

1. Le nombre de masse et le numéro atomique de chaque atome sont indiqués dans le tableau suivant: ${}^4\text{He}$, ${}^{12}\text{C}$, ${}^{14}\text{N}$, ${}^{16}\text{O}$, et

Atome	Nombre de masse: A	Numéro atomique: Z	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
He	4	2	2	2	2
C	12	6	6	6	6
N	14	7	7	7	7
O	16	8	8	8	8
Ar	40	18	18	22	18
Ti	48	22	22	26	22

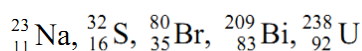
Le nombre de protons et le nombre d'électrons sont obtenus d'après la relation suivante:

Nombre de protons = nombre d'électrons = numéro atomique

Le nombre de neutrons est déduit de la relation suivante:

Nombre de neutrons = nombre de masse - protons

2. Donner la constitution des noyaux des éléments suivants et nommer ces éléments :



Atome	Nombre de masse: A	Numéro atomique: Z	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
Na (sodium)	23	11	11	12	11
S (soufre)	32	16	16	16	16
Br (brome)	80	35	35	45	35
Bi (bismuth)	209	83	83	126	83
U (uranium)	238	92	92	146	92

3. Les résultats sont rassemblés dans le tableau suivant:

Isotopes	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
${}^{16}\text{O}$	8	8	8
${}^{17}\text{O}$	8	9	8
${}^{18}\text{O}$	8	10	8

Le nombre de protons est égal au nombre d'électrons pour tous les isotopes. Le nombre de neutrons est égal au nombre de masse moins le nombre de protons.

Calcul de la masse atomique de l'oxygène naturel:

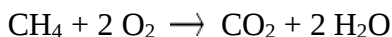
$$M = (99,76 \times 15,9949) + (0,04 \times 16,9991) + (0,2 \times 17,9922) / 100 = 15,9993 \text{ u.m.a.}$$

4. Masse atomique du carbone (12), de l'hydrogène (1), de l'azote (14) et de l'oxygène (16).

Calculs de la masse molaire:

- de l'eau (H₂O): $M = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$
- du méthane (CH₄): $M = 12 + 4 \times 1 = 16 \text{ g/mol}$
- du monoxyde d'azote (NO): $M = 14 + 16 = 30 \text{ g/mol}$
- de l'oxygène (O₂): $M = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$
- du dioxyde de carbone (CO₂): $M = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$

Equation chimique correspondant à la combustion totale du méthane en présence d'oxygène:



5. On note x la proportion de ³⁵Cl et y celle de ³⁷Cl:

$$x + y = 1 \text{ d'où } y = 1 - x$$

La mise en équation du problème donne:

$$35,453 = (34,9689 (x) + 36,9659 (y))/100 \quad \square \quad 35,453 = (34,9689 (x) + 36,9659 (1 - x))/100$$

$$\text{D'où: } x = 75,7 \% \text{ et } y = 24,3 \%$$

6. Un gramme de radium libère $13,8 \cdot 10^{10}$ particules α par seconde (soit par an $(365 \times 24 \times 3600 = 4,365 \cdot 10^{18}$ particules) et produit $0,158 \text{ cm}^3$ ($0,158 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$) d'hélium gazeux par an (à 0°C et sous 760 mmHg)

$$\text{Masse volumique d'He } \square = 0,1785 \text{ kg/m}^3 \text{ et masse atomique d'He } M = 4,0026 \text{ g.mol}^{-1} = 4,0026 \cdot 10^{-3} \text{ kg.mol}^{-1}$$

Calcul de la valeur du nombre d'Avogadro:

$$\square (\text{Masse volumique}) = m (\text{masse}) / V (\text{volume})$$

$$\text{et } m = n (\text{nombre de mole}) \times M (\text{masse atomique}) \quad \square \quad n = m/M = (\square \times V) / M$$

$$n = (0,1785 \times 0,158 \cdot 10^{-6}) / 4,0026 \cdot 10^{-3} = 7,046 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$

$$\text{Donc } N_a = \text{nombre de particules} / n = 4,365 \cdot 10^{18} / 7,046 \cdot 10^{-6} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

7.	C	+	O₂	→	CO₂
masses en g:	6		15,98475		21,98475
			(21,98475 - 6)		

$$\text{masses en u.m.a:} \quad (12,01114 \times n) \quad (M \times 2n)$$

Avec n = le nombre d'atomes et M la masse atomique de O, on 2 atomes d'oxygène pour un atome de carbone. Le rapport des masses est indépendant des unités d'où:

$$(M \times 2n / 12,01114 \times n) = 15,98475 / 6 \quad \square \quad 2M / 12,01114 = 15,98475 / 6$$

$$M = [15,98475 \times 12,01114] / [6 \times 2] = 15,9996 \text{ u.m.a.}$$

8. Il est plus simple de faire le calcul du nombre de moles d'atomes, soit n ce nombre.

$$\text{Dans 1g d'Ag, } n = 1/107,8 = 9,3 \times 10^{-3} \text{ moles.}$$

$$\text{Dans 1g de Ne } n = 1/20,2 = 4,95 \times 10^{-2} \text{ moles.}$$

$$\text{Dans 1g de NH}_3 \text{ il y a } n' = 1/(14 + 3 \times 1,008) \text{ moles de molécules soit } n = 4 \times n' = 0,235. \text{ (4 le nombre d'atome dans la molécule)}$$

$$\text{Dans 1g d'octane (C}_8\text{H}_{18}) \text{ il y a } n' = 1/(8 \times 12,011 + 18 \times 1,008) \text{ moles de molécules soit } n = 26 \times n' = 0,227. \text{ (26 le nombre d'atome dans la molécule)}$$

1g de NH₃ contient le plus grand nb d'atomes.

9. Dans 10 g de Cl_2 , $n_{\text{Cl}_2} = 10 / (2 \times 35,453) = 1,41 \cdot 10^{-1}$ mole. $\square n_{\text{Cl}} = 2 \times n_{\text{Cl}_2} = 2,82 \cdot 10^{-1}$ mole.

Dans 10,1 g de NaCl , $n_{\text{NaCl}} = 10,1 / (35,453 + 22,999) = 1,73 \cdot 10^{-1}$ mole. $\square n_{\text{Cl}} = n_{\text{NaCl}} = 1,73 \cdot 10^{-1}$ mole.

Dans 50 g de KClO_3 , $n_{\text{KClO}_3} = 50 / (39,102 + 35,453 + 3 \times 15,999) = 4,08 \cdot 10^{-1}$ moles. $\square n_{\text{Cl}} = n_{\text{KClO}_3} = 4,08 \cdot 10^{-1}$ mole.

Dans 0,1 mole de Cl_2 , $n_{\text{Cl}} = 2 \times 0,1 \text{ mole} = 0,2 \text{ mole}$.

La plus grande masse de chlore est dans l'échantillon de 0,1 mole de Cl_2 .

10. Une mole d'un composé contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes d'hydrogène, 35,5 g de chlore et 64,0 g d'oxygène. Quelle est sa formule : HClO_2 , HClO , HClO_3 , $\text{H}(\text{ClO})_2$ ou HClO_4 ?

$$n_{\text{H}} = 6,02 \cdot 10^{23} / 6,02 \cdot 10^{23} = 1 \text{ mol.}$$

$$n_{\text{Cl}} = m_{\text{Cl}} / M_{\text{Cl}} = 35,5 / 35,5 = 1 \text{ mol.}$$

$$n_{\text{O}} = m_{\text{O}} / M_{\text{O}} = 64 / 16 = 4 \text{ mol.}$$

Donc le composé est le HClO_4 .

11. Proposer dans chacun des cas suivants, deux atomes qui possèdent : le même numéro atomique mais qui diffèrent par leur nombre de neutrons - le même nombre de nucléons mais des numéros atomiques différents - le même nombre de neutrons mais des numéros atomiques différents - le même nombre de protons et le même nombre de neutrons mais qui diffèrent par leur nombre d'électrons.

Deux atomes qui possèdent le même numéro atomique mais qui diffèrent par leur nombre de neutrons : $^{14}_6\text{C}$ et $^{12}_6\text{C}$,

Deux atomes qui possèdent le même nombre de nucléons mais des numéros atomiques différents : ^3_1H et ^3_2He

Deux atomes qui possèdent le même nombre de protons et le même nombre de neutrons mais qui diffèrent par leur nombre d'électrons : Na et Na^+

12. Pour un atome monoélectronique, combien y-a-t-il de nombres quantiques pour caractériser une orbitale atomique? (voir le cours)

Même question pour un atome à n électrons. (voir le cours)

13. On considère la couche N d'un atome.

a. Quelle est la valeur du nombre quantique principal n ?

- Quelles sont les valeurs prises par le nombre quantique secondaire l ?
- Combien comporte-t-elle de sous-couches? Préciser le symbolisme
- Quelles sont les valeurs prises par le nombre quantique m_l ?
- Combien comporte-t-elle d'orbitales atomiques?

n = 4 couche N	l = 0 électron s	$m_l = 0$	4s (1 états)
	l = 1 électron p	$m_l = 0, -1 \text{ ou } 1$	4p (3 états)
	l = 2 électron d	$m_l = 0, -1, 1, 2 \text{ ou } -2$	4d (5 états)
	l = 3 électron f	$m_l = 0, -1, 1, 2, -2, 3 \text{ ou } -3$	4f (7 états)

- Rappeler le principe de Pauli

Puisque le quadruplet (n, l, m_l, m_s) définit entièrement l'état d'un électron, il est impossible que deux électrons d'un même atome possèdent quatre nombres quantiques identiques. Par conséquent une orbitale atomique donnée peut être occupée par au plus deux électrons, de nombres magnétiques de spin opposés.

- Combien contient-t-elle d'électrons au plus? 32

14. Pour les atomes suivants: Béryllium (Be, $Z = 4$), Soufre (S, $Z = 16$), Manganèse (Mn, $Z = 25$).

- Indiquer le nombre d'électrons
- Rappeler les principes de remplissage selon la règle de Klechkowski
- Donner la configuration électronique de l'atome dans son état fondamental
- Préciser la configuration de valence et la configuration de cœur
- Représenter la configuration de valence au moyen des cases quantiques.

Les configurations sont obtenues en appliquant les principes de remplissage détaillés dans le cours; les niveaux sont complétés selon la règle de Klechkowski (pas d'exception ici), mais on écrit les sous-niveaux d et f avant les sous-couches s remplies avant eux (parce qu'elles sont aussi vidées avant eux).

Atome	Z	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Configuration de valence
Be	4	4	$1s^2 2s^2$	↑ ↓

S	16	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$		
Mn	25	25	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$

La configuration de valence est indiquée en bleu et la configuration de coeur en rouge.

15. Pour chaque atome de la dernière colonne de la classification périodique, donner le numéro atomique puis la configuration électronique. Préciser la configuration de coeur et de valence. Représenter la configuration de valence au moyen des cases quantiques. Que remarquez-vous?

Atome	Z	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Configuration de valence
He	2	2	$1s^2$	$\uparrow \downarrow$
Ne	10	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$
Ar	18	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$
Kr	36	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$	$\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$
Xe	54	54	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$	$\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$
Rn	86	86	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$	$\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$

La configuration de valence est indiquée en bleu et la configuration de coeur en rouge.

Remarque: tous les éléments des gaz rares ont le même nombre d'électrons de valence (8), excepté He qui n'en possède que 2. Leur couche de valence est totalement saturée ce qui procurent à ces éléments une très grande stabilité.

16. Pour chaque atome de la deuxième ligne de la classification périodique, donner le numéro atomique puis la configuration électronique. Préciser la configuration de coeur et de valence. Représenter la configuration de valence au moyen des cases quantiques. Que remarquez-vous?

Atome	Z	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Configuration de valence
Li	3	3	$1s^2 2s^1$	$\uparrow$

Be	4	4	$1s^2 2s^2$	↑ ↓			
B	5	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑ ↓ ↑			
C	6	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑ ↓ ↑	↑		
N	7	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑ ↓ ↑	↑	↑	↑
O	8	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑ ↓ ↑ ↓	↑	↑	↑
F	9	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑ ↓ ↑ ↓ ↑	↓	↑	↑
Ne	10	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑ ↓ ↑ ↓ ↑ ↓	↑	↓	↓

La configuration de valence est indiquée en bleu et la configuration de cœur en rouge.

Remarque: Les éléments d'une même période ont tous le même nombre quantique principal (ici 2).

17. Donner la configuration électronique pour chacun des ions suivants: Na^+ , O^{2-} , F^- , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^+ , Mg^{2+} , S^{2-} , Cr^{3+} , Mn^{2+} .

Représenter la configuration de valence au moyen des cases quantiques.

Que peut-on dire des ions Na^+ , O^{2-} , F^- ? Comment les qualifie-t-on ?

Ion	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Configuration de valence
Na^+	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑ ↓ ↑ ↓ ↑ ↓ ↑ ↓
O^{2-}	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑ ↓ ↑ ↓ ↑ ↓ ↑ ↓

F ⁻	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		
Fe ²⁺	24	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$	↑↓	↑	↑	↑	↑	
Fe ³⁺	23	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$	↑	↑	↑	↑	↑	
Cu ⁺	28	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
Mg ²⁺	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		
S ²⁻	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		
Cr ³⁺	21	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$	↑	↑	↑			
Mn ²⁺	23	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$	↑	↑	↑	↑	↑	

Na⁺, O²⁻ et F⁻ possèdent la même configuration électronique que Ne: on dit qu'ils sont isoélectroniques de Ne.

18. Quel atome et quel(s) ion(s) possèdent la structure électronique suivante:
 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

Ar, S²⁻, Cl⁻, K⁺, Ca²⁺ et Sc³⁺.

19. Pour le calcium et le zinc, donner le numéro atomique puis la configuration électronique.

Préciser la configuration de cœur et de valence. Représenter la configuration de valence au moyen des cases quantiques.

Quelle analogie et quelle différence y a-t-il entre les configurations électroniques de ces deux atomes?

Atome	Z	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Configuration de valence
Ca	20	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$\uparrow \quad \downarrow$
Zn	30	30	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$\uparrow \quad \downarrow$

Ces deux atomes sont situés sur la 4ème période donc ils possèdent le même nombre quantique principal (4). Leur configuration électronique diffère par la couche 3d de Zn que Ca ne possède pas, cependant cette couche 3d étant complètement saturée chez Zn, ils ont donc la même configuration de valence.

20. Sachant que le gallium occupe la quatrième période, colonne 13 de la classification périodique, quelle est sa configuration électronique fondamentale ?

Quatrième période : $n=4$; colonne 13 : 13 électrons de valence $\rightarrow 3d^{10} 4s^2 4p^1$

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

Même question pour le baryum, occupant la sixième période, colonne 2 – on utilisera la notation abrégée des orbitales de cœur, sachant que le gaz rare de la cinquième période est le xénon, Xe.

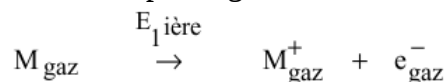
Sixième période : $n=6$; colonne 2 : 2 électrons de valence $\rightarrow 6s^2$

Ba : $[\text{Xe}] 6s^2$

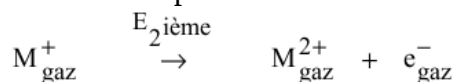
21. Le numéro atomique du mercure est $Z = 80$.

- Quelle est la structure électronique du mercure ? Combien d'électrons de valence possède-t-il ?
- Définir l'énergie de première ionisation d'un élément, en spécifiant les états physiques des espèces mise en jeu.
- L'Or (Au) a pour numéro atomique $Z=79$. Quel élément de l'or ou du mercure possède la plus forte énergie de première ionisation ? Qu'en est-il de l'énergie de deuxième ionisation ? Justifier les réponses.

- Hg : [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2$; 12 électrons de valences
- Le potentiel (ou énergie) de première ionisation d'un élément est l'énergie qu'il faut fournir à cet élément en phase gazeuse pour lui arracher un électron (considéré en phase gazeuse) et former son ion en phase gazeuse soit :



- L'or (Au) de numéro atomique $Z = 79$ a une configuration : Au : [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^1$. Il est relativement plus facile de former son ion Au^+ de configuration : Au^+ : [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^0$ (toutes les sous-couches étant complètement remplie) que pour le mercure. L'or possède un potentiel de première ionisation plus faible que celui du mercure. Ce résultat est prévu par le modèle de Slater !
- L'énergie de deuxième ionisation est le processus :



- Cette fois-ci, il sera beaucoup plus aisé de former Hg^{2+} : [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^0$ que Au^{2+} : [Xe] $4f^{14} 5d^9 6s^0$. L'énergie de 2ième ionisation du mercure est donc beaucoup plus faible que celle de l'or. Ce résultat ne sera pas prévu par le modèle de Slater !

22. Construire rapidement la classification périodique, placer les trois premières lignes et les colonnes 1, 2, 16, 17 et 18. Donner le nom de ces familles chimiques.

(voir la classification périodique)

23. Soit un atome de chlore (Cl, $Z = 17$):

- Donner sa configuration électronique
 - A quelle période de la classification de Mendeleïev appartient-il?
 - Quel est le point commun à tous les atomes de cette période?
 - A quelle famille chimique du tableau périodique appartient-il?
 - Préciser les principales propriétés de ces éléments.
- Configuration électronique du chlore (^{17}Cl): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - Il appartient à la 3ème période de la classification périodique car $n=3$.
 - Tous les atomes de cette période ont la même configuration de cœur.
 - Le chlore appartient à la famille des halogènes.
 - Principales propriétés de ces éléments:
 - électronégativité importante, idem pour E_1 et AE,
 - Z^* est grand en fin de période,
 - le rayon covalent ou ionique est donc assez faible,
 - capte facilement un électron,
 - formation d'un anion puis de liaisons ioniques avec les métaux (NaCl) ou des liaisons covalentes avec les non métaux (HCl),
 - oxydants,
 - Cl_2 est gazeux à température ambiante