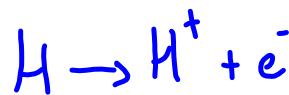
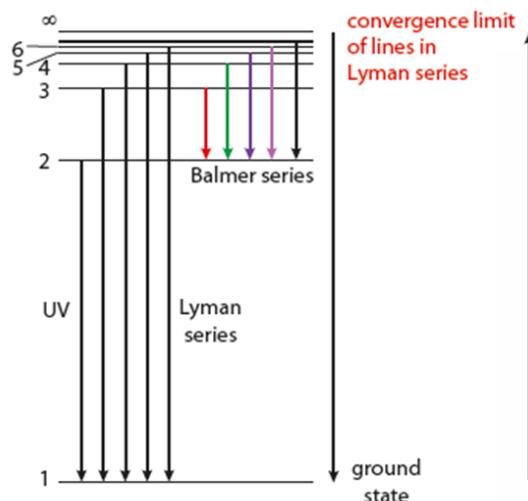


Topic 12 - Atomic structure

*Electron drops
in a H atom.*



Method 1

The frequencies of the lines in the Lyman series are shown below. All the transitions involve the electron falling from the excited levels with $n \geq 1$ to the $n = 1$ energy level. The difference between the frequencies in successive lines is given in the third column.

Excited energy level	Frequency, $\nu / \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$	$\Delta\nu / \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$
2	24.66	4.57
3	29.23	1.60
4	30.83	0.74
5	31.57	0.40
6	31.97	0.24
7	32.21	0.16
8	32.37	

As we are interested in the frequency of the line at which convergence occurs ($\Delta\nu = 0$), we have plotted a graph of ν against $\Delta\nu$ (Figure 2.23).

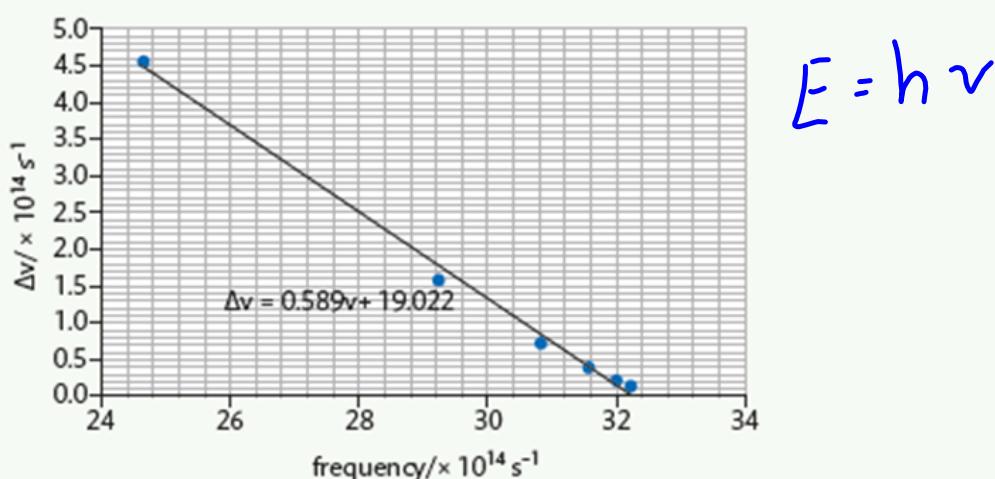


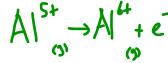
Figure 2.23 A graph showing the frequency of the line emitted against the difference in frequency between successive lines in the Lyman series of the hydrogen atom.

Patterns in ionisation energies

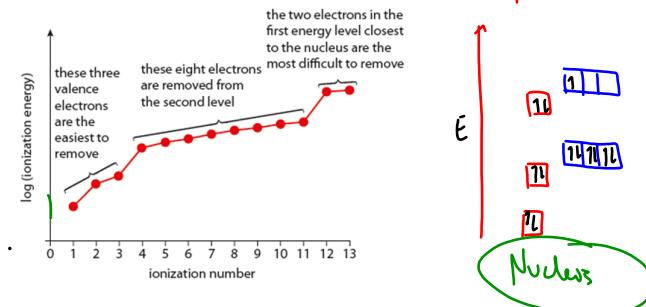
Additional evidence for electron configuration in atoms comes from looking at patterns of successive ionization energies. For aluminium, the first ionization energy corresponds to the following process:



The second ionization energy corresponds to the change:



Write the full electron configuration for Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

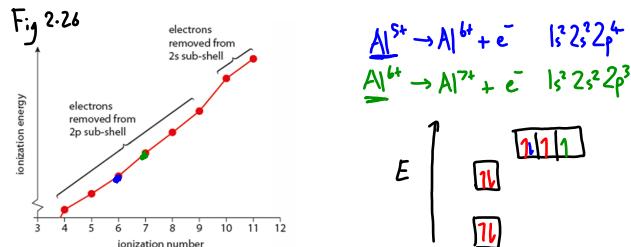


The graph in Figure 2.25 shows two key points.

- There is an increase in successive ionization energies. The first ionization energy involves the separation of an electron from a singly charged ion and the second the separation of an electron from a doubly charged ion. The process becomes more difficult as there is increasing attraction between the higher charged positive ions and the oppositely charged electron.
- There are jumps when electrons are removed from levels closer to the nucleus. The first three ionization energies involve the removal of electrons from the third level.

A closer look at the 2nd energy level...evidence of sub-levels

Fig 2.26



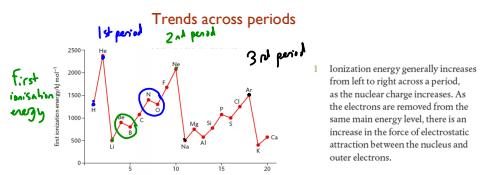
Worked example

A graph of some successive ionization energies of aluminium is shown in Figure 2.26.

- Explain why there is a large increase between the ninth and tenth ionization energies.
- Explain why the increase between the sixth and seventh values is greater than the increase between the fifth and sixth values.

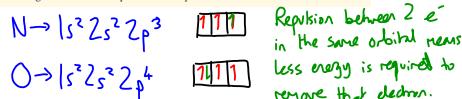
a. There is a large increase in the ionization energies 9 and 10 as the 9th corresponds to removing an electron from the 2p sub-level and the 10th corresponds to removing an electron from the 2s sub-level. The 2s is closer to the nucleus, feels more attraction to it and therefore requires more energy to be removed.

b. The increase between the 6th and 7th is due to repulsion between the 1s|1s|1s electron and its paired electron. This repulsion makes it easier to remove.



Further evidence for the existence of sub-shells comes from a study of first ionization energies.

- (a) In Period 2 there is a decrease in first ionization energies between Be and B, and in Period 3 there is a decrease between Mg and Al. Explain this decrease in ionization energies between Group 2 and Group 13 elements.
 (b) In Period 2 there is a decrease in first ionization energies between N and O, and in Period 3 a decrease between P and S. Explain the decrease in ionization energies between Group 15 and Group 16 elements.



Exercises

- 33 The first four ionization energies for a particular element are 738, 1450, 7730, and 10550 kJ mol^{-1} respectively. Deduce the group number of the element.

A 1 B 2 C 3 D 4

- 34 Successive ionization energies for an unknown element are given in the table below.

First ionization energy / kJ mol^{-1}	Second ionization energy / kJ mol^{-1}	Third ionization energy / kJ mol^{-1}	Fourth ionization energy / kJ mol^{-1}
590	1145	4912	6491

Identify the element.

A K B Ca C S D Cl

- 35 The successive ionization energies (in kJ mol^{-1}) for carbon are tabulated below.

1st	2nd	3rd	4th	5th	6th
1086	2352	4619	6220	37820	47280

- (a) Explain why there is a large increase between the fourth and fifth values.
 (b) Explain why there is an increase between the second and third values.

- 36 Sketch a graph to show the expected pattern for the first seven ionization energies of fluorine.

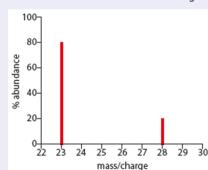
33 i
35 i

36

Practice questions

- 1 What is the electron configuration of the Cr^{2+} ion?
 A [Ar] 3d⁴s¹ B [Ar] 3d⁴s¹ C [Ar] 3d⁶4s¹ D [Ar] 3d⁴4s⁰

- 2 What is the relative atomic mass of an element with the following mass spectrum?



- A 24 B 25 C 26 D 27

- 3 Which is correct for the following regions of the electromagnetic spectrum?

	Ultraviolet (UV)		Infrared (IR)	
A	high energy	short wavelength	low energy	low frequency
B	high energy	low frequency	low energy	long wavelength
C	high frequency	short wavelength	high energy	long wavelength
D	high frequency	long wavelength	low frequency	low energy

- 4 An ion has the electron configuration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$. Which ion could it be?
 A Ni^{2+} B Cu^+ C Cu^{2+} D Co^{3+}

- 9 In the emission spectrum of hydrogen, which electronic transition would produce a line in the visible region of the electromagnetic spectrum?
 A $n = 2 \rightarrow n = 1$ B $n = 3 \rightarrow n = 2$ C $n = 2 \rightarrow n = 3$ D $n = \infty \rightarrow n = 1$

- 10 How many electrons does the ion $^{31}_{15}\text{P}^{3-}$ contain?
 A 12 B 15 C 16 D 18

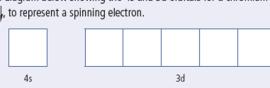
- 11 A sample of iron has the following isotopic composition by mass.

Isotope	^{56}Fe	^{57}Fe	^{58}Fe
Relative abundance / %	5.95	91.88	2.17

Calculate the relative atomic mass of iron based on this data, giving your answer to two decimal places. (2)
 (Total 2 marks)

- 12 The electron configuration of chromium can be expressed as [Ar]4s¹3d⁵.

- (a) Explain what the square brackets around argon, [Ar], represent. (1)
 (b) State the values of x and y. (1)
 (c) Annotate the diagram below showing the 4s and 3d orbitals for a chromium atom using an arrow, ↑ and ↓, to represent a spinning electron.



(1)
 (Total 3 marks)

- 13 (a) Explain why the relative atomic mass of cobalt is greater than the relative atomic mass of nickel, even though the atomic number of nickel is greater than the atomic number of cobalt. (1)
 (b) Deduce the numbers of protons and electrons in the ion Co^{2+} . (1)
 (c) Deduce the electron configuration for the ion Co^{2+} . (1)
 (Total 3 marks)

Selectividad - extra content - Quantum numbers

Every orbital is defined by four quantum numbers

(based on where its last electron is placed):

n = Principal quantum number

Determines the energy of the electron in the atom
Takes positive values that match the period it is in

VALUES = 1, 2, 3, ...

l = Secondary quantum number

Determines the shape of the orbital (s, p, d...)

VALUES = 0, 1, 2, 3, ...

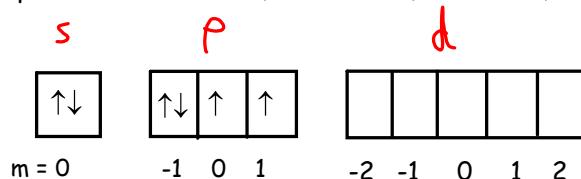
s orbital	p orbital	d orbital	f orbital
0	1	2	3

m = Magnetic quantum number

Determines the orientation of the orbital (where the last electron is placed)

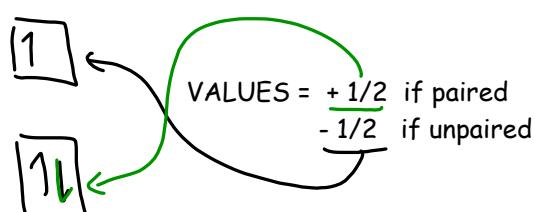
VALUES = from $-l$ to $+l$, including 0

e.g. p is 1. It has 3 axes, so one is -1 , another 0 , the last is 1



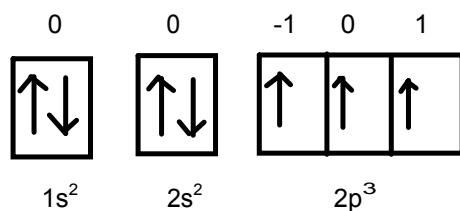
s = Spin quantum number

Tells us which way the electron is spinning (is it paired or not)



e.g. Nitrogen. 7 electrons, so

$$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^3$$



Quantum numbers:

$n = 2$ (as last electron is in $2p$)

$l = 1$ (as last electron is in p orbital)

$m = 1$ (as it is in the last orbital)

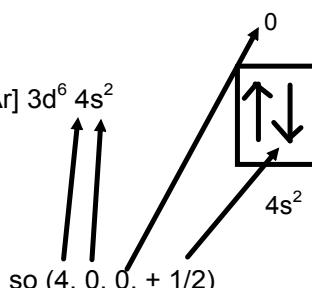
$s = -1/2$ (as it is an unpaired electron)

We write this as (2,1,1,-1/2)

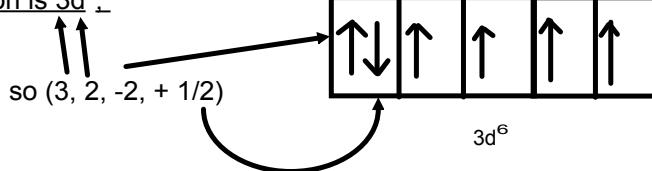
Sometimes (with 4s and 3d), the last electron entered into an atom (the differentiating electron) will not always be on the outside shell, as it may be placed on inside shells to be more stable.

e.g. Fe has 26 electrons. [Ar] $3d^6 \ 4s^2$

Outer electron is $4s^2$



BUT, the differentiating electron is $3d^6$.



1

- Responda a las siguientes cuestiones justificando la respuesta.
- a) ¿En qué grupo y en qué período se encuentra el elemento cuya configuración electrónica termina en $4f^{14}5d^56s^2$?
- b) ¿Es posible el siguiente conjunto de números cuánticos $\left(1,1,0,\frac{1}{2}\right)$
- c) ¿La configuración electrónica $1s^22s^22p^63s^2$ pertenece a un átomo en su estado fundamental?
- QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

2

- Para los siguientes elementos Na, P, S y Cl, diga razonadamente cuál es:
- a) El de menor energía de ionización.
 b) El de mayor afinidad electrónica.
 c) El de mayor radio atómico.
- QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

3

- Dados los elementos Ca, S y Br:
- a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
 b) Justifique a partir de la configuración electrónica de su última capa cuáles de estos iones se formarán y cuáles no: Ca^{2+}, S^{2-}, Br^{-} .
 c) Explique qué especie tendrá mayor radio S o S^{2-} . ¿Y en el caso de Ca y Ca^{2+} ?
- QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

4

- Un átomo A tiene 35 electrones, 35 protones y 45 neutrones y otro átomo B posee 20 electrones, 20 protones y 20 neutrones.
- a) Indique número atómico y el número masivo de cada uno de ellos.
 b) Justifique cuál de los dos átomos es más electronegativo.
 c) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba la configuración electrónica de ambos iones.
- QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

5

- Dado los elementos Cl, K y Ar, ordene razonadamente:
- a) Los elementos de menor a mayor radio.
 b) Los elementos de menor a mayor potencial ionización.
 c) Los iones que se obtienen del Cl y K por orden creciente de su radio iónico.
- QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

6

- Los elementos X, Y, Z tienen las siguientes configuraciones:
 $X: 1s^22s^22p^5; Y: 1s^22s^22p^4; Z: 1s^22s^22p^63s^2$.
- Indique razonadamente:
- a) El grupo y período en el que se encuentran.
 b) El que tiene mayor energía de ionización.
 c) Los números cuánticos de los electrones despareados.
- QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

7

- La configuración electrónica $1s^22s^22p^33s^33p^4$ corresponde a un ión A^{2+} . Justifique:
- a) El número atómico y el período al que pertenece el átomo A.
 b) El número de electrones de valencia que posee A.
 c) ¿Qué tipo de enlace formará el elemento A con un elemento X cuya configuración electrónica es $1s^22s^22p^5$? Razoné cuál será la fórmula del compuesto formado por X y A.
- QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

8

- Indique razonadamente la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- a) Un electrón situado en un orbital $2p$ podría representarse por los siguientes números cuánticos $\left(2,1,0,\frac{1}{2}\right)$
 b) Un elemento químico que presenta propiedades químicas semejantes al carbono tiene de configuración electrónica de su capa de valencia ns^2np^2 .
 c) Si un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones adquiere una configuración electrónica en su capa de valencia correspondiente al grupo 18.
- QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

9

- Escriba la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de:
- a) El gas noble del tercer período.
 b) El elemento del cuarto período con mayor radio atómico.
 c) El elemento del grupo 15 con mayor electronegatividad.
- QUÍMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

10

- Indique razonadamente:
- a) Cómo evoluciona la primera energía de ionización de los elementos de un mismo período al aumentar el número atómico.
 b) Si el radio del ión cloruro será mayor o menor que el radio atómico del cloro.
 c) ¿Qué tienen en común el Na^+ y el O^{2-} .
- QUÍMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

11

- Deduzca la geometría de las moléculas BCl_3 y H_2S aplicando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- a) Explique si las moléculas anteriores son polares.
 b) Indique la hibridación que posee el átomo central.
- QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

12

- Dadas las siguientes sustancias: Cu, CaO y I_2 , indique razonadamente:
- a) Cuál conduce la electricidad en estado líquido pero es aislante en estado sólido.
 b) Cuál es un sólido que sublima fácilmente.
 c) Cuál es un sólido que no es frágil y se puede estirar en hilos o láminas.
- QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

13

- Para las moléculas BCl_3 y NH_3 :
- a) Justifique el número de pares de electrones sin compartir de cada átomo central.
 b) Justifique la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 c) Indique la hibridación del átomo central.
- QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

14

- En los siguientes compuestos: SIF_4 y $BeCl_2$:
- a) Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 b) ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central de cada uno de los compuestos?
 c) Razoné si son moléculas polares.
- QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B