

# Tableau périodique des éléments

## Sommaire

<b>I Niveaux d'énergie d'un électron dans un atome</b> . . . . .	<b>2</b>
I/A Nombres quantiques et orbitales atomiques – HP . . . . .	2
I/B Configuration électronique – HP . . . . .	4
I/C Électrons de cœur et de valence . . . . .	5
<b>II Tableau périodique</b> . . . . .	<b>7</b>
II/A Construction . . . . .	7
II/B Blocs . . . . .	7
II/C Analyse par période . . . . .	9
II/D Analyse par famille . . . . .	10
II/E Représentation de LEWIS des atomes . . . . .	11

## Capacités exigibles

- Déterminer, pour les éléments des blocs s et p, le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de la position de l'élément dans le tableau périodique.

## L'essentiel

### Définitions

- AM1.1 : Orbitale atomique . . . . . 2
- AM1.2 : Couches et sous-couches . . . . . 2
- AM1.3 : Nombre quantique de spin . . . . . 3
- AM1.4 : Niveaux d'énergie dans un atome . . . . . 4
- AM1.5 : Cases quantiques . . . . . 5
- AM1.6 : Vocabulaire des OA . . . . . 5
- AM1.7 : Électrons de cœur et de valence . . . . . 6
- AM1.8 : Construction du tableau . . . . . 7
- AM1.9 : Blocs du tableau . . . . . 7
- AM1.10 : Période du tableau périodique . . . . . 9
- AM1.11 : Famille du tableau périodique . . . . . 10
- AM1.12 : Familles à connaître . . . . . 10
- AM1.13 : Représentation de LEWIS . . . . . 11

### Propriétés

- AM1.1 : Nombre d'OA par sous-couche . . . . . 2
- AM1.2 : Principe de PAULI . . . . . 3
- AM1.3 : Nombre d'é. par sous-couche . . . . . 3
- AM1.4 : Règle de KLECHKOWSKI . . . . . 4
- AM1.5 : Règle de HUND . . . . . 5
- AM1.6 : Valence à partir de la position . . . . . 9
- AM1.7 : Éléments de même période . . . . . 9
- AM1.8 : Éléments d'une même famille . . . . . 10

### Applications

- AM1.1 : Configurations électroniques . . . . . 4
- AM1.2 : Repérage dans le tableau . . . . . 7
- AM1.3 : Position dans la classification . . . . . 8
- AM1.4 : Cases quantiques et LEWIS . . . . . 11

### Remarques

- AM1.1 : Lettres spectroscopiques . . . . . 2
- AM1.2 : HUND et exceptions . . . . . 5
- AM1.3 : Construction du tableau . . . . . 7

### Exemples

- AM1.1 : Représenta<sup>o</sup> en cases quantiques . . . . . 5
- AM1.2 : Électrons de cœur et de valence . . . . . 6
- AM1.3 : Stabilité du bloc p . . . . . 6

### Points importants

- AM1.1 : Critère de stabilité . . . . . 6
- AM1.2 : Blocs, valence et colonnes . . . . . 8
- AM1.3 : Moyen mnémotechnique pour les 2 premières périodes . . . . . 9
- AM1.4 : Représentations à retenir . . . . . 12

# I Niveaux d'énergie d'un électron dans un atome

Ces notions ne font plus partie explicite du programme depuis la réforme ; les questions de khôlles ne sauraient porter sur ces notions précises, mais leur compréhension est un atout pour comprendre plutôt que retenir.

## I/A Nombres quantiques et orbitales atomiques – HP

### I/A) 1 Orbitales atomiques

Les électrons sont des objets intrinsèquement quantiques : ce ne sont pas des points matériels avec une position et une vitesse bien définies, mais sont représentés par une fonction donnant la **probabilité** de les situer dans l'espace. Cette fonction s'appelle **fonction d'onde**.

#### Définition AM1.1 : Orbitale atomique

Une **orbitale atomique** est une **fonction d'onde** pouvant décrire un électron dans un atome. Elle est décrite par trois **nombres quantiques** :

- ◇  $n \in \mathbb{N}^*$  le **nombre quantique principal** ;
- ◇  $\ell \in \mathbb{N}$  le **nombre quantique secondaire**, tel que  $0 \leq \ell \leq n - 1$
- ◇  $m_\ell \in \mathbb{Z}$  le **nombre quantique magnétique**, tel que  $-\ell \leq m_\ell \leq +\ell$

#### Remarque AM1.1 : Lettres spectroscopiques

Par convention et pour des raisons historiques, les valeurs de  $\ell$  sont représentées par une lettre. Théoriquement, ces nombres pourraient aller à l'infini, dans la pratique on se limitera à la connaissance des 4 premières (après vient g et la suite de l'alphabet).

TABLEAU AM1.1 – Lettre spectroscopique

$\ell$	0	1	2	3
lettre	s	p	d	f

### I/A) 2 Couches et sous-couches

La construction du cortège électronique d'un atome se fait par couches, comme un oignon, lesquelles se découpent en sous-couches.

#### Définition AM1.2 : Couches et sous-couches

Toutes les orbitales de **même n** forment une **couche électronique**.  
Toutes les orbitales de **même n et  $\ell$**  forment une **sous-couche électronique**.

#### Propriété AM1.1 : Nombre d'OA par sous-couche

Pour une sous-couche  $(n, \ell)$ , on compte  $2\ell + 1$  OA

#### Démonstration AM1.1 : Nombre d'OA par sous-couche

- ◇  $n = 1 \Rightarrow \ell = 0$  et  $m_\ell = 0$  : il y a donc une seule sous-couche de nombre quantique principal égal à 1, et c'est la sous-couche  $[1s]$ . Cette sous-couche n'a qu'une seule OA puisqu'une seule valeur de  $m_\ell$ .
- ◇  $n = 2 \Rightarrow \ell = 0$  (donc  $m_\ell = 0$ ) et  $\ell = 1$  (donc  $m_\ell = -1, 0$  ou  $1$ ). Il y a donc deux sous-couches

dans la couche de nombre quantique principal égal à 2, la sous-couche  $2s$  et la sous-couche  $2p$ . La première, comme précédemment, ne peut contenir qu'une OA, la seconde a trois OA possibles (3 valeurs de  $m_\ell$ )

◇  $n$  quelconque : il y a  $n$  sous-couches par couche, et  $2\ell + 1$  OA dans une sous-couche  $(n, \ell)$ .

### I/A) 3 Nombre quantique de spin et exclusion

Un électron se place donc dans une orbitale atomique, mais il est décrit par un dernier nombre quantique qui termine sa caractérisation :

#### Définition AM1.3 : Nombre quantique de spin

Un électron possède une propriété quantique intrinsèque appelée **spin**, et quantifiée par le **nombre quantique de spin** noté  $m_s$ , totalement indépendant des autres, tel que

$$m_s = \pm 1/2$$

Ainsi, l'état quantique d'un électron dans un atome est entièrement décrit par la donnée de son **orbitale** et de son **spin**, soit par les quatre nombres quantiques :

$$\left( \underbrace{n, \ell, m_\ell}_{\text{OA}}, \underbrace{m_s}_{\text{spin}} \right)$$

À cette description s'ajoute une limitation dans les possibilités de nombres quantiques pour décrire un électron, appelé principe de PAULI :

#### Propriété AM1.2 : Principe de PAULI

Deux électrons ne peuvent être dans le même état quantique, c'est-à-dire que **deux électrons ne peuvent avoir le même jeu de nombres quantiques**  $(n, \ell, m_\ell, m_s)$ .

#### Propriété AM1.3 : Nombre d'é. par sous-couche

Pour une sous-couche  $(n, \ell)$ , on compte  $4\ell + 2$  électrons

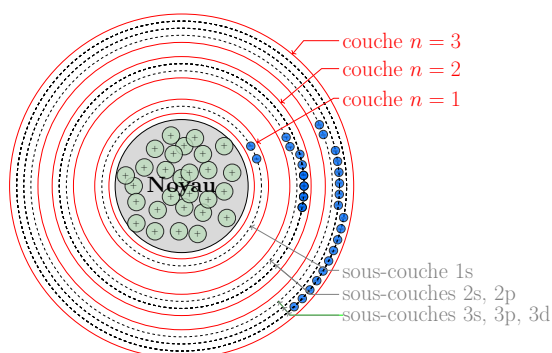


FIGURE AM1.1 – Répartition OA.

TABLEAU AM1.2 – Nombre maximal d'électron dans une sous-couche.

$\ell$	0	1	2	3	4
Lettre	s	p	d	f	g
Nb. é. max	2	6	10	14	18

#### Démonstration AM1.2 : Nombre d'é. par sous-couche

◇  $n = 1 \Rightarrow \ell = 0$  et  $m_\ell = 0$  : une seule sous-couche,  $1s$  avec une seule OA, donc que **2 électrons** : on note cette configuration  $1s^2$ .

- ◇  $n = 2 \Rightarrow \ell = 0$  et  $\ell = 1$  donc deux sous-couches,  $2s$  et  $2p$ . Une OA dans la première donc 2 électrons, 3 OA dans la seconde donc 6 électrons : noté  $2s^2 2p^6$ .
- ◇  $n$  quelconque : il y a  $n$  sous-couches par couche,  $2\ell + 1$  OA dans une sous-couche  $(n, \ell)$ , et donc  $4\ell + 2$  électrons dans une sous-couche.

## I/B Configuration électronique – HP

### I/B)1 Niveaux d'énergie

On sait donc où peuvent se placer les électrons dans un atome, et on comprend que plus il y a d'électrons plus on doit utiliser de couches différentes : mais comment se fait ce remplissage ? Le critère se base sur un autre paramètre, celui du niveau d'énergie :

#### Définition AM1.4 : Niveaux d'énergie dans un atome

L'énergie d'un électron dans un atome ne dépend **que de  $n$  et  $\ell$** , mais ~~pas de  $m_\ell$  ou  $m_s$~~ , donc **ne dépend que de la sous-couche et pas de l'OA**.

De plus, **l'énergie augmente avec  $n + \ell$** .

#### ♥ Propriété AM1.4 : Règle de KLECHKOWSKI

Les électrons d'un atome remplissent les différentes sous-couches à énergie croissante, donc  $n + \ell$  croissant, et pour deux valeurs égales de  $n + \ell$ , se fait à  $n$  croissant.

	$\ell$	
	1s	
	2s 2p	
$n$	3s 3p 3d	
	4s 4p 4d 4f	
	5s 5p 5d 5f 5g	

FIGURE AM1.2 –  
Triangle de KLECHKOWSKI

On utilise alors une figure appelée le **triangle de KLECHKOWSKI** où on place les sous-couches dans un graphique avec  $\ell$  en abscisse et  $n$  en ordonnée : le remplissage suit la ligne verte de haut en bas en diagonale.

Ainsi, on remarque (mais il **faut savoir retrouver**) l'ordre de remplissage suivant :

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

Voir [ce site](#) pour une animation interactive.

#### Application AM1.1 : Configurations électroniques

Donner la configuration électronique de l'hydrogène ( $Z = 1$ ), du carbone ( $Z = 6$ ), du phosphore ( $Z = 15$ ), du fer ( $Z = 26$ ) et du plomb ( $Z = 82$ ).

- |         |          |
|---------|----------|
| ◇ [H] : | ◇ [P] :  |
| ◇ [C] : | ◇ [Fe] : |

### I/B)2 Supplément : règle de HUND et cases quantiques

La règle de PAULI, donnant le nombre maximal d'électrons dans une OA, et la règle de KLECHKOWSKI, indiquant comment se construit le cortège électronique d'un atome, ne permet pas de rendre

compte de tous les phénomènes observés. Notamment, si l'énergie individuelle d'un électron ne dépend en effet pas de l'OA, il reste qu'ils peuvent avoir un effet de groupe, ce que traduit la règle de HUND :

### Propriété AM1.5 : Règle de HUND

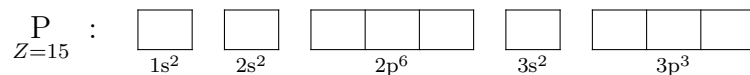
Lors du remplissage des sous-couches, l'état le plus stable est celui où il y a un maximum de spin égaux (parallèles).

### Définition AM1.5 : Cases quantiques

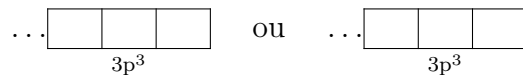
Pour représenter le remplissage électronique, on peut symboliser les OA par des cases « quantiques », représentant le nombre d'électrons dans chacune d'elle. Un électron est alors représenté par une flèche, vers le haut ( $\uparrow$ ) pour  $m_s = +1/2$  et vers le bas ( $\downarrow$ ) sinon. Les sous-couches contenant plusieurs OA sont représentées avec des cases collées les unes aux autres.

### Exemple AM1.1 : Représenta° en cases quantiques

Par exemple, pour le phosphore de  $Z = 15$  et de configuration  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  :



L'ordre des électrons dans la sous-couche 3p est obtenu par la règle de HUND : on aurait en effet pu avoir



Cependant,  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \phantom{\uparrow} & \phantom{\uparrow} & \phantom{\uparrow} \\ \hline \end{array}$  est tout à fait équivalent à  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \phantom{\uparrow} & \phantom{\uparrow} & \phantom{\uparrow} \\ \hline \end{array}$  : il n'y a pas de discrimination sur la valeur des spins, juste sur leur parallélisme.

### ♥ Définition AM1.6 : Vocabulaire des OA

- ◇
- ◇
- ◇

### Remarque AM1.2 : HUND et exceptions

La règle de HUND peut parfois générer des exceptions à la règle de KLECHKOWSKI, mais la connaissance de ces exceptions est hors programme.

## I/C Électrons de cœur et de valence

### I/C)1 Définition

Les électrons des couches basses en énergie sont stables, très attirés par le noyau et peu influencés par l'environnement de l'atome. Les électrons situés sur l'**extérieur** sont en revanche **moins liés** au noyau **plus sensibles à l'environnement** de l'atome : ce sont eux qui sont **à l'origine des propriétés chimiques** de l'atome et susceptibles de former des liaisons chimiques ou former des ions. Leur caractéristique particulière amène à nom particulier :

### ♥ Définition AM1.7 : Électrons de cœur et de valence

Les électrons de **valence** sont les **électrons de la dernière couche** occupée, ainsi que les **sous-couches partiellement remplies**. Ils sont responsables de la **réactivité chimique** d'un élément. Les électrons de cœur sont tous les autres.

Pour  $Z \leq 18$ , on retiendra que

### Exemple AM1.2 : Électrons de cœur et de valence

◇ Pour le carbone :



La dernière couche occupée est  $n = 2$ , donc on compte les sous-couches 2s et 2p. La sous-couche partiellement remplie 2p est déjà comptée dans la plus grande couche. On compte donc  $2 + 2 = 4$  électrons de valence.

◇ Pour le fer :



La dernière couche occupée est  $n = 4$ , on compte donc la sous-couche 4s. La sous-couche partiellement remplie est la 3d. On a donc  $2 + 6 = 8$  électrons de valence.

◇ Pour le brome :



La dernière couche occupée est  $n = 4$ , on compte donc les sous-couches 4s et 4p. La sous-couche 4p partiellement remplie est déjà comptabilisée, la 3d étant pleine. On a donc  $2 + 5 = 7$  électrons de valence.

### I/C) 2 Stabilité et ions

### Important AM1.1 : Critère de stabilité

On le reverra par la suite, ces éléments sont ceux des gaz rares.

### Exemple AM1.3 : Stabilité du bloc p

◇ Fluor :



En rajoutant un électron, la sous-couche 2p sera saturée, et on obtient la configuration électronique du néon. Le fluor sera donc susceptible de facilement former l'ion  $\text{F}^-$ .

◇ Sodium :



En enlevant l'électron sur 3s, on obtient ici encore la configuration électronique du néon. On formera donc l'ion  $\text{Na}^+$ .

Les cas avec des sous-couches 3d sont plus complexes à prévoir.

## II Tableau périodique

La première classification a été proposée par Dmitri MENDELEÏEV en 1869. Le génie de MENDELEÏEV a été de faire primer les propriétés physico-chimiques sur le classement par masse croissante. Il a ainsi inversé la place de certains éléments pour maintenir l'unité des propriétés parmi les colonnes, et pensé à laisser des places vides. Cela a permis de prédire les propriétés de certains éléments pas encore connus à l'époque... et donc de les découvrir !

À ce jour, 118 éléments sont connus dont 94 sont naturels. Seuls 80 d'entre eux sont stables, les autres se désintègrent spontanément (et plus ou moins rapidement) par radioactivité. Un tableau périodique interactif est disponible en ligne<sup>1</sup>.

### II/A Construction

La construction du tableau repose sur la configuration électronique :

#### ♥ Définition AM1.8 : Construction du tableau

Dans le tableau périodique, les éléments chimiques sont rangés par **numéro atomique  $Z$  croissant**, et de telle sorte à ce que les **atomes de même configuration de valence** soient **dans la même colonne**.

#### Remarque AM1.3 : Construction du tableau

Une seule exception : l'hélium, de configuration électronique  $1s^2$ , est dans la colonne  $p^6$  avec tous les éléments ayant une couche externe complète.

Par conséquent, en passant d'une ligne à une autre on augmente le nombre quantique principal d'une unité. Corollairement, les éléments d'une **même ligne** ont le **même nombre quantique principal**.

#### Application AM1.2 : Repérage dans le tableau

L'azote a pour numéro atomique  $Z_N = 7$ . Écrire sa configuration électronique. Dans le tableau périodique, il se trouve à droite du carbone, et au-dessus du phosphore. En déduire leur numéro atomique et leur configuration.

### II/B Blocs

#### ♥ Définition AM1.9 : Blocs du tableau

Ils correspondent visuellement aux décrochages dans la structure du tableau, cf. Figure AM1.3.

1. <https://ptable.com/>

Bloc s		Bloc d										Bloc p														
$ns^1$												$np^6$														
$n = 1$	1 H																									
	$ns^2$											$np^1$	$np^2$	$np^3$	$np^4$	$np^5$	2 (He)									
$n = 2$	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne								
$n = 3$	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar								
$n = 4$	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr								
$n = 5$	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe								
$n = 6$	55 Cs	56 Ba	57 à 71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn								
$n = 7$	87 Fr	88 Ra	89 à 103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo								
$n = 6$	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu											
$n = 7$	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr											
											$(n-2)f^1$						$(n-2)f^{13}$									
											$(n-2)f^2$		$(n-2)f^4$		$(n-2)f^6$		$(n-2)f^8$		$(n-2)f^{10}$		$(n-2)f^{12}$		$(n-2)f^{14}$			
											Bloc f														Bloc d	

**FIGURE AM1.3** – Structure du tableau périodique. La configuration de la sous-couche la plus externe de l'atome est indiquée en tête de chaque colonne ; la valeur maximale de  $n$  est donnée à gauche de chaque ligne. Les différentes couleurs de fond sont associées aux différents blocs du tableau.

On considère ainsi le plus souvent que le tableau périodique a **18 colonnes**, puisqu'on a l'habitude de placer le bloc f en-dessous du tableau par souci de place. Ces colonnes sont celles des blocs, on a la correspondance suivante :

### ♥ Important AM1.2 : Blocs, valence et colonnes

**TABLEAU AM1.3** – Correspondance blocs, valence et colonnes.

	Bloc s		Bloc p						Bloc d									
	2 él.		6 éléments						10 éléments									
Valence	$s^1$	$s^2$	$p^1$	$p^2$	$p^3$	$p^4$	$p^5$	$p^6$	$d^1$	$d^2$	$d^3$	$d^4$	$d^5$	$d^6$	$d^7$	$d^8$	$d^9$	$d^{10}$
Colonne																		

II/B) 1 Position dans la classification

### ♥ Application AM1.3 : Position dans la classification

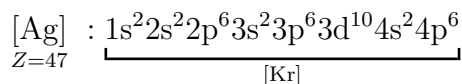
Donner la position (ligne, colonne) du carbone ( $Z_C = 12$ ) et de l'argent ( $Z_{Ag} = 47$ ).

◇ Le carbone a pour configuration





◇ L'argent a pour configuration



## II/B) 2 Valence à partir de la position

### ♥ Propriété AM1.6 : Valence à partir de la position

On peut retrouver la configuration de valence d'un atome du bloc s ou p (si le bloc *d* rentre en compte, ça se complique) à partir de ses coordonnées :

- ◇
- ◇

TABLEAU AM1.4 – Électrons de valence des blocs *s* et *p*.

Colonne	Bloc s		Bloc p					
	1	2	13	14	15	16	17	18
Config. valence	$ns^1$	$ns^2$	$ns^2np^1$	$ns^2np^2$	$ns^2np^3$	$ns^2np^4$	$ns^2np^5$	$ns^2np^6$
Nb. é. valence	1	2	3	4	5	6	7	8

## II/C Analyse par période

### ♥ Définition AM1.10 : Période du tableau périodique

On appelle **période** une **ligne** de la classification périodique.

### ♥ Propriété AM1.7 : Éléments de même période

Pour avoir le nombre d'éléments par période, on reprend le triangle de KLECHKOWSKI :

- ◇ Période 1 :
- ◇ Périodes 2 et 3 :
- ◇ Périodes 4 et 5 :

### Important AM1.3 : Moyen mnémotechnique pour les 2 premières périodes

Il vous est demandé de connaître l'ordre des éléments des périodes 2 et 3. On pourra pour cela utiliser les phrases mnémotechniques :

- ◇ **Deuxième période** : Lithium Béryllium Bore Carbone Azote Oxygène Fluor Néon  
Lily Berçait Boris Chez Notre Oncle Florent Nestor
- ◇ **Troisième période** : Sodium Magnésium Aluminium Silicium Phosphore Soufre Chlore Argon  
Napoléon Mangea Allègrement Six Panais Sans Claquer d'Artère

## II/D Analyse par famille

### Définition AM1.11 : Famille du tableau périodique

On appelle **famille** une **colonne** de la classification.

### ♥ Propriété AM1.8 : Élement d'une même famille

Conformément au mode de construction de MENDELEÏEV, les éléments d'une même famille ont des propriétés chimiques semblables : ces propriétés sont déterminées par la configuration de valence. Ainsi,

### ♥ Définition AM1.12 : Familles à connaître

Gaz nobles

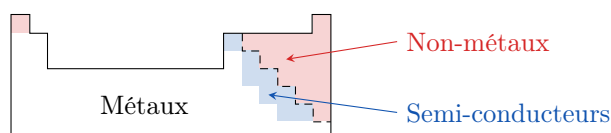


Halogènes



Métaux

Ce n'est pas une famille à proprement parler, puisqu'ils ne correspondent pas à une colonne en particulier.



Métaux alcalins

◇

◇

◇

Métaux alcalino-terreux

◇

◇

◇

## II/E Représentation de LEWIS des atomes

Rappelons encore une fois que les électrons de valence correspondent aux électrons situés dans la dernière couche occupée de l'atome. Ils forment donc sa partie extérieure, et sont ceux qui peuvent interagir avec les atomes voisins.

Définition AM1.13 : Représentation de LEWIS

Dans la représentation de LEWIS, on représente les électrons de valence :

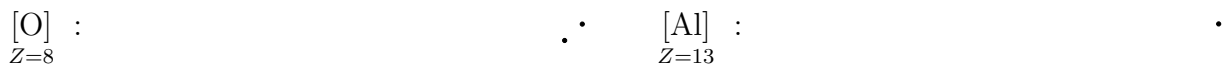
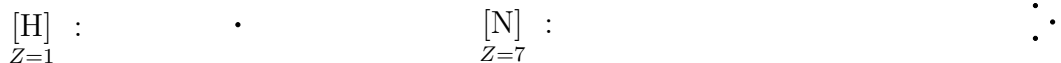
◇

◇

◇

Application AM1.4 : Cases quantiques et LEWIS

C'est ici que la règle de HUND joue un rôle, puisqu'on voit qu'avec 6 électrons de valence on n'obtient **pas** 6 électrons célibataires.



Notamment, le carbone n'a pas de lacune dans sa configuration de LEWIS usuelle :



### Important AM1.4 : Représentations à retenir

D'une manière générale et ce pour  $Z \leq 18$ , on peut retenir qu'on organise les électrons de valence autour des 4 « côtés » d'un élément, électron par électron, en commençant par une paire

**TABLEAU AM1.5** – Schémas de LEWIS des blocs  $s$  et  $p$ .

Colonne	Bloc s		Bloc p					
	1	2	13	14	15	16	17	18
Nb. é. valence	1	2	3	4	5	6	7	8
Schéma								

On retiendra notamment les représentations de LEWIS des atomes d'hydrogène, de carbone, d'azote, d'oxygène et de fluor :

