

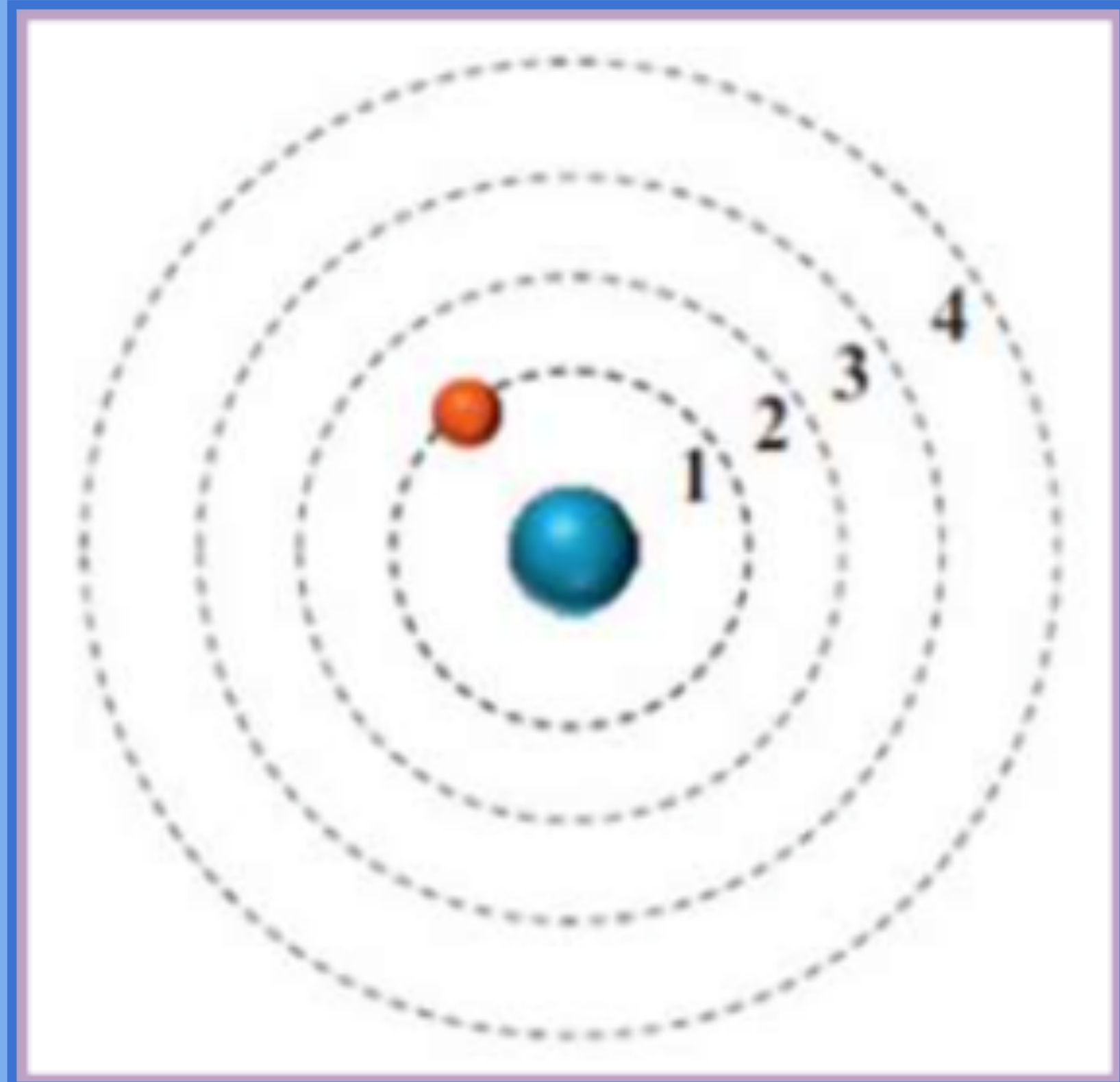
« Je suis à bout de souffle »

INTRODUCTION À LA CHIMIE

« Je vais gagner la course »

« Je crois que je me suis trompé d'épreuve »

Le modèle de Bohr

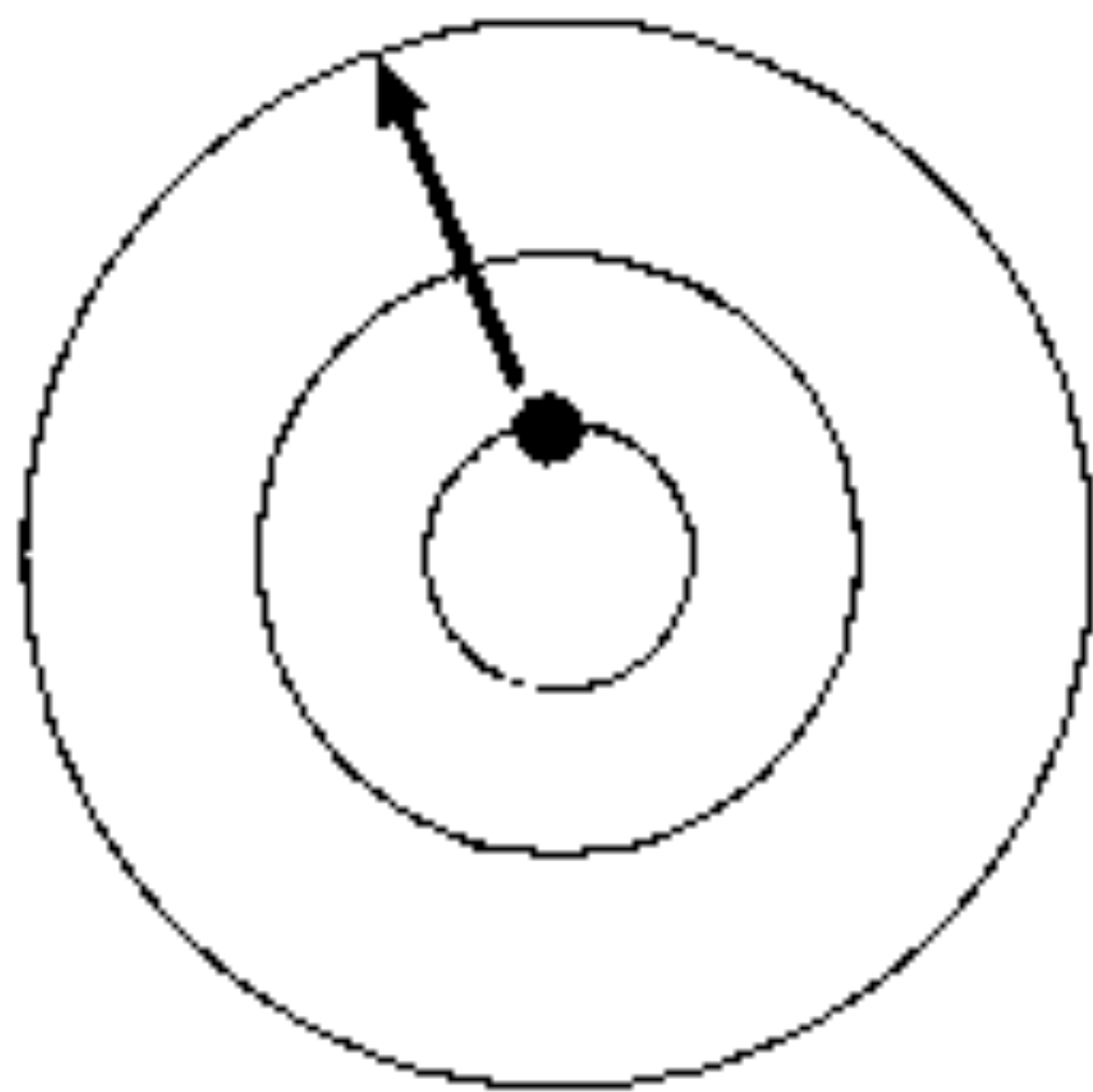


- **On retrouve les électrons avec une orbite circulaire autour du noyau de l'atome**
- **Les différentes orbites correspondent à des niveaux d'énergie spécifiques pour les électrons**

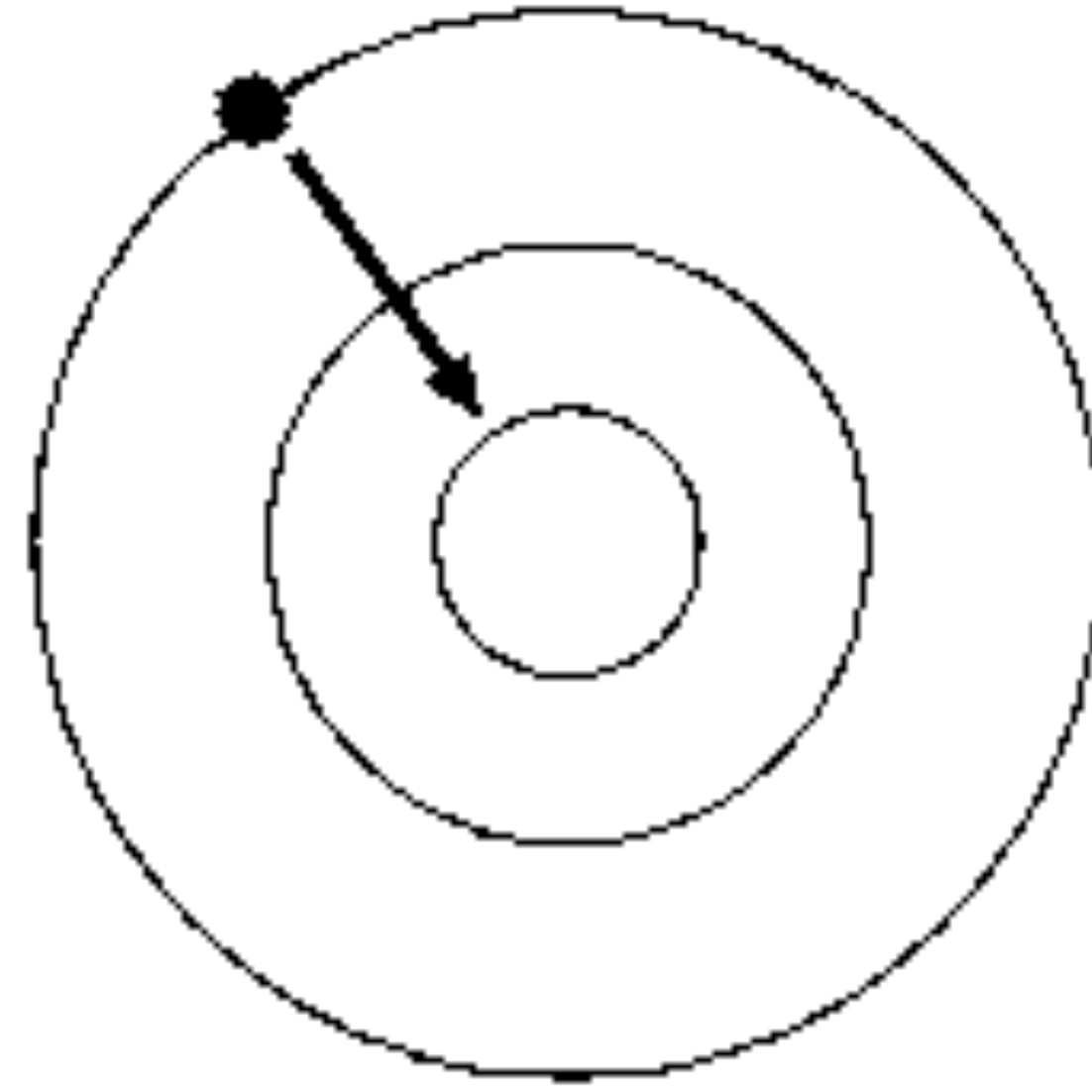
On va donc parler d'émissions et d'absorptions d'énergie

**C'est quoi
cette histoire d'émission et
d'absorption ?!!**





Absorption



Emission

Lorsqu'un électron passe d'une orbite à une autre de plus basse énergie, l'atome émet de l'énergie sous forme de photons.

À l'inverse, lorsque de l'énergie est absorbée, l'électron peut passer à une orbite de plus haute énergie

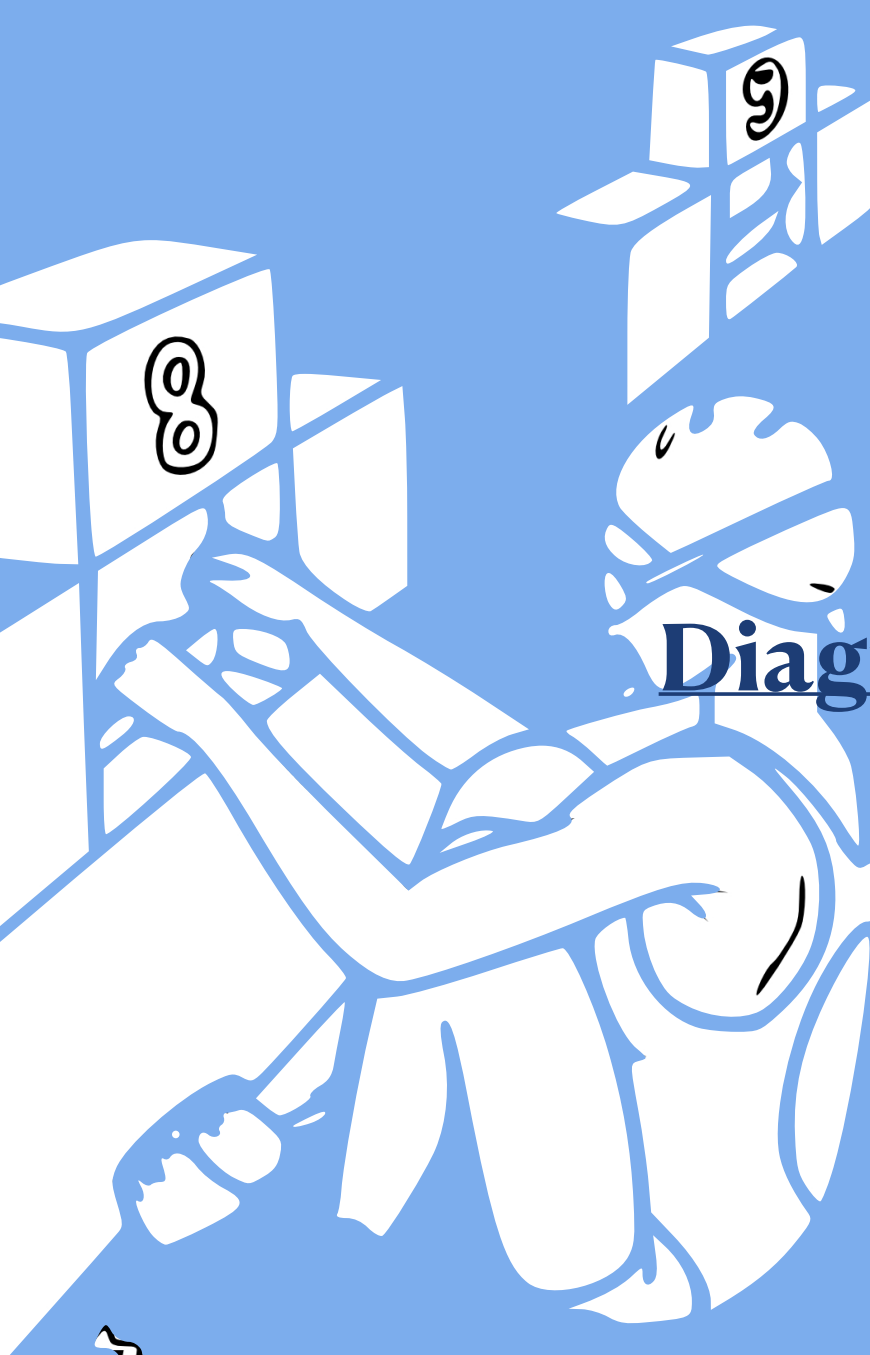
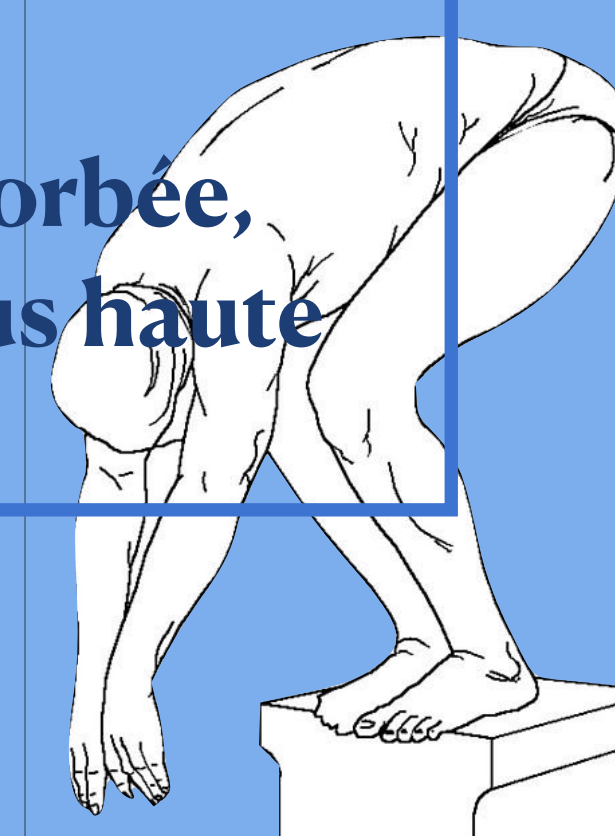
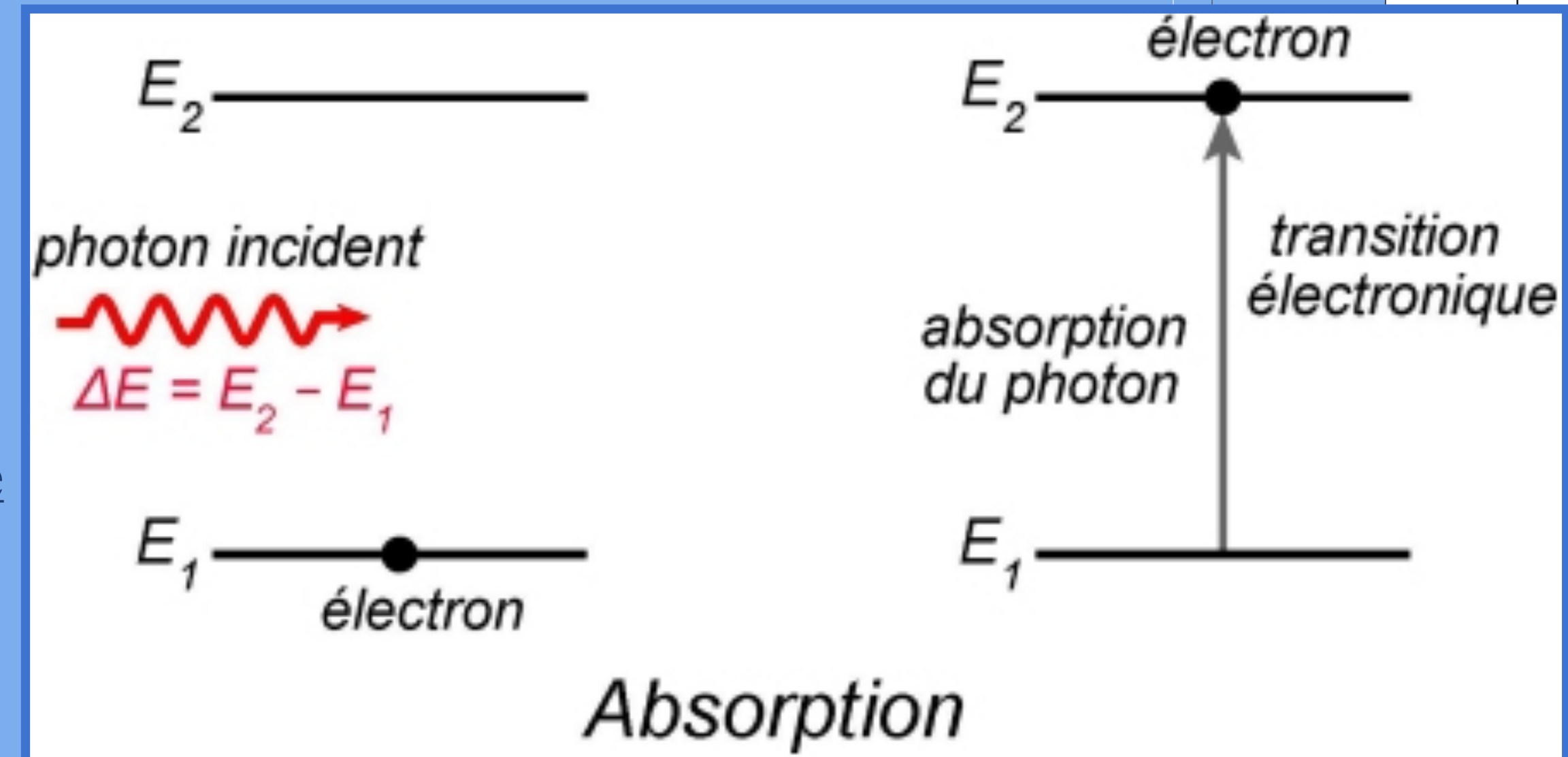


Diagramme représentant l'absorption d'énergie



Le modèle de BOHR était une étape importante dans la compréhension de l'atome.

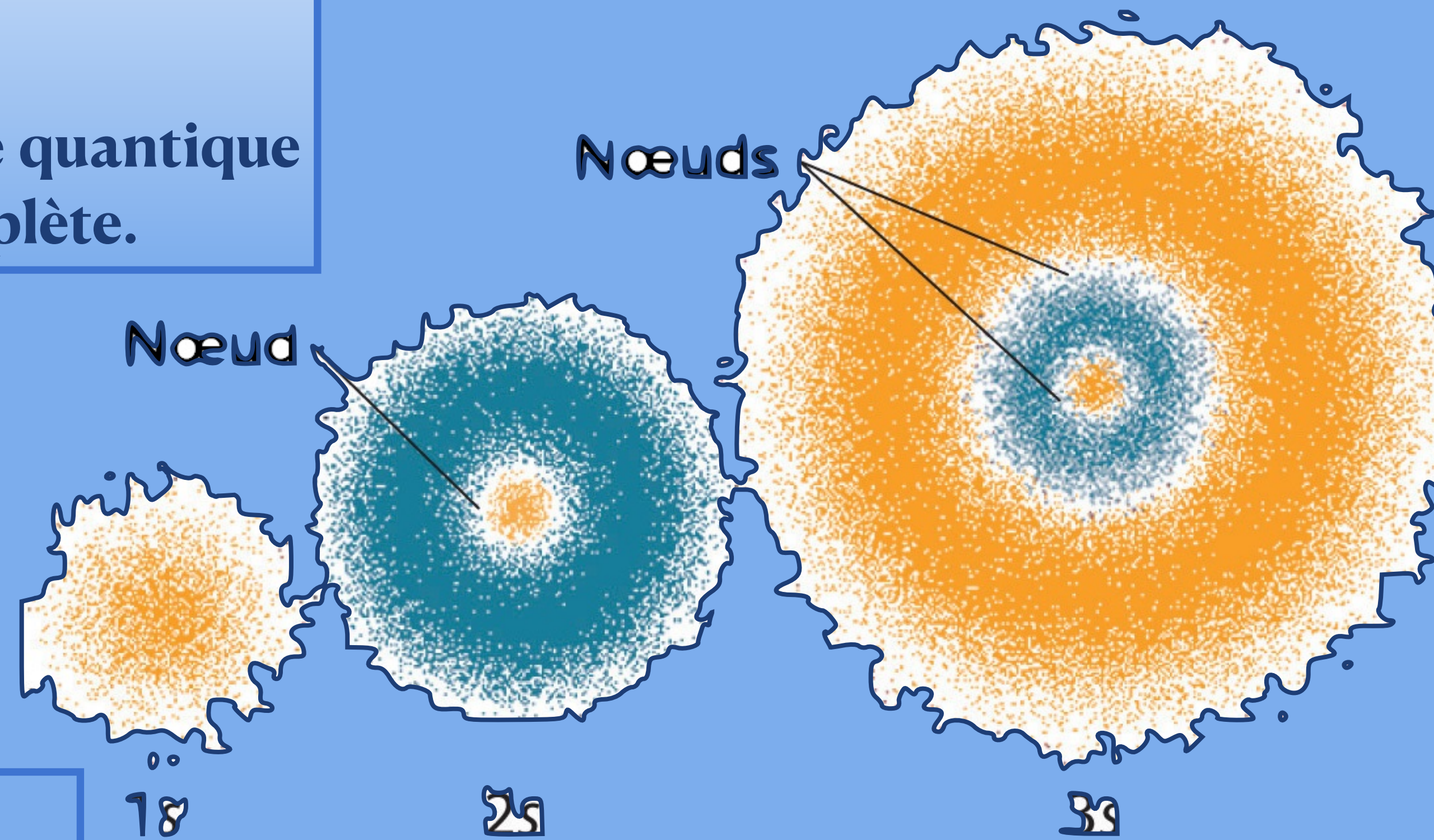
Cependant il était limité dans sa capacité à expliquer le comportement des atomes + complexes

Ce modèle a été ensuite remplacé par la mécanique quantique qui offre une description plus précise et complète.

À la différence du modèle de BOHR, la mécanique quantique prend en compte le changement de position des particules ainsi que leur vitesse.

Exemple:

- collision entre particules peut provoquer des changements de niveaux d'énergie des électrons qui sont déjà en orbite autour du noyau. Cela peut influencer les niveaux d'énergie électronique et donc les propriétés chimiques et physiques de la substance concernée



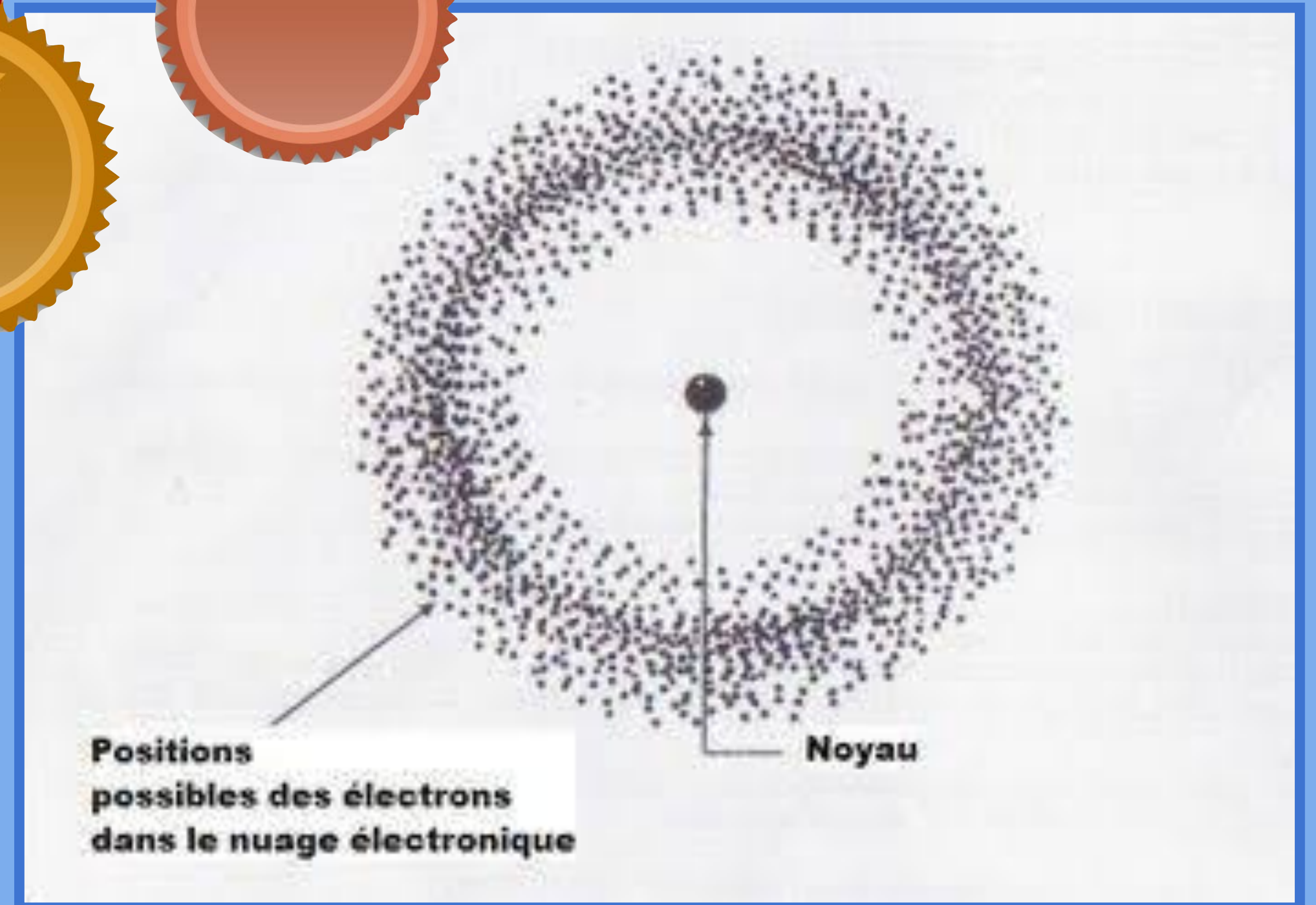
Modèle de Schrödinger

Modèle de Schrödinger



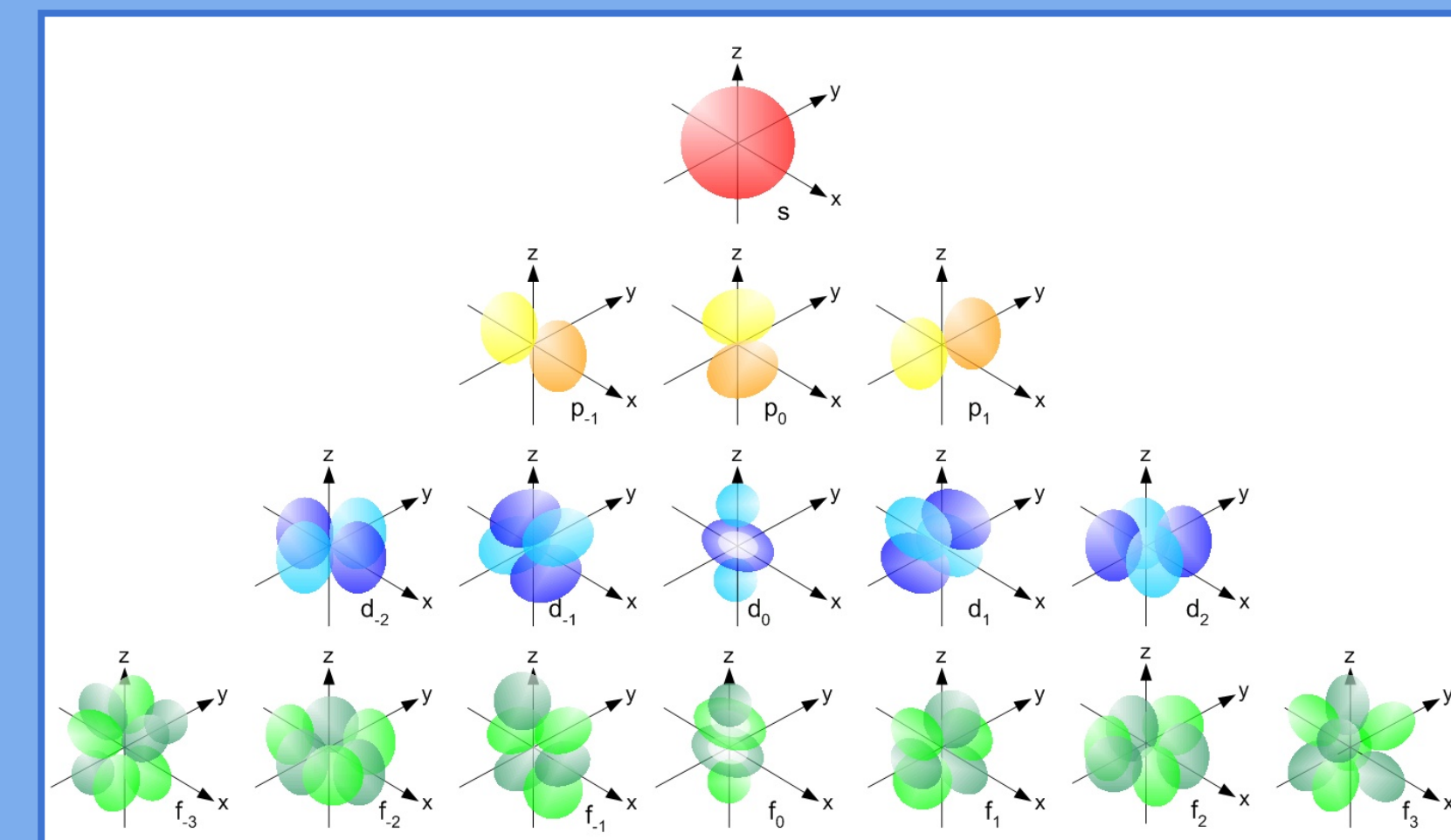
Il va définir l'électron en fonction :

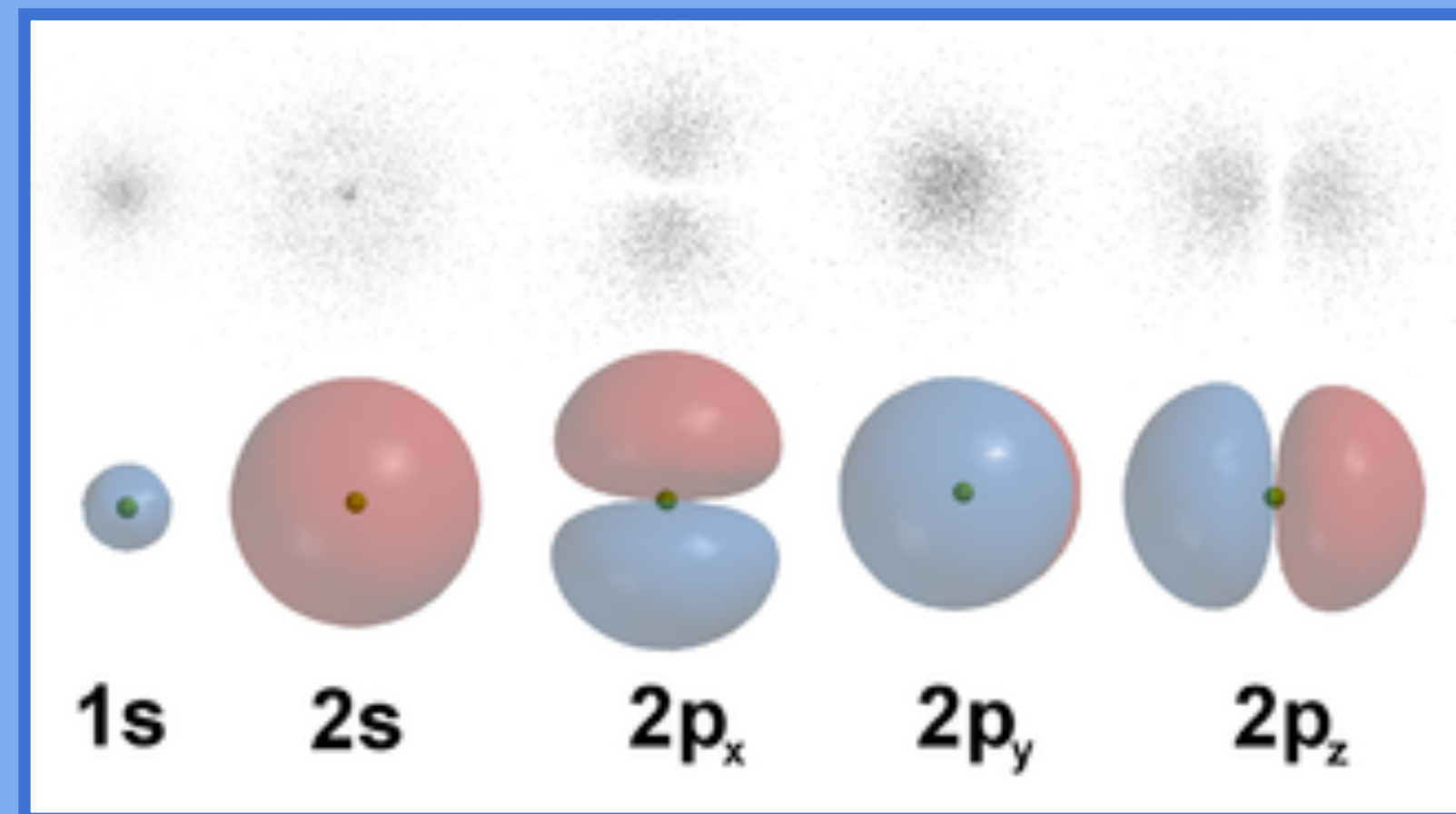
- De son énergie
- De sa probabilité de position dans l'espace
- Introduit la notion d'orbitales



Pour résoudre l'équation de Schrödinger, nous devons introduire 4 nombres quantiques

Nombre quantique	Défini...	Défini...	Défini...	Valeurs
N Nombre	Couche	La période	Energie	$N = 1, 2, 3...$
L Nombre	Sous-couche	Le type d'orbitale	Forme	$0 \leq l \leq n-1$
M Nombre	Case quantique	l'Orbitale	Direction	$-l \leq m \leq +l$
S Nombre	Spin	Le Sens de rotation	X	$+1/2$ ou $-1/2$





Orbitale atomique : zone dans laquelle on a une probabilité de présence des électrons qui est non nulle



On trouve les électrons sur la couche externe de l'atome, c'est le nuage électronique.

Les électrons s'intègrent dans les orbitales qui sont des zones de probabilité de présence des électrons.

Dans chaque orbitale s'intègre jusqu'à deux électrons.

Notion non vu mais pour mieux comprendre le principe de l'équation de Schrödinger

Les orbitales se répartissent dans des sous couches :

s : 1 orbitale \square \Rightarrow 2 e-

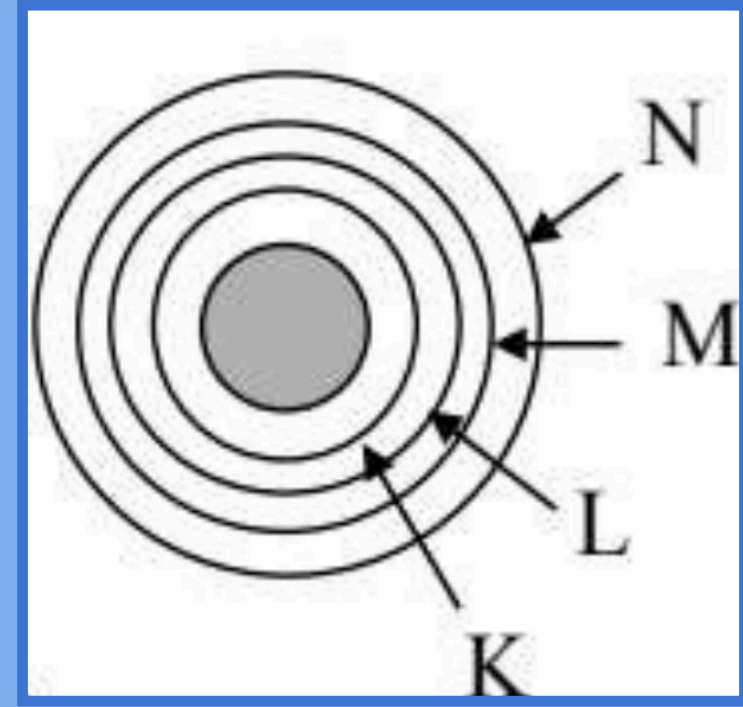
p : 3 orbitales $\square\square\square$ \Rightarrow 6 e-

d : 5 orbitales $\square\square\square\square\square$ \Rightarrow 10 e-

f : 7 orbitales $\square\square\square\square\square\square\square$ \Rightarrow 14 e-

\square lacune électronique $\square\uparrow$ e⁻ célibataire $\square\uparrow\downarrow$ doublet





Type d'orbitale

		Type d'orbitale															
		l = 0				l = 1				l = 2				l = 3			
		m =															
		0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
K	n = 1	□															
L	n = 2	□	□ □ □														
M	n = 3	□	□ □ □			□ □ □ □ □											
N	n = 4	□	□ □ □			□ □ □ □ □				□ □ □ □ □ □ □ □ □ □ □ □ □ □ □ □							
		s p d f															

Schéma de cases quantiques

Case quantique (m) :
Elles accueillent jusqu'à
2 électrons maximum

Couche électronique n

Les sous-couches sont incluses dans des couches : K, L, M, N

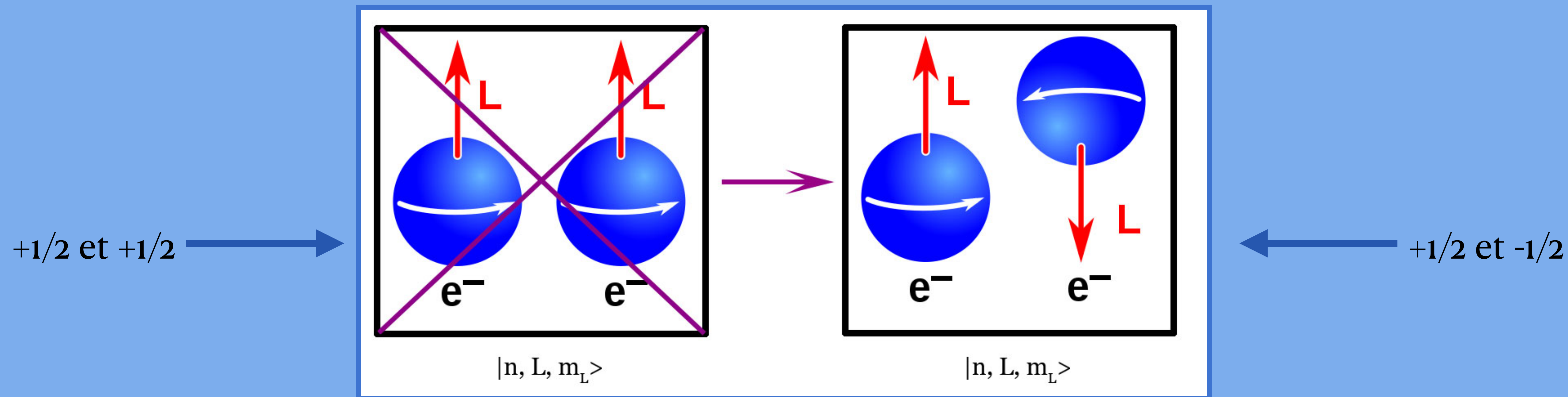
La structure électronique de l'atome

L'organisation des électrons dans l'atome va respecter les règles de bases pour remplir les couches électroniques des atomes :

- **Pauli**
- **Hund**
- **Klechkowski**

Règle de PAULI

2 électrons ne peuvent pas avoir les 4 nombres quantiques identiques



Cela signifie que dans une orbitale atomique, il peut y avoir qu'un maximum de 2 électrons et ils doivent avoir des spins opposés

Règle de Hund

« Les électrons se placent à raison de 1 par case avant de s'apparier en doublets »

Azote



Azote

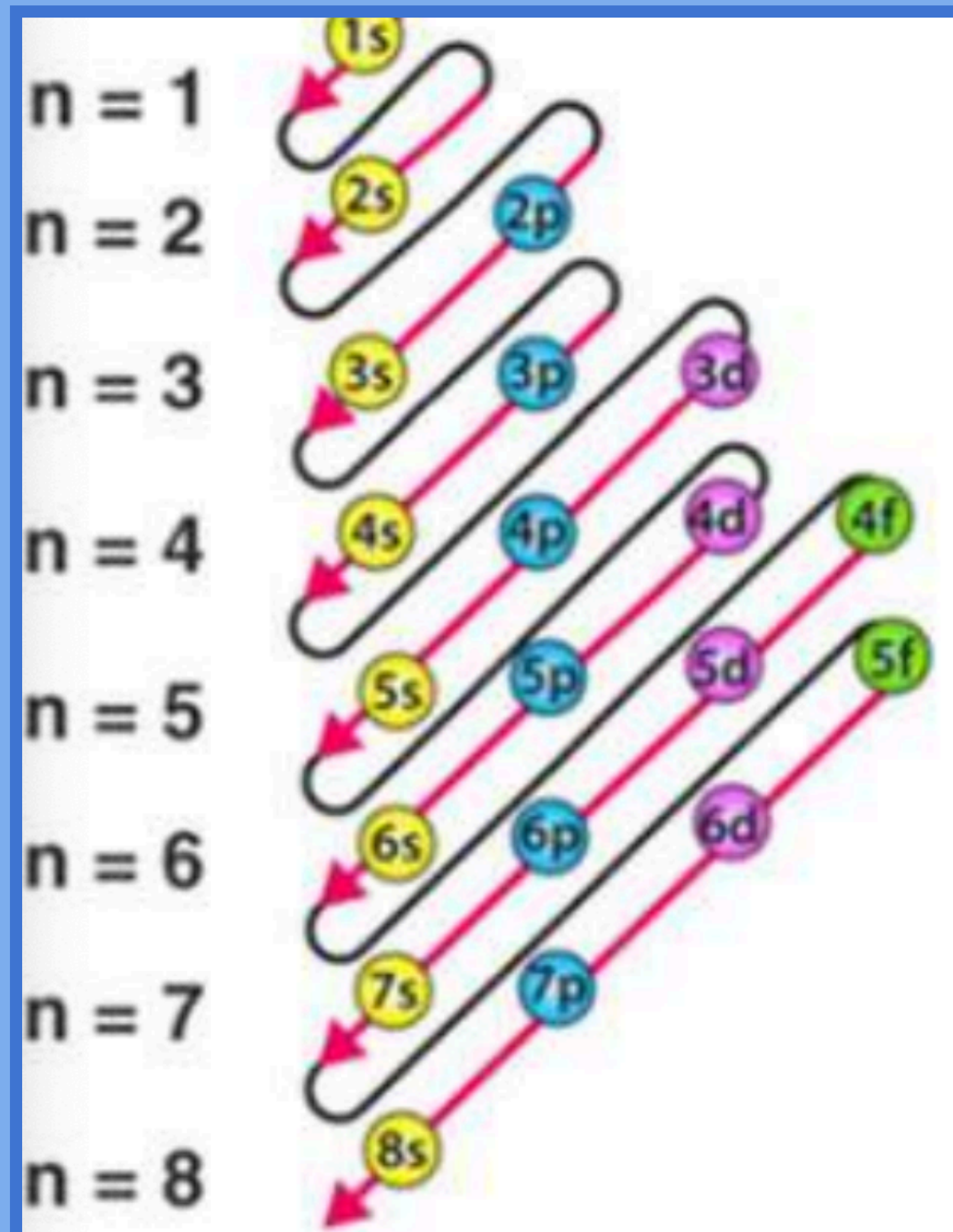


Oxygène



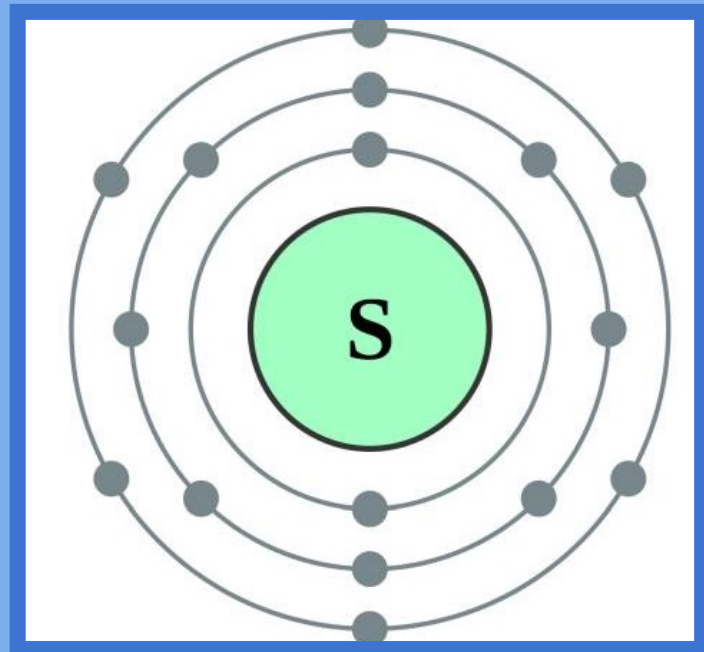
Règle de Klechkowski (ou $n+l$ minimal) :

Cette règle permet de déterminer l'ordre de remplissage des couches et sous-couches. Les électrons remplissent les orbitales de plus faibles énergies en premier



Pour définir l'ordre on utilise ce diagramme

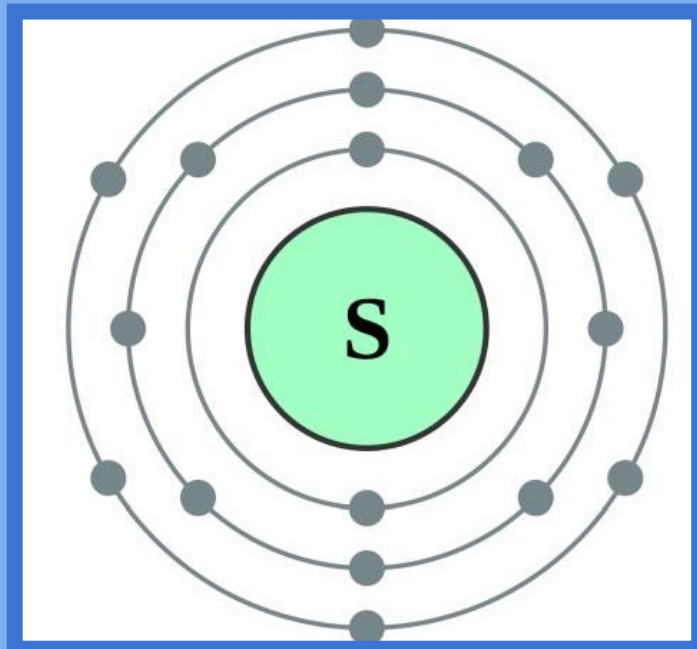
Exemple de structure électronique de l'atome du soufre



Soufre : $Z =$
16

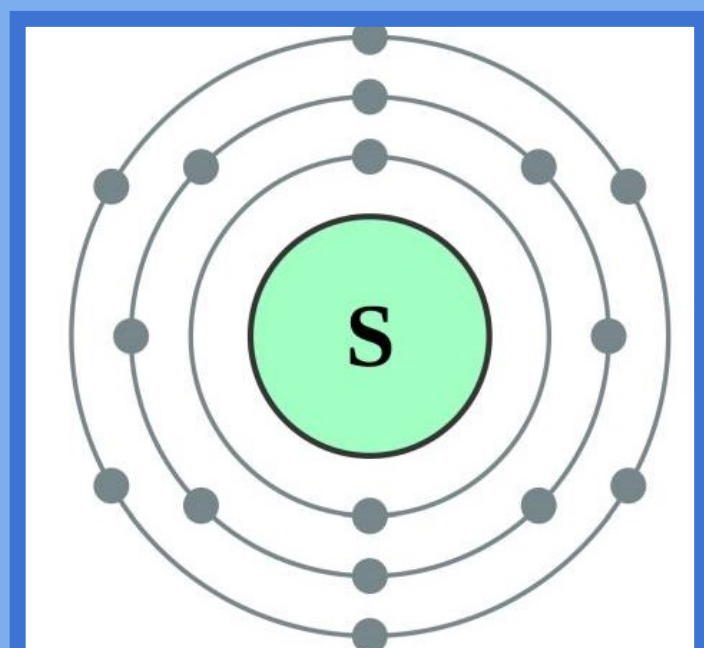
		$l =$	0	1	2	3
		$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	$n = 1$		□			
L	$n = 2$		□	□ □ □		
M	$n = 3$		□	□ □ □	□ □ □ □ □	
N	$n = 4$		□	□ □ □	□ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □
			s	p	d	f

Schéma de cases quantiques



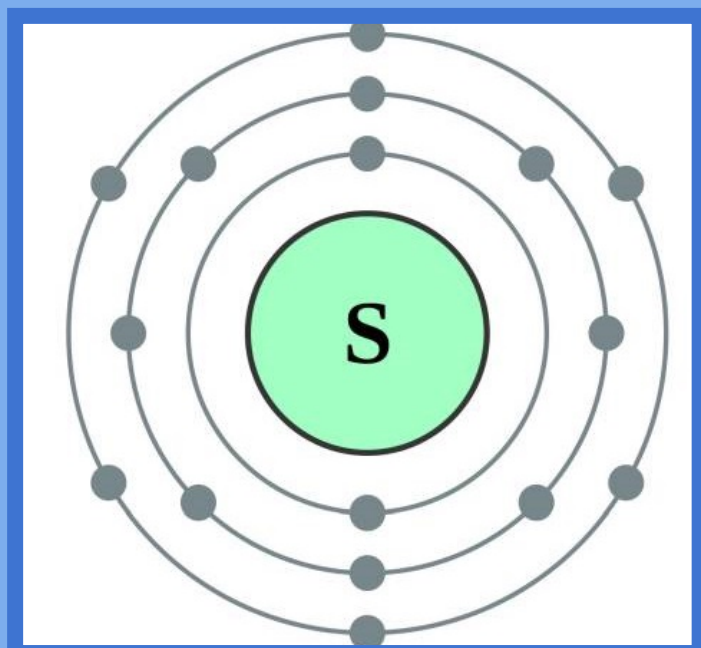
		$l =$	0	1	2	3
		$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	$n = 1$		↑↓			
L	$n = 2$		□	□ □ □		
M	$n = 3$		□	□ □ □	□ □ □ □ □	
N	$n = 4$		□	□ □ □	□ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □
			s	p	d	f

Schéma de cases quantiques



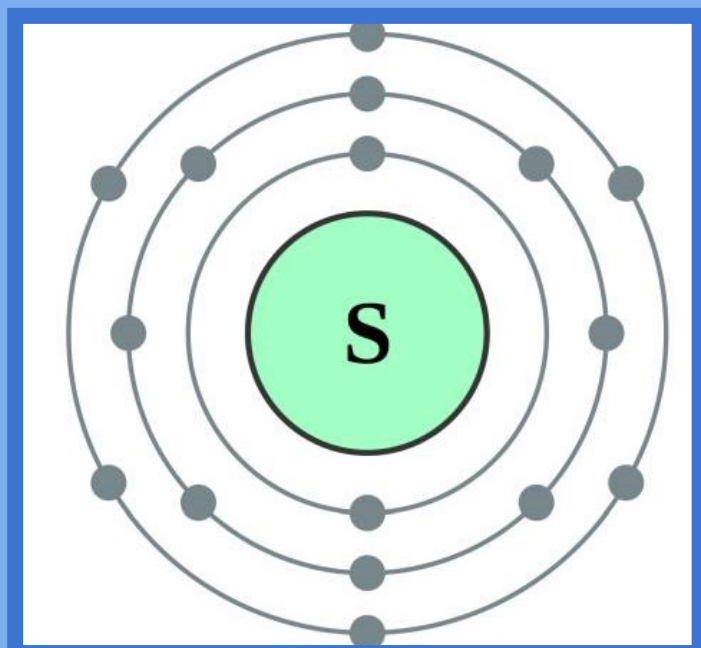
		$l =$	0	1	2	3
		$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	$n = 1$		↑↓			
L	$n = 2$		↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
M	$n = 3$		□	□ □ □	□ □ □ □ □	
N	$n = 4$		□	□ □ □	□ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □
			s	p	d	f

Schéma de cases quantiques



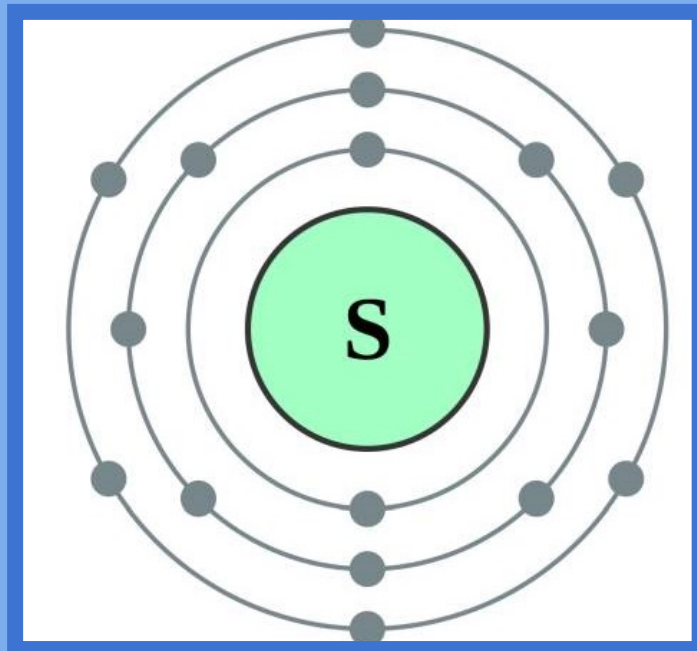
		$l =$	0	1	2	3
		$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	$n = 1$		↑↓			
L	$n = 2$		↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
M	$n = 3$		↑↓	□ □ □	□ □ □ □ □	
N	$n = 4$		□	□ □ □	□ □ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □ □
			s	p	d	f

Schéma de cases quantiques



		$l =$	0	1	2	3
		$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	$n = 1$		↑↓			
L	$n = 2$		↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
M	$n = 3$		↑↓	↑ ↑ ↑	□ □ □ □ □	
N	$n = 4$		□	□ □ □	□ □ □ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □ □ □
			s	p	d	f

Schéma de cases quantiques



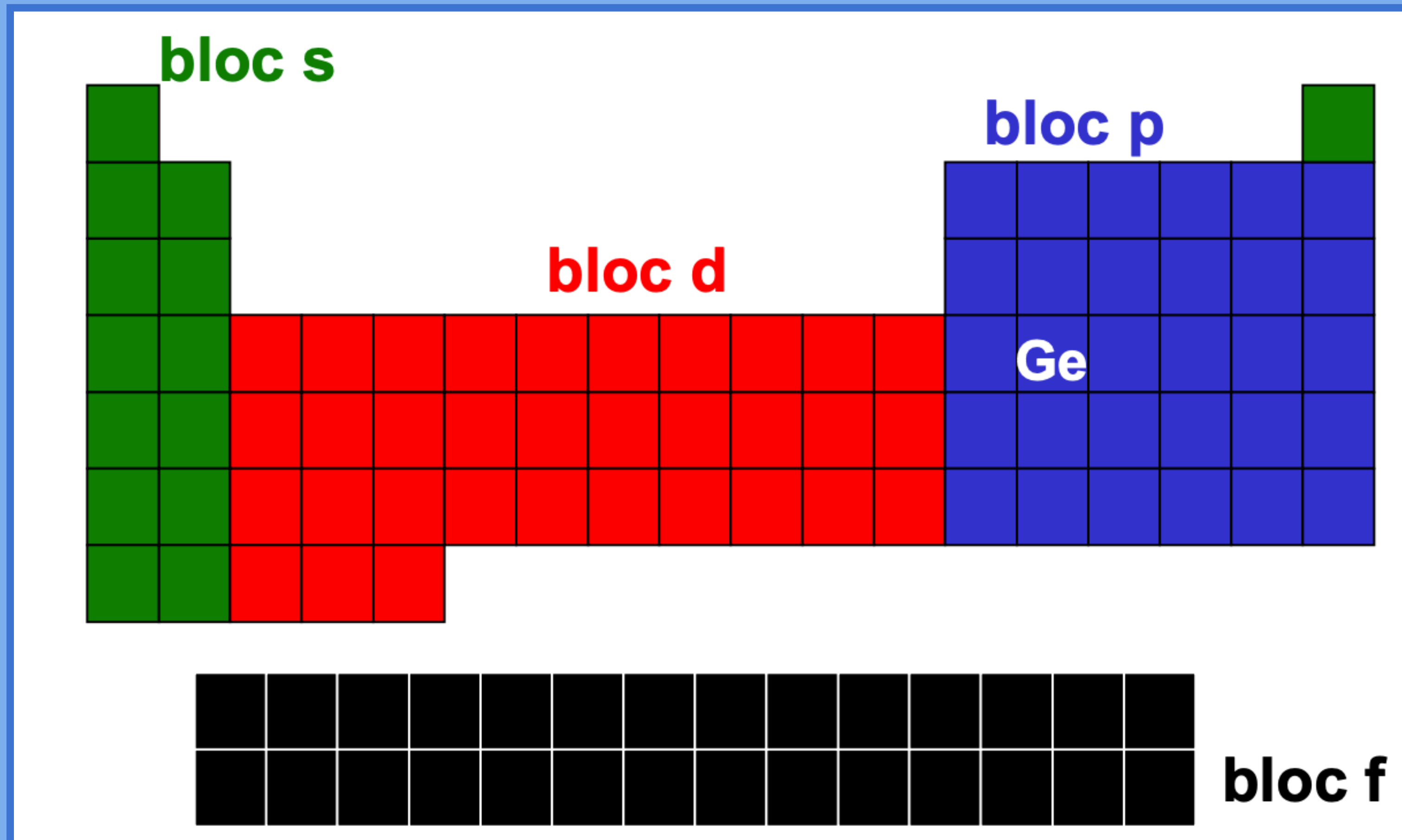
		l =	0	1	2	3
		m =	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	n = 1		↑↓			
L	n = 2		↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
M	n = 3		↑↓	↑↓ ↑ ↑	□ □ □ □ □	
N	n = 4		□	□ □ □	□ □ □ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □ □ □
			s	p	d	f

Schéma de cases quantiques

La configuration électronique du soufre sera : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

Une colonne = nombre d'électrons sur la couche externe => configuration de la couche externe sauf pour la partie des métaux de transition qui correspond au remplissage des sous-couches d,f, ...

L => type d'orbitale



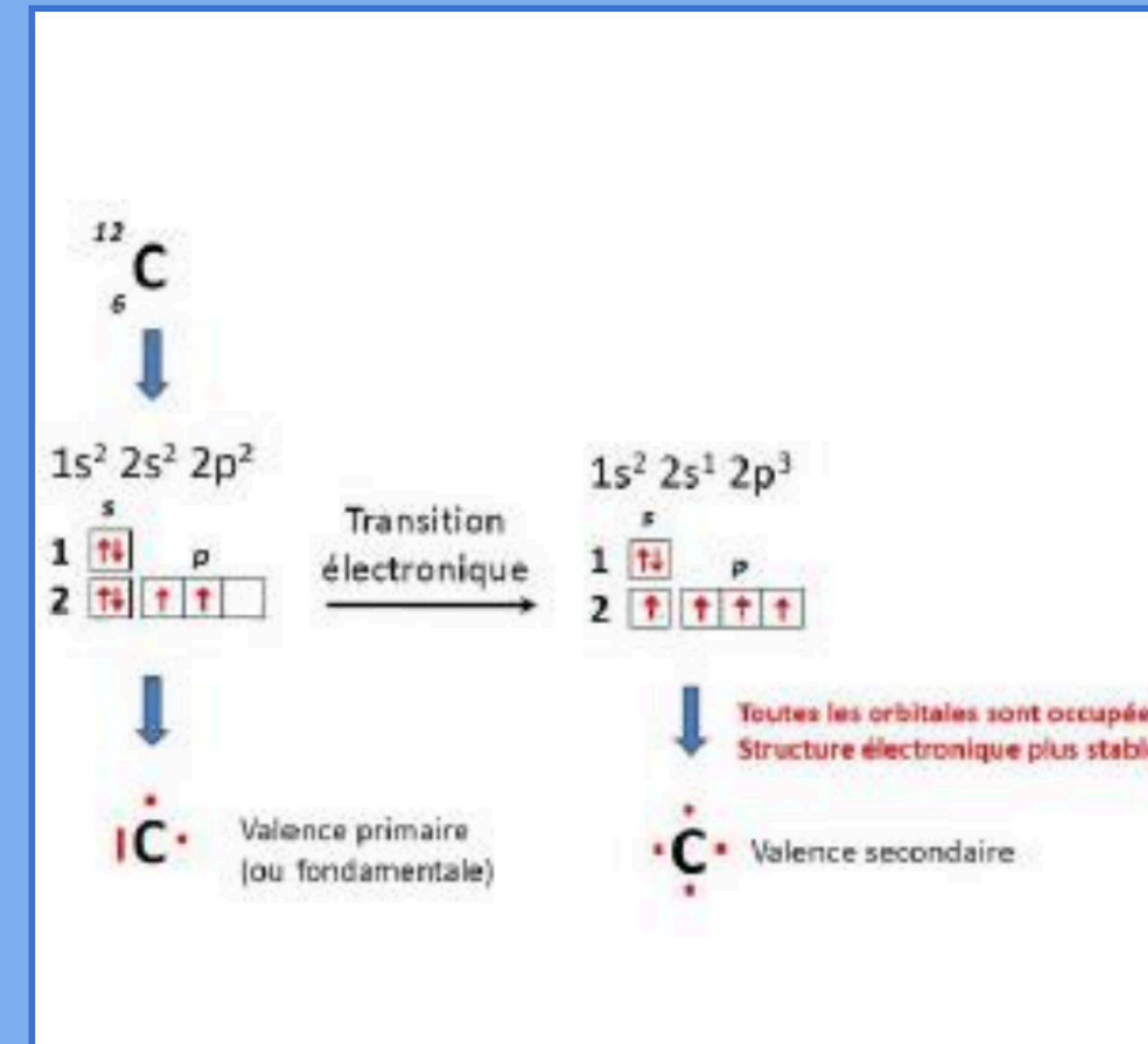
Cas particulier : la structure du Carbone

$Z = 6$

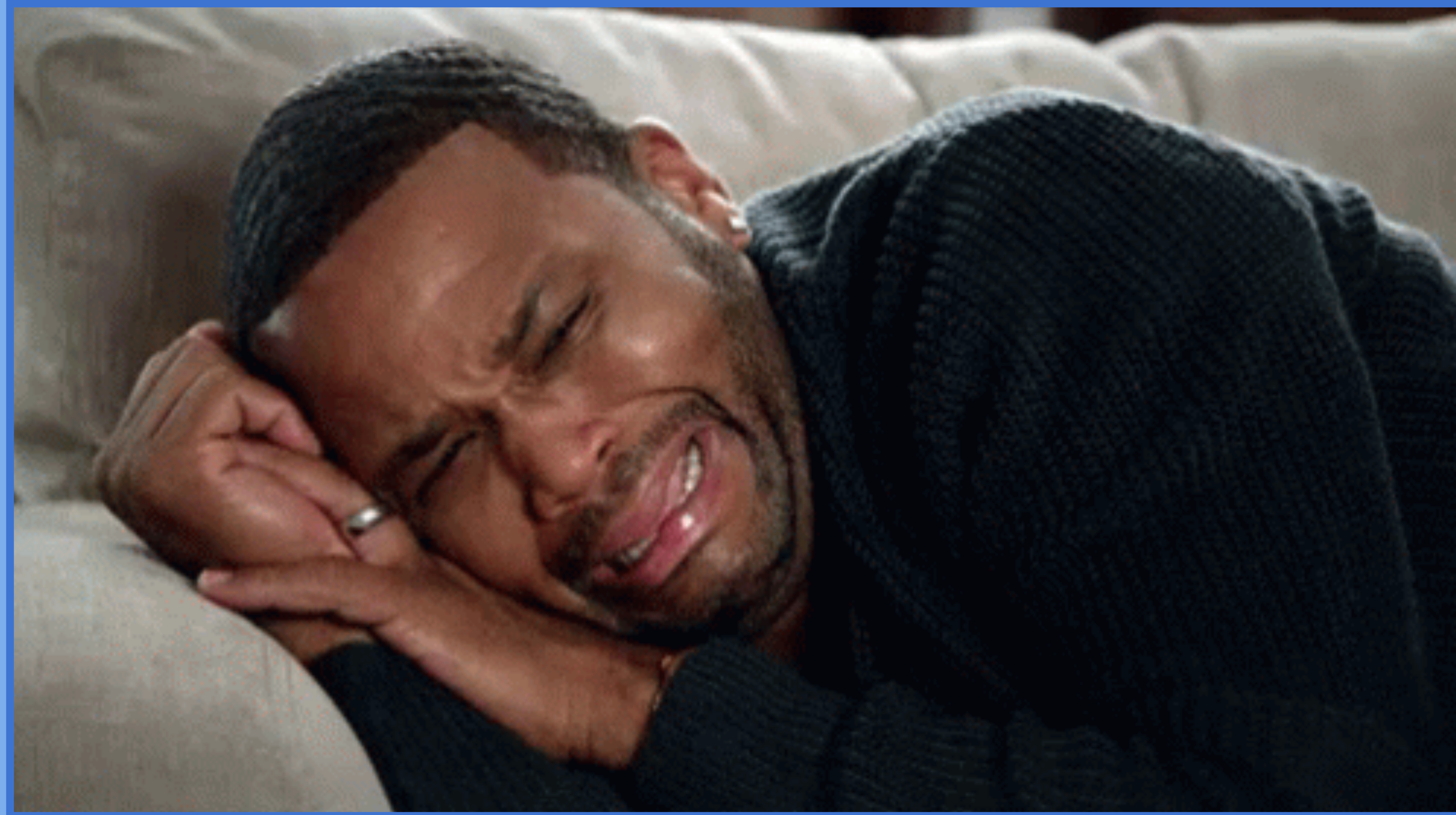
$1s^2 2s^2 2p^2$

La valence primaire du carbone n'est pas en accord avec la structure courante

Transition électronique : tous les électrons de la couche 2 vont se répartir seul à seul sur l'ensemble des orbitales



ATTENTION : D'autres atomes sont aussi capable de réaliser des transitions électroniques !



C'est fini pour ce premier cours, vous aurez d'avantages de détails dans les fiches sur le forum ! Courage à vous<3

À propos de la règle de Klechkowski, dans quel ordre devons-nous remplir les orbitales

1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s
4p 4d

1s 2s 2d 2p 3s 3d 3p
4s 4d

1s 2s 2p 3s 3d 4s 3p
4p 5s

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d
4p 5s

À propos de la règle de Klechkowski, dans quel ordre devons-nous remplir les orbitales

1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s
4p 4d

1s 2s 2d 2p 3s 3d 3p
4s 4d

1s 2s 2p 3s 3d 4s 3p
4p 5s

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d
4p 5s



Une orbitale de type p peut accueillir jusqu'à 2 électrons maximum

Vrai

Faux

Une orbitale de type p peut accueillir jusqu'à 2 électrons maximum



Vrai

Faux

Le carbone appartient à quel type d'orbitale dans le tableau périodique d'après sa Valence

Bloc d

Bloc f

Bloc s

Bloc p

Le carbone appartient à quel type d'orbitale dans le tableau périodique d'après sa Valence

Bloc d

Bloc f

Bloc s

Bloc p



A propos de la configuration électronique
de l'atome de magnésium ($Z=12$)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$1s^2 2s^2 3s^2 2p^6$

$1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

$1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$

A propos de la configuration électronique
de l'atome de magnésium ($Z=12$)



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$1s^2 2s^2 3s^2 2p^6$

$1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

$1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$



🕒 20 s

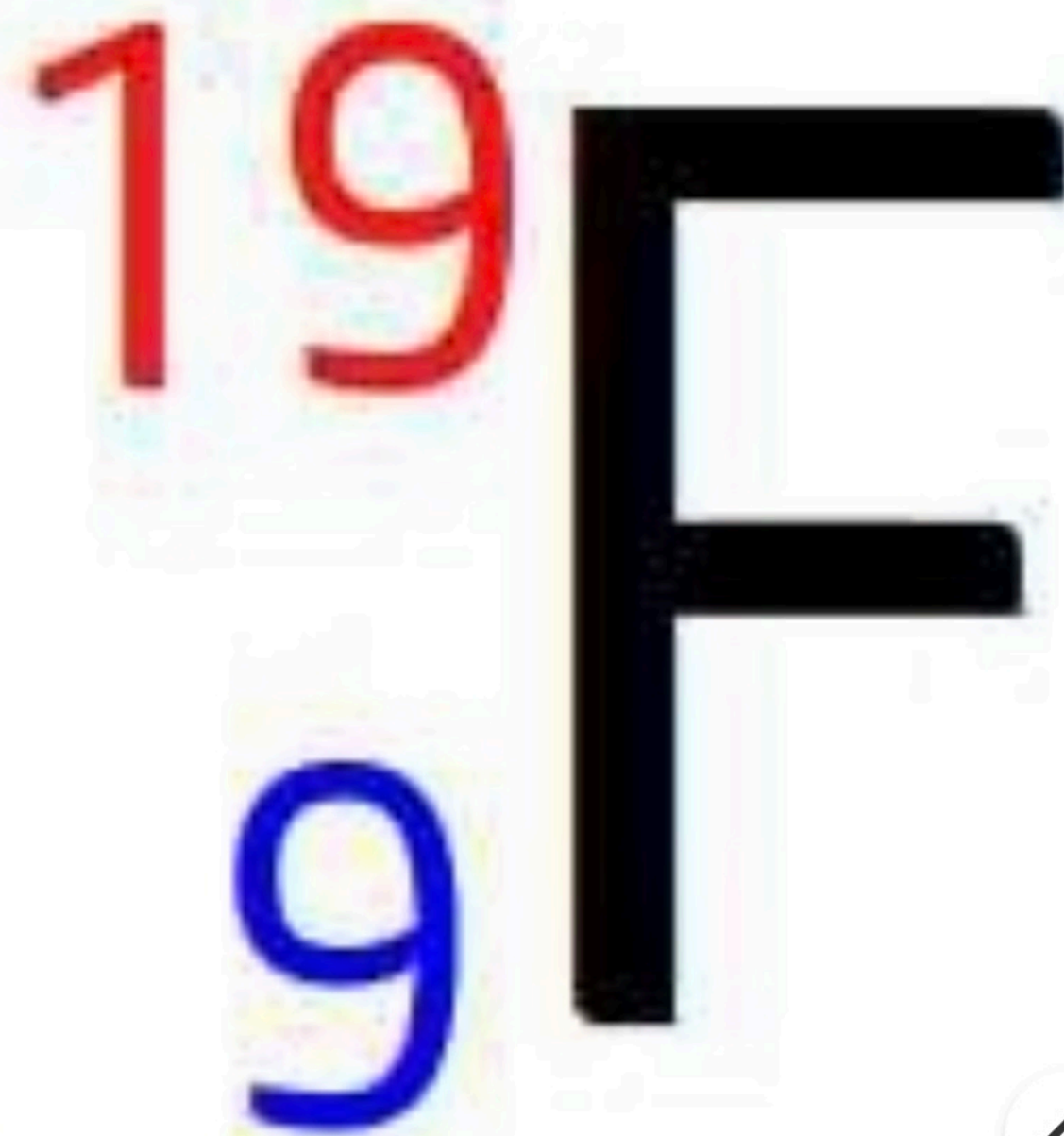
À propos du fluor :

Le numéro
atomique est égale
à 19

Le nombre de
proton est de 9

Le nombre de
nucléons est égale à
9

Le numéro
atomique est 19



🕒 20 s



À propos du fluor :

Le numéro atomique est égale à 19

Le nombre de proton est de 9

Le nombre de nucléons est égale à 9

Le numéro atomique est 19

Lorsque l'électron passe d'une orbite basse en énergie à une orbite avec une énergie plus élevée, nous avons :

Une absorption

Une émission

**Ajouter une réponse
(facultatif)**

**Ajouter une réponse
(facultatif)**

Lorsque l'électron passe d'une orbite basse en énergie à une orbite avec une énergie plus élevée, nous avons :

Une absorption



Une émission

**Ajouter une réponse
(facultatif)**

**Ajouter une réponse
(facultatif)**