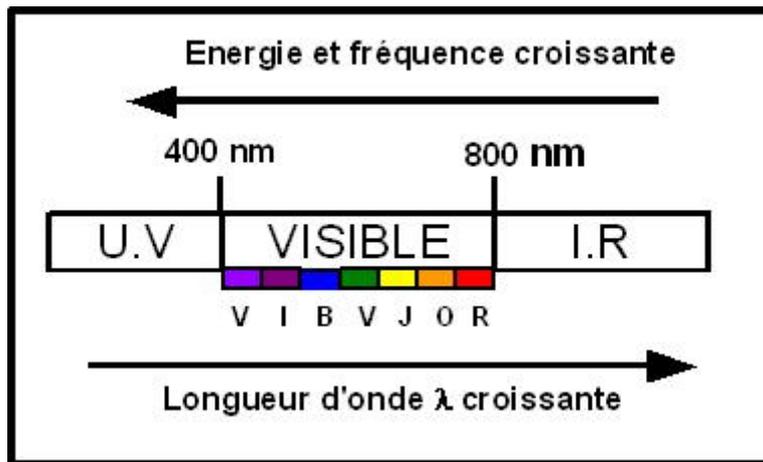


SEANCE DE T.D N°2 - CORRIGE

Exercice 1

Le Strontium peut être caractérisé par la coloration rouge vif qu'il donne à la flamme.
Cette coloration est due à la présence dans son spectre de deux raies visibles à 605 nm et 461 nm.
L'une est jaune-orangée et l'autre bleue.

- 1) Attribuer sa couleur à chacune des raies
- 2) Calculer l'énergie et la fréquence des photons correspondants.



Le domaine du visible s'étale approximativement de 400 nm à 800 nm.

L'ordre des couleurs est celui bien connu de l'arc-en-ciel : VIBVJOR soit Violet - Indigo - Bleu - Vert - Jaune - Orange - Rouge. Le violet correspond aux hautes énergies, aux hautes fréquences et aux faibles longueurs d'onde. Inversement, le rouge correspond aux faibles énergies, aux faibles fréquences et aux grandes longueurs d'onde.

Il est donc facile d'attribuer sa couleur à chaque raie par simple comparaison.

$$v = c / \lambda$$

$$E = h v = h c / \lambda$$

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

$$v_1 = 3 \cdot 10^8 / 605 \cdot 10^{-9} = 4,96 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E_1 = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 4,96 \cdot 10^{14} = 3,28 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Couleur jaune orangée (longueur d'onde élevée fréquence et énergie faibles)

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

$$v_1 = 3 \cdot 10^8 / 461 \cdot 10^{-9} = 6,51 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E_1 = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 6,51 \cdot 10^{14} = 4,31 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

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

Exercice 2

Un atome d'hydrogène initialement à l'état fondamental absorbe une quantité d'énergie de 10,2 eV. A quel niveau se trouve-t-il alors ?

$$\Delta E = E^0 (1/n^2 - 1/m^2)$$

$$(1/n^2 - 1/m^2) = \Delta E / E^0$$

Ici $n = 1$

$$(1 - 1/m^2) = \Delta E / E^0$$

$$1/m^2 = 1 - (\Delta E / E^0) = 1 - (10,2 / 13,6) = 0,25$$

$$m^2 = 4 \text{ et } m = 2$$

Un atome d'hydrogène initialement au niveau $n = 3$ émet une radiation de longueur d'onde $\lambda = 1027 \text{ \AA}$. A quel niveau se retrouve-t-il ?

$$\lambda = 1027 \text{ \AA} = 1027 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$E = h c / \lambda = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / 1027 \cdot 10^{-10} = 1,934 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 12,086 \text{ eV}$$

$$\Delta E = E^0 (1/n^2 - 1/m^2)$$

$$(1/n^2 - 1/m^2) = \Delta E / E^0$$

Ici $m = 3$

$$(1/n^2 - 1/9) = \Delta E / E^0$$

$$1/n^2 = 1/9 + (\Delta E / E^0) = 1/9 + (12,086 / 13,6) = 0,9998$$

$$n^2 = 1 \text{ et } n = 1$$

Pour passer du niveau d'énergie $n=2$ au niveau $m=4$, l'électron d'un atome d'hydrogène absorbe un photon de longueur d'onde λ . Calculer λ .

$$\Delta E = E^0 (1/n^2 - 1/m^2)$$

$n = 2$ et $m=4$

$$\Delta E = 3/16 E^0 = 3/16 \cdot 13,6 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 4,08 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = h \nu = h c / \lambda$$

$$\lambda = h c / \Delta E$$

$$\lambda = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / 4,08 \cdot 10^{-19} = 4,867 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486,7 \text{ nm}$$

On peut aussi utiliser directement la formule de Rydberg :

$$1/\lambda = R_H (1/n^2 - 1/m^2) = 3/16 R_H = 3/16 \cdot 1,096 \cdot 10^7 = 2,055 \cdot 10^6$$

$$\lambda = 4,867 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486,7 \text{ nm}$$

Cette raie appartient à la série de Balmer ($n=2$) elle doit donc être située dans le visible. C'est bien le cas.

Exercice 3 :

Les affirmations suivantes sont-elles exactes ou inexactes? Pourquoi ?

a) Si $l = 1$, l'électron est dans une sous couche d.

$l = 1 \rightarrow$ sous-couche p : **FAUX**

b) Si $n = 4$ l'électron est dans la couche O.

$n = 4 \rightarrow$ couche N : **FAUX**

c) Pour un électron d, m peut être égal à 3.

$d \rightarrow l = 2 \rightarrow m_l = -2, -1, 0, 1, 2$: **FAUX**

d) Si $l = 2$, la sous-couche correspondante peut recevoir au plus 6 électrons.

$l = 2 \rightarrow m_l = -2, -1, 0, 1, 2 \rightarrow 5$ cases quantiques $\rightarrow 10$ électrons maximum : **FAUX**

e) Le nombre n d'un électron d'une sous-couche f peut être égal à 3.

$n = 3 \rightarrow l = 0, 1, 2$ (s,p,d) \rightarrow pas de f sur couche 3 : **FAUX**

f) Si deux « édifices atomiques » ont la même configuration électronique, il s'agit forcément du même élément.

« édifice atomique » = atome « neutre » ou ion

Un ion a la même configuration électronique qu'un atome neutre d'un autre élément : **FAUX**

Exemples : Na^+ , Ne et O^{2-} ont la même configuration électronique.

g) Si deux « édifices atomiques » ont des configurations électroniques différentes il s'agit forcément

de deux éléments différents.

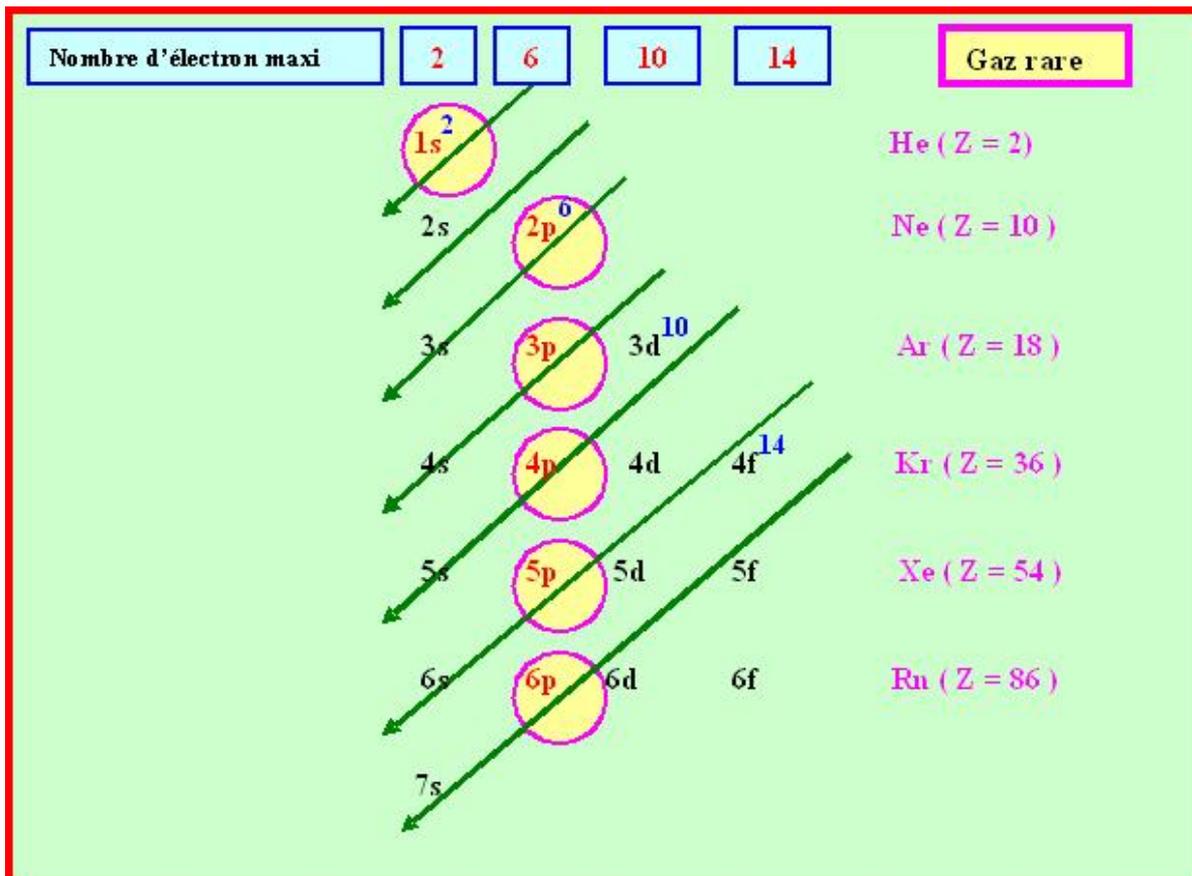
L'ion et l'atome neutre du même élément ont forcément des configurations électroniques différentes : **FAUX**

Exercice 4

Règle de Klechkowski :

A quelques exceptions près, le remplissage des couches et des sous-couches se fait dans l'ordre des valeurs de $(n + l)$ croissant. Si plusieurs combinaisons possibles conduisent à la même valeur, on choisit celle possédant la plus petite valeur de n .

Soit la représentation mnémotechnique suivante :



1) Etablir les configurations électroniques complètes des édifices atomiques suivants :

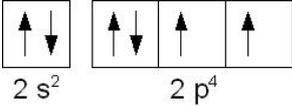
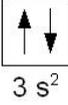
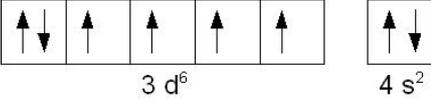
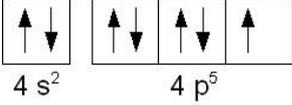
Na (Z=11) - O (Z=8) - Mg (Z=12) - K⁺(Z=19) - N³⁻(Z=7) - F⁻ (Z=9)

	Atome neutre	Ion
Na (Z=11)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
O (Z=8)	$1s^2 2s^2 2p^4$	
Mg (Z=12)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
K ⁺ (Z=19)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
N ³⁻ (Z=7)	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6$
F ⁻ (Z=9)	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$

2) Etablir les configurations électroniques simplifiées des édifices atomiques suivants :
 As(Z=33) - Fe(Z=26) - Br(Z=35) - Cs(Z=55)

	Nombre d'électrons	Gaz rare	Configuration
As(Z=33)	18 + 15	Ar	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
Fe(Z=26)	18 + 8	Ar	[Ar] 3d ⁶ 4s ²
Br(Z=35)	18 + 17	Ar	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
Cs(Z=55)	54 + 1	Kr	[Kr] 5s ¹

3) Donner les schémas de Lewis complets (cases quantiques) des édifices atomiques suivants :
 O (Z=8) - Mg (Z=12) - Fe(Z=26) - Br(Z=35)

	configuration	valence	Schéma de Lewis
O (Z=8)	[He] 2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ⁴	 $2 s^2$ $2 p^4$
Mg (Z=12)	[He] 2s ² 2p ⁶ 3s ²	3s ²	 $3 s^2$
Fe(Z=26)	[Ar] 3d ⁶ 4s ²	3d ⁶ 4s ²	 $3 d^6$ $4 s^2$
Br(Z=35)	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	4s ² 4p ⁵	 $4 s^2$ $4 p^5$

4) Donner les schémas de Lewis simplifiés (points et tirets) des édifices atomiques suivants :
 N (Z=7) - P (Z=15) - C(Z=6) -F(Z=9) - B (Z=5)

Nous donnerons les schémas de Lewis simplifiés pour l'état fondamental, pour le cas particulier du carbone nous donnerons également l'état excité qui est de loin le plus fréquemment rencontré. Les rectangles représentent les cases quantiques vides, leur représentation n'est que facultative. Pour écrire ces schémas simplifiés, il est plus sûr de trouver au préalable les schémas de Lewis complets avec cases quantiques comme à la question précédente.

	configuratio n	valence	Schémas de Lewis
N (Z=7)	[He] 2s ² 2p ³	2s ² 2p ³	
P (Z=15)	[Ne] 3s ² 3p ³	3s ² 3p ³	
C (Z=6)	[He] 2s ² 2p ²	2s ² 2p ²	
F (Z=9)	[He] 2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁵	
B (Z =5)	[He] 2s ² 2p ¹	2s ² 2p ¹	

Exercice 5

Un élément appartient à la quatrième période et possède deux et seulement deux électrons «célibataires» (seuls dans une case quantique).

a) Combien de possibilités y a-t-il ? Préciser pour chacune le N° de la colonne et celui de la ligne.

b) On sait de plus que cet élément n'est pas un élément de transition. Combien reste-t-il de possibilités ? Préciser pour chacune le N° de la colonne et celui de la ligne.

c) On sait de plus que cet élément appartient à la famille des chalcogènes. Combien reste-t-il de possibilités ? Préciser pour chacune le N° de la colonne et celui de la ligne.

On sait que la période concernée est la période 4 soit également la ligne 4.

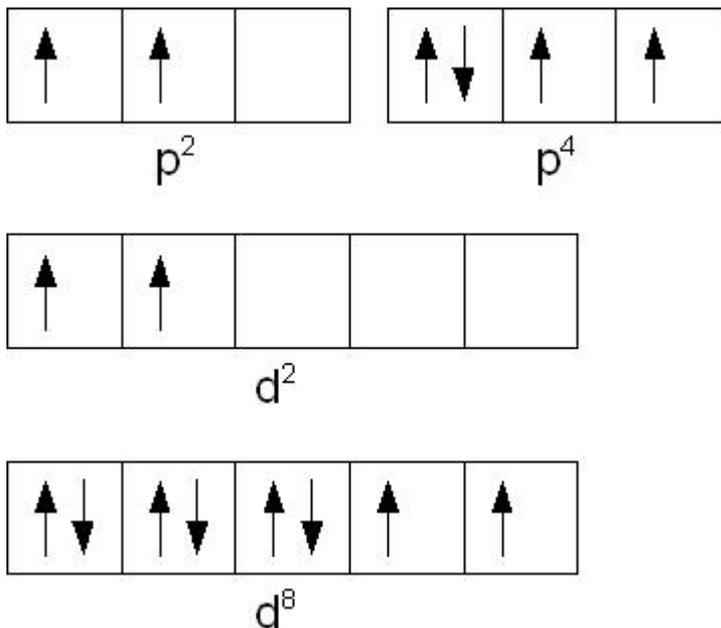
Possibilités de configurations à deux électrons célibataires :

p^2 = colonne 14

p^4 = colonne 16

d^2 = colonne 4

d^8 = colonne 10



Si on élimine les éléments de transition (d^2 et d^8) il ne reste que deux possibilités p^2 colonne 14 et p^4 colonne 16. Les chalcogènes sont les éléments de la colonne 16 (famille de l'Oxygène). L'élément recherché est donc le Sélénium : Se ($Z = 34$) (ligne 4 - colonne 14).