

Structure électronique de l'atome

■ Énergie

1) Un photon est associé à l'onde électromagnétique de longueur d'onde λ . Exprimer l'énergie $\mathcal{E}$ de ce photon en fonction de λ , de la constante de Planck h et de la célérité de la lumière c .

☐ (A) $\mathcal{E} = \frac{h}{\lambda \cdot c}$ ☐ (B) $\mathcal{E} = \frac{h \cdot \lambda}{c}$ ☐ (C) $\mathcal{E} = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ ☐ (D) $\mathcal{E} = \frac{\lambda \cdot c}{h}$

2) $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ et $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$. Calculer l'énergie d'un photon associé à un rayonnement infrarouge de longueur d'onde $\lambda = 0,1 \text{ mm}$.

☐ (A) $\mathcal{E} = 2,21 \cdot 10^{-46} \text{ J}$ ☐ (B) $\mathcal{E} = 2,21 \cdot 10^{-38} \text{ J}$ ☐ (C) $\mathcal{E} = 1,38 \cdot 10^{-27} \text{ eV}$ ☐ (D) $\mathcal{E} = 1,24 \cdot 10^{-2} \text{ eV}$

3) Au niveau n , l'énergie propre de l'atome d'hydrogène est $\mathcal{E} = -\frac{13,6}{n^2} \text{ (eV)}$.

À quelle série du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène appartient la raie correspondant à la transition $3 \rightarrow 2$?

☐ (A) Série de Brackett ☐ (B) Série de Paschen ☐ (C) Série de Balmer ☐ (D) Série de Lyman

4) Calculer la longueur d'onde correspondant à cette transition.

☐ (A) $\lambda_{3 \rightarrow 2} = 103 \text{ nm}$ ☐ (B) $\lambda_{3 \rightarrow 2} = 548 \text{ nm}$ ☐ (C) $\lambda_{3 \rightarrow 2} = 658 \text{ nm}$ ☐ (D) $\lambda_{3 \rightarrow 2} = 823 \text{ nm}$

5) Calculer l'énergie d'ionisation $\mathcal{E}_i$ de l'atome d'hydrogène dans l'état excité $3d$.

☐ (A) $\mathcal{E}_i = 0,661 \text{ eV}$ ☐ (B) $\mathcal{E}_i = -4,53 \text{ eV}$ ☐ (C) $\mathcal{E}_i = 13,6 \text{ eV}$ ☐ (D) $\mathcal{E}_i = 1,51 \text{ eV}$

■ Élément nickel

6) On propose différentes configurations électroniques pour l'atome de nickel de numéro atomique $Z = 28$. Quelle(s) configuration(s) ne respecte(nt) pas le principe de Pauli ?

☐ (A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$ ☐ (B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 3d^6 4s^2$
☐ (C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ ☐ (D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 4p^2$

7) Quelle configuration donnée en 6) représente l'atome de Nickel dans son état fondamental ?

8) Quelle configuration donnée en 6) ne comporte aucun électron célibataire ?

9) Quelle configuration donnée en 6) est la moins stable ?

10) Déterminer la composition de l'ion $^{58}\text{Ni}^{2+}$

☐ (A) 30 protons, 28 électrons, 30 neutrons ☐ (B) 30 protons, 28 électrons, 28 neutrons
☐ (C) 28 protons, 28 électrons, 30 neutrons ☐ (D) 28 protons, 26 électrons, 30 neutrons

■ Orbitales atomiques

11) L'oxygène a pour numéro atomique $Z = 8$.

- (A) L'atome d'oxygène possède 2 électrons de cœur et 6 électrons de valence, et sa valence est 6.
 (B) L'atome d'oxygène possède 2 électrons de cœur et 6 électrons de valence, et sa valence est 2.
 (C) L'atome d'oxygène possède 4 électrons de cœur et 4 électrons de valence, et sa valence est 2.
 (D) L'atome d'oxygène possède 4 électrons de cœur et 4 électrons de valence, et sa valence est 4.

12) Pour un électron d'un atome polyélectronique :

- (A) Il peut exister 3 niveaux d'énergie distincts ayant même valeur de nombre quantique principal $n = 4$.
 (B) Il peut exister 16 orbitales atomiques ayant même valeur de nombre quantique principal $n = 4$.
 (C) Il peut exister 16 électrons ayant même valeur de nombre quantique principal $n = 4$.
 (D) Il peut exister 3 niveaux d'énergie distincts dégénérés ayant même valeur de nombre quantique principal $n = 4$.

13) Déterminer les quadruplets de nombres quantiques des 4 électrons de l'atome de béryllium ($Z = 4$) dans son état fondamental.

- (A) $\left(1, 0, 0, \frac{1}{2}\right); \left(1, 0, 0, -\frac{1}{2}\right); \left(2, 0, 0, \frac{1}{2}\right); \left(2, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$.
 (B) $\left(1, 0, 0, \frac{1}{2}\right); \left(1, 1, 0, \frac{1}{2}\right); \left(2, 0, 0, \frac{1}{2}\right); \left(2, 1, 0, \frac{1}{2}\right)$.
 (C) $\left(1, 0, 0, \frac{1}{2}\right); \left(1, 0, 0, -\frac{1}{2}\right); \left(2, 1, 1, \frac{1}{2}\right); \left(2, 1, 1, -\frac{1}{2}\right)$.
 (D) $\left(1, 0, 0, \frac{1}{2}\right); \left(2, 1, 0, \frac{1}{2}\right); \left(2, 1, 1, \frac{1}{2}\right); \left(2, 1, -1, -\frac{1}{2}\right)$.

14) Déterminer la(les) distribution(s) des électrons qui est(sont) possible(s) dans une configuration électronique en nd^6 .

- (A) $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \square$ (B) $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \square \square$
 (C) $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$ (D) $\uparrow\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$

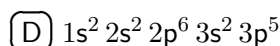
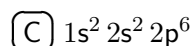
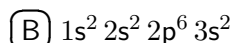
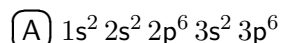
■ **Classification périodique des éléments** On a représenté ci-dessous les 5 premières périodes de la classification périodique des éléments.

	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

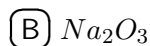
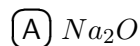
15) Lequel de ces éléments possède exactement deux électrons non appariés ?

- (A) L'hélium He (B) Le béryllium Be (C) Le bore B (D) L'oxygène O

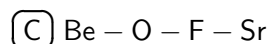
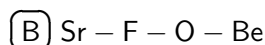
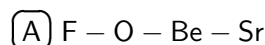
16) Établir la configuration électronique de l'ion formé par le soufre S.



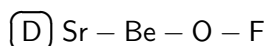
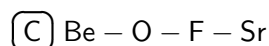
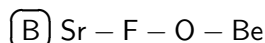
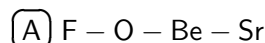
17) Prévoir à l'aide de la classification périodique des éléments la formule chimique de l'oxyde que forme l'élément oxygène O avec l'élément sodium Na.



18) Classer les éléments béryllium Be, oxygène O, fluor F et strontium Sr par ordre d'électronégativité croissante.



19) Classer les éléments béryllium Be, oxygène O, fluor F et strontium Sr par ordre de rayon atomique décroissant.



Réponses

1)	2)	3)	4)	5)	6)	7)	8)	9)	10)	11)	12)	13)	14)	15)	16)	17)	18)	19)
C	D	C	C	D	B	C	A	D	D	B	B/D	A	C	D	A	A	D	D

Solution

1) $\mathcal{E} = \frac{h.c}{\lambda}$ **Rép. C**

Cette relation **doit être connue**. Elle peut toutefois être retrouvée par l'analyse dimensionnelle... à condition de connaître l'unité de la constante de Planck! Ici, cette information était donnée à la question 2) :

$$\left[\frac{h.c}{\lambda} \right] = \frac{[J.s].[m.s^{-1}]}{[m]} = [J]$$

2) L'énergie du photon est calculée à l'aide de la relation de la question précédente :

$$\mathcal{E} = \frac{h.c}{\lambda} = \frac{6,63.10^{-34} \times 3.10^8}{10^{-4}} = 1,99.10^{-21} J$$

Cette énergie peut également être convertie en électron-volt (eV), unité plus appropriée à l'ordre de grandeur du résultat obtenu.

La valeur absolue de la charge d'un électron est : $e = 1,6.10^{-19} C$

On en déduit :

$$1 eV = (1,6.10^{-19} C) \times (1 V) = 1,6.10^{-19} J$$

Donc, pour passer des joules aux électronvolts, il suffit de calculer :

$$\mathcal{E}_{(eV)} = \frac{\mathcal{E}_{(J)}}{1,6.10^{-19} J.eV^{-1}} \stackrel{\text{ici}}{=} \frac{1,99.10^{-21}}{1,6.10^{-19}} = 1,24.10^{-2} eV$$

Donc : $\mathcal{E} = 1,24.10^{-2} eV$ **Rép. D**

3) Les séries proposées appartiennent toutes au spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, et correspondent à des transitions de type $n' \rightarrow n$ avec $n' > n$, c'est-à-dire à une stabilisation de l'atome qui passe ainsi d'un état de plus haute énergie à un état de plus basse énergie.

La raie de la transition $3 \rightarrow 2$ appartient à la série de Balmer $\Rightarrow$ **Rép. C**

◆ Rappel : Transitions, spectre et série ◆

Transition	Domaine du spectre	Série
$n' \rightarrow 1$	ultraviolet	Lymann
$n' \rightarrow 2$	visible	Balmer
$n' \rightarrow 3$	infra rouge	Paschen
$n' \rightarrow 4$	infra rouge	Brackett
$n' \rightarrow 5$	infra rouge	Pfund

4) La variation d'énergie $\Delta\mathcal{E}$ de l'atome d'hydrogène au cours de la transition $3 \rightarrow 2$ vaut :

$$\Delta\mathcal{E}_{at,3 \rightarrow 2} = \mathcal{E}_2 - \mathcal{E}_3 = -\frac{13,6}{2^2} - \left(-\frac{13,6}{3^2}\right) = -1,89 \text{ eV} = -3,02 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Au cours de cette transition, l'atome perd donc l'énergie : $-\Delta\mathcal{E}_{at,3 \rightarrow 2} = 3,02 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Cette énergie perdue correspond à l'énergie $\mathcal{E}_\varphi$ du photon émis au cours de cette transition avec la longueur d'onde $\lambda_{3 \rightarrow 2}$ telle que :

$$\mathcal{E}_\varphi = -\Delta\mathcal{E}_{at,3 \rightarrow 2} = \frac{h \cdot c}{\lambda_{3 \rightarrow 2}}$$

$$\text{Donc : } \lambda_{3 \rightarrow 2} = -\frac{h \cdot c}{-\Delta\mathcal{E}_{at,3 \rightarrow 2}} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{3,02 \cdot 10^{-19}} = 6,58 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

CI : $\lambda_{3 \rightarrow 2} = 658 \text{ nm}$ **Rép. C**

5)

◆ Rappel : Énergie d'ionisation ◆

L'énergie d'ionisation $\mathcal{E}_i$ de l'atome d'hydrogène représente l'énergie qu'il faut fournir à cet atome pour lui arracher son unique électron, c'est-à-dire pour amener cet électron au niveau d'énergie caractérisé par la valeur du nombre quantique principal $n \rightarrow +\infty$

L'atome d'hydrogène étant initialement dans l'état excité 3d, $\mathcal{E}_i$ représente la variation d'énergie :

$$\mathcal{E}_i = \mathcal{E}_\infty - \mathcal{E}_3 = -\frac{13,6}{\infty^2} - \left(-\frac{13,6}{3^2}\right) = 1,51 \text{ eV}$$

CI : $\mathcal{E}_i = 1,51 \text{ eV}$ **Rép. D**

● **Rq :** Précisons une différence par rapport au cours : la définition vue en classe de l'énergie d'ionisation considère la transition de l'atome d'hydrogène depuis son état *fondamental* à l'état ionisé, alors qu'ici le calcul présent a été mené à partir de l'état *excité* 3d.

● **Erreur :** L'énergie d'ionisation étant forcément positive, la réponse B est fausse.

6) Dans la configuration de la réponse B ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 3d^6 4s^2$), 8 électrons occupent la sous-couche 3p ($n = 3$ et $l = 1$). Or il n'y a que 6 quadruplets possibles pour cette sous-couche :

$$\left(3, 1, -1, \frac{1}{2}\right) ; \left(3, 1, -1, -\frac{1}{2}\right) ; \left(3, 1, 0, \frac{1}{2}\right) ; \left(3, 1, 0, -\frac{1}{2}\right) ; \left(3, 1, 1, \frac{1}{2}\right) ; \left(3, 1, 1, -\frac{1}{2}\right)$$

Donc plusieurs électrons devraient posséder le même quadruplet, ce qui contredit évidemment la règle de Pauli.

CI : **Rép. B**

◆ **Rappel : Nombres quantiques d'un électron dans un atome polyélectronique** ◆

● **Règles de quantification** : Il faut 4 nombres quantiques pour caractériser totalement un électron d'un atome polyélectronique. Le tableau ci-dessous reprend les noms, les environnements, les notations, les domaines de définition, les règles de quantification et les occupations maximales pour chacun d'eux :

Nom	Environnement	Notation	Domaine de définition	Règle de Quantification	Nombre maximal d'électrons
Nombre quantique principal	couche	n	$\mathbb{N}^*$	$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, \dots$	$2n^2$
Nombre quantique secondaire	sous-couche	l	$\mathbb{N}$	$0 \leq l \leq n - 1$	$2 \cdot (2l + 1)$
Nombre quantique magnétique	orbitale atomique	m	$\mathbb{Z}$	$-l \leq m \leq +l$	2
Nombre quantique de spin	électron	s	$\mathbb{R}$	$s = \pm \frac{1}{2}$	1

● Le remplissage des OA par les électrons dans un atome obéit à **trois règles de remplissage** :

① **Règle d'exclusion de Pauli**

Deux électrons d'un même atome ou d'un même ion monoatomique ne peuvent avoir les mêmes valeurs de leurs quatre nombres quantiques. Donc, deux quadruplets identiques ne peuvent coexister.

② **Règle de Klechkowski**

Le remplissage des sous-couches se fait par ordre $(n + l)$ croissant, n croissant pour $(n + l)$ constant.

Les sous-couches sont donc remplies dans l'ordre suivant, le remplissage d'une sous-couche donnée ne pouvant commencer que si la précédente est saturée :

- | | |
|-------------------------|-----------------------------------|
| ➤ $n + l = 1$: 1s | ➤ $n + l = 5$: 3d - 4p - 5s |
| ➤ $n + l = 2$: 2s | ➤ $n + l = 6$: 4d - 5p - 6s |
| ➤ $n + l = 3$: 2p - 3s | ➤ $n + l = 7$: 4f - 5d - 6p - 7s |
| ➤ $n + l = 4$: 3p - 4s | ➤ $n + l = 8$: 5f - 6d - 7p |

③ **Règle de Hund**

Lorsqu'une sous-couche n'est que partiellement occupée, la configuration de plus basse énergie, donc la plus stable et la plus probable, est celle correspondant à l'occupation du maximum d'orbitales atomiques, c'est-à-dire celle correspondant à un spin total maximum.

7) L'unique configuration qui obéit à la règle de **Klechkowski** est :

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 4p^2 \Rightarrow \text{Rép. C}$$

● **Erreur** : La configuration A est fausse : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$ contredit la règle de **Klechkowski** puisque la sous-couche 3d test occupée avant la sous-couche 4s.

● **Erreur** : La configuration D est également fausse : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 4p^2$ contredit la règle de Klechkowski puisque la sous-couche 4p est occupée alors que la sous-couche 3d n'est pas saturée à 10 électrons.

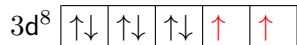
8) Rép. A.

Seule la configuration A, dont toutes les sous-couches sont saturées, ne comporte aucun électron célibataire. En effet :

- la configuration électronique B comporte une sous-couche $3d^6$, donc quatre électrons célibataires :



- la configuration électronique C comporte une sous-couche $3d^8$, donc deux électrons célibataires :

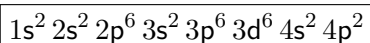


- la configuration électronique D comporte une sous-couche $3d^6$ et une sous-couche $4p^2$, donc six électrons célibataires :



9) Rép. D

La configuration la moins stable est :



Deux justifications possibles au moins :

- cette configuration comporte *deux* sous-couches non saturées en électrons, les sous-couches $3d$ et $4p$ (cf. réponse à la question précédente). Or, la saturation d'une sous-couche tend à stabiliser l'atome, et donc à minimiser son énergie, donc le nombre de sous-couches non saturées.
- c'est la seule des 4 configurations proposées à occuper la sous-couche $4p$, d'énergie plus élevée que toutes celles occupées ici.

10)

◆ Rappel : Signification de la notation ${}_Z^AX$ ◆

- X représente le **symbole chimique** de l'élément.
- Z , appelé **numéro atomique** ou **nombre de charge**, représente le nombre de protons de l'élément.
- A , appelé **nombre de masse**, représente le nombre de nucléons (neutrons + protons) présents dans le noyau de l'élément.

Les neutrons sont électriquement neutres. Les protons, chargés positivement, et les électrons, chargés négativement, portent en valeur absolue la même charge $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. L'atome, **électriquement neutre**, comporte Z protons, Z électrons et $N = A - Z$ neutrons.

L'ion monoatomique est obtenu par cession ou apport d'un ou plusieurs électrons, jamais de protons.

Il existe des atomes ayant même numéro atomique Z , mais des nombres de neutrons, et donc des nombres de masse A différents : on les appelle des **isotopes**.

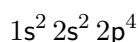
Dans un élément chimique, seul le nombre de protons, donc le numéro atomique Z , est invariable : il représente la signature de l'élément et est directement lié à son nom et à son symbole chimique X

Dans le cas de l'ion ${}^{58}\text{Ni}^{2+}$ de numéro atomique $Z = 28$:

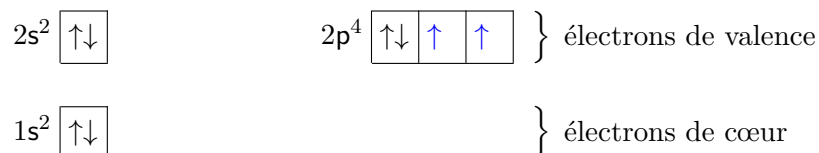
- il y a 28 protons ;
- $N = A - Z = 58 - 28 = 30$: il y a 30 neutrons ;
- l'ion est chargé $2+$, ce qui signifie qu'il y a deux électrons de moins que de protons, soit 26 électrons.

Cl : Rép. D : l'ion ${}^{58}\text{Ni}^{2+}$ possède donc 28 protons, 26 électrons, 30 neutrons.

11) La configuration électronique de l'atome d'oxygène ($Z = 8$) est :



La distribution des électrons dans les sous-couches est la suivante :



♦ **Rappel : Électrons de valence - schéma de Lewis - valence** ♦

- Les **électrons de valence** d'un atome sont ceux dont le nombre quantique principal n est le plus grand **ou** qui appartiennent à une sous-couche en cours de remplissage : ce sont les électrons les plus périphériques et les moins liés au noyau, donc ceux qui sont susceptibles d'être impliqués dans des *liaisons de covalence*, d'où le nom qui leur a été donné.
- Les **électrons de cœur** sont les autres électrons, occupant les couches les plus profondes, de plus basse valeur de n et donc de plus faible énergie : ce sont les électrons les plus liés au noyau.
- Le **schéma de Lewis** de l'atome représente *uniquement* les électrons de valence.
- La **valence d'un atome** est le nombre de liaisons covalentes simples auxquelles peut participer cet atome.

L'oxygène possède donc 2 électrons de cœur et 6 électrons de valence.

Son schéma de Lewis est : $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}\cdot$

La valence de l'oxygène est donc égale à deux, comme dans le cas de la molécule d'eau H_2O où un atome d'oxygène se lie à deux atomes d'hydrogène par deux liaisons covalentes simples.

L'atome d'oxygène possède finalement **2 électrons de cœur** et **6 électrons de valence**, et **sa valence est 2**.

Cl : Rép. B

12)

♦ **Rappel : Niveaux d'énergie d'un atome polyélectronique** ♦

Pour un **atome polyélectronique**, un **niveau d'énergie** $\mathcal{E}_{(n,l)}$ correspond à une valeur donnée du couple (n, l) des deux premiers nombres quantiques.

- Il existe donc 4 niveaux distincts ayant même valeur de nombre quantique principal $n = 4$: ce sont les sous-couches 4s, 4p, 4d et 4f, correspondant respectivement aux valeurs du nombre quantique secondaire $l = 0, 1, 2$ et 3.

⇒ la réponse A est fausse.

- On peut associer (cf. le **rappel** du corrigé de la question **6**) :

- **1** unique triplet de nombres quantiques à la sous-couche 4s : $(n, l, m) = (4, 0, 0)$

- **3** triplets de nombres quantiques à la sous-couche 4p :

$$(n, l, m) = (4, 1, -1) ; (4, 1, 0) ; (4, 1, 1)$$

- **5** triplets de nombres quantiques à la sous-couche 4d :

$$(n, l, m) = (4, 2, -2) ; (4, 2, -1) ; (4, 2, 0) ; (4, 2, 1) ; (4, 2, 2)$$

- **7** triplets de nombres quantiques à la sous-couche 4f :

$$(n, l, m) = (4, 3, -3) ; (4, 3, -2) ; (4, 3, -1) ; (4, 3, 0) ; (4, 3, 1) ; (4, 3, 2) ; (4, 3, 3)$$

On a donc **16 orbitales atomiques** possibles pour la même valeur du nombre quantique principal $n = 4$.

⇒ la réponse B est correcte.

- Comme chaque orbitale atomique (case quantique) peut être occupée par au plus deux électrons (conséquence de la règle de Pauli), il peut exister $16 \times 2 = 32$ **électrons** ayant le même nombre

quantique principal $n = 4$.
 $\Rightarrow$ la réponse C est fausse.

◆ **Rappel : dégénérescence d'un niveau d'énergie** ◆

Lorsqu'on peut associer plusieurs orbitales atomiques (case quantiques) à un même **niveau d'énergie** $\mathcal{E}_{(n,l)}$ d'un atome polyélectronique, on parle d'un niveau « **dégénéré** ».

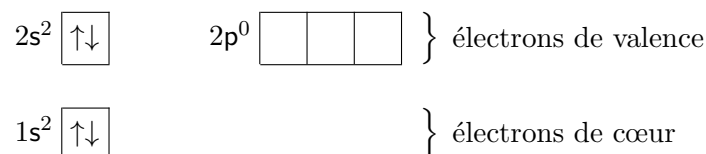
• D'après ce qui précède, le niveau $4s$ n'est pas dégénéré (une seule OA) alors que les niveaux $4p$ (3 OA), $4d$ (5 OA) et $4f$ (7 OA) le sont.

Donc, il existe **3 niveaux d'énergie distincts dégénérés** ayant même valeur de nombre quantique principal $n = 4$. $\Rightarrow$ la réponse D est correcte.

CI : Rép. B et D.

13) La configuration électronique du béryllium ($Z = 4$) est : $1s^2 2s^2$

On a donc, en respectant les règles de quantification et les règles de remplissage (règle de Pauli, Klechkowski et Hund) :



Ce qui correspond aux quadruplets de nombres quantiques :

$$\underbrace{\left(1, 0, 0, \frac{1}{2}\right) ; \left(1, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)}_{\text{OA de } 1s} ; \underbrace{\left(2, 0, 0, \frac{1}{2}\right) ; \left(2, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)}_{\text{OA de } 2s}$$

CI : Rép. A

- **Erreur** : la réponse B est fausse car le quadruplet $\left(1, 1, 0, \frac{1}{2}\right)$ n'existe pas : la règle de quantification $0 \leq l \leq n - 1$ n'y est pas vérifiée puisque $l = n = 1$.
- **Attention** : les réponses C et D sont également fausses : si les propositions respectent les règles de quantification, elles ne respectent pas la règle de remplissage de Klechkowski : le béryllium ne possédant que 2 électrons dans la couche $n = 2$, sa sous-couche $2p$ ne peut pas être occupée puisque c'est la sous-couche $2s$ qui doit être remplie dans l'état fondamental.

14) Rép. C : c'est l'unique réponse qui respecte à la fois :

- la règle d'exclusion de Pauli : les électrons appariés doivent avoir des spins opposés sur une même OA ;
- et la règle de Hund : en cas d'occupation partielle d'une sous-couche, les maximum d'orbitales atomiques doit être occupé, avec un spin total maximum.

- **Erreurs** : les réponses A et B ne vérifient pas la règle de Hund, alors que la réponse D ne vérifie pas la règle de Pauli.

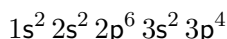
15) La classification périodique donne accès à Z , donc au nombre d'électrons du cortège électronique, donc à la configuration électronique. On constate que :

- l'hélium et le béryllium ne possèdent que des couches saturées (pour Be, cf. 13)) ;
- le bore ne possède d'un électron dans sa sous-couche $2p$; ce dernier est donc forcément non apparié ;
- l'**oxygène possède** 4 électrons dans sa sous-couche $2p$. Pour respecter la règle de Hund (la configuration la plus stable est celle du spin maximal), il y a **deux électrons non appariés** (cf. 11)).

CI : Rép. D

Atome	Z	Configuration électronique	Électrons non appariés
He	2	$1s^2$	0
Be	4	$1s^2 2s^2$	0
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	1
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	2

16) La configuration électronique de l'atome de soufre est :



Sauf exceptions qui s'expliquent par des facteurs cinétiques, la règle qui régit l'ensemble des réactions chimiques est toujours la même : les espèces qui existent (ou ont spontanément tendance à se former) sont celles qui sont *les plus stables*, donc *d'énergies les plus faibles*.

Or, il apparaît que la stabilité des éléments chimiques est liée au taux de remplissage de leur couche électronique externe, et que **les éléments les plus stables sont ceux dont la couche externe est saturée en électrons**. Ces éléments, situés dans la dernière colonne de la classification périodique, sont tous des **gaz rares**, souvent qualifiés de nobles car inertes chimiquement, stables, non combustibles.

Cette règle s'applique en particulier à la formation des ions : Si un ion existe, c'est qu'il est stable. Dans le cas des éléments des trois premières périodes, on peut affirmer qu'en formant des ions, tous les éléments cherchent à acquérir une configuration électronique de gaz rare, et qu'ils choisissent pour le faire la voie qui minimise leur charge :

- les atomes associés aux éléments des colonnes 1, 2 et 13 perdent donc un ou plusieurs électrons et forment des cations ;
- les atomes associés aux éléments des colonnes 15, 16 et 17 gagnent un ou plusieurs électrons et forment des anions.

Appartenant à la colonne 16, le soufre forme donc l'anion S^{2-} , lequel possède la configuration électronique de l'argon : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

CI : Rép. A.

17) Pour répondre à cette question, il suffit d'appliquer la règle de la question précédente aux éléments sodium et oxygène :

- comme le sodium appartient à la colonne 1, il forme le cation Na^+ , lequel possède la configuration électronique du néon : $1s^2 2s^2 2p^6$
- comme l'oxygène appartient à la colonne 16, il forme l'anion O^{2-} , lequel possède également la configuration électronique du néon : $1s^2 2s^2 2p^6$.

La formule chimique de l'oxyde que forme l'élément oxygène O avec l'élément sodium Na, qui à la fois soit la plus simple et respecte l'électronéutralité de la matière, est Na_2O .

CI : Rép. A.

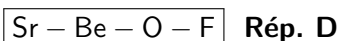
18)

◆ Rappel : L'électronégativité ◆

L'électronégativité d'un élément chimique, c'est-à-dire son avidité pour les électrons, croît :

- ① **dans une même période de la gauche vers la droite** — car plus la couche externe de l'élément se remplit, plus il tend vers la saturation de fin de période ;
- ② **dans une même colonne du bas vers le haut** — car moins l'élément comporte de couches électroniques, moins d'une part un électron supplémentaire est soumis à des forces électrostatiques répulsives de la part des autres électrons, et plus d'autre part cet électron est attiré par le noyau positif, car il en est plus proche.

On déduit des propriétés ① et ② le classement par électronégativité croissante :



19)

◆ Rappel : Rayon atomique ◆

Le rayon atomique d'un élément chimique :

① **décroît dans une même période de la gauche vers la droite** — et ceci bien que le nombre d'électrons augmente (!), car la stabilisation énergétique permet un édifice de plus en plus compact ;

② **croît dans une même colonne du haut vers le bas** — car le nombre de couches électroniques augmente.

On déduit des propriétés ① et ② le classement par rayon atomique décroissant :

Sr – Be – O – F

Rép. D