

Exercice 1

n : neutron ; p : proton ; él : électron

Mn : 30 n, 25 p, 25 él

Ar : 22 n, 18 p, 18 él

Mo : 54 n, 42 p, 42 él

Ti : 26 n, 22 p, 22 él ; Pb²

125 n, 82 p, 80 él

Br⁻ : 45 n, 35 p, 36 él

Sb³ : 71 n, 51 p, 48 él

P³⁻ : 16 n, 15 p, 18 él.

Exercice 2

Il s'agit de calculer la moyenne pondérée des quatre masses atomiques :

$$Ar_{\text{moy}} = 53,953 (6,04/100) + 55,948 (91,57/100) + 56,960 (2,11/100) + 57,959 (0,28/100) = 55,854$$

Cette valeur est conforme à la masse atomique expérimentale : 55,85

Exercice 3

Si x et y sont les pourcentages isotopiques de ⁶Li et de ⁷Li, tels que:

$$x + y = 1 \text{ (100 \%)} \text{ et } 6,017 x + 7,018 y = 6,943$$

on trouve: ⁶Li: 7,4%; ⁷Li: 92,6 %.

Exercice 4

a) Si x et y sont les pourcentages isotopiques de ³⁵Cl et ³⁷Cl, tels que:

$$x + y = 1 \text{ (100 \%)} \text{ et } 35 x + 37 y = 35,5$$

on trouve: x = 0,75 et y = 0,25 donc ³⁵Cl: 75%; ³⁷Cl: 25 %.

La masse moléculaire moyenne du dichlore Cl₂ égale au double de la masse atomique du chlore soit 71.

b) ³⁵Cl³⁵Cl (M = 70), ³⁵Cl ³⁷Cl ou ³⁷Cl ³⁵Cl (M = 72), ³⁷Cl³⁷Cl (M = 74)

c) Connaissant les différentes probabilités de trouver ³⁵Cl (75%) ou ³⁷Cl (25 %), les probabilités de trouver simultanément les deux étant multiplicatives, on trouve:

$$0,75 \times 0,75 = 0,5625 \text{ soit } 56,25\% \text{ pour } ^{35}\text{Cl}^{35}\text{Cl}$$

$$0,25 \times 0,25 = 0,0625 \text{ soit } 6,25\% \text{ pour } ^{37}\text{Cl}^{37}\text{Cl}$$

$$2 \times 0,25 \times 0,75 = 0,375 \text{ soit } 37,5\% \text{ pour } ^{35}\text{Cl} ^{37}\text{Cl} \text{ et } ^{37}\text{Cl} ^{35}\text{Cl}$$

$$d) 70 \times 0,5625 + 74 \times 0,0625 + 72 \times 0,375 = 71$$

Valeur que l'on peut déterminer directement à partir de la masse atomique du chlore naturel (35,5).

Exercice 5

Masse expérimentale d'un atome: $85,911 \times 1,660 \cdot 10^{-27} = 1,4261 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$.

L'atome de Krypton 86 comporte 36 électrons, 36 protons et 50 neutrons. La somme des masses de ces particules:

$$50 \times 1,6749 \cdot 10^{-27} + 36 \times 1,6726 \cdot 10^{-27} + 36 \times 9,110 \cdot 10^{-31} = 1,4399 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \rightarrow \text{Valeur supérieure à celle calculée pour l'atome}$$

Cette différence (proche de 1 %) ou « défaut de masse » s'explique par la libération d'énergie lors de la formation du noyau à partir de ses constituants élémentaires.

Exercice 6

1. Selon le tableau périodique la masse 235,044 u.m.a est celle de l'atome d'uranium ($Z=92$) $^{235}_{92}\text{U}$.

La masse « théorique » d'un noyau de ^{235}U :

$$M_{\text{théorique}} = 92 \times 1,00718 + 143 \times 1,00850 = 236,876 \text{ u.m.a}$$

2. Défaut de masse:

$$\Delta m = 236,876 - 235,044 = 1,832 \text{ u.m.a / noyau} = 1,832 \cdot 10^{-3} \text{ Kg / mole de noyaux}$$

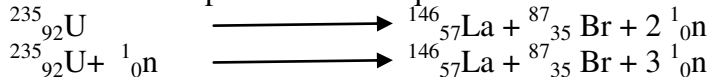
3. Energie de cohésion:

$$E = \Delta m \times C^2 = 1,832 \cdot 10^{-3} \times (3 \cdot 10^8)^2 = 1,649 \cdot 10^{14} \text{ J / mole de noyau}$$

$$E = 1,649 \cdot 10^{14} / 6,022 \cdot 10^{23} = 2,738 \cdot 10^{-10} \text{ J / noyau}$$

4. Réaction de fission:

Deux écritures possibles selon qu'on fait ou non intervenir le neutron provoquant la fission.



5. Défaut de masse associé a cette réaction:

$$\Delta m = 235,044 - 145,943 - 86,912 - (2 \times 1,00850) = 0,172 \text{ u.m.a} = 0,172 \cdot 10^{-3} \text{ kg / mole}$$

6. Energie dégagée par la fission d'une mole d'atome de ^{235}U (en J.mol^{-1}):

$$E = \Delta m C^2 = 0,172 \cdot 10^{-3} \times (3 \cdot 10^8)^2 = 1,548 \cdot 10^{13} \text{ J / mole}$$

7. En déduire l'énergie dégagée par la fission d'un kilogramme de ^{235}U (en J.Kg^{-1}):

$$E = 1,548 \cdot 10^{13} \text{ J / } 235 \text{ g de } ^{235}\text{U}$$

$$E = 1,548 \cdot 10^{13} \text{ J / } 235 = 6,59 \cdot 10^{10} \text{ J / g de } ^{235}\text{U} = 6,59 \cdot 10^{13} \text{ J / kg de } ^{235}\text{U}$$

8. Masse de charbon équivalente : $M_C = 6,59 \cdot 10^{13} / 33400 \cdot 10^3 = 1,973 \cdot 10^6 \text{ Kg} \cong 2000 \text{ tonnes}$

La fission de 1 g d'Uranium dégage autant d'énergie que la combustion de 2 t de charbon.

Les réactions nucléaires sont beaucoup plus énergétiques que les réactions chimiques, cela explique l'utilisation des centrales nucléaire malgré tous les problèmes qu'elles posent.

Exercice 7

$$1. E = h.c / \lambda$$

$$2. E = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 / 0,1 \times 10^{-3} = 198,9 \cdot 10^{-23} \text{ J}$$

Exercice 8

1. Le retour sur le niveau $n = 2$ donne naissance à la série de Balmer

2. Le passage du niveau 3 au niveau 2 correspond à une émission d'énergie de valeur absolue :

$$|E_2 - E_3| = 1,88 \text{ eV} = 1,88 \times 1,6 \times 10^{-19} \text{ J} = 3,008 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$3. E_{3d} = 1,51 \text{ eV}$$

Exercice 9

$$1. v = c / \lambda \text{ et } E = h v = h C / \lambda$$

$$\text{Raie 1 : } \lambda_1 = 605 \text{ nm}$$

$$v_1 = 3 \cdot 10^8 / 605 \cdot 10^{-9} = 4,95 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E_1 = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 4,95 \cdot 10^{14} = 3,27 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{Raie 2 : } \lambda_2 = 461 \text{ nm}$$

$$v_2 = 3 \cdot 10^8 / 461 \cdot 10^{-9} = 6,50 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E_2 = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 6,50 \cdot 10^{14} = 4,30 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

2. Raie 1 : Couleur jaune orangée (longueur d'onde élevée fréquence et énergie faibles)

Raie 2 : Couleur bleue (longueur d'onde faible fréquence et énergie élevées)

Exercice 10

$$1. \Delta E = E_0 (1 / n^2 - 1 / m^2)$$

$$(1 / n^2 - 1 / m^2) = \Delta E / E_0$$

$$\text{Ici } n = 1$$

$$\begin{aligned}
(1 - 1/m^2) &= \Delta E / E_0 \\
1/m^2 &= 1 - (\Delta E / E_0) = 1 - (10,2 / 13,6) = 0,25 \\
m^2 &= 4 \text{ et } m = 2 \longrightarrow \text{niveau 2} \\
2. \lambda &= 1027 \text{ \AA} = 1027 \cdot 10^{-10} \text{ m} \\
E &= h \cdot C / \lambda = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 310^8 / 1027 \cdot 10^{-10} = 1,934 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 12,086 \text{ eV} \\
\Delta E &= E^0 (1/n^2 - 1/m^2) \\
(1/n^2 - 1/m^2) &= \Delta E / E^0 \\
\text{Ici } m &= 3 \\
(1/n^2 - 1/9) &= \Delta E / E^0 \\
1/n^2 &= 1/9 + (\Delta E / E^0) = 1/9 + (12,086 / 13,6) = 0,9998 \\
n^2 &= 1 \text{ et } n = 1 \longrightarrow \text{niveau 1} \\
3. \Delta E &= E_0 (1/n^2 - 1/m^2) \text{ avec } n = 2 \text{ et } m = 4 \\
\Delta E &= 13,6 (1/2^2 - 1/4^2) = 2,55 \text{ eV} = 4,08 \cdot 10^{-19} \text{ J} \\
\Delta E &= h \cdot c / \lambda \longrightarrow \lambda = h \cdot c / \Delta E = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 / 4,08 \cdot 10^{-19} = 4,867 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 4867 \text{ nm}
\end{aligned}$$

Exercice 11

$$\begin{aligned}
1) \lambda &= 411 \text{ nm} \longrightarrow \text{domaine du visible (raie violette)} \longrightarrow \text{Série de Balmer} \\
2) v &= C / \lambda = 3 \cdot 10^8 / 411 \cdot 10^{-9} = 7,23 \cdot 10^{14} \text{ Hz} \\
E &= h \cdot v = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 7,3 \cdot 10^{14} = 4,83 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,02 \text{ eV} \\
3) \Delta E &= E_0 (1/p^2 - 1/n^2) \\
\text{Série de Balmer} &\longrightarrow p = 2 \\
\Delta E &= E_0 (1/4 - 1/n^2) \\
3,02 &= 13,6 (1/4 - 1/n^2) \\
3,02 / 13,6 &= (1/4 - 1/n^2) \\
0,222 &= (1/4 - 1/n^2) \\
1/n^2 &= 0,25 - 0,222 = 0,028 \\
n^2 &\approx 35,8 \approx 36 \\
n &= 6 \\
\text{Transition } 6 &\longrightarrow 2
\end{aligned}$$

Exercice 12

Formule de De Broglie : $\lambda = h / p = h / m \cdot v$

$$\begin{aligned}
1) p &= 2 \cdot 10^{-3} \times 300 = 0,6 \text{ Kg.m.s}^{-1} \\
\lambda &= h / p = 6,62 \cdot 10^{-34} / 0,6 = 1,1 \cdot 10^{-33} \text{ m} \\
\text{Cette onde est totalement indécélable car sa longueur d'onde est beaucoup trop courte pour} \\
&\text{pouvoir être détectée expérimentalement.}
\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
2) m &= 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \\
p &= 9,1 \cdot 10^{-31} \times 3 \cdot 10^4 = 2,73 \cdot 10^{-26} \text{ Kg.m.s}^{-1} \\
\lambda &= h / p = 6,62 \cdot 10^{-34} / 2,73 \cdot 10^{-26} = 2,4 \cdot 10^{-8} \text{ m}
\end{aligned}$$

Cette onde est tout à fait décelable expérimentalement.

3) A l'échelle macroscopique les ondes de De Broglie sont totalement négligeables. Cependant, à l'échelle des objets quantiques les ondes de De Broglie se manifestent expérimentalement, on ne peut donc les ignorer et on doit absolument en tenir compte, c'est le but de la mécanique ondulatoire quantique.

Exercice 13

Inégalités de Heisenberg $\Delta x \Delta p > h / (2 \pi) \longrightarrow \Delta x \Delta v > h / (2 \pi m)$

1) Si l'on suppose que la position d'une bille de masse 1 g est connue au mm près, donc $\Delta x = 10^{-6} \text{ m}$

$$\begin{aligned}
\Delta v &> h / (2 \pi m \Delta x) \\
\Delta v &> 6,62 \cdot 10^{-34} / (2 \times \pi \times 10^{-3} \times 10^{-6}) = 10^{-25} \text{ m.s}^{-1}
\end{aligned}$$

Cette incertitude sur la vitesse est infime, la vitesse est connue avec toute la précision voulue.

2) Si l'on suppose que le rayon de l'orbite de Bohr $a_0 = 0,529 \text{ \AA}$ est connu à 1% près

donc $\Delta x / x = 0,1 \% = 0,01$ et $\Delta x = 0,529 \cdot 10^{-10} \times 0,01 = 0,529 \cdot 10^{-12} \text{ m}$

$$\Delta v > h / (2 \pi m \Delta x)$$

$$\Delta v > 6,62 \cdot 10^{-34} / (2 \times \pi \times 9,31 \cdot 10^{-31} \times 0,529 \cdot 10^{-12}) = 2,1 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

Cette incertitude sur la vitesse est énorme puisqu'elle est de l'ordre de grandeur de la vitesse de la lumière dans le vide $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

Si on connaît avec précision la position de l'électron on ne sait rien sur sa vitesse ou son énergie.

A l'échelle macroscopique le principe d'Heisenberg ne joue aucun rôle. Mais, à l'échelle des objet quantique le principe de Heisenberg est incontournable.

Exercice 14

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

Les quadruplets de nombres quantiques possibles sont:

$(1,0,0,1/2)$, $(1,0,0,-1/2)$, $(2,0,0,1/2)$, $(2,0,0,-1/2)$

Exercice 15

La seule distribution des électrons qui respecte les règles de Pauli et de Hund est:



Exercice 16

La configuration électronique de l'atome de soufre ^{16}S : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Le soufre a besoin d'acquérir 2 électrons dans sa couche externe pour devenir stable.

La configuration électronique de l'ion formé par le soufre S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Exercice 17


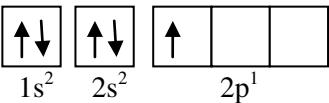


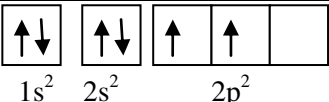

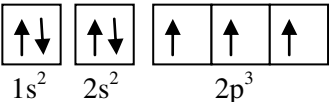

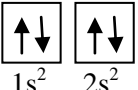
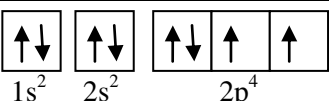

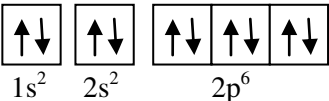
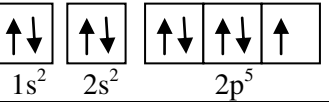

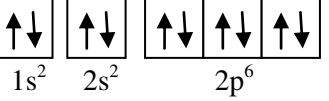
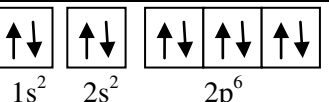
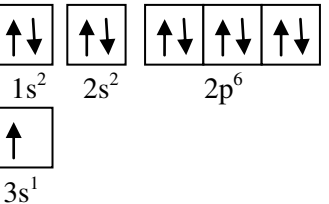

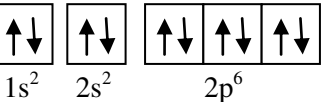
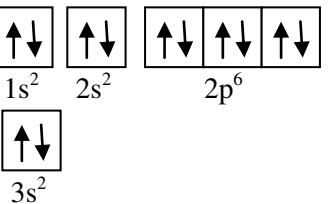
- La configuration électronique de l'élément d'oxygène O ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$. L'oxygène a besoin d'acquérir 2 électrons dans sa couche externe pour devenir stable, donc il forme l'anion O^{2-} .

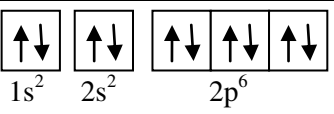
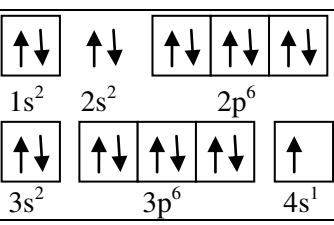
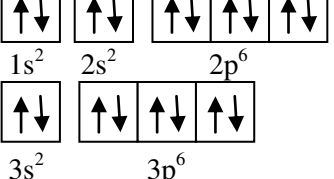
- La configuration électronique de l'élément sodium Na ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Le sodium a besoin d'acquérir 1 seul électrons dans sa couche externe pour devenir stable, donc il forme le cation Na^+ .

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

Exercice 18

Atomes et ions	Structures électroniques	Configurations électroniques	Couche de valence	Notation de Lewis	Valence
Li		$1s^2 2s^1$	$2s^1$	•Li	1é
Li⁺		$1s^2$	$1s^2$	[Li]⁺	2é
Be		$1s^2 2s^2$	$2s^2$	••Be	2é

Be²⁺	 1s ²	1s ²	1s ²	[Be]²⁺	2é
B	 1s ² 2s ² 2p ¹	1s ² 2s ² 2p ¹	2s ² 2p ¹		3é
B³⁺	 1s ²	1s ²	1s ²	[B]³⁺	2é
C	 1s ² 2s ² 2p ²	1s ² 2s ² 2p ²	2s ² 2p ²		4é
N	 1s ² 2s ² 2p ³	1s ² 2s ² 2p ³	2s ² 2p ³		5é
N³⁺	 1s ² 2s ²	1s ² 2s ²	2s ²	[N]³⁺	2é
O	 1s ² 2s ² 2p ⁴	1s ² 2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ⁴		6é
O²⁻	 1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶	[O]²⁻	8é
F	 1s ² 2s ² 2p ⁵	1s ² 2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁵		7é
F⁻	 1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶	[F]⁻	8é
Ne	 1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶	Ne	8é
Na	 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	3s ¹		1é
Na⁺	 1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶	[Na]⁺	8é
Mg	 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	3s ²	Mg	2é

Mg²⁺		$1s^2 2s^2 2p^6$	$2s^2 2p^6$	[Mg]²⁺	8é
K		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$4s^1$	$\overset{\bullet}{K}$	1é
K⁺		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^6$	[K]⁺	8é

Exercice 19

- As : Z = 33

Configuration électroniques selon la règle de Klechkowski: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

Il convient de réécrire cette configuration dans l'ordre naturel.

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

On peut aussi utiliser deux notations simplifiées :

Ecriture simplifiée [gaz rare] : $[Ne] 3d^{10} 4s^2 4p^3$

Ecriture simplifiée "couches uniquement" $K^2 L^8 M^{18} N^5$

- Fe : Z = 26

Configuration électroniques selon la règle de Klechkowski: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Il convient de réécrire cette configuration dans l'ordre naturel.

Ecriture complète : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

On peut aussi utiliser deux notations simplifiées :

Ecriture simplifiée [gaz rare] : $[Ne] 3d^6 4s^2$

Ecriture simplifiée "couches uniquement" $K^2 L^8 M^{14} N^2$

- Br : Z = 35

Configuration électroniques selon la règle de Klechkowski: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Il convient de réécrire cette configuration dans l'ordre naturel.

Ecriture complète : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

On peut aussi utiliser deux notations simplifiées :

Ecriture simplifiée [gaz rare] : $[Ne] 3d^{10} 4s^2 4p^5$

Ecriture simplifiée "couches uniquement" $K^2 L^8 M^{18} N^7$

- Cs : Z = 55

Configuration électroniques selon la règle de Klechkowski:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$

Il convient de réécrire cette configuration dans l'ordre naturel.

Ecriture complète : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$

On peut aussi utiliser deux notations simplifiées :

Ecriture simplifiée [gaz rare] : $[Xe] 6s^1$

Ecriture simplifiée "couches uniquement" $K^2 L^8 M^{18} N^{18} O^8 P^1$

Exercice 20

La charge nucléaire effective Z*:

- Ca : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Constante d'écran des autres électrons vis à vis d'un électron 4s :

$$\sigma_{4s} = 0,35 + 8 \times 0,85 + 10 \times 1 = 17,15.$$

Charge nucléaire effective : $Z^* = 20 - 17,15 = 2,85$

- $\text{Ca}^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;

Constante d'écran des autres électrons vis à vis d'un électron 3p :

$$\sigma_{3p} = 7 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 = 11,25.$$

Charge nucléaire effective : $Z^* = 20 - 11,25 = 8,75$

Nous avons une relation entre Z^* et le rayon

$$Z^*_{\text{Ca}^{2+}} > Z^*_{\text{Ca}} \rightarrow \text{rayon}_{\text{Ca}^{2+}} < \text{rayon}_{\text{Ca}}$$

Le cation Ca^{2+} a perdu 2 électrons, donc son noyau va attirer vers lui les électrons restant, ce qui va mener à la diminution de son rayon.

Exercice 21

1) La configuration électronique:

Colonne 14 \rightarrow configuration en $ns^2 np^2$

Ligne 4 $\rightarrow n = 4 \rightarrow 4s^2 4p^2$

Selon la règle de Klechkowski la configuration électronique est: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
 $= (\text{Ar}) 3d^{10} 4s^2 4p^2$

2) Son numéro atomique: $Z = 2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 2 + 2 = 32$

Exercice 22

1) Les structures électroniques:

$\text{Ca} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

$\text{Ca}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$\text{Ca}^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

2) Les énergies de première et de seconde ionisation du calcium (I_1 et I_2) ainsi que les longueurs d'ondes minimales des photons (λ_1 et λ_2) qui permettront ces deux ionisations:

- $\text{Ca} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Constante d'écran des autres électrons vis à vis d'un électron 4s :

$$\sigma_{4s} = 0,35 + 8 \times 0,85 + 10 \times 1 = 17,15.$$

Charge nucléaire effective : $Z^* = 20 - 17,15 = 2,85$

Energie d'un l'électron 4s : $-(Z^*/n^*)^2 = -(2,85/3,7)^2 = -0,593 \text{ Ry}$

$$-13,6 \times 0,593 = -8,0695 \text{ eV} = -1,29 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

- $\text{Ca}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Constante d'écran des autres électrons vis à vis d'un électron 4s :

$$\sigma_{4s} = 8 \times 0,85 + 10 \times 1 = 16,8.$$

Charge nucléaire effective : $Z^* = 20 - 16,8 = 3,2$

Energie d'un l'électron 4s : $-(Z^*/n^*)^2 = -(3,2/3,7)^2 = -0,748 \text{ Ry}$

$$-13,6 \times 0,748 = -10,17 \text{ eV} = -1,63 \cdot 10^{-18} \text{ J}.$$

Energie de première ionisation : $I_1 = -1,63 \cdot 10^{-18} - 2 (1,29 \cdot 10^{-18}) = 9,5 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$\lambda_1 = h.c / I_1 = 6,67 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 / (9,5 \cdot 10^{-19}) = 2,1 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 0,21 \mu\text{m} \text{ (domaine UV).}$$

- $\text{Ca}^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Il n'y a plus d'électron 4s ; l'énergie orbitale de l'électron 4s est connue.

D'où l'énergie de seconde ionisation du calcium : $I_2 = 1,63 \cdot 10^{-18} \text{ J}.$

$$\lambda_2 = h.c / I_2 = 6,67 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 / (1,63 \cdot 10^{-18}) = 1,23 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 0,123 \mu\text{m} \text{ (domaine UV).}$$