

De la structure des entités chimiques à leur propriétés physiques macroscopiques

Chapitre C1

Le tableau périodique

Tableau périodique des éléments chimiques

Annotations:

- nom de l'élément (**gaz**, **liquide** ou **solide** à 0°C et 101,3 kPa)
- numéro atomique
- symbole chimique
- masse atomique relative [ou celle de l'isotope le plus stable] [CIAAW "Atomic Weights 2013" + rev. 2015]

1	2	13	14	15	16	17	18																																																																
1	2	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII A																																																																
Hydrogène 1 H 1,007975	Béryllium 4 Be 9,0121831	Bore 5 B 10,8135	Carbone 6 C 12,0106	Azote 7 N 14,006855	Oxygène 8 O 15,99940	Fluor 9 F 18,99840316	Hélium 2 He 4,002602																																																																
2	3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																				
Lithium 3 Li 6,9395	Magnésium 12 Mg 24,3055	Aluminium 13 Al 26,9815385	Silicium 14 Si 28,085 (1)	Phosphore 15 P 30,97376200	Soufre 16 S 32,0675	Chlore 17 Cl 35,4515	Argon 18 Ar 39,948 (1)																																																																
3	4	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Sodium 11 Na 22,98976928	Calcium 20 Ca 40,078 (4)	Scandium 21 Sc 44,955908 (5)	Titane 22 Ti 47,867 (1)	Vanadium 23 V 50,9415 (1)	Chrome 24 Cr 51,9961 (6)	Manganèse 25 Mn 54,938044	Fer 26 Fe 55,845 (2)	Cobalt 27 Co 58,933194	Nickel 28 Ni 58,6934 (4)	Cuivre 29 Cu 63,546 (3)	Zinc 30 Zn 65,38 (2)	Gallium 31 Ga 69,723 (1)	Germanium 32 Ge 72,630 (8)	Arsenic 33 As 74,921595	Sélénium 34 Se 78,971 (8)	Brome 35 Br 79,904	Krypton 36 Kr 83,798 (2)																																																						
Rubidium 37 Rb 85,4678 (3)	Strontium 38 Sr 87,62 (1)	Yttrium 39 Y 88,90584	Zirconium 40 Zr 91,224 (2)	Niobium 41 Nb 92,90637	Molybdène 42 Mo 95,95 (1)	Téchnetium 43 Tc [98]	Ruthénium 44 Ru 101,07 (2)	Rhodium 45 Rh 102,90550	Palladium 46 Pd 106,42 (1)	Argent 47 Ag 107,8682 (2)	Cadmium 48 Cd 112,414 (4)	Indium 49 In 114,818 (1)	Étain 50 Sn 118,710 (7)	Antimoine 51 Sb 121,760 (1)	Tellure 52 Te 127,60 (3)	Iode 53 I 126,90447	Xénon 54 Xe 131,293 (6)																																																						
Césium 55 Cs 132,905452	Baryum 56 Ba 137,327 (7)	Lanthanides 57-71	Hafnium 72 Hf 178,49 (2)	Tantale 73 Ta 180,94788	Tungstène 74 W 183,84 (1)	Rhénium 75 Re 186,207 (1)	Osmium 76 Os 190,23 (3)	Iridium 77 Ir 192,217 (3)	Platine 78 Pt 195,084 (9)	Or 79 Au 196,966569	Mercur 80 Hg 200,592 (3)	Thallium 81 Tl 204,3835	Plomb 82 Pb 207,2 (1)	Bismuth 83 Bi 208,98040	Polonium 84 Po [209]	Astate 85 At [210]	Radon 86 Rn [222]																																																						
Françium 87 Fr [223]	Radium 88 Ra [226]	Actinides 89-103	Rutherfordium 104 Rf [267]	Dubnium 105 Db [268]	Seaborgium 106 Sg [269]	Bohrium 107 Bh [270]	Hassium 108 Hs [277]	Méitnérium 109 Mt [278]	Darmstadtium 110 Ds [281]	Roentgenium 111 Rg [282]	Copernicium 112 Cn [285]	Nihonium 113 Nh [286]	Flerovium 114 Fl [289]	Moscovium 115 Mc [289]	Livermorium 116 Lv [293]	Tennessee 117 Ts [294]	Oganesson 118 Og [294]																																																						
Lanthane 57 La 138,90547	Cérium 58 Ce 140,116 (1)	Praséodyme 59 Pr 140,90766	Néodyme 60 Nd 144,242 (3)	Prométhium 61 Pm [145]	Samarium 62 Sm 150,36 (2)	Europium 63 Eu 151,964 (1)	Gadolinium 64 Gd 157,25 (3)	Terbium 65 Tb 158,92535	Dysprosium 66 Dy 162,500 (1)	Holmium 67 Ho 164,93033	Erbium 68 Er 167,259 (3)	Thulium 69 Tm 168,93422	Ytterbium 70 Yb 173,045	Luéticium 71 Lu 174,9668																																																									
Actinium 89 Ac [227]	Thorium 90 Th 232,0377	Protactinium 91 Pa 231,03588	Uranium 92 U 238,02891	Neptunium 93 Np [237]	Plutonium 94 Pu [244]	Américium 95 Am [243]	Curium 96 Cm [247]	Berkélium 97 Bk [247]	Californium 98 Cf [251]	Einsteinium 99 Es [252]	Fermium 100 Fm [257]	Mendélévium 101 Md [258]	Nobélium 102 No [259]	Lawrencium 103 Lr [266]																																																									

Classification des éléments:

- Métaux:** Alcalins, Alcalino-terreux, Lanthanides, Actinides, Métaux de transition, Métaux pauvres, Métalloïdes.
- Non métaux:** Autres non-métaux, Halogènes, Gaz nobles.
- Non classés:** Non classés.
- Origine:** primordial, désintégration d'autres éléments, synthétique.

Un peu d'histoire



Antoine de Lavoisier (1743 – 1794)

192 DES SUBSTANCES SIMPLES.
TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes & qu'on peut regarder comme les élémens des corps.</i>	Lumière.....	Lumière. Chaleur. Principe de la chaleur.
	Calorique.....	Fluide igné. Feu. Matière du feu & de la chaleur.
	Oxygène.....	Air déphlogistiqué. Air empiréal. Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofeté. Base de la mofeté.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Base du gaz inflammable.
	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique.	Inconnu.
<i>Substances simples non métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Radical boracique..	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobalt.....	Cobalt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
<i>Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Mercure.....	Mercure.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base du sel d'Epson.
<i>Substances simples salifiables terreuses.</i>	Baryte.....	Barote, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.	

Diapositive 3

Y1

Yann; 09/10/2024

Un peu d'histoire



Dmitri Mendeleïev (1834 – 1907)

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ЛИЧНОМЪ СХОДСТВѢ.

		Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
		V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
		Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
		Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
		Fe = 56	Rn = 104,4	Ir = 198.
		Ni = Co = 59	Pt = 106,4	O = 199.
H = 1		Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?
	F = 19	Cl = 35,4	Br = 80	I = 127
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133
		Ca = 40	Sr = 87,4	Ba = 137
		? = 45	Ce = 92	Pb = 207.
		?Er = 56	La = 94	
		?Yt = 60	Di = 95	
		?In = 75,4	Th = 118?	

Tableau périodique de 1870

Un peu d'histoire



Dmitri Mendeleïev (1834 – 1907)

Tableau 2 - Les prédictions de Mendeleïev

<u>Prédictions</u>	<u>Déterminations</u>
Eka-aluminium Poids atomique : 68 Volume atomique : 11,5 ...	Gallium (1875) 69,9 11,7
Eka-Bore Poids atomique : 44 Oxyde : Eb_2O_3 Sulfate : $Eb_2(SO_4)_3$...	Scandium (1879) 43,79 Sc_2O_3 $Sc_2(SO_4)_3$
Eka-Silicium Poids atomique : 72 Volume atomique : 13 Oxyde : EsO_2 Chlorure : $EsCl_4$ Teb du chlorure : $<100^\circ C$ Densité du chlorure : 1,9 ...	Germanium (1886) 72 13,2 GeO_2 $GeCl_4$ 86°C 1,887

<https://culturesciences.chimie.ens.fr/thematiques/histoire-de-la-chimie/la-classification-periodique-de-lavoisier-a-mendeleiev>

Rappels sur les atomes et les éléments chimiques

Définition : Atome

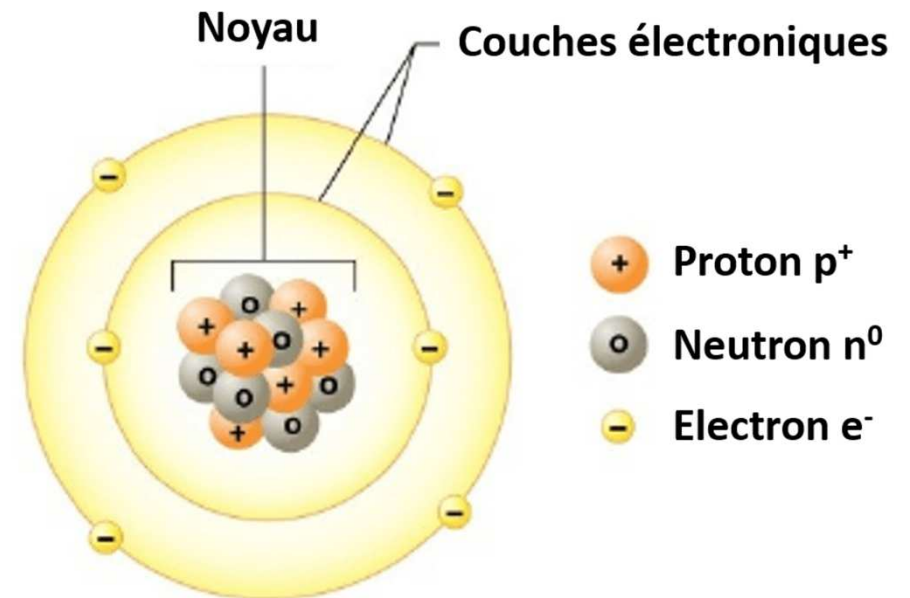
Structure **électriquement neutre** constituée d'un noyau chargé positivement et d'un nuage électronique chargé négativement. Entre les deux, il y a du vide.

Définition : Notation du noyau

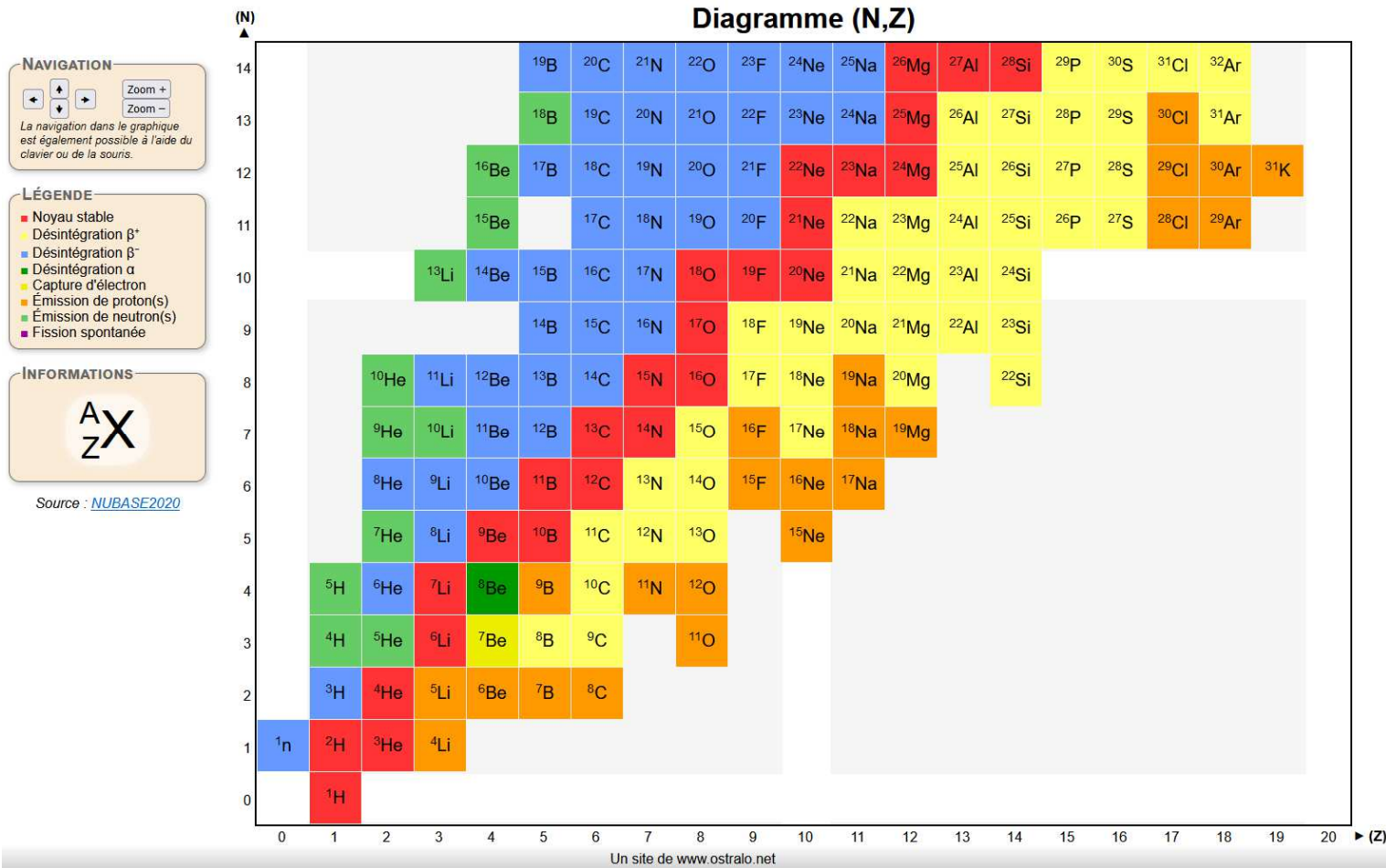
Le noyau d'un atome se note : $\frac{A}{Z}X$

avec :

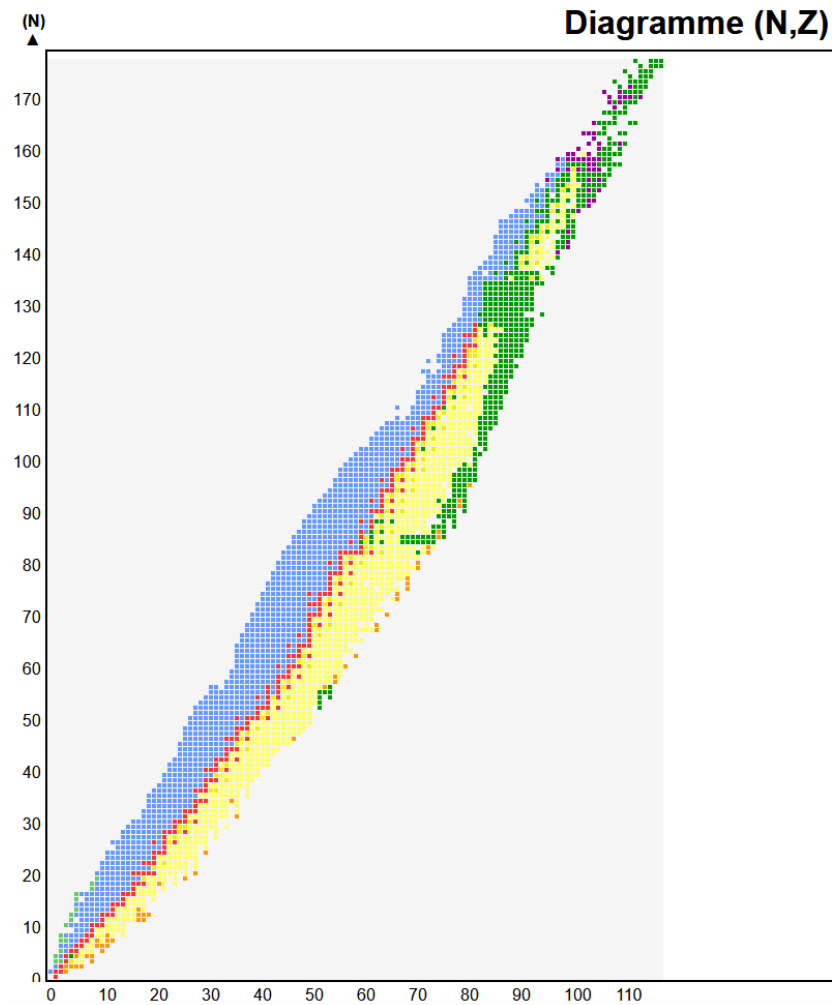
- Z le **numéro atomique** : nombre de protons
- A le **nombre de masse** : nombre de nucléons (protons + neutrons)
- X le **symbole de l'élément chimique** associé à l'atome



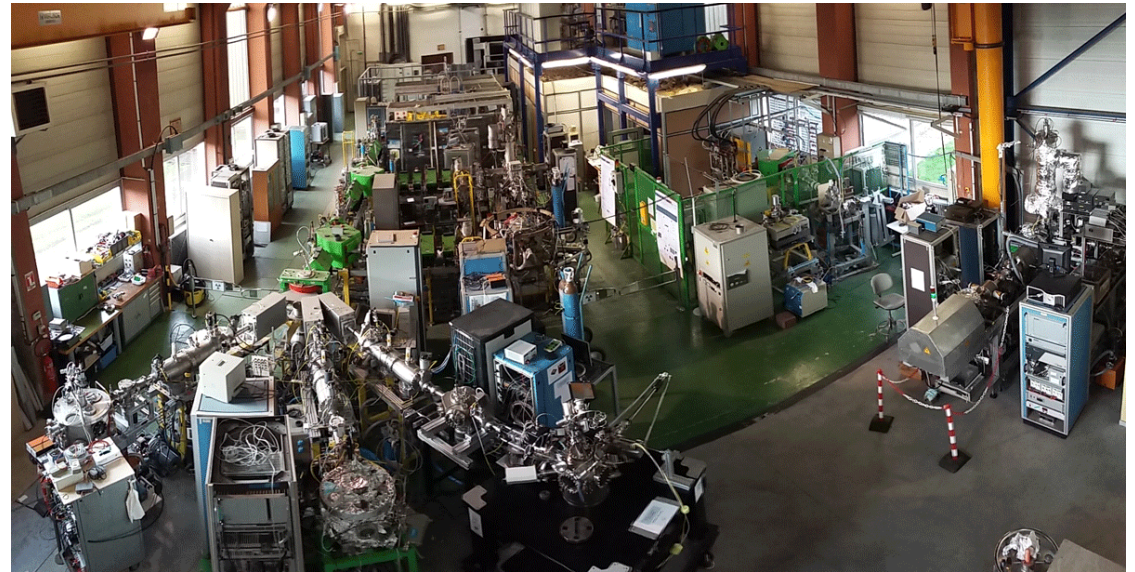
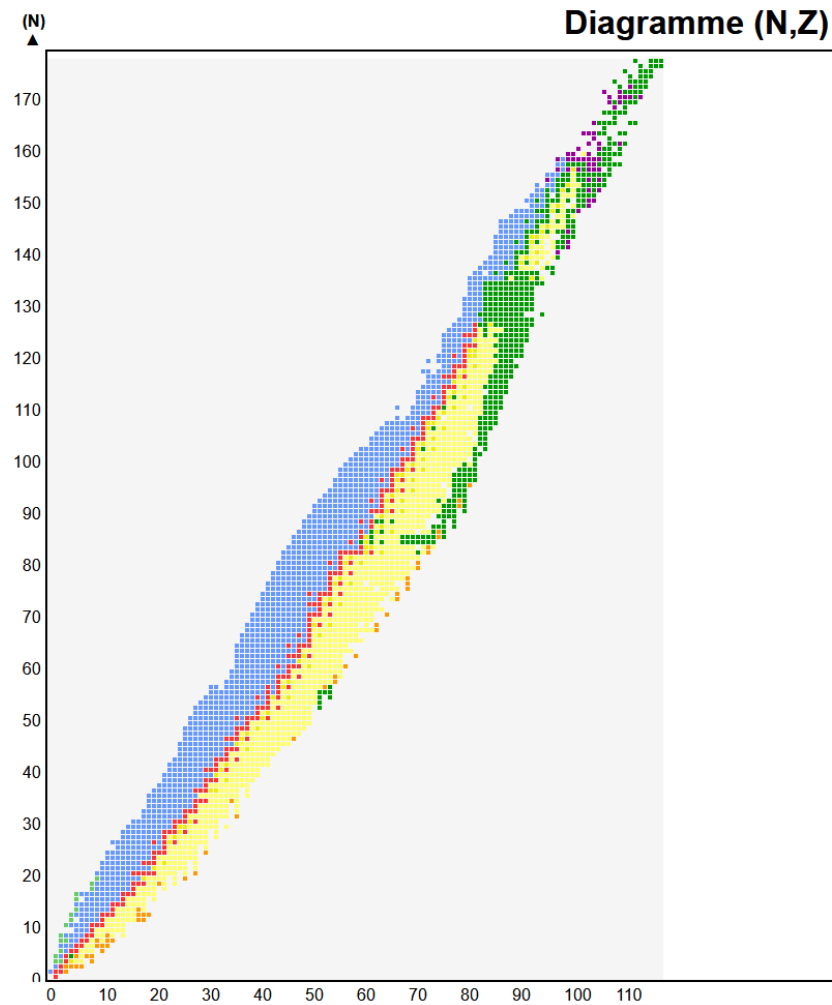
Un petit mot sur les noyaux



Un petit mot sur les noyaux



Un petit mot sur les noyaux



GANIL
laboratoire commun CEA/DRF spiral2 CNRS/IN2P3

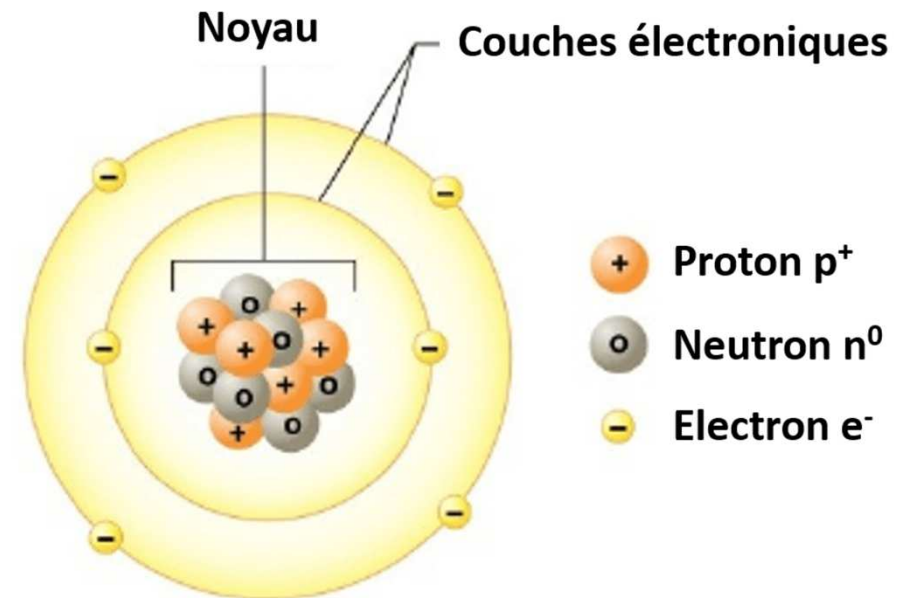
Rappels sur les atomes et les éléments chimiques

Définition : Ion monoatomique

Structure **électriquement chargée** constituée d'un noyau et, le plus souvent, d'un nuage électronique

Définition : Élément chimique

Ensemble des atomes ou ions monoatomiques ayant le **même numéro atomique Z** . Il est caractérisé par son symbole X .



Structure électronique

Nombre
d'électrons

16 \updownarrow

LÉGENDE

● Electron

● Noyau

■ Couche n = 1

■ Couche n = 2

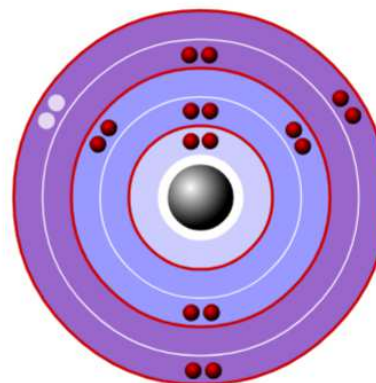
■ Couche n = 3

■ Couche n = 4

■ Couche n = 5

■ Couche n = 6







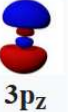







— Limites des structures stables



STRUCTURE : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Structure électronique : détail des sous couches

Orbitales réelles d'un atome hydrogénoïde par triplet de nombres quantiques (n, ℓ, m_ℓ)

Nombres quantiques		Sous-couche	Module $ m_\ell $ du nombre quantique magnétique				
Principal	Azimutal		0	1	2	3	
$n = 1$	$\ell = 0$	1s	 1s				
$n = 2$	$\ell = 0$	2s	 2s				
	$\ell = 1$	2p	 2p _z	 2p _x	 2p _y		
$n = 3$	$\ell = 0$	3s	 3s				
	$\ell = 1$	3p	 3p _z	 3p _x	 3p _y		
	$\ell = 2$	3d	 3d _{z²}	 3d _{xz}	 3d _{yz}	 3d _{xy}	 3d _{x²-y²}

Loi : Principe d'exclusion de Pauli (1952)

Deux électrons ne peuvent être dans le même état quantique.

Structure électronique : détail des sous couches

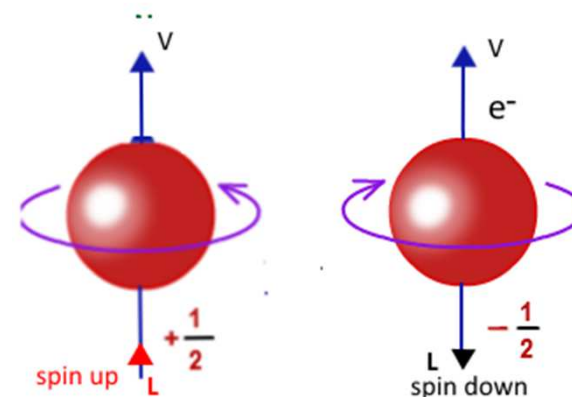
Orbitales réelles d'un atome hydrogénoïde par triplet de nombres quantiques (n, l, m_l)

Nombres quantiques		Sous-couche	Module $ m_l $ du nombre quantique magnétique					
Principal	Azimutal		0	1	2	3		
$n = 1$	$l = 0$	1s	• 1s					
$n = 2$	$l = 0$	2s	• 2s					
	$l = 1$	2p	• 2p _z	•• 2p _x	•• 2p _y			
$n = 3$	$l = 0$	3s	• 3s					
	$l = 1$	3p	•• 3p _z	•• 3p _x	•• 3p _y			
	$l = 2$	3d	•• 3d _{z²}	•• 3d _{xz}	•• 3d _{yz}	•• 3d _{xy}	•• 3d _{x²-y²}	

Loi : Principe d'exclusion de Pauli (1952)

Deux électrons ne peuvent être dans le même état quantique.

→ Le quadruplet (n, l, m_l, m_s) décrit l'état quantique de chaque électron autour du noyau.



https://fr.wikipedia.org/wiki/Orbitale_atomique

Structure électronique : détail des sous couches

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE des ATOMES

NIVEAUX D'ÉNERGIE

Energie

Les valeurs ne sont pas respectées

6s
5p
4d
5s
4p
3d
4s
3p
3s
2p
2s
1s

Nombre d'électrons
Identique au nombre de protons

16

Page up
Page down

Visualiser les niveaux d'énergie

Visualiser les électrons de valence

Visualiser le tableau périodique

Visualiser la configuration électronique

TABLEAU PÉRIODIQUE

1
2
3
4
5
6

2s
3s
4s
5s
6s

2p
3p
4p
5p

3d
4d

Déplacement dans le tableau périodique :

Touches de direction

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

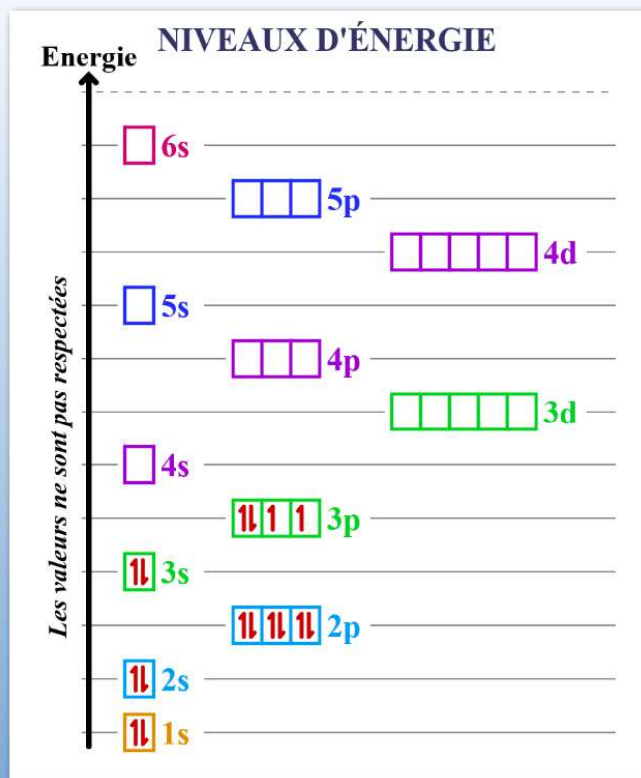
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Loi : Règle de Hund (empirique)

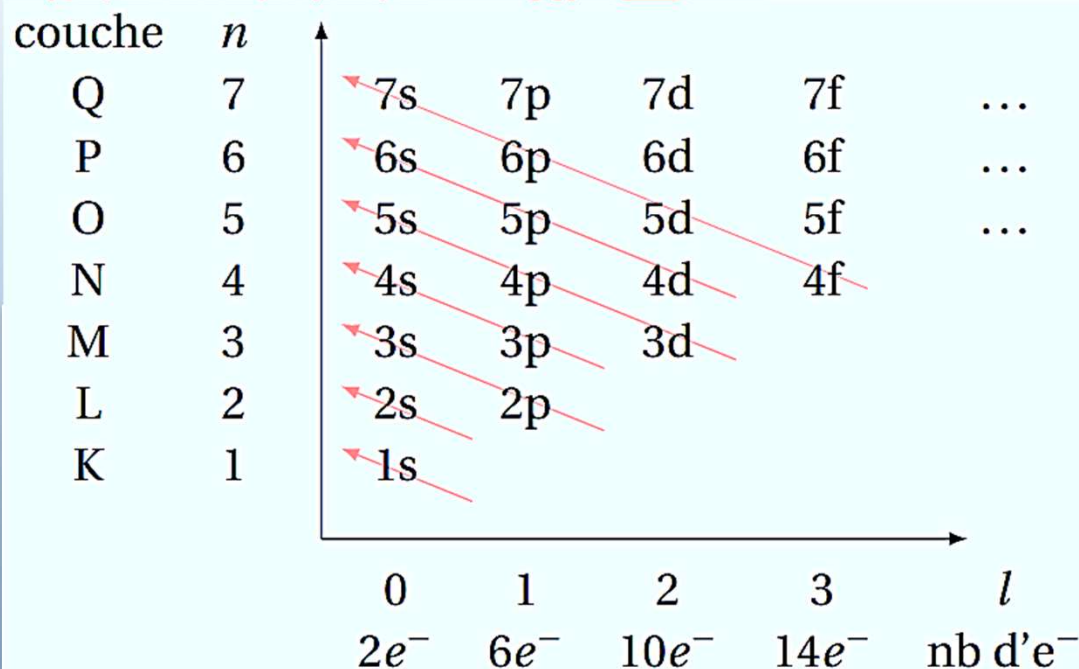
Pour une sous-couche donnée, on commence à remplir chaque case quantique avec un électron de spin up (\uparrow) avant de remplir ensuite avec des électrons de spin down (\downarrow).

Structure électronique : détail des sous couches

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE des ATOMES



Loi : Règle de Klechkowski (empirique)



CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE



Déterminer la configuration électronique d'un atome

Méthode : Déterminer la configuration électronique d'un atome

1. Déterminer le nombre d'électrons à placer : l'atome étant neutre, il s'agit du nombre atomique Z .
2. Dessiner le diagramme accompagnant la règle de Klechkowski ;
3. Le suivre, jusqu'à épuisement des Z électrons, en recopiant les noms des sous-couches et en faisant figurer en exposant le nombre d'électrons présents sur chacune.

Rmq : pour les ions, on ajoutera des électrons ou on retirera les derniers électrons à la configuration de l'atome.

Savoir-faire 1 : Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental

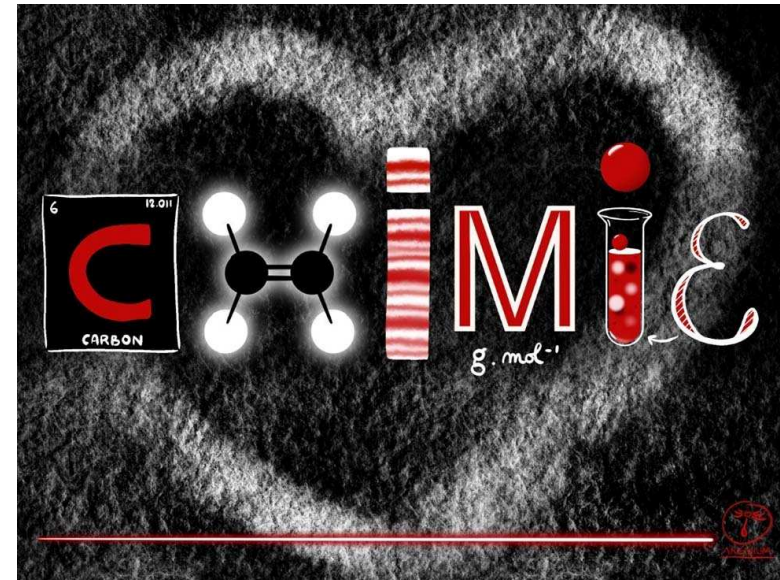
1. Écrire la configuration électronique du lithium ($Z = 3$), de l'azote ($Z = 7$), du magnésium ($Z=12$), du chlore ($Z = 17$), du fer ($Z = 26$) et de l'or ($Z = 79$) dans leur état fondamental.

Importance des couches de valence

Définition : Electrons de valence

Les « **électrons de valence** » sont les électrons situés dans les **sous-couches externes** c'est à dire dans celles qui ont la plus grande valeur de n ainsi que dans les sous-couches de valeur de n plus faible qui ne sont pas totalement remplies.

Les autres électrons sont appelés « **électrons de cœur** ». C'est le nombre d'électrons de valence qui va définir les **propriétés chimiques des éléments**. Deux éléments ayant un nombre d'électrons de valence identique (ayant une même configuration électronique de valence) auront donc des propriétés chimiques voisines.



Importance des couches de valence

NIVEAUX D'ÉNERGIE

Energie

Les valeurs ne sont pas respectées

6s
5p
4d
5s
4p
3d
4s
3p
3s
2p
2s
1s

Nombre d'électrons
Identique au nombre de protons

16

Page up
Page down

Visualiser les niveaux d'énergie

Visualiser les électrons de valence

Visualiser le tableau périodique

Visualiser la configuration électronique

TABLEAU PÉRIODIQUE

1			
2	2s		2p
3	3s		3p
4	4s	3d	4p
5	5s	4d	5p
6	6s		

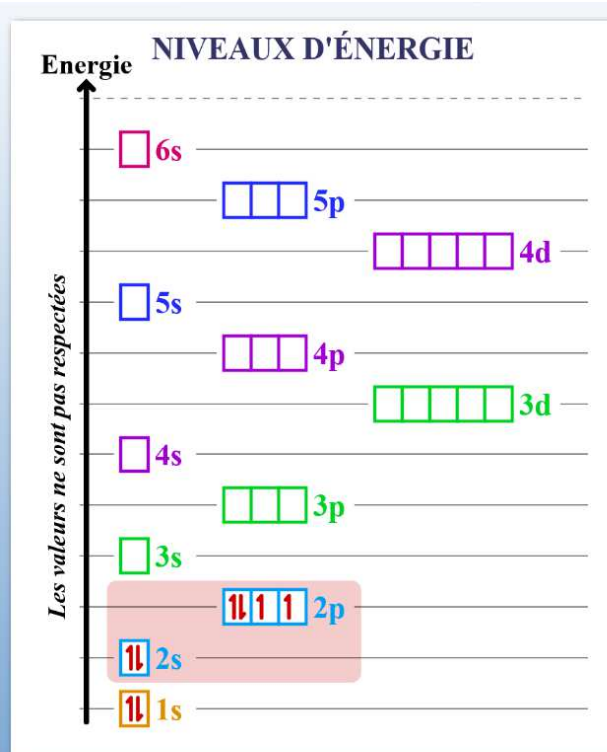
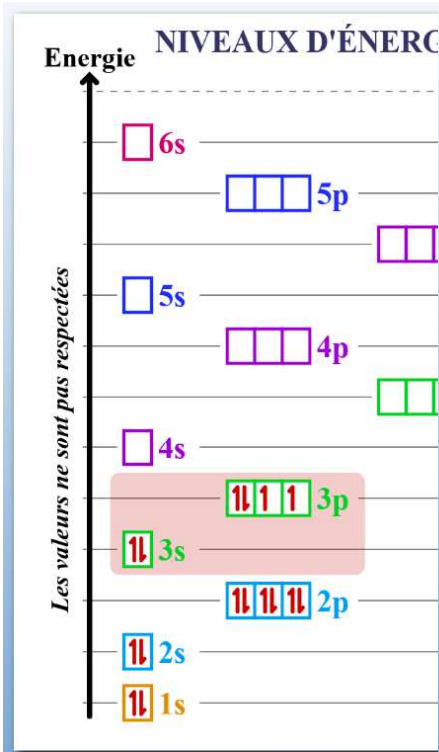
Déplacement dans le tableau périodique :

Touches de direction

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Importance des couches de valence



CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

Nombre d'électrons
Identique au nombre de protons

8



Visualiser les niveaux d'énergie

Visualiser les électrons de valence

Visualiser le tableau périodique

Visualiser la configuration électronique

TABLEAU PÉRIODIQUE

1			
2	2s		2p
3	3s		3p
4	4s	3d	4p
5	5s	4d	5p
6	6s		

Déplacement dans le tableau périodique :



Touches de direction

Importance des couches de valence

NIVEAUX D'ÉNERGIE

Les valeurs ne sont pas respectées

NIVEAUX D'ÉNERGIE

Les valeurs ne sont pas respectées

NIVEAUX D'ÉNERGIE

Les valeurs ne sont pas respectées

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

$1s^2 2s^2 2p^4$

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Nombre d'électrons
Identique au nombre de protons

34

Page up Page down

- Visualiser les niveaux d'énergie
- Visualiser les électrons de valence
- Visualiser le tableau périodique
- Visualiser la configuration électronique

TABLEAU PÉRIODIQUE

1			
2	2s		2p
3	3s		3p
4	4s	3d	4p
5	5s	4d	5p
6	6s		

Déplacement dans le tableau périodique :

Touches de direction

Retour sur la classification

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H																	He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	*	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Lr	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
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Bloc s	Bloc f	Bloc d	Bloc p
--------	--------	--------	--------

Blocs du **tableau périodique**

- Les éléments possédant des propriétés chimiques communes sont placés les uns en dessous des autres, au sein d'une même colonne.
- Ils constituent une ***famille chimique***.
- Chaque élément de la famille possède un nombre d'électrons de valence identique.

Retour sur la classification

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H																	He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	*	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Lr	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
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Bloc s	Bloc f	Bloc d	Bloc p
--------	--------	--------	--------

Blocs du tableau périodique

Définition : Quelques familles à connaître

Bloc s = éléments des 2 premières colonnes :

- Première colonne : configuration ns^1 : colonne des **alcalins** (excepté H)
- Deuxième colonne : configuration ns^2 : colonne des **alcalino-terreux**.

Bloc p = éléments des colonnes 13 à 18 :

- Avant-dernière colonne : configuration ns^2np^5 : colonne des **halogènes**.
- Dernière colonne : configuration ns^2np^6 : colonne des **gaz rares ou nobles**.

Bloc d = éléments des colonnes 3 à 12 : rassemble les **métaux de transition**

Déterminer le nombre d'électrons de valence à partir du tableau périodique

Méthode : Déterminer le nombre d'électrons de valence à partir du tableau périodique

Le nombre d'électrons de valence correspond :

- Pour les éléments du bloc s : au numéro de colonne.
- Pour les éléments du bloc p : au numéro de la colonne moins 10.

Savoir-faire 2 : Déterminer les électrons de cœur et de valence

1. Identifier les électrons de valence et les électrons de cœur dans les configurations trouvées précédemment.
2. Préciser le nombre d'électrons célibataires en nommant la règle appliquée.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	* Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	** Lr	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
** Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Bloc s	Bloc f	Bloc d	Bloc p
--------	--------	--------	--------

Blocs du tableau périodique

Règles de stabilité

Loi : Règle du duet et de l'octet

Chaque atome tend à acquérir en formant une molécule la structure électronique du gaz rare qui le suit. C'est-à-dire pour les éléments des premières périodes :

- une structure en $1s^2$ à deux électrons de valence (***règle du duet***) pour l'hydrogène, pour obtenir la configuration électronique de l'hélium.
- une structure en $2s^2 2p^6$ à huit électrons de valence (***règle de l'octet***) pour les éléments de la deuxième ligne, pour obtenir la configuration électronique du néon.

Savoir-faire 3 : Prévoir la formule des ions monoatomiques d'un élément chimique

1. Trouver les ions monoatomiques formés par le magnésium ($Z=12$) et par le chlore ($Z=17$).
2. *Une exception classique* : Le fer ($Z = 26$) présente deux formes ioniques principales : l'ion ferrique avec trois charges positives et l'ion ferreux avec deux charges positives. Donner la configuration électronique de ceux-ci dans leur état fondamental prévue par les règles de Klechkowski. La couche de valence de l'ion ferreux est en réalité $3d^54s^1$ et celle de l'ion ferrique $3d^54s^0$. Expliquer ces différences avec les structures prévues initialement.

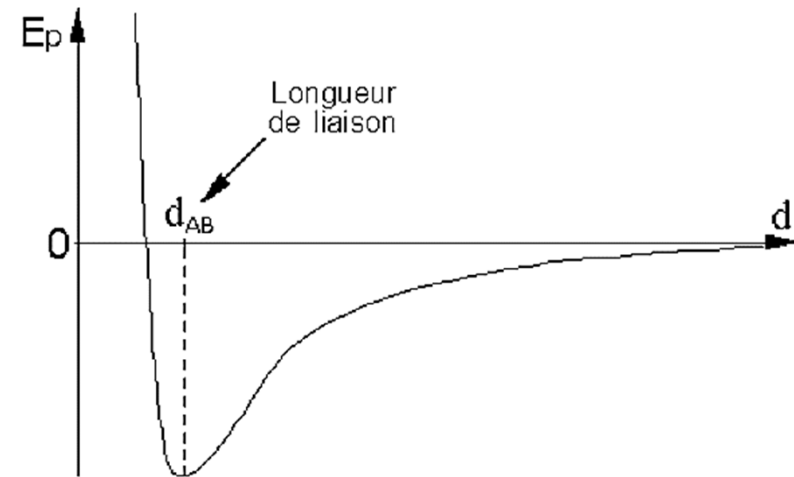
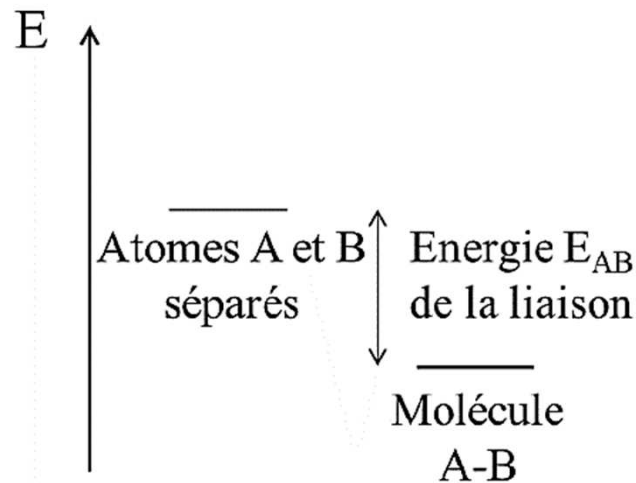
Autre solution : La liaison covalente

Définition : Liaison covalente

Une ***liaison covalente*** est une mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes conduisant à la formation d'une paire d'électrons. On parle de « ***doublet liant*** ». Les deux électrons de la liaison appartiennent alors indifféremment aux deux atomes.



Propriétés de la liaison covalente



Ordres de grandeurs (à connaître) :

- La longueur d_{AB} pour laquelle l'énergie du système est minimum est la **longueur de la liaison covalente** $A - B$. Elle est de l'ordre de 10^{-10} m.
- L'énergie E_{AB} que la molécule $A - B$ a perdu par rapport au système des deux atomes A et B seuls est **l'énergie E_{AB} de la liaison de covalence**. On donne généralement l'énergie de liaison molaire, de l'ordre de 150 à 500 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, soit de l'ordre de quelques centaines de kilojoules par mole.

Représentation de Lewis des atomes



Gilbert N. Lewis (1875 – 1946)

Définition : Représentation de Lewis

Le schéma de Lewis est une notation simple permettant de **représenter les électrons de valence** pour un atome ou un ion.

Autour du symbole de l'élément, on représente par :

- un trait un doublet d'électrons apparié dans une même orbitale ;
- un point un électron célibataire, seul dans son orbital.

Représentation de Lewis des atomes



Définition : Représentation de Lewis

Le schéma de Lewis est une notation simple permettant de **représenter les électrons de valence** pour un atome ou un ion.

Autour du symbole de l'élément, on représente par :

- un trait un doublet d'électrons apparié dans une même orbitale ;
- un point un électron célibataire, seul dans son orbital.

Représentation de Lewis des atomes

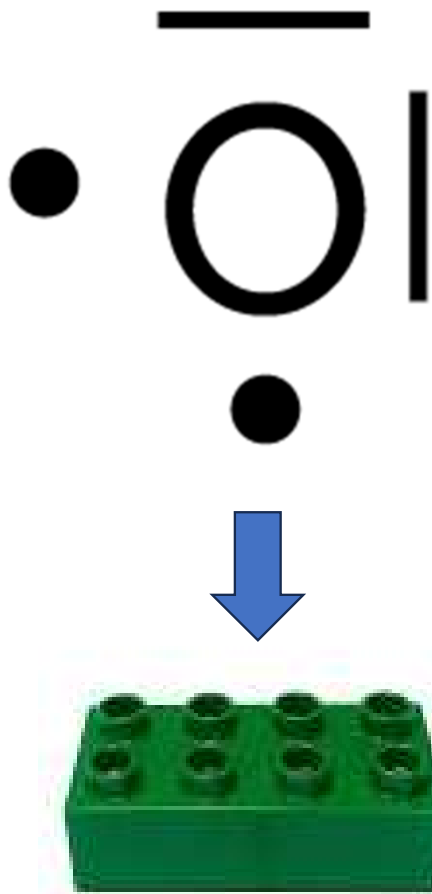
Méthode : Obtenir la représentation de Lewis d'un atome des blocs *s* et *p*

1. Ecrire le symbole de l'élément.
2. Déterminer le nombre d'électrons de valence grâce au tableau périodique.
3. *Seulement pour les débutants, au crayon de papier* : placer les 4 cases quantiques en haut, en bas, à gauche et à droite de l'élément.
4. Placer successivement les électrons de valence dans chacune des cases selon la règle de Hund (même si on ne fait pas apparaître le spin des électrons).
5. Tracer un trait si deux électrons sont appariés et forment un doublet se situant dans une même orbitale, tracer un point si l'électron est célibataire, seul dans son orbital.
6. Gommer les traits au crayon de papier. Très vite, faites les étapes 3 et 4 dans votre tête.

Savoir-faire 4 – Établir la structure de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique

1. Proposer des représentations de Lewis pour les atomes : *C*, *H*, *O*, *N* et *I*.

Représentation de Lewis des atomes



Définition : Représentation de Lewis

Le schéma de Lewis est une notation simple permettant de **représenter les électrons de valence** pour un atome ou un ion.

Autour du symbole de l'élément, on représente par :

- un trait un doublet d'électrons apparié dans une même orbitale ;
- un point un électron célibataire, seul dans son orbital.

Les molécules

Définition : Molécule

Une **molécule** est une entité chimique électriquement neutre constituée d'au moins deux atomes. A l'intérieur de la molécule, les atomes sont liés par des liaisons covalentes.

La molécule est la plus petite quantité de matière possédant les propriétés caractéristiques de la substance considérée.



Représentation de Lewis d'un édifice polyatomique

Méthode simple : Représentation de Lewis (méthode plus efficace mais moins générale)

1. On représente les **structures de Lewis des atomes**. Le nombre d'électrons représentés est le nombre d'électrons de valence de l'atome.
2. On recherche l'**enchaînement des atomes**. S'il y a un faible nombre d'atomes il est possible de rechercher directement l'enchaînement. Le nom de la molécule peut également procurer un des informations sur l'enchaînement des atomes.
3. La liaison minimale qu'il existe entre deux atomes reliés est une liaison simple, on apparie donc un électron de chaque atome pour former des **liaisons covalentes**.
4. Une fois le squelette de la molécule construit, il peut rester **des électrons célibataires ou des doublets non liants**. La répartition de ceux-ci doit s'effectuer de manière à ce que les atomes respectent la règle du duet ou de l'octet. Pour chaque atome, on compte le nombre de doublets, liants et non-liants, on multiplie ce nombre par deux, puis on ajoute le nombre d'électrons célibataires.
5. Calculer la **charge formelle** portée par chaque atome.

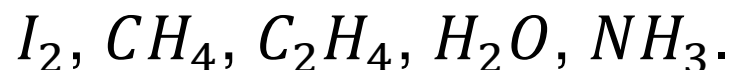
Méthode : Calcul de la charge formelle

1. Compter les électrons des doublets non-liants entourant l'atome.
2. Ajouter au décompte un électron par liaison engagée avec un autre atome.
On obtient ainsi le nombre d'électrons N attribués à l'atome au sein de l'entité.
3. La charge formelle q_f s'obtient ainsi : $q_f = N_v - N$
avec N_v le nombre d'électrons de valence de l'atome dans son état fondamental.

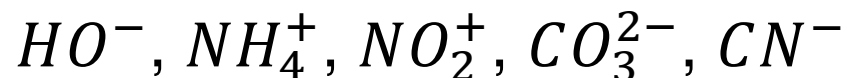
Représentation de Lewis d'un édifice polyatomique

Savoir-faire 4 – Établir la structure de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique

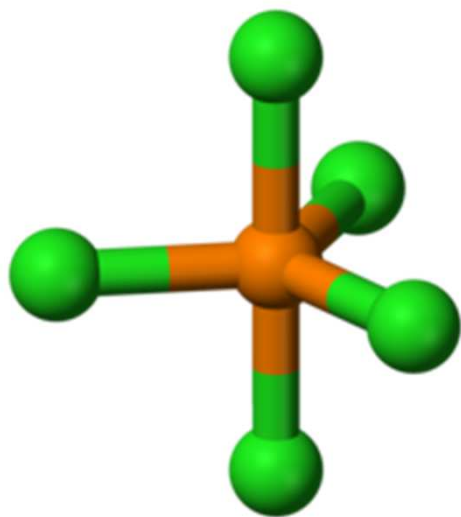
1. Proposer des représentations de Lewis pour les molécules :



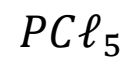
2. Proposer une représentation de Lewis des ions suivants :



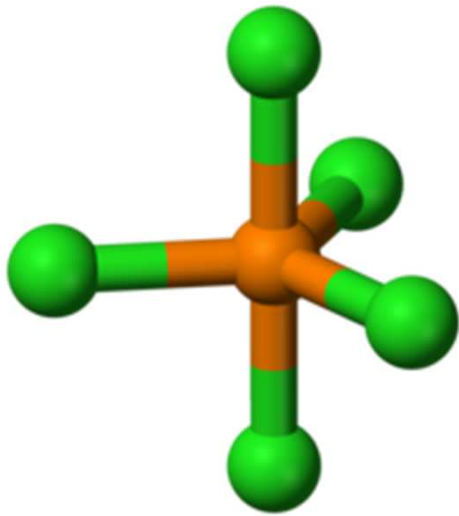
Hypervalence



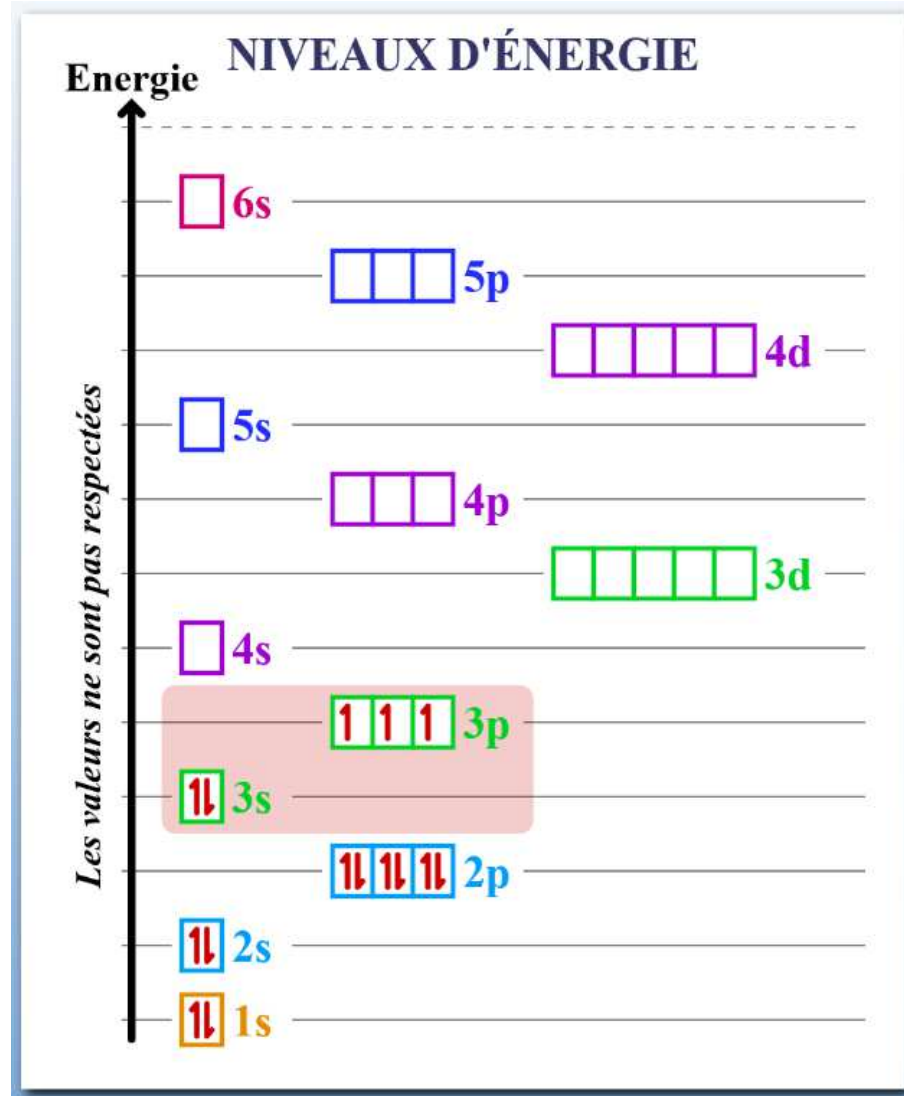
Pentachlorure de phosphore



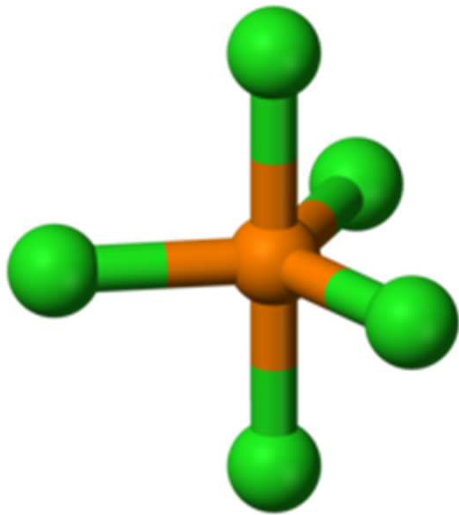
Hypervalence



Pentachlorure de phosphore
 PCl_5



Hypervalence



Pentachlorure de phosphore
 PCl_5

Définition : Hypervalence des atomes du bloc p
(à partir de la troisième période)

Pour les atomes à partir de la troisième période, on peut désappairer des doublets non-liant de l'atome en utilisant la sous-couche $3d$ pour former des liaisons.

Tous les atomes du bloc p à partir de la troisième période ont le droit d'être **hypervalents**. Pour les éléments à partir de la troisième période, la valence maximale de l'élément sera donc égale à son nombre d'électrons de valence.

Identifier les écarts à la règle de l'octet

Savoir-faire 5 : Identifier les écarts à la règle de l'octet

1. Expliquer que l'on trouve dans la nature des molécules de trioxyde de soufre SO_3 ;
2. Expliquer que l'on n'observe par contre pas NCl_5 ;
3. Expliquer que l'on observe l'hexafluorure de soufre SF_6 .

Identifier les écarts à la règle de l'octet

Savoir-faire 5 : Identifier les écarts à la règle de l'octet

1. Expliquer que l'on trouve dans la nature des molécules de trioxyde de soufre SO_3 ;
2. Expliquer que l'on n'observe par contre pas NCl_5 ;
3. Expliquer que l'on observe l'hexafluorure de soufre SF_6 .

La règle de l'octet ne s'applique pas au bloc ***d***, elle est donc limitée aux lignes 2 et 3. Pour la sous-couche ***d***, il y a 10 électrons supplémentaires disponibles pour des liaisons.