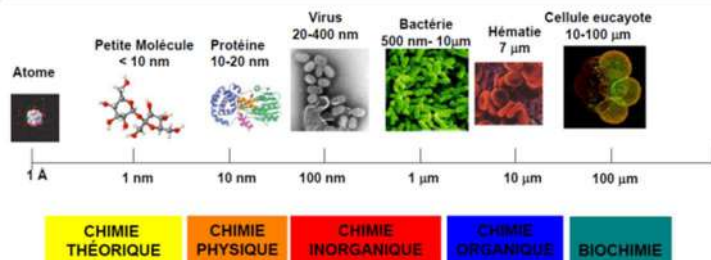


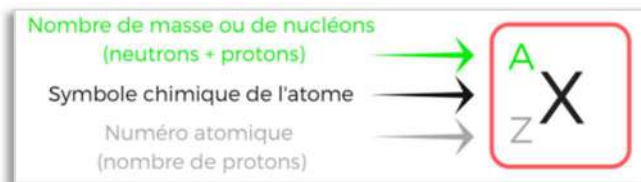
fiche récap: introduction à la chimie

♥ **Définition** : Science de la constitution des divers corps, de leur transformation et de leurs propriétés.



▪ Les électrons sont **1800x plus légers** que les protons/neutrons.

♥ **L'unité de masse atomique u** : $1/12^e$ de la masse de l'atome de C^{12}



♥ **Isotopes** : atomes avec le **même numéro atomique Z**, mais des nombres de masse A différents = *un nombre de neutrons différent*

Nombre d'Avogadro : nombre, la quantité d'atomes de Carbone dans 12g de Carbone 12.

$$6,022 \cdot 10^{23}$$

Modèle de Bohr	Modèle ondulatoire de Schrödinger
	Il va relier les particules en mouvement à une fonction d'onde . C'est la naissance de la notion « d'orbitales »

$$\text{Rayon de l'orbite} = 0,53 \cdot n^2 \text{ \AA}$$

L'**énergie** de l'électron dépend de l'**orbite** dans lequel il se trouve. Il prend des valeurs particulières, on parle de **quantum d'énergie**.

Pour passer de l'état fondamental à un état excité, il faut apporter de l'**énergie** à l'atome. Lorsque l'électron retourne dans son état fondamental il va dégager de l'énergie ΔE qui sera émise sous forme de **rayonnement** (longueur d'onde).

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)

$6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ (Constante de Planck) $3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ (vitesse de la lumière)

$$\Delta E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

fréquence (s^{-1}) longueur d'onde (m)

Les différentes raies de l'hydrogène :

Retour à ...	Série de ...	Longueur d'onde
n = 1	Lyman	UV <120nm, invisibles à l'œil nu
n = 2	Balmer	Visibles de 600 à 400nm
n = 3	Paschen	IR >1800nm, invisible à l'œil nu

♥ **Ionisation** : on fournit à l'atome une énergie > à l'état fondamental, l'électron est arraché de l'orbite.

Einstein	associe le photon à l'onde lumineuse
Louis de Broglie	« toute particule en mouvement est associée à une onde » = <i>généralisation du propos</i>
Heisenberg	Principe d'incertitude : on NE peut PAS connaître <u>simultanément et avec certitude</u> à la fois la vitesse et la position d'un électron dans l'espace ++.

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

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

♥ **Orbitale atomique** : volume dans l'espace qui définit la zone de présence des électrons. La forme et la direction des orbitales va permettre de MINIMISER LES REPULSIONS des électrons de même énergie

Dans le tableau périodique les éléments de chaque colonne ont exactement la même structure électronique au niveau de leur couche externes (de valence)

Principe de Pauli	« Dans un atome, 2 électrons ne peuvent jamais avoir les 4 mêmes nombres quantiques »
La règle de Hund	« Dans une sous-couche, le niveau minimum d'énergie est atteint lorsque le remplissage d'électrons se fait avec une valeur maximale de spin . » Les électrons se placent à raison de 1 par case quantique avant de s'apparier en doublets.
La règle de Klechkowski	+++ Ordre : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d , 4p, 5s, 4d ... +++

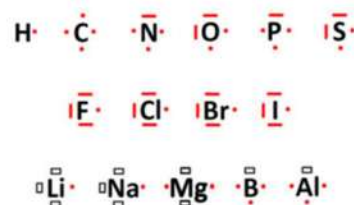
Nom de la colonne	Composition de la couche de valence
Alcalins	ns^1
Alcalino-terreux	ns^2
Élément de transition	ns^2, np^6, nd [entre 1 et 10]
Halogènes	ns^2, np^5
Gaz rare	ns^2, np^6 (couche complète)

Le carbone, $\rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^2 = 6$ électrons

... est souvent représenté dans sa **valence secondaire** qui comporte 4 électrons célibataires qui pourront faire 4 liaisons

\rightarrow Structure de Lewis :

- **Case quantique vide** : rectangle
- **Paire d'électron dans une case quantique** : barre
- **Electron célibataire** : point



Voilà, c'est ma petite fiche récap de l'intro (un peu en retard sorry), elle est à utiliser une fois que vous avez bien compris le cours, c'est les éléments selon moi essentiels, surtout quand vous avez un doute sur une notion importante, pour pas vous emmêler les pinceaux. Bisous !

	Nombre quantique...	Défini			Valeurs
n	Principal	Couche	Volume/ énergie de l'OA	Période	Entiers non-nuls
ℓ	Secondaire	Sous-couche	Forme de l'OA	Type d'OA	$0 \leq \ell \leq n-1$
m	Magnétique	Case quantique	Orientation de l'OA	L'orbitale	$-\ell \leq m \leq +\ell$
s	Magnétique de spin	Spin	Sens de rotation		+1/2 ou -1/2

Valeur de ℓ	Forme
0	s
1	p
2	d
3	f