome de carbone qui les porte.
  - Racine**  
Indiquant le nombre **N** d'atomes de carbone de la chaîne la plus longue.
  - Suffixe**  
Indiquant le **nom de la famille** correspondant au groupe caractéristique précédé éventuellement du numéro **n** de l'atome de carbone qui le porte.

→ Nom de la molécule : **p-préfixe-racine-(n-)suffixe**

### Exemple



- La chaîne carbonée la plus longue portant le groupe oxygéné a **N = 6** carbones.
- On numérote les carbones de 1 à 6 de gauche à droite : le groupe oxygéné porte le numéro 1. L'atome d'oxygène simplement lié au carbone de ce groupe est relié à un groupe alkyle à 2 carbones.
- La molécule porte les groupes alkyles suivants :
  - deux groupes **méthyle** sur les atomes de carbone **3** et **4** ;
  - un groupe **éthyle** sur l'atome de carbone **4**.

→ **4-éthyl-3,4-diméthyl**

- Sa **racine** est celle d'une chaîne à six carbones :
 

→ **hexan**

Le groupe alkyle a une chaîne à deux carbones :
 

→ **éth**

- Le **groupe carboxyle** est suivi par un groupe alkyle, la molécule appartient donc à la **famille des esters** :

→ Nom de la molécule :

**4-éthyl-3,4-diméthylhexanoate d'éthyle**

Préfixe	
-CH <sub>3</sub>	<b>p-méthyl</b>
-C <sub>2</sub> H <sub>5</sub>	<b>p-éthyl</b>
-C <sub>3</sub> H <sub>7</sub>	<b>p-propyl</b>
-C <sub>4</sub> H <sub>9</sub>	<b>p-butyl</b>
-C <sub>5</sub> H <sub>11</sub>	<b>p-pentyl</b>

N	Racine	N	Racine
1	<b>méthan-</b>	6	<b>hexan-</b>
2	<b>éthan-</b>	7	<b>heptan-</b>
3	<b>propan-</b>	8	<b>octan-</b>
4	<b>butan-</b>	9	<b>nonan-</b>
5	<b>pentan-</b>	10	<b>décan-</b>

Groupe	Hydroxyle  — OH	Carbonyle  — C —    O		Carboxyle  — C — O —    O		Amine    — C — N — 	Amide  — C — N —         O
Famille	Alcool    — C —   OH	Aldéhyde  — C — H    O	Cétone         — C — C — C —         O	Acide carboxylique  — C — O — H    O	Ester  — C — O — C —         O	Amine	Amide
Suffixe	-n-ol	-al	-n-one	acide racine-oïque	racine 1-oate de racine 2-yle	racine -amine	racine -amide

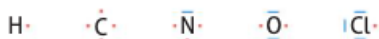


## III. Schéma de Lewis

### Méthode 1 Couplage d'électrons seuls

Cette méthode incontournable convient à la plupart des molécules.

- On dessine côte à côte les atomes avec leurs doublets **non-liants** (tirets) et leurs électrons seuls (points). [Tableau périodique, rabat VI](#)



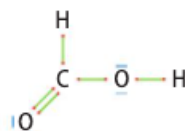
- L'association d'un électron seul d'un atome et d'un électron seul d'un autre atome forme un doublet liant par liaison covalente.

**Exemple :** chlorure d'hydrogène HCl



- On valide la structure de Lewis si aucun électron seul ne subsiste et si les règles des deux électrons (pour H) et des huit électrons (pour C, O, N) sont vérifiées.

**Exemple :** acide méthanoïque  $\text{CO}_2\text{H}_2$



### Méthode 2 Stabilisation par gain ou perte

Le schéma de Lewis des espèces portant des charges est obtenu par des déplacements de charges (parfois subtils).

- On construit l'édifice atomique en ne figurant que les liaisons covalentes.

**Exemples :**

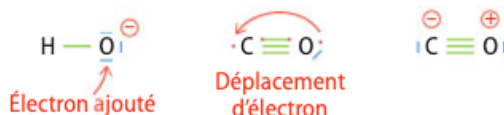
ion hydroxyde  $\text{HO}^-$  et monoxyde de carbone CO



- On ajoute les électrons manquants pour que chaque atome ait le bon nombre d'électrons de valence.



- On ajoute, on retire ou on déplace un électron pour que la règle des deux ou huit électrons soit vérifiée, et on fait figurer des charges sur les atomes.



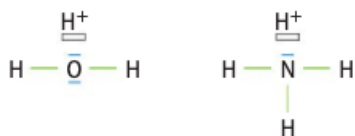
### Méthode 3 Association doublet non liant-lacune

Cette méthode est bien adaptée aux ions dérivés de l'ion hydrogène  $\text{H}^+$ .

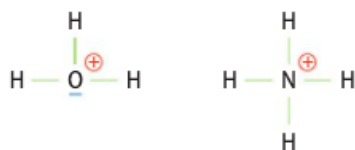
- Le doublet non liant d'une molécule peut accueillir un ion  $\text{H}^+$ .

**Exemples :**

ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et ammonium  $\text{NH}_4^+$



- Le doublet non liant comble la lacune de l'ion hydrogène. L'atome portant le doublet cède un électron à l'hydrogène et porte la charge +.



### Méthode 4 Vérification algébrique

On peut valider un schéma de Lewis par un décompte algébrique des doublets.

- On calcule le nombre  $n$  d'électrons des couches externes des atomes de l'édifice, auxquels on ajoute ou on retranche les électrons gagnés ou perdus dans le cas d'un ion.

**Exemple :** ion méthanoate  $\text{HCOO}^-$   
 $n = (1 + 4 + 2 \times 6) + 1 = 18$

- On calcule le nombre  $p$  de liaisons covalentes que peuvent réaliser les atomes en respectant les règles des 2 (H) et 8 électrons (C, O, N).

Avec l'exemple précédent :  $p = 1 + 4 + 2 + 1 = 8$   
 Cet atome d'oxygène porte la charge -, il ne possède qu'un électron seul et ne peut donc réaliser qu'une liaison.

- Le nombre de doublets non liants est  $d = \frac{n - p}{2}$ .

$$d = \frac{18 - 8}{2} = 5$$

