

Introduction à la chimie

1. C'est quoi la chimie ?

C'est la science qui étudie la composition, la structure, les propriétés et les transformations de la matière. Elle s'intéresse aux éléments chimiques et aux composés formés de ces éléments, ainsi qu'aux réactions qui les transforment.

On retient qu'elle étudie :

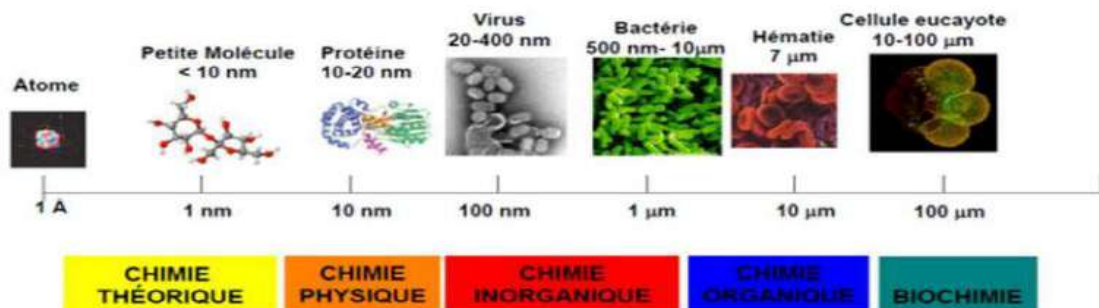
- ❖ **Constitution des éléments**
- ❖ **Leur transformation** : leur réactivité chimique
- ❖ **Leur propriété** : ce qui va leur conférer leurs caractéristiques, que ce soit à l'échelle atomique ou moléculaire.

Nous avons une échelle relativement petite en termes de distance puisque l'on va s'intéresser à :

--> **L'atome** : nous sommes donc de **l'ordre de l'Angström ++**

--> La **molécule** : on en trouve des plus ou moins grosse, de **l'ordre du nanomètre ++**, généralement que l'on considère **inférieure à la dizaine du nanomètre**

--> Et de + en +, la chimie s'aventure dans le monde des **protéines** plutôt un domaine réservé à la biologie et la biochimie.



La chimie est une discipline très vaste qui se subdivise en différents champs allant de la chimie théorique (presque des mathématiques et de la physique) à la biochimie, qui est vraiment à l'interface avec la biologie.

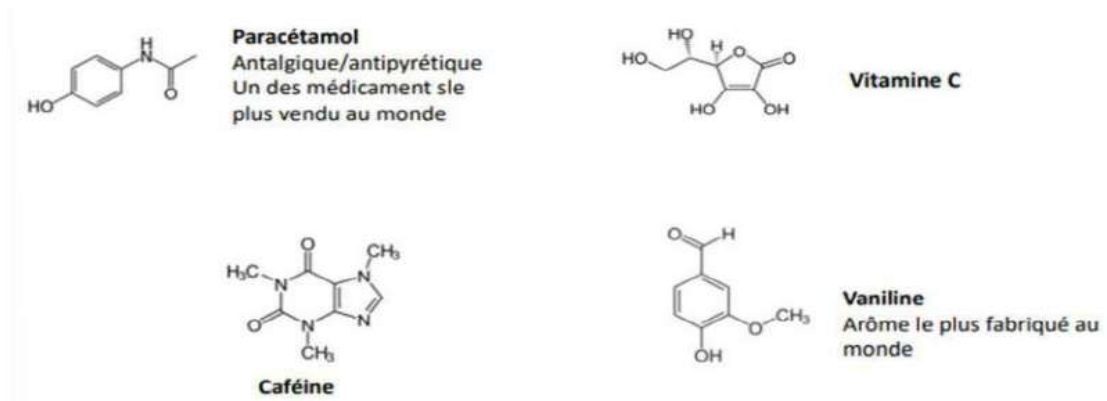
Vous avez aussi tous les développements + ou – récents que l'on observe avec la *police scientifique*. Un autre champ qui se développe énormément : la compréhension et l'interaction au sein d'écosystèmes complexes comme l'environnement.

L'écologie : ensemble d'interactions de molécules dans un système complexe. On comprend le rôle et l'interaction des molécules : **Il faut comprendre et pouvoir créer.**

Mais créer des molécules en chimie organique ça concerne aussi des *polymères*, *l'électronique*, les *nouveaux composants de nos téléphones*, ils sont tous dérivés de chimie organique. Enfin, de façon + légère, vous avez tout ce qui concerne les parfums et cosmétiques, le chimiste est de nouveau très présent, que ce soit à l'étape d'**élaboration ou de formulation**. Puisque la formulation, que ce soit principalement en cosmétique, est faite par des chimistes, alors que les médicaments c'est souvent fait par des pharmaciens (pas hyper important cette partie)

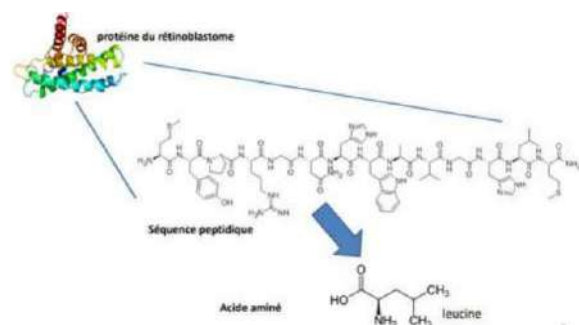
Si on regarde un peu les **molécules organiques** du quotidien vous verrez que l'on en rencontre un peu partout, et que certaines se retrouvent et sont systématiquement étudiées au quotidien.

Par exemple :



Maintenant, si on regarde une **protéine** dans son ensemble, vous avez des structures, comme la *structure tridimensionnelle*, grosse molécule avec des feuillettes, des hélices etc... (coucou la bioch <3)

Cependant, cette structure tridimensionnelle n'est possible que par **l'agencement de molécules** (= les séquences peptidiques). Ces séquences peptidiques sont elles-mêmes composées d'acides aminés, donc un ensemble de petites molécules qui vont s'assembler pour former cette longue séquence peptidique qui vont se structurer dans l'espace. Cette structuration tridimensionnelle des molécules est un élément essentiel pour former des molécules très complexes ++



Au début, il faut les comprendre puis étudier leurs mécanismes pour pouvoir envisager des modifications, on a cet ensemble de petites molécules qui composent la séquence peptidique.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

C'est un peu comme le stockage de l'information génétique --> les données peuvent être stockées dans les chromosomes qui sont un assemblage, un « enroulement » d'ADN. Ainsi avec seulement 4 « petits blocs » (= les bases), qui sont des molécules très simples on arrive à créer des génomes contenant des quantités d'informations incroyables !

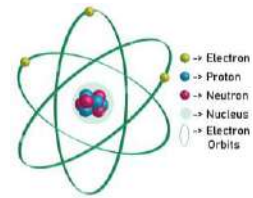
2. L'atome (là on rentre dans les parties qui tomberont probablement à l'examen)

a) La structure de l'atome

Avant tout, il est important de comprendre la base.

Qu'est-ce que la base ? La base c'est la structure et la géométrie des atomes qui vont constituer les molécules. Ensuite, il faut comprendre comment sont formées les molécules, comment elles s'organisent et se représentent dans l'espace.

A l'origine des molécules il y a un assemblage d'atomes. Un atome c'est composé d'électrons qui vont graviter autour d'un noyau (c'est le modèle le plus simple). Le noyau quant à lui est composé de protons et de neutrons.



Ce qui est vraiment important de se rappeler c'est que dans un atome **la masse de l'atome** se trouve **principalement dans le noyau**. En effet les électrons sont **1800 fois plus légers** que les protons/neutrons +++.

- Les électrons sont chargés négativement
- Les protons sont chargés positivement
- Les neutrons sont neutres

Parfois, vous pourrez trouver dans certains ouvrages :

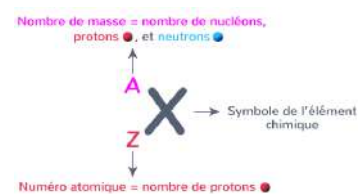
- les **grammes** qui ne sont *pas adaptés* à la mesure de l'atome
- l'**unité de masse atomique u** qui correspond à 1/12e de la masse de l'atome de carbone +++. Cette dernière unité permet de décrire de façon plus simple la masse des atomes, on s'en sert d'ailleurs parfois pour certaines molécules.

On utilise u ou le Dalton, c'est la même chose. Toujours à propos de l'atome, les éléments sont représentés dans le tableau périodique.

Chaque élément est codé avec 2 chiffres :

--> **Le nombre de masse A** : approximation de la masse, celle-ci principalement située dans le noyau, si on connaît le nombre de protons + neutrons vous aurez quasiment la masse de votre élément.

--> **Le numéro atomique Z** : uniquement le nombre de protons puisqu'on n'a pas forcément la même quantité de protons que de neutrons. Ce numéro atomique participe à la classification des éléments.



On déduit très rapidement le nombre de neutrons en soustrayant au nombre de masse A le numéro atomique Z. Enfin, la **charge du noyau** va être exprimée en fonction du **numéro atomique x la charge des protons**

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

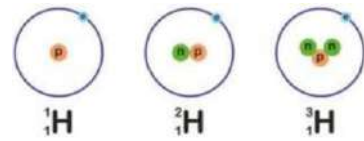
Chaque élément peut présenter des isotopes : A_ZX ${}^{A'}_ZX$

- **Isotopes** : atomes avec le même numéro atomique Z, mais des nombres de masse A différents. Généralement, cela signifiera qu'on a un nombre de neutrons différent.

Vous le verrez bien en biophys cette notion aussi ;)

Exemple : Les isotopes de l'Hydrogène

Ici l'hydrogène possède 1 proton et 1 électron. Il a 2 isotopes :
Le deutérium : même Z, mais A change (A=2), il y a 1 proton + 1 neutron.
 C'est donc un élément plus lourd que l'hydrogène qu'on va par exemple retrouver dans la constitution de l'eau lourde (utilisée dans les centrales nucléaires)

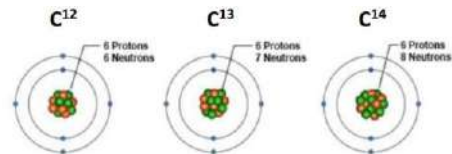


Le tritium : sert à certaines applications en médecine, il a une durée de vie beaucoup plus courte que la plupart des éléments.

Naturellement, on a *quasi-exclusivement seulement de l'hydrogène*, mais aussi en quantité significative, du deutérium, tandis que le tritium est sous forme de traces, **mais on peut le fabriquer**.

Exemple : les isotopes du Carbone

Vous avez parmi les éléments naturels principalement présents, le Carbone 12, là on aurait 6 protons. Son abondance naturelle est **d'environ 98%**. On a une égalité de protons et de neutrons pour le carbone 12.



On peut retrouver un peu de Carbone 13, donc là c'est pareil on a toujours le même numéro atomique Z, c'est A qui change.

Enfin on a le Carbone 14, il possède 2 neutrons de plus que le carbone 12 élémentaire, c'est un élément radioactif car il émet des particules radioactives, par contre son abondance est très faible, vous avez 1 C14 pour 1 trillion de C12. Ce C14 sert ainsi à la datation des éléments.

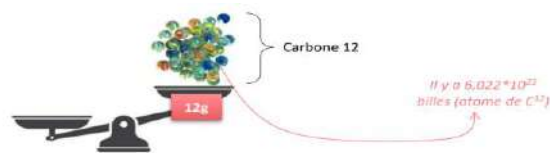
b) caractérisation de l'atome

Tout d'abord nous allons définir le nombre d'Avogadro qui est une constante importante pour les atomes.

- **Nombre d'Avogadro** : nombre, la quantité d'atomes de Carbone dans 12g de Carbone 12
 VALEUR : $6,022 \times 10^{23}$ +++

Cette constance est cruciale car elle fournit un pont entre les quantités microscopiques et macroscopiques, facilitant ainsi la compréhension et les calculs en chimie.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.



C'est une constante, elle n'a pas d'unité. Et de ce nombre d'Avogadro, on en a tiré la mole (= quantité de matière qui contient $6,022 \times 10^{23}$ entités élémentaires) (atomes, ions ou bien molécules).

- La **masse molaire atomique M** d'un atome qui s'exprime en g/mol est généralement (à qlqs exceptions près), le **nombre de masse A**.

--> c'est une **approximation** qui se réfère à l'isotope de l'atome le plus présent, c'ad que naturellement, si on pèse 1 mole de carbone et 1 mole d'hydrogène, vous allez avoir un mélange de leurs 3 isotopes. Il se trouve que dans le cas de l'hydrogène (ou du carbone), l'H1 et le C12 sont présents en quantité suffisamment grande et large pour « écraser » statistiquement les autres isotopes. Il n'y aura pas d'erreur majeure à dire que cela correspond à 12g par mole. Si on veut être un peu plus précis, ce serait 12g/mol virgule quelque chose, mais on n'est pas très loin.

Par contre, certains atomes (chlore Cl) vont présenter 2 isotopes dans des rapports assez importants.

Exemple : le Cl35 est présent à 75% et le Cl37 à 25%

Donc là, nous ne sommes plus dans l'ordre de 0,01% ou du 1%, dans ces cas-là, les masses qu'on a ne sont plus seulement 35g/mol, mais on devra prendre en considération le rapport avec les 75% d'atome de masse 35 et 25% de masse 37, ce qui vous fait une masse moyenne de 35,5g/mol. C'est donc la masse molaire atomique que l'on utilise pour le Cl.

- **La masse molaire moléculaire :** somme des masses molaires de chaque atome de la molécule.

ça les gars c'est ++ c'est plutôt simple et ça tombe souvent

Si on reprend la vitamine C (ou acide ascorbique) vous avez une formule brute avec 6 atomes de carbone, 6 d'hydrogène, et 6 d'oxygène, la masse de cette molécule se fait en additionnant la masse des atomes présents. On peut ici faire une approximation :

$$M(\text{Vit C}) = 6 \cdot M(\text{H}) + 6 \cdot M(\text{C}) + 6 \cdot M(\text{O})$$

$$M(\text{Vit C}) = 6 \cdot 1 + 6 \cdot 12 + 6 \cdot 16$$

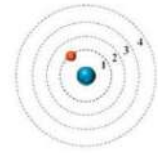
$$M(\text{Vit C}) = 176 \text{g/mol}$$

--> les valeurs des masses molaires sont données dans l'énoncé (mais après on les retient en vrai à force de s'entraîner 😊)

C'est-à-dire que dans une mole d'acide ascorbique, j'ai 176g d'acide ascorbique.

c) La structure de l'atome (bis)

Si on revient à la structure de l'atome, on avait dit que dans le noyau il y avait des protons et des neutrons, autour duquel gravitent les électrons. Cette image généralement acceptée c'est la représentation nommée : **Le modèle de Bohr ++**



Où on trouve des électrons avec une orbite circulaire autour du noyau de l'atome.

Ainsi, quand on prend un modèle très simple, ici l'atome d'Hydrogène il y a un proton autour duquel on va rajouter un électron sur une orbite (comme une planète autour du soleil) et ces orbites ont un rayon de: **Rayon de l'orbite = $0,53 * n^2 \text{ \AA}$**

n : numéro de l'orbite, le nombre quantique principal & **\AA** : l'unité de l'Angström
Avec n étant un entier naturel (ex : 1, 2, 3 ...) **Ce n se réfère au nombre quantique principal +++**. Donc ici on a un proton (le seul dans le noyau) + un électron qui gravite autour, il va naturellement graviter sur l'orbite n=1, mais il peut aussi potentiellement aller graviter sur l'orbite n=2, n=3, n=4 etc...

(on revoit ça un peu en dessous)

L'énergie de l'électron va être bien définie, car l'électron ne sera pas diffus sur une distance, *il se trouve précisément dans des lieux bien particulier*, ainsi, l'énergie de l'électron va dépendre de **l'orbite dans lequel il se trouve**. Comme l'énergie dépend de l'orbite elle ne peut prendre que des valeurs bien précises, c'est le **quantum d'énergie**, chaque électron aura un quantum bien spécifique.

L'énergie de l'électron au niveau de **n** (l'orbite) E_n est définie par l'énergie de l'électron à l'état fondamental, (au niveau n=1) divisé par le nombre de l'orbite au carré (n^2). E_1 a une énergie de $E_1 = -13,6 \text{ eV}$. Donc l'énergie de l'électron à l'état fondamental pour l'hydrogène (on extrapolera pour les autres molécules) est de **-13,6 eV**.

Là il faut surtout retenir qu'à l'état fondamental l'énergie de l'électron est de -13,6 eV ++

Énergie de l'électron à l'état fondamental (n=1)
(énergie d'ionisation)

$$E_n = \frac{E_1}{n^2} < 0 \quad E_1 = -13,6 \text{ eV}$$

Nombre quantique principal (1, 2, ..., ∞)
(niveau ou couche d'énergie)

PS.: on prend le cas de l'hydrogène car c'est l'atome le plus simple à décrire (il n'a qu'un seul électron) pour comprendre ces mécanismes ; mais évidemment ça s'applique aux autres atomes...

Quand on parle de différentes orbites de l'état fondamental, cela signifie qu'il y a d'autres états :

- ★ **Etat fondamental** : en absence d'énergie, les électrons se situent (dans le cas de l'hydrogène) au niveau de $n = 1$, il y a absence de toute excitation extérieure, c'est un niveau bas en énergie, stable.
- ★ **Etat excité** : on fournit de l'énergie au système, à l'atome, l'électron passe dans des orbites supérieures.

A chaque fois, lorsqu'on passe de l'état fondamental à un état excité, **il faut apporter de l'énergie**. Cette énergie peut être sous forme de chaleur, d'onde lumineuse... Il va absorber l'énergie fournie par le système et passer sur une autre orbite. Les états excités n'ont **PAS** pour vocation de perdurer dans le temps, ce n'est pas l'état « naturel » de l'atome.

Il va y avoir un moment où l'électron va retourner sur son orbite, **l'atome va repasser dans son état fondamental, moins énergétique** ++Et lorsqu'il retourne dans son état fondamental il va dégager de l'énergie E qui sera émise sous forme de rayonnement (longueur d'onde).

On a donc une longueur d'onde bien précise qui correspondra à la différence d'énergie entre le niveau excité et le niveau fondamental.

Aller on s'accroche, vous reverrez bien ça en biophys <33

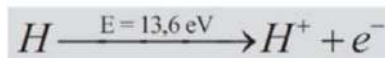
--> Si on regarde **l'atome d'hydrogène**, on ne peut pas faire toutes les étapes possibles, il y a des limites physiques, et on risque d'arracher l'atome de l'électron.

Dans le cas de l'hydrogène on observe 3 séries de raies différentes puisqu'il va retourner systématiquement dans l'état fondamental depuis les autres niveaux d'énergie :

| Retour à ... | Série de ... | Longueur d'ondes |
|--------------|----------------|---|
| n= 1 | Lyman | UV (ultra violet) <120nm, invisibles à l'œil nu |
| n= 2 | Balmer | Visibles de 600 à 400nm |
| n= 3 | Paschen | IR (infra rouge) >1800nm, invisible à l'œil nu |

--> Quand un électron est **excité**, il va y avoir pleins de possibilités pour lui, il peut retourner d'un seul coup à l'état fondamental. MAIS on peut aussi envisager qu'il passe avant par le niveau 3 avec émission d'une certaine longueur d'onde. Puis à partir de ce niveau 3 il peut rejoindre le niveau 1 ou le niveau 2 avec de nouveau une émission.

Si on fournit **suffisamment** d'énergie à l'atome d'Hydrogène, et si cette énergie est supérieure à l'état fondamental (-13,6eV), on va arracher complètement l'électron des orbites de l'atome, cet atome sera donc ionisé car il aura **perdu un électron** : On obtiendra alors un atome qui ne possède plus que son proton. --> **c'est H+**



- ❖ Le **modèle de Bohr** est un modèle **assez simple**, un noyau avec des électrons qui tournent autour. Cependant, il présente toute de même des limites.

En effet, lorsque les théories physiques se sont affinées, ont évoluées, on a eu au début du 20e siècle :

- ❖ **Einstein** qui va **associer le photon à l'onde lumineuse**. Il va donc connecter une nature corpusculaire (le photon est un corps) à un élément ondulatoire (la lumière est une onde).

Donc en 1924, il faut tenir compte des évolutions de la physique :

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

- ❖ [Louis de Broglie](#) va étendre ce principe aux particules chimiques (en particulier les électrons etc...). Il va alors indiquer que « **toute particule en mouvement est associée à une onde** » ++. A chaque électron qui gravite autour du noyau, une onde lui est associée.

$$p = m \cdot v = \frac{h}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Quantité de mouvement
Longueur d'onde associée au mouvement de la particule

p : quantité de mouvement m : masse h : constante de Planck v : fréquence

Cependant, cette dualité qui associe une onde et un corpuscule **N'est absolument PAS** compatible avec la mécanique classique où on a une interprétation très physique de l'onde. On est dans un caractère très quantifié des choses. Ainsi, si on étend cette théorie à :

- des objets de masses élevée : la question d'onde n'est plus concevable
- des objets d'échelle atomique : la longueur d'onde est du même ordre de grandeur que les dimensions du système, et cela n'a pas de sens.

Là on se rend bien compte que le modèle, **très simple de Bohr NE représente PAS la réalité que l'on observe.**

Pour connecter et rationaliser les différents aspects, on a [Heisenberg](#) qui va introduire le [principe d'incertitude](#) qui signifie que l'on **NE peut PAS** connaître simultanément et avec certitude à la fois la **VITESSE ET LA POSITION** d'un électron dans l'espace +++.

--> On peut par contre définir une **probabilité de présence de l'électron dans une zone déterminée +++++** [Schrödinger](#) va ainsi reprendre la théorie de Louis De Broglie, l'adapter avec le principe d'incertitude et associer toute particule à un mouvement d'une fonction d'onde. Il va relier les particules en mouvement à une fonction d'onde.

L'équation postulée par Schrödinger va être de relier l'énergie d'un système à ses propriétés ondulatoires. On dépasse le modèle purement classique de Bohr (orbite définie avec une position bien précise), on reconnecte la dualité onde-corpuscule grâce au principe d'incertitude, on exprime alors une probabilité de présence de l'électron, et on connecte donc la particule à un mouvement d'une fonction d'onde.

PS. : Apprenez bien qui fait quoi et à quoi s'est associé ça tombe !

--> Ce modèle ondulatoire de [Schrödinger](#) permettra de développer « **la notion d'orbitale** ».

La mécanique ondulatoire, contrairement à la mécanique classique va définir l'électron avec à la fois :

- Son énergie
- Sa probabilité de présence dans l'espace
- Les particules vont être associées à des fonctions d'ondes ψ qui dépendent à la fois de x, y et z (dans un repère).

Ψ n'a pas de signification physique, c'est une fonction qui décrit l'onde. Pour donner une signification physique à ceci, on va travailler avec

[Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.](#)

Ψ^2 = densité de probabilité de présence de l'électron dans un volume donné.

Cette notion a permis de développer « **les orbitales atomiques** » qui ne seront ni + ni - que la représentation du volume à l'intérieur duquel il y a **95%** de chance de trouver l'électron.

Evidemment, comme c'est un volume, celui-ci est associé à une fonction d'onde. ☞ Pour résoudre l'équation de Schrödinger nous devons introduire **3 nombres quantiques** :

- n = Nombre quantique principal
- l = Nombre quantique secondaire
- m = Nombre quantique magnétique

Nombre quantique principal n : déjà utilisé dans le modèle simple de Bohr qui va **définir la couche**, « l'orbite de base » et le **volume de l'orbitale moléculaire**. A chaque couche n est associée une énergie. Ce nombre n est aussi un **entier non-nul** (ex : 3). On verra aussi qu'il peut être associé à des périodes K, L, M...

Nombre quantique secondaire l : définit la **sous-couche** de l'orbitale + la **forme** de l'orbitale atomique. Ce nombre l ne peut prendre que des valeurs précises **comprises entre 0 et n-1 inclus**. On **NE peut PAS avoir l > n**, le nombre quantique secondaire est toujours d'au moins une unité inférieure au nombre quantique principal n. Il va donc définir la forme de l'orbitale atomique
Quand l augmente, l'énergie de la sous-couche augmente aussi.

Nombre quantique magnétique m : le dernier des 3 nombres quantiques nécessaire à la résolution de l'équation de Schrödinger. Détermine l'**orientation de l'orbitale atomique** suivant l'axe des x, y ou des z (en 3D). Celui-ci est **compris entre - l et + l (inclus)**. Le nombre de m possible détermine le nombre d'OA dans une sous couche donnée : on va alors avoir **2l + 1 valeurs de m**.

Cette probabilité de présence se traduit physiquement par des orbitales atomiques

+++

- **Orbitale atomique** : volume dans l'espace qui définit la zone de présence des électrons.

La forme de l'orbitale atomique va dépendre de la valeur de l tandis que m va donner le nombre d'orbitales de même forme. L'orbitale sera normée suivant un **système orthonormé**, la forme et la direction des orbitales va permettre de MINIMISER LES REPULSIONS des électrons de même énergie.

Tableau récapitulatif des nombres quantiques

| Nombre quantique | Symbole | Valeurs possibles | Signification | Exemple pour n=3 |
|------------------|---------|-------------------|------------------------------------|--------------------------|
| Principal | n | 1, 2, 3, ... | Taille et volume de l'orbitale | n=3 |
| Secondaire | l | 0, 1, 2, ..., n-1 | Forme de l'orbitale | l=0(s), 1 (p), 2 (d) |
| Magnétique | m | -l à +l | Orientation spatiale de l'orbitale | -2 -1 0 +1 +2 (pour l=2) |
| Spin | s | +1/2 ou -1/2 | Orientation du spin de l'électron | +1/2 ou -1/2 |

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Maintenant, on va voir les différentes formes que prennent les orbitales en fonction de l

Détails des orbitales pour $n=3$ (c'est un exemple, on aurait pu prendre $n=1$)

❖ **Pour $l=0$:**

- ❖ Type d'orbitale : 3s
- ❖ Forme : Sphérique (c'est l'orbitale la +simple)
- ❖ Valeur de m : 0
- ❖ Valeur de s : $+1/2$ ou $-1/2$

❖ **Pour $l=1$:**

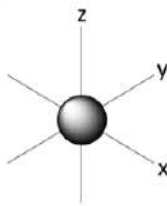
- Type d'orbitale : 3p
- Forme : Haltère (p_x, p_y, p_z) (3 directions différentes selon l'axe x, y ou z)
- Valeur de l : $-1, 0, +1$
- Valeur de s : $+1/2$ ou $-1/2$

Au niveau du « plan nodal » (intersection entre les 2 plans x et y ou z) on a ici une probabilité de présence des électrons qui est nulle (il n'y a pas de probabilité de présence puisque ce sera la position où se trouvera le noyau)

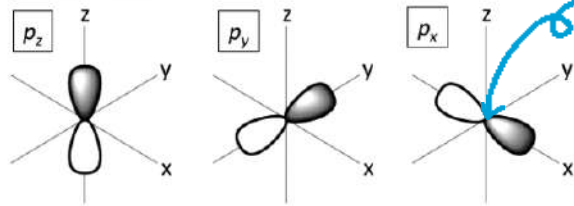
❖ **Pour $l=2$:**

- Type d'orbitale : 3d
- Forme : Trèfle (cinq orientations)
- Valeur de l : $-2, -1, 0, +1, +2$
- Valeur de s : $+1/2$ ou $-1/2$

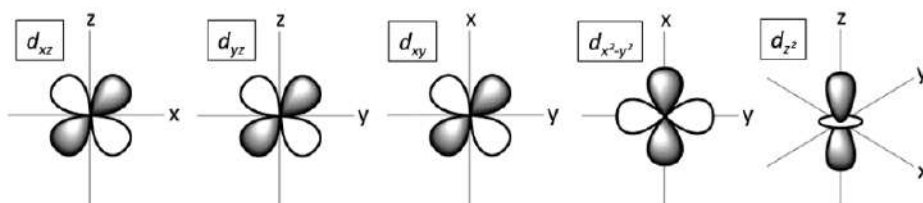
Si $l = 0$, orbitale s



Si $l = 1$, orbitale p



Si $l = 2$, orbitale d



Pour mieux visualiser

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

On a les 3 nombres quantiques n , l , et m , et il y en a un dernier qui permet de caractériser les répulsions : **le nombre magnétique de spin s** . Il ne sert pas dans la résolution de l'équation de Schrödinger, mais va être 1 élément supplémentaire à caractériser l'électron.

En effet, l'électron est animé d'un mouvement de rotation autour de lui-même. On lui associe un nombre magnétique de spin s pouvant prendre uniquement 2 valeurs : $+\frac{1}{2}$ et $-\frac{1}{2}$.

Ainsi, un électron va être caractérisé par **4 nombres quantiques** :

- Le nombre quantique principal **n**
- Le nombre quantique secondaire **l**
- Le nombre magnétique **m**
- Le nombre de spin **s**

Autre petite aide visuelle avec les différentes formes d'orbitales (s, p, d, f)

| n | l | m | s | nb états | index couche |
|-----|-----|------------------------|-------------|----------|--------------|
| 1 | 0 | 0 | $-1/2, 1/2$ | 2 | 1s |
| 2 | 0 | 0 | $-1/2, 1/2$ | 2 | 2s |
| | 1 | -1, 0, 1 | $-1/2, 1/2$ | 6 | 2p |
| 3 | 0 | 0 | $-1/2, 1/2$ | 2 | 3s |
| | 1 | -1, 0, 1 | $-1/2, 1/2$ | 6 | 3p |
| | 2 | -2, -1, 0, 1, 2 | $-1/2, 1/2$ | 10 | 3d |
| 4 | 0 | 0 | $-1/2, 1/2$ | 2 | 4s |
| | 1 | -1, 0, 1 | $-1/2, 1/2$ | 6 | 4p |
| | 2 | -2, -1, 0, 1, 2 | $-1/2, 1/2$ | 10 | 4d |
| | 3 | -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 | $-1/2, 1/2$ | 14 | 4f |

Nombre d'états possibles par couches et sous-couches

Dès qu'on passe à des atomes poly-électroniques (avec + d'un seul électron), ce qui va être la cas de tous les éléments du tableau périodique, *sauf de l'hydrogène*. Ça se complique un peu, car il y aura forcément des interactions entre les électrons. Cependant, il **n'y a plus de solution stricte de l'équation de Schrödinger** comme vu précédemment, on va utiliser des approximations, mais toujours avec l'équation de Schrödinger. Mais le principal point c'est que :

- ◆ On va considérer que les **électrons sont indépendants**
- ◆ On va considérer que les **orbitales atomiques s'adaptent pour les autres atomes**, elles doivent avoir la même forme principalement que pour l'atome d'hydrogène
- ◆ On va enfin **introduire les règles** pour remplir les électrons dans les couches électroniques.

Les règles de bases pour remplir des couches électroniques sont celles de :

Pauli

☺ Hund

☺ Klechkowski

3. Organisation des électrons dans l'atome

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

a) les différentes règles :

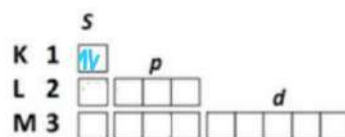
| | |
|---|---|
| <p>Principe d'exclusion de Pauli</p> | <p>Dans un atome, 2 électrons ne peuvent jamais avoir les 4 mêmes nombres quantiques</p> <p>Cela signifie que n, l, m peuvent être pareils, mais s sera forcément différent, on ne peut pas avoir n, l, m et s identiques.</p> <p>On doit alors toujours avoir des combinaisons qui soient différentes. Si on représente les orbitales (pour simplifier on ne représentera jamais les orbitales atomiques qui ont des formes complexes dès que l'on passe à l'orbitale p), on utilise les « cases quantiques ».</p> <div style="text-align: center;"> </div> <p>Une case quantique représente une <u>orbitale atomique vide</u>. Dans une orbitale (représentée par le carré), on va pouvoir placer au MAXIMUM 2 ELECTRONS. Car nous aurons la capacité de placer seulement 2 particules avec des nombres quantiques différents.</p> <p>On met 1 électron avec un spin positif (c'est donc un électron célibataire), puis le second électron va arriver avec un spin négatif (-1/2), on a alors les deux électrons appariés dans une case quantique, avec des spins antiparallèles ++, les nombres de spin sont différents, les électrons sont antiparallèles.</p> <p>Ça nous permet de pouvoir prendre mesure du nombre d'électrons maximal par couche $N = 2n^2$ (avec N : le nombre d'électrons maximum)</p> <ul style="list-style-type: none"> - Vous voyez que sur la couche 1 on peut en avoir 2 au maximum ($2 \cdot 1^2 = 2$) - Sur la couche 2 : on peut en avoir 8 ($2 \cdot 2^2 = 8$) au maximum <div style="text-align: center;"> </div> <p>Ainsi, cette première règle, nous dit qu'on peut ranger les électrons dans les cases quantiques à nombre de 2 avec des spins différents</p> |
| <p>La règle de Hund</p> | <p>Dans une sous-couche, le niveau minimum d'énergie est atteint lorsque le remplissage d'électrons se fait avec une valeur maximale de spin</p> <p>--> Ça signifie que dans un premier temps on va mettre tous les électrons séparés dans chaque case quantique. Pour une sous-couche donnée, les électrons occupent le nombre maximum d'orbitales atomiques de même énergie (le nombre de cases quantiques pour une même sous-couche) et ont des <u>spins de mêmes valeurs</u> s'ils ne sont pas appariés.</p> <p>Très concrètement, les électrons se placent à raison de 1 par case quantique avant de s'apparier en doublets +++++</p> <p>(Les électrons sont <u>en théorie</u> des flèches simples)</p> |

| | |
|---------------------------------------|---|
| | |
| | <p>On ne les apparie pas d'abord, on les distribue et seulement ENSUITE on les apparie ++</p> |
| <p>La règle de Klechkowski</p> | <p>Elle permet de prévoir comment remplir chaque niveau d'orbitale atomique.</p> <p>Ce remplissage se fait par ordre croissant n + l d'énergie. En effet, on va au fur et à mesure remplir des niveaux d'énergie de + en + importants. Il se fait par ordre croissant de n lorsque les sous couches ont des valeurs de n + l égale</p> <p style="text-align: center;">+++ Ordre : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ... +++</p> <div style="text-align: center;"> </div> <p>ATTENTION : la 4s a un niveau d'énergie inférieur à la 3d, c'est la raison pour laquelle on l'a rempli avant la 3d. On ne finit pas la série 3, on commence la série 4 avant. De la même façon, pour la 4p, on ne passe pas à la d, on va à la 5s car celle-ci a un niveau inférieur à la 4d. Il faut se rappeler de l'ordre de remplissage des couches ! +++</p> |

Pour mieux comprendre on va voir quelques exemples :

--> Exemple 1 : Z=7 (Azote) ${}^7_7\text{N}$

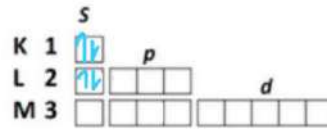
- Le **numéro atomique Z** = au nombre d'électrons
- On a alors 7 électrons à placer dans les cases quantiques
- On remplit la première case 1s : on en met les 2 spins antiparallèles



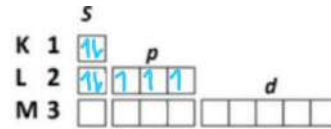
- Il en reste 5 à positionner
- On remplit d'abord la 2s dans son intégralité

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

- On place alors les 2 électrons de spin antiparallèles dans la 2s



- On va avoir alors les 3 électrons qui vont se répartir dans les 3 cases quantiques de la 2p.

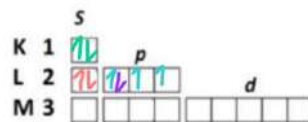


Si on veut écrire la structure de l'atome on va avoir : $1s^2$ (l'orbitale 1s est pleine de 2 électrons), $2s^2$ (l'orbitale 2s est pleine), $2p^3$ (l'orbitale p qui peut normalement accueillir 6 électrons est alors à moitié remplie).



--> Exemple 2 : Avec 8 électrons (oxygène)

- On a le même principe, on remplit la 1s, la 2s
- Il en reste 4 à placer dans la 2p
- On remplit d'abord les 3 dans chacune des cases
- Et après, avant de passer à la couche suivante je dois absolument remplir la 2p
- Mais il n'en reste qu'1, je l'apparie alors dans la première case de la 2p
- Dans ce cas-là on obtient : $1s^2, 2s^2, 2p^4$
- Comme code de représentation de l'atome **IMPORTANT A SAVOIR FAIRE !**



b) le tableau périodique et les propriétés des éléments :

Tous ces éléments mis ensemble se retrouve dans le tableau périodique. Ce tableau est dû à Mendeleïev, qui a eu le génie de trouver comment arranger tous les atomes de façon très simple et représentative. Ce tableau périodique a une force logique.

- Les atomes sont alors classés dans un premier temps suivant leur **numéro atomique**
- Plus important encore, la structuration du tableau périodique fait en sorte que tous les éléments dans **chaque colonne** ont exactement la **même structure électronique de leur couche externes** (leur dernier niveau d'énergie). Ainsi, leur dernier niveau d'énergie est rempli de la même façon.

Le tableau périodique peut aussi être représenté par **blocs**, on a le bloc s, tous les éléments de ce bloc auront sur leur dernier niveau d'énergie un ns^1 ou ns^2 . On a aussi des blocs p, d etc... Le fait que les

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

atomes aient la même structure électronique de la couche externe (couche de valence ++) fait qu'ils ont des propriétés physico-chimiques qui leur sont un peu similaires. C'est pour cela qu'en les classant par colonnes on a adopté des noms de colonnes.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|--|
| H | | | | | | | | | | | | | | | | | He | |
| Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne | |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar | |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr | |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe | |
| Cs | Ba | | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn | |
| Fr | Ra | | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Rg | Cn | Nh | Fl | Mc | Lv | Ts | Og | |
| | | La | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | | |
| | | Ac | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr | | |

■ Bloc s
 ■ Bloc d
 ■ Bloc p
 ■ Bloc f

Tout cela contribue à des similarités au niveau des propriétés physico-chimiques

+++

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|-----------------|-------------------------|---------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----------|-----------|----|
| Métaux alcalins | | | | | | | | | | | | | | | | | | Gaz rares | |
| H | Métaux alcalino-terreux | | | | | | | | | | | | | | | | Halogènes | | He |
| Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne | | |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar | | |
| | | Métaux nobles | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr | | |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe | | |
| Cs | Ba | | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn | | |
| Fr | Ra | | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Rg | Cn | Nh | Fl | Mc | Lv | Ts | Og | | |
| | | Lanthanides | La | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | | |
| | | Actinides | Ac | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr | | |

Métaux de transition
 Métaux de transition internes

Retenez simplement 1ère , 2ème, avant-dernière(17) et dernière (18) ;)

On peut aussi les diviser schématiquement entre les métaux et les non-métaux :

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

- **Métaux** : atomes qui conduisent le courant tendance à former des ions positifs
- **Non-métaux** : Atomes isolants, qui ne conduisent PAS le courant tendance à former des ions négatifs
- On peut aussi subdiviser en métaux de transition (bloc du milieu).

Métaux - conduisent le courant électrique - ont tendance à donner des ions positifs -

Non métaux - sont isolants - ont tendance à donner des ions négatifs -

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| Fr | Ra | Ac | | | | | | | | | | | | | | | |

c) Structure de l'atome et modèle de Lewis :

Tous ces atomes dans la même colonne ont la **même couche électronique externe = la couche de valence**. Cette couche de valence va nous permettre de représenter les atomes suivant le **modèle de Lewis**.

Le modèle de Lewis va représenter les électrons des couches extérieures d'un atome. Et ce sont ces électrons-là qui seront impliqués dans la liaison, et donc dans la construction des molécules.

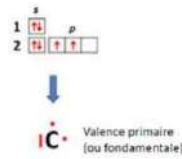
| | colonnes | 1 | 2 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|----------|----------|----|----|----|----|----|----|----|----|
| périodes | ↓ | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| K | 1 | H | | | | | | | He |
| L | 2 | Li | Be | B | C | N | O | F | Ne |
| M | 3 | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| N | 4 | K | Ca | | | | | | |

d) Cas particulier du carbone :

Dans le cas du carbone, on a **1s², 2s², 2p² = 6 électrons**.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

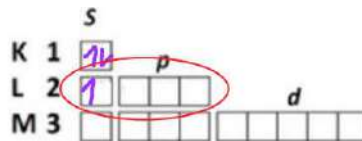
On a alors la représentation de la couche de valence qui nous donne ceci :



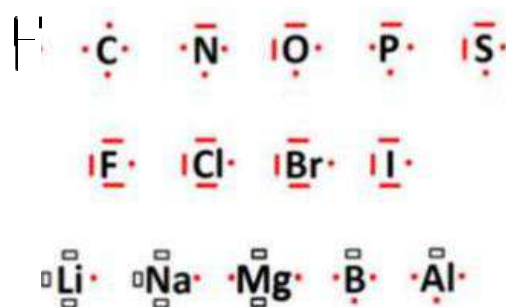
On sait d'expérience que le carbone peut faire + que 2 liaisons, il peut en faire 4. Et c'est pour ça que le carbone est souvent représenté dans sa valence secondaire qui comporte **4 électrons célibataires qui pourront faire 4 liaisons.**



En prenant le Bore B ou le Lithium Li, on va représenter des cases vacantes. Sur la dernière couche externe, **la couche de valence**, toutes les cases ne seront pas remplies. Si on revient au lithium par exemple, d'après le tableau périodique on a **Z=3**, on a besoin de l'orbitale 1s et du niveau 2. On remplit la 1s, on a un seul électron au niveau 2.



Par contre, vu que je suis au niveau 2, les orbitales p existent quand même. Ce qu'il y a de très important à se rappeler c'est que du moment où on a des électrons à un certain niveau, **ce n'est pas parce que les autres orbitales sont vides qu'elles ne sont pas présentes**. Elles sont systématiquement présentes lorsqu'on est à un certain niveau. Au niveau 2, on a toujours les orbitales 2s et 2p qui sont présentes. Au niveau 3, on a les orbitales 3s, 3p et 3d. Et le fait que ces orbitales soient présentes mais VIDES, on les représente par des cases quantiques vides. **Ces cases quantiques vides vont avoir la particularité de pouvoir accepter des DNL.**



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

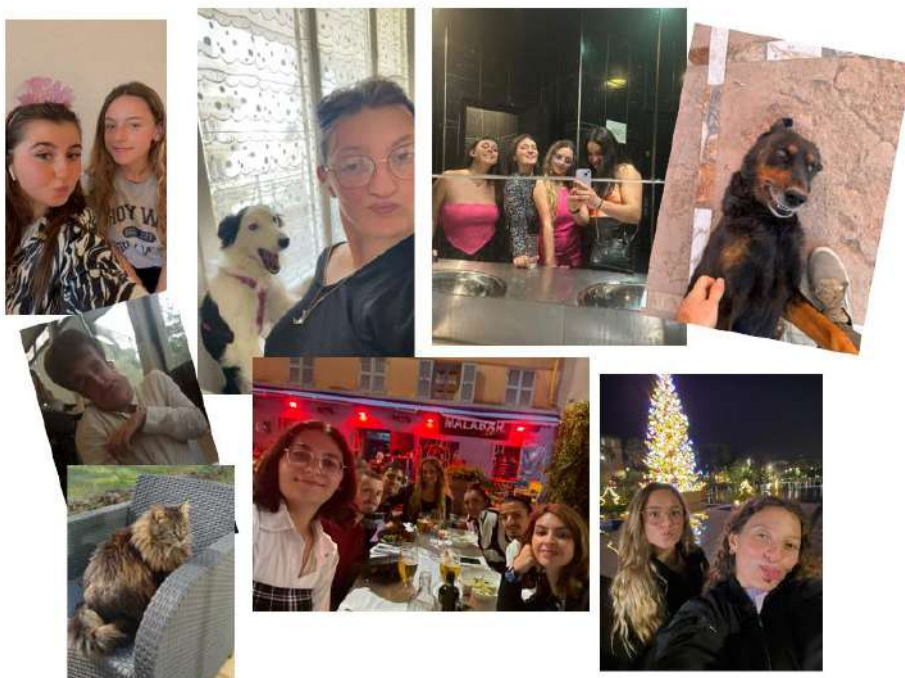
Alors c'est la **fiche complète du cours** mais ce qui tombera à l'EB de la TTR ce n'est évidemment que ce que l'on aura abordé en cours. Il y a aussi le diapo en ligne de la TTR.

Je vous mets la fiche complète si vous voulez vous avancer et pour voir que les parties qui ne sont pas abordées à la tut'entrée ne sont pas les plus importantes.

Bossez bien et faites des qcms < 33

JE PASSE MAINTENANT AUX DEDIS (on m'a menacé si j'en faisais pas alors les voilà)

- Dédis à vous pour avoir fini cette fiche
- Dédis à GAGATHE et angeLINE (les deux qui m'ont menacé) je vous aime les copines <3
- Dédis à mon futur chat
- Dédis au tutorat qui m'a sauvé mes années de P1
- **pas dédis** à la biostat (oui elles sont très aléatoires mes dédis)
- Dédis à tous les potes que je me suis fait en LAS2 <33
- Dédis à Bébéeeeeeeeeeeeeeeeeeeeeeeeeeeeee
- Dédis à Gomar ma viiiiie



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.