

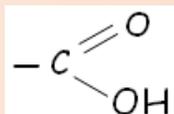
RAPPELS DE 2^{NDE} ET DE 1ERE

1. NOMENCLATURE DES ACIDES CARBOXYLIQUES ET DES AMINES

1.1. Les acides carboxyliques

- La molécule des **acides carboxyliques** contient le **groupe carboxyle** — COOH,

ou



groupe monovalent et nécessairement situé en bout de chaîne.

- On cherche la chaîne carbonée la plus longue qui contient le groupe carboxyle et le nom de l'alcane correspondant avec le sens de numérotation qui donne l'indice de position 1 à l'atome de carbone du carboxyle.

- On obtient le nom de l'acide en écrivant le mot **acide** suivi du nom de l'alcane (avec élision du e) et du suffixe **oïque** (il n'est pas nécessaire de préciser l'indice de position 1 du groupe carboxyle).

- La terminaison **oïque** caractérise les acides carboxyliques.

Exemples :

- HOOC—COOH : acide éthanedioïque
- HOOC—CH₂—COOH : acide propanedioïque
- HOOC—CH₂—CH₂—COOH : acide butanedioïque
- H—COOH : acide méthanoïque
- CH₃—COOH : acide éthanoïque
- CH₃—CH₂—COOH : acide propanoïque
- $\begin{array}{c} 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$: acide 2-méthylpropanoïque ou acide méthylpropanoïque

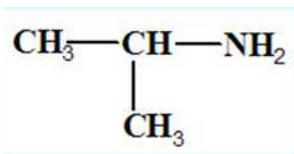
- $\begin{array}{c} 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{COOH} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$: acide 3-méthylbutanoïque
- $\begin{array}{c} 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{COOH} \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$: acide 2,3-diméthylbutanoïque

Pour les diacides, on utilise la terminaison **dioïque** (en conservant le e de ane), les *indices de position* des groupes carboxyle pouvant être omis.

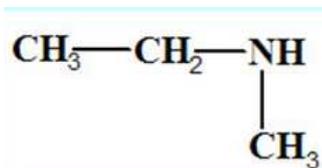
1.2. Les amines

- Une amine est un composé de formule générale $\text{R}-\overset{\text{R}'}{\underset{|}{\text{N}}}-\text{R}''$, où R' et R'' peuvent être des atomes d'hydrogène, des groupes alkyles, etc.
- Le nom d'une amine de formule $\text{R}-\text{NH}_2$ dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée en remplaçant la terminaison -ane par la terminaison **-amine**, précédée de l'indice de position (le plus petit possible) du groupe amine dans la chaîne carbonée principale, c'est-à-dire la plus longue.
- Lorsque l'atome d'azote est lié à d'autres groupes alkyle, le nom de l'amine est précédé de la mention **N-alkyl**.

Exemples



propan-2-amine



N-méthyl-éthanamine

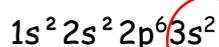
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{NH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ 5 \quad 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \end{array}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
<p>VI</p>	
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \quad \text{C}_2\text{H}_5 \\ \quad \quad \quad \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH} \\ 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \end{array}$ <p>est la</p>	$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{N} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
<p>XI</p>	

2. RAPPEL REPRESENTATION DE LEWIS

2.1. Couche et électrons de valences

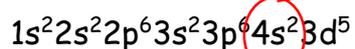
- La **couche de valence** est la **couche électronique externe** dite périphérique
- **Electrons de valence** : sont les **électrons** qui se trouvent **sur la couche de valence** et qui sont susceptibles d'intervenir dans l'établissement des liaisons chimiques entre différents atomes pour former une molécule

Ex1 : Le magnésium : Mg
Z = 12 donc 12 électrons



couche de valence
avec 2 é de valence

Ex2 : Le manganèse : Mn
Z = 25 donc 25 électrons



couche de valence avec 2 é
de valence

Ex3 : Le Bore : B

Z = 5 donc 5 électrons



couche de valence avec 3
é de valence

2.2. Electrons de valence et place dans le tableau périodique

<https://fr.wikihow.com/d%C3%A9terminer-le-nombre-d%E2%80%99%C3%A9lectrons-de-valence>

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H Hydrogène 1,008	Atomique Sym Nom Masse	C Solide	Métaux										Non-métaux	273	He Hélium 4,0026		
2	Li Lithium 6,94	Be Béryllium 9,0122	Hg Liquide	Métaux										Non-métaux		Ne Néon 20,180		
3	Na Sodium 22,990	Mg Magnésium 24,305	H Gaz	Métaux										Non-métaux		Ar Argon 39,948		
4	K Potassium 39,098	Ca Calcium 40,078	Rf Inconnu	Métaux										Non-métaux		Kr Krypton 83,798		
5	Rb Rubidium 85,468	Sr Strontium 87,62		Métaux										Non-métaux		Xe Xénon 131,29		
6	Cs Césium 132,91	Ba Baryum 137,33	57-71	Métaux										Non-métaux		Rn Radon (222)		
7	Fr Francium (223)	Ra Radium (226)	89-103	Métaux										Non-métaux		Og Oganesson (294)		

Les masses atomiques entre parenthèses sont celles de l'isotope le plus stable ou le plus commun.

Tableau Périodique Copyright du design et interface © 1997 Michael Dayah Ptable.com Dernière mise à jour 16 juin 2017

57 La Lanthane 138,91	58 Ce Cérium 140,12	59 Pr Praséodyme 140,91	60 Nd Néodyme 144,24	61 Pm Prométhium (145)	62 Sm Samarium 150,36	63 Eu Europium 151,96	64 Gd Gadolinium 157,25	65 Tb Terbium 158,93	66 Dy Dysprosium 162,50	67 Ho Holmium 164,93	68 Er Erbium 167,26	69 Tm Thulium 168,93	70 Yb Ytterbium 173,05	71 Lu Lutécium 174,97
89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232,04	91 Pa Protactinium 231,04	92 U Uranium 238,03	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Américium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkélium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendélévium (258)	102 No Nobélium (259)	103 Lr Lawrencium (266)

- Le nombre du groupe permet de connaître le nombre d'électrons de valence. En effet, il est possible de déterminer le nombre d'électrons de valence d'un atome en sachant à quel groupe il appartient. Le nombre d'électrons de valence d'un atome est le chiffre des unités du nombre du groupe. Autrement dit :

colonne 1 : 1 électron de valence,

colonne 2 : 2 électrons de valence,

(colonne 3 à 12, métaux de transition, on laisse tomber)

colonne 13 : 3 électrons de valence

colonne 14 : 4 électrons de valence,

colonne 15 : 5 électrons de valence,

colonne 16 : 6 électrons de valence,

colonne 17 : 7 électrons de valence,

colonne 18 : 8 électrons de valence, sauf pour l'hélium qui lui n'en possède que 2.

2.3. Une représentation des atomes et molécules : la représentation de Lewis

2.3.1. Introduction

- Les atomes peuvent s'associer entre eux pour former des molécules afin d'obtenir la configuration électronique la plus stable.

- Pour faciliter la compréhension des liaisons chimiques, on utilise la représentation de Lewis. La représentation est la façon la plus claire pour représenter les liaisons entre les molécules.

2.3.2. Représentation de Lewis

- Dans la représentation de Lewis, chaque atome est noté par son symbole atomique.
- La représentation de Lewis ne s'intéresse qu'aux électrons de la couche externe.
- Les électrons de valence sont représentés par des points.
- Les quatre premiers électrons de la couche externe sont notés par des points que l'on place autour des atomes.
- Comme ces électrons sont seuls, on les nomme électrons célibataires.
- Des électrons peuvent s'apparier avec ces électrons célibataires pour former des doublets électroniques.
- Ces doublets ou paires d'électrons se représentent sous la forme d'un trait.
- Les électrons célibataires cherchent à s'apparier ensemble pour que la couche externe soit la plus stable possible donc saturée avec 8 électrons.

Exemple :

Nom et Symbole	Configuration électronique	Représentation de Lewis
Hydrogène H Z = 1	$1s^1$ 1 électron de valence	\cdot H
Lithium : Li Z = 3	$1s^2 2s^1$ 1 électron de valence	Li \cdot
Beryllium : Be Z = 4	$1s^2 2s^2$ 2 électrons de valence	\cdot Be \cdot
Bore : B Z = 5	$1s^2 2s^2 2p^1$ 3 électrons de valence	\cdot B \cdot \cdot
Carbone : C Z = 6	$1s^2 2s^2 2p^2$ 4 électrons de valence	\cdot \cdot C \cdot \cdot
Azote : N Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$ 5 électrons de valence	\cdot \cdot N \cdot \cdot
Oxygène : O Z = 8	$1s^2 2s^2 2p^4$ 6 électrons de valence	\cdot \cdot O \cdot \cdot
Chlore : Cl Z = 9	$1s^2 2s^2 2p^5$ 7 électrons de valence	\cdot \cdot Cl \cdot
GAZ RARES		
Helium : He Z = 2	$1s^2$ 2 électrons de valence	 He
Neon : Ne Z = 10	$1s^2 2s^2 2p^6$ 8 électrons de valence	 Ne
Argon : Ar Z = 18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 8 électrons de valence	 Ar

Remarque :

Les éléments qui ont le même nombre d'électrons de valence partagent la même représentation de Lewis.

2.4. Règle du duet et de l'octet

2.4.1. Règle du duet

La règle de l'octet est une règle chimique simple qui énonce que :

- Les atomes avec un numéro atomique $Z < 4$ réagissent souvent pour acquérir, perdre (liaison ionique) ou mettre en commun des électrons (liaison covalente) pour posséder **2 électrons (un duet) dans leur couche de valence**, ce qui leur donne la **même structure électronique que l'Helium He.**

2.4.2. Règle de l'octet

La règle de l'octet est une règle chimique simple qui énonce que :

- Les atomes avec un numéro atomique $Z \geq 5$ réagissent souvent pour acquérir, perdre (liaison ionique) ou mettre en commun des électrons (liaison covalente) pour posséder **8 électrons (un octet) dans leur couche de valence**, ce qui leur donne la **même structure électronique qu'un gaz noble.**

- Pour respecter la règle du duet ou de l'octet un atome peut gagner ou perdre des électrons en se transformant en ion mais il peut aussi établir une liaison covalente avec un autre atome.

2.5. Modèle de la liaison covalente

- La liaison covalente simple est une liaison dans laquelle **2 électrons célibataires sont partagés par 2 atomes.**

- C'est donc une mise en commun par 2 atomes de deux de 2 électrons.

- **Les électrons mis en commun appartiennent en même temps aux 2 atomes** ce qui correspond à un gain d'un électron pour chaque atome.

- **La liaison covalente est représentée par un trait.**

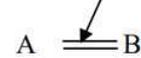
Liaison covalente entre les atomes A et B



- Si deux atomes partagent une seule liaison covalente, on parle de simple liaison.

- Si deux atomes partagent deux liaisons covalentes, on parle de double liaison,

Liaison double



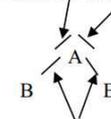
- s'ils partagent trois liaisons covalentes, on parle de triple liaison.

Liaison triple



- A noter : les électrons qui ne participent pas à l'élaboration de la liaison sont appelés électrons non liants ou doublets non liants.

Doublets non liants



Doublets liants