

Conteste breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes:

- ¿Qué son los modelos atómicos y qué utilidad tienen?.
- Cite dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón.
- ¿La distribución de todas las partículas que forman parte de los átomos está descrita por los modelos atómicos que ha citado en el apartado b)?.
- Explique si hay diferencia entre órbita y orbital.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1999)

### SOLUCIÓN.-

Los **modelos atómicos** son hipótesis propuestas para entender la situación de las partículas que integran el átomo en el interior de éste, de manera primordial los electrones, y así poder determinar teóricamente los principales parámetros de éstos: energía, momento angular, ..., entender las transiciones energéticas de los electrones en el átomo así como los espectros de emisión y absorción asociados a ellas, así como sus ionizaciones. Ello contribuye, además, a la comprensión del enlace entre dichos átomos.

Aunque ya J.J. Thomson -descubridor del electrón en 1897- estableció un modelo atómico, y posteriormente Rutherford postuló otro, el primer modelo atómico que trata la situación energética del electrón es el de N. Bohr. Postula

que los electrones describen alrededor del núcleo órbitas circulares cuantizadas: únicamente son posibles aquellas que cumplen la condición:

$$mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad (\text{con } n = 1, 2, 3 \dots).$$

Mientras el electrón permanece en su órbita mantiene su energía, pero si pasa de una órbita a otra - ambas permitidas - gana o pierde energía, absorbiéndose o emitiéndose radiación electromagnética cuya energía es la diferencia entre las correspondientes a las dos órbitas implicadas en la transición.

Este modelo, que en rigor tan solo es aplicable a átomos con un electrón, fue corregido por A. Sommerfeld, considerando órbitas elípticas en lugar de circulares.

El modelo actual, resultado de aplicar la Mecánica Cuántica, fundamentada en la Hipótesis de De Broglie de la dualidad onda-corpúsculo, el Principio de Indeterminación de Heisenberg y la ecuación de Schrödinger, derriega la idea determinista de órbita, sustituyéndola por la actual de **orbital**: zona donde hay una probabilidad muy alta - en torno al 95% - de encontrar al electrón (según el Principio de Indeterminación, al no poder conocerse con total precisión la posición y la velocidad

del electrón simultáneamente, la idea de órbita como trayectoria definida pierde sentido). Hay que hacer un tratamiento probabilista del electrón, estudiando para ello el cuadrado del módulo de su función de onda, que se obtiene al resolver la ecuación de Schrödinger:

$$H\psi = E\psi.$$

En dicha resolución surgen los cuatro números cuánticos:  $n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $s$ .

Finalmente, digamos que los modelos atómicos citados: de **Böhr-Sommerfeld** y **mecano-cuántico** estudian la situación de los electrones en el átomo, pero **no la de los nucleones: protones y neutrones** de su núcleo. Para estos últimos existen otros modelos y teorías, diferentes de aquellos.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

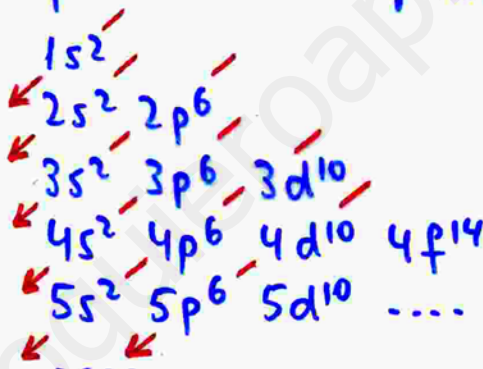
Dados los elementos de números atómicos: 19, 23 y 48:

- Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos.
- Explique si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo período y/o mismo grupo que los elementos anteriores.
- ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2000)

SOLUCIÓN.-

Los elementos que nos presenta el enunciado, y sus configuraciones electrónicas, en el estado fundamental, que obtenemos aplicando el diagrama de Möller:



Son las siguientes, en orden de llenado de orbitales:

• **Potasio: K** ( $Z=19$ )

Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$4s^1$  → Grupo 1 -alcalinos, período 4

• **Vanadio: V** ( $Z=23$ )

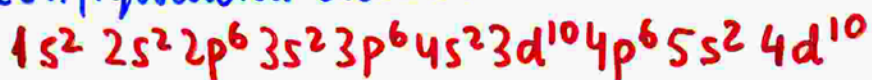
Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

$4s^2 3d^3$  → Grupo 5, período 4  
elemento de transición

RESULTADO

- Cadmio: Cd ( $Z=48$ )

Configuración electrónica:



→ Grupo 12, período 5  
elemento de transición

- Zinc: Zn ( $Z=30$ )

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



→ Grupo 12, período 4  
elemento de transición

- En el mismo grupo (12) que el Cd
- En el mismo período (4) que el K y V

RESULTADO

Los elementos de un mismo grupo presentan una configuración electrónica de valencia similar, con la misma distribución de electrones en orbitales s, p, d ..., variando, eso sí, la capa o nivel, como, por ejemplo, comprobamos con el Zn y el Cd estudiados antes: los dos:  $ns^2 (n-1)d^{10}$ .

RESULTADO

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifique el grupo de la Tabla Periódica al que pertenecen. Indique el símbolo, el número atómico y el período del primer elemento de dicho grupo.

- a)  $ns^2 np^4$
- b)  $ns^2$
- c)  $ns^2 np^1$
- d)  $ns^2 np^5$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2007)

### SOLUCIÓN.-

- a) Configuración electrónica del nivel más externo:  
 $ns^2 np^4$  (fundamental).

Tiene:  $2+4=6$  electrones de valencia, en orbitales s y p únicamente.

Se trata de elementos que pertenecen al grupo **16: anfígenos**, y al período "n".

El primer elemento de este grupo es el **oxígeno**:

**O** - grupo 16, período 2 - que tiene:

- Configuración electrónica (fundamental):  $1s^2 2s^2 2p^4$
- Número atómico:  $Z = 2+2+4 = 8$ .

- b) Configuración electrónica del nivel más externo:  
 $ns^2$  (fundamental).

Tiene **2** electrones de valencia, únicamente en orbitales s.

Se trata de elementos que pertenecen al grupo **2: alcalinotérreos**, y al período "n".

El primer elemento de este grupo es el **berilio: Be** - grupo 2, período 2 -, que tiene:

- Configuración electrónica (fundamental):  $1s^2 2s^2$
- Número atómico:  $Z = 2 + 2 = 4$ .

---

NOTA: Es cierto que el **helio: He** ( $Z=2$ ) tiene la configuración electrónica (estado fundamental):  $1s^2$ , pero los restantes elementos de su grupo (**gases nobles, grupo 18**) tienen como configuración electrónica -fundamental- en el nivel más externo:  $ns^2 np^6$ , por lo que **no corresponde** a la situación planteada en el enunciado.

---

c) Configuración electrónica del nivel más externo:  
 $ns^2 np^1$  (fundamental).

Tiene:  $2 + 1 = 3$  electrones de valencia, en orbitales s y p únicamente.

Se trata de elementos que pertenecen al grupo **13: térreos**, y al período "n".

El primer elemento de este grupo es el **boro:**

**B** - grupo 13, período 2 - que tiene:

- Configuración electrónica (fundamental):  $1s^2 2s^2 2p^1$
- Número atómico:  $Z = 2 + 2 + 1 = 5$ .

d) Configuración electrónica del nivel más externo:



Tiene:  $2+5=7$  electrones de valencia, en orbitales s y p únicamente.

Se trata de elementos que pertenecen al grupo 17: **halógenos**, y al período "n".

El primer elemento de este grupo es el **flúor: F** - grupo 17, período 2 - que tiene:

- Configuración electrónica (fundamental):  $1s^2 2s^2 2p^5$
- Número atómico:  $Z = 2+2+5 = 9$ .

En resumen:

Configuración electrónica -fundamental- del nivel más externo	Grupo		Primer elemento del grupo		
	Número	Nombre	Símbolo	Número atómico	Período
$ns^2 np^4$	16	anfígenos	O	8	2
$ns^2$	2	alcalinotérreos	Be	4	2
$ns^2 np^1$	13	térreos	B	5	2
$ns^2 np^5$	17	halógenos	F	9	2
RESULTADOS					



- Defina los diferentes números cuánticos, indicando con qué letra se representan y los valores que pueden tomar.
- Enuncie el Principio de Exclusión de Pauli.
- A partir de los números cuánticos, deduzca el número máximo de electrones que pueden tener los orbitales  $3p$  y los orbitales  $3d$ .
- Indique en qué orbitales se encuentran los electrones definidos por las siguientes combinaciones de números cuánticos:  $(1,0,0,1/2)$  y  $(4,1,0,-1/2)$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 1999)

### SOLUCIÓN:-

Los **números cuánticos** indican que la magnitud asociada únicamente puede tomar ciertos valores discretos permitidos, no siendo posible cualquier cantidad. Dichos números cuánticos son cuatro:

- El **número principal**, asociado a la energía del electrón y que indica el tamaño del orbital en que éste se encuentra. Se representa por  $n$  y sus valores posibles son números naturales consecutivos, a partir de 1:

$$n = 1, 2, 3, 4 \dots$$

- El **número cuántico secundario o azimutal**, asociado al módulo del momento angular del electrón respecto al núcleo y que indica el tipo de orbital en que se halla el electrón:

$$l = 0 \quad \leftrightarrow \quad \text{orbital } s$$

$$l = 1 \quad \leftrightarrow \quad \text{orbital } p$$

$$l = 2 \quad \leftrightarrow \quad \text{orbital } d$$

$$l = 3 \quad \leftrightarrow \quad \text{orbital } f$$

Este número cuántico azimutal se representa por  $l$  y sus valores posibles son números naturales consecutivos, entre 0 y  $n-1$  (ambos inclusive):  $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$ .

- El **número cuántico magnético**, asociado a la orientación del momento angular del electrón respecto al núcleo y que indica la orientación del orbital en que se encuentra el electrón. Se representa por  $m$  y sus valores posibles son números enteros consecutivos entre  $-l$  y  $l$  (ambos inclusive):

$$m = -l, -l+1, -l+2, \dots, -2, -1, 0, 1, 2, \dots, l-1, l.$$

- Finalmente, el **número cuántico de spin**, asociado al momento angular intrínseco del electrón. Se representa por  $s$  y únicamente puede valer  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ .

El **Principio de Exclusión**, de Pauli, establece que es imposible que en un átomo haya dos o más electrones con sus cuatro números cuánticos iguales.

Según lo expuesto anteriormente, el **número máximo** de electrones que pueden albergar los orbitales 3p es **seis**, con los siguientes números cuánticos:

$$3p \begin{cases} n=3 \\ l=1 \end{cases} \rightarrow \begin{matrix} (3, 1, -1, \frac{1}{2}) & (3, 1, 0, \frac{1}{2}) & (3, 1, 1, \frac{1}{2}) \\ (3, 1, -1, -\frac{1}{2}) & (3, 1, 0, -\frac{1}{2}) & (3, 1, 1, -\frac{1}{2}) \end{matrix}$$

Análogamente podemos ver que el **número máximo** de electrones que pueden albergar los orbitales **3d** es **diez**, con los siguientes números cuánticos:

$$3d \begin{cases} n=3 \\ l=2 \end{cases} \rightarrow \begin{matrix} (3,2,-2,\frac{1}{2}) & (3,2,-2,-\frac{1}{2}) \\ (3,2,-1,\frac{1}{2}) & (3,2,-1,-\frac{1}{2}) \\ (3,2,0,\frac{1}{2}) & (3,2,0,-\frac{1}{2}) \\ (3,2,1,\frac{1}{2}) & (3,2,1,-\frac{1}{2}) \\ (3,2,2,\frac{1}{2}) & (3,2,2,-\frac{1}{2}) \end{matrix} .$$

De manera similar podemos comprobar que un electrón caracterizado por los números cuánticos:  $(1,0,0,\frac{1}{2})$  se halla en el orbital **1s** ( $n=1$  y  $l=0$ ), mientras que otro electrón, cuyos números cuánticos son:  $(4,1,0,-\frac{1}{2})$  se encuentra en un orbital **4p** ( $n=4$ ,  $l=1$ ).

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Para el conjunto de números cuánticos que aparecen en los siguientes apartados, explique si pueden corresponder a un orbital atómico y, en los casos afirmativos, indique de qué orbital se trata:

- $n = 5$ ,  $l = 2$ ,  $m_l = 2$ .
- $n = 1$ ,  $l = 0$ ,  $m_l = -1/2$ .
- $n = 2$ ,  $l = -1$ ,  $m_l = 1$ .
- $n = 3$ ,  $l = 1$ ,  $m_l = 0$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2010)

SOLUCIÓN.-

Los valores posibles para los cuatro números cuánticos de los electrones en los átomos son:

- $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$
- $l = 0$  (orbitales s),  $1$  (orbitales p),  $2$  (orbitales d),  $\dots n-1$
- $m_l = -l, -l+1, \dots -1, 0, 1, \dots l-1, l$
- $s = \pm \frac{1}{2}$ .

En consecuencia:

- Esta situación es posible y el electrón con estos valores se halla en uno de los orbitales 5d.
- Esta situación es imposible, ya que  $m_l$  no puede valer  $-1/2$  ( $m_l = 0$  si  $l = 0$ ).
- Esta situación es imposible, ya que  $l$  no puede ser negativo ( $l = 0$  y  $1$  para  $n = 2$ ).
- Esta situación es posible y el electrón con estos valores se halla en uno de los orbitales 3p.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

a) Establezca cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo:

Serie	$n$	$l$	$m$	$s$
I	0	0	0	$+\frac{1}{2}$
II	1	1	0	$+\frac{1}{2}$
III	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
IV	2	1	-2	$+\frac{1}{2}$
V	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$

b) Diga en qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1996)

### SOLUCIÓN:-

Los cuatro números cuánticos pueden tomar, respectivamente, los siguientes valores posibles:

nº cuántico principal:  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

nº cuántico azimutal:  $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$

nº cuántico magnético:  $m = -l, -l+1, \dots, -2, -1, 0, 1, 2, \dots, l-1, l$

nº cuántico de spin:  $s = \pm \frac{1}{2}$

A la vista de ello comprobamos que:

- La serie I es imposible, ya que  $n$  no puede ser 0.
- La serie II también es imposible, ya que si  $n$  vale 1, el mayor valor posible para  $l$  es:  $1-1=0$ .
- La serie IV es, asimismo, imposible, ya que si  $l$  vale 1 el menor valor posible para  $m$  es:  $-l = -1$ .

• Las series III y V sí son posibles: RESULTADO  
Las series restantes son imposibles.

Para saber el tipo de orbital hemos de fijarnos en el número cuántico secundario o azimutal del electrón; así, para:

$$l = 0 \quad \leftrightarrow \quad \text{orbital } s$$

$$l = 1 \quad \leftrightarrow \quad \text{orbital } p .$$

Por lo tanto:

• El electrón con  $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$  -III- está en un orbital  $s$ :  $1s$ .

• El electrón con  $(2, 1, -1, +\frac{1}{2})$  -V- está en un orbital  $p$ :  $2p$ .

RESULTADO

La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es:  $4s^2 4p^3$ . De acuerdo con este dato:

- Deduzca la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica.
- Escriba los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón.
- Deduzca cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento.
- Deduzca los estados de oxidación más probables de este elemento.

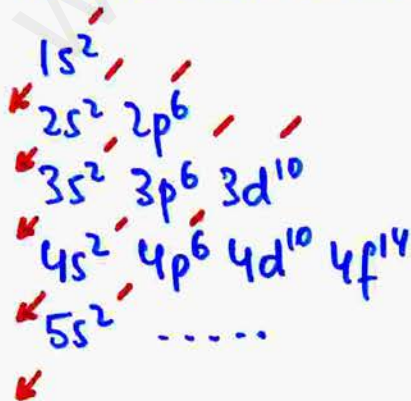
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2006)

### SOLUCIÓN.-

A partir de la configuración electrónica -fundamental- del nivel más externo dada deducimos que:

- Se trata de un elemento situado en el **cuarto período** ( $n=4$ ).
- Tiene cinco electrones de valencia ( $2+3$ ) situados en un orbital "s" -lleno- y en orbitales "p" -semi-llenos-, situación que corresponde a los elementos **nitrogenoides (grupo 15)**.
- En definitiva, el elemento es el **arsénico : As**.

De acuerdo al diagrama de Möller, la configuración electrónica completa -estado fundamental- es:



Orden de llenado de los orbitales (energía creciente):



Vemos que los **últimos** electrones se hallan en orbitales **4p**, y entonces los números cuánticos posibles son:

- n.º cuántico principal:  $n=4$  (nivel 4).
- n.º cuántico azimutal:  $l=1$  (orbital "p").
- n.º cuántico magnético:  $m = \pm 1$  y  $0$  ( $-l, 0, l$ )
- n.º cuántico spin:  $s = \pm \frac{1}{2}$ .

Sumando los electrones en la configuración electrónica completa obtenemos también el **número de protones: número atómico:  $Z$** :

$$Z = 2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 3 = 33.$$

En cuanto a los estados de oxidación más probables del arsénico, pueden ser:

- **0** - cuando el elemento no está combinado con otro.
- **-3** - el átomo gana tres electrones, llenando los orbitales 4p.
- **+3** - el átomo pierde tres electrones, vaciando los orbitales 4p.
- **+5** - el átomo pierde cinco electrones, vaciando los orbitales 4s y 4p (nivel 4 completo).

(Dada la electronegatividad del arsénico, intermedia -2,0- en la escala de Pauling, ese "ganar" o "perder" electrones lo llevaría a cabo compartiendo los).

RESULTADOS	<p>Elemento: <b>As</b> : grupo <b>15</b>, período <b>4</b></p> <p>Últimos electrones: <math>4p^3</math> : <math>(4, 1, \pm 1 \text{ ó } 0, \pm \frac{1}{2})</math></p> <p>Protones : <math>Z = 33</math></p> <p>Estados de oxidación : <b>0, <math>\pm 3</math>, +5</b> (más probables)</p>
------------	---



Considere las configuraciones electrónicas en el estado fundamental:

- 1ª)  $1s^2 2s^2 2p^7$   
 2ª)  $1s^2 2s^3$   
 3ª)  $1s^2 2s^2 2p^5$   
 4ª)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

- a) Razone cuáles cumplen el Principio de Exclusión de Pauli.  
 b) Deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2001)

### SOLUCIÓN.-

El tipo de orbital viene asociado al valor del número cuántico **secundario** o **azimutal**:  $l$ , así:

orbital **s**  $\leftrightarrow l = 0$

orbital **p**  $\leftrightarrow l = 1$ .

Por otra parte, para un determinado valor de  $l$  el número cuántico magnético,  $m$ , tan solo puede tomar valores enteros consecutivos entre  $-l$  y  $l$  (ambos inclusive) y, para cada uno de estos valores de  $m$ , el cuarto número cuántico, de **spin** únicamente puede valer  $\pm \frac{1}{2}$ . Deducimos entonces que, para un nivel:

- Los orbitales **s** no pueden albergar más de dos electrones, con números cuánticos:  $(n, 0, 0, \pm \frac{1}{2})$ .
- Los orbitales **p** no pueden albergar más de seis electrones, con números cuánticos:  $(n, 1, \pm 1; 0, \pm \frac{1}{2})$ .

Como, según el **Principio de Exclusión, de Pauli**, no puede haber dos o más electrones en un átomo con sus cuatro números cuánticos iguales, vemos que:

Las configuraciones primera (7 electrones en los orbitales 2p) y segunda (3 electrones en el orbital 2s) son imposibles, y

Únicamente las configuraciones electrónicas tercera y cuarta sí son posibles, cumpliendo el Principio de Exclusión de Pauli: RESULTADO

Estas configuraciones electrónicas -en el estado fundamental- posibles corresponden a los elementos:

3ª)  $1s^2 2s^2 2p^5 \leftrightarrow Z = 9 \leftrightarrow$  elemento: **flúor**: F

4ª)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \leftrightarrow Z = 11 \leftrightarrow$  elemento: **sodio**: Na.

Estos dos elementos se hallan, en el Sistema Periódico justo antes -el flúor- y justo después -el sodio- que el **gas noble**: **neón** ( $Z=10$ ), y ambos tienden a alcanzar la misma estructura electrónica que dicho gas noble, especialmente estable. Para ello:

- El **flúor** tiende a ganar un electrón, llenando los orbitales 2p, por lo cual **su estado de oxidación** más probable es: **-1** (también presenta estado de oxidación 0, en forma elemental).
- El **sodio** tiende a perder un electrón, vaciando el nivel 3, por lo cual **su estado de oxidación** más probable es: **+1** (también presenta estado de oxidación 0, en forma elemental).

RESULTADO

Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos:



- Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el período en la Tabla Periódica.
- Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.
- Justifique cuál tendrá mayor radio atómico: A o B.
- Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad: C o D.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2008)

### SOLUCIÓN.-

1) Para el elemento "A".-

A partir de la configuración electrónica -fundamental- del nivel más externo dada deducimos que:

- Se trata de un elemento situado en el **segundo** período ( $n=2$ ).
- Tiene seis electrones de valencia ( $2+4$ ) situados en un orbital "s" -lleno- y orbitales "p", lo que indica que estamos en el **grupo 16: anfígenos**.
- Se trata, pues, del elemento: **oxígeno: O** ( $Z=8$ ).
- Sus **estados de oxidación** pueden ser:
  - **0** - en situación elemental natural -
  - **-2** - el átomo gana, o comparte, dos electrones, llenando los orbitales  $2p$ , y el nivel 2; es el estado habitual en las combinaciones del oxígeno -
  - **-1** - en los peróxidos:  $O_2^{2-}$  -
  - **+2** - combinado con flúor, más electronegativo que él -.

Razonando análogamente, para los restantes elementos tenemos:

2) Para el elemento "B".-

- Configuración electrónica -fundamental- de valencia:  $2s^2$
- Segundo período ( $n=2$ ).
- Grupo 2: alcalinotérreos ( $ns^2$ ).
- Elemento: berilio: Be ( $Z=4$ )
- Estados de oxidación:
  - 0 -en situación elemental natural-
  - +2 -el átomo pierde, o comparte, dos electrones, vaciando el nivel 2-

3) Para el elemento "C".-

- Configuración electrónica -fundamental- de valencia:  $3s^2 3p^2$
- Tercer período ( $n=3$ ).
- Grupo 14: carbonoides ( $ns^2 np^2$ ).
- Elemento: silicio: Si ( $Z=14$ ).
- Estados de oxidación:
  - 0 -en situación elemental natural-
  - -4 -el átomo gana, comparte, cuatro electrones, llenando los orbitales 3p-
  - +2 -el átomo pierde, comparte, dos electrones, vaciando los orbitales 3p-
  - +4 -el átomo pierde, comparte, cuatro electrones, vaciando el nivel 3 (orbitales 3s y 3p)-

4) Para el elemento "D".-

- Configuración electrónica-fundamental- de valencia:  $3s^2 3p^5$
- Tercer período ( $n=3$ ).
- Grupo 17: halógenos ( $ns^2 np^5$ ).
- Elemento: cloro: Cl ( $Z=17$ ).
- Estados de oxidación:
  - 0 - en situación elemental natural.
  - -1 - el átomo gana, o comparte, un electrón llenando los orbitales 3p -
  - +1 - frente a un elemento más electronegativo que él, como el oxígeno, el átomo pierde, compartiendo, un electrón:

Además de las situaciones anteriores, la existencia de orbitales 3d vacíos hace posible que, aprovechando la energía aportada en la formación del enlace covalente, promocionen electrones a dichos orbitales 3d desde orbitales inferiores, -expansión del octete-, quedando:

- +3 - configuración:  $3s^2 3p^4 3d^1$  -.
- +5 - configuración:  $3s^2 3p^3 3d^2$  -.
- +7 - configuración:  $3s^1 3p^3 3d^3$  -.

---

Por lo que se refiere al **radio atómico**, el **Be** lo tiene **mayor** que el **O**, ya que en el primero los electrones de nivel 2 están atraídos por menos protones que en el oxígeno (los dos se hallan en el mismo período, el oxígeno a la derecha del berilio).

Finalmente, el **Cl** es **más electronegativo** que el **Si**, ya que tan sólo le falta un electrón para alcanzar la estructura del gas noble más cercano -configuración de valencia:  $3s^2 3p^6$ - y para ello dispone de 17 protones. Ambos elementos se hallan en el mismo período, estando el cloro a la derecha del silicio.

En efecto, en la escala de electronegatividades de Pauling tenemos:

$$\text{Si} - 1,8 \quad ; \quad \text{Cl} - 3,0$$

RESULTADOS				
Configuración electrónica -fundamental- de valencia	Elemento	Grupo	Período	Estados de oxidación
$2s^2 2p^4$	O	16 anfígenos	2	0, -1, ±2
$2s^2$	Be	2 alcalinotérreos	2	0, +2
$3s^2 3p^2$	Si	14 carbonoideos	3	0, +2, ±4
$3s^2 3p^5$	Cl	17 halógenos	3	0, ±1, +3, +5, +7
Radio atómico: $\text{Be} > \text{O}$				
Electronegatividad: $\text{Cl} > \text{Si}$				

Explique razonadamente por qué se producen los siguientes hechos:

- El elemento con  $Z = 25$  posee más estados de oxidación estables que el elemento con  $Z = 19$ .
- Los elementos con  $Z = 10$ ,  $Z = 18$  y  $Z = 36$  forman pocos compuestos.
- El estado de oxidación más estable del elemento  $Z = 37$  es:  $+1$ .
- El estado de oxidación:  $-2$  es menos estable que el:  $+1$  para el elemento  $Z = 11$ .

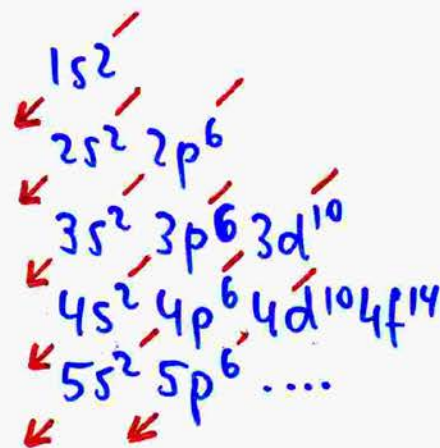
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2002)

### SOLUCIÓN.-

- a). El elemento con número atómico  $Z = 19$  es el **potasio: K**. Se halla en la celda número 19 del sistema periódico, situada en el **grupo 1 -alcalinos-** y **período 4**.

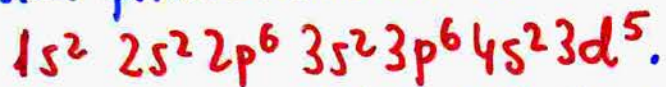
Según el diagrama de Möller:

Su configuración electrónica -en el estado fundamental- es la siguiente:



El estado de oxidación estable del potasio es: **+1**, cuando el átomo pierde un electrón, vaciando el nivel 4 y adquiriendo la configuración electrónica del gas noble inmediato anterior: argón (también tiene estado de oxidación **0**, en situación elemental).

- El elemento con número atómico  $Z=25$  es el **manganeso: Mn**. Se halla en la celda número 25 del sistema Periódico, situada en el **grupo 7** y **período 4**. Es, por tanto, un **elemento de transición** cuya configuración electrónica -en el estado fundamental- es:



Es conocida la variabilidad de los estados de oxidación en los metales de transición debido a que al combinarse con otros elementos son posibles diferentes ordenaciones electrónicas de similar energía, siendo factibles situaciones finales de subniveles vacíos, semillenos o completamente llenos, que aportan estabilidad.

Concretamente, los estados de oxidación del manganeso son: **0** -en situación elemental-, **+2**, **+3**, **+4**, **+6** y **+7**.

- b) Los elementos con números atómicos:  $Z=10$ ,  $Z=18$  y  $Z=36$  son **gases nobles**:

- $Z=10 \rightarrow$  **neón: Ne**  $\rightarrow$  grupo 18, período 2.

Configuración electrónica -fundamental-:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

- $Z=18 \rightarrow$  **argón: Ar**  $\rightarrow$  grupo 18, período 3.

Configuración electrónica -fundamental-:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

- $Z=36 \rightarrow$  **kriptón: Kr**  $\rightarrow$  grupo 18, período 4.

Configuración electrónica -fundamental-:





La configuración electrónica  $ns^2 np^6$  confiere a estos elementos una especial estabilidad, por lo que su inercia a combinarse con otros para formar compuestos es, efectivamente, muy alta.

- c) El elemento con número atómico  $Z = 37$  es el **rubidio: Rb**. Se halla en la celda número 37 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 1 -alcalinos-** y **período 5**. Su configuración electrónica, en el estado fundamental, es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ .

Además del estado de oxidación 0 (en situación elemental) el estado de oxidación estable del rubidio es **+1**, cuando el átomo pierde un electrón, variando el nivel 5 y adquiriendo la configuración electrónica del gas noble inmediato anterior: kriptón.

- d) El elemento con número atómico  $Z = 11$  es el **sodio: Na**. Se halla en la celda número 11 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 1 -alcalinos-** y **período 3**. Su configuración electrónica, en el estado fundamental, es:



Al encontrarse en el mismo grupo -alcalinos- que el **potasio** y el **rubidio**, por el razonamiento expuesto anteriormente sus estados de oxidación son **+1** y **0** (este último, en situación elemental).

Si el **sodio** fuese estado de oxidación **-2** significaría que la configuración electrónica sería ahora:



la cual no corresponde a la situación de gas noble, ni tampoco a subniveles semillenos o totalmente llenos, por lo que su inertabilidad sería muy elevada.

En definitiva:

- a) El manganeso ( $Z=25$ ) posee más estados de oxidación estables que el potasio ( $Z=19$ ) ya que aquél es un **elemento de transición** y éste es un metal **alcalino**.
- b) El neón ( $Z=10$ ), argón ( $Z=18$ ) y kriptón ( $Z=36$ ) forman pocos compuestos al ser **gases nobles**.
- c) El estado de oxidación más estable del rubidio ( $Z=37$ ) es  $+1$  al ser **metal alcalino**.
- d) El estado de oxidación  $-2$  es menos estable que el  $+1$  para el sodio ( $Z=11$ ) al tratarse de un metal **alcalino**.

RESULTADOS

Las energías de ionización sucesivas para el berilio ( $Z = 4$ ), dadas en eV, son:  $E_1 = 9,3$ ;  $E_2 = 18$ ;  $E_3 = 153,4$ ; ...

- Defina “primera energía de ionización” y represente el proceso mediante la ecuación química correspondiente.
- Justifique el valor tan alto de la tercera energía de ionización.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2002)

### SOLUCIÓN.-

Primera energía (primer potencial) de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo - en el estado fundamental, encontrándose el elemento en fase gaseosa - para arrancarle un electrón, y convertirlo así en un ión con carga  $1+$ .



#### RESULTADO

En nuestro caso, referido al berilio: Be ( $Z=4$ ) tenemos:

- Configuración electrónica: Be:  $1s^2 2s^2$
- Primera ionización:  $Be(g) + 9,3 eV \rightarrow Be^+(g) + e^-$   
configuración electrónica del  $Be^+$ :  $1s^2 2s^1$
- Segunda ionización:  $Be^+(g) + 18 eV \rightarrow Be^{2+}(g) + e^-$   
configuración electrónica del  $Be^{2+}$ :  $1s^2$   
¡configuración electrónica de gas noble: He!  
- muy estable -

- Tercera ionización:  $Be^{2+}(g) + 153,4 eV \rightarrow Be^{3+}(g) + e^-$

Muy poco probable y costosa, energéticamente, al arrancar muchos electrones y partir de una configuración electrónica de gas noble: RESULTADO

Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na:

- Indique su posición (período y grupo) en el Sistema Periódico.
- Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.
- Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización.

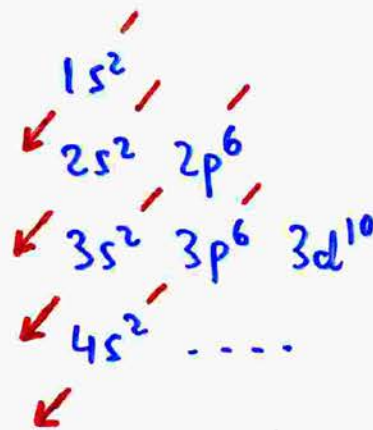
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2007)

### SOLUCIÓN:-

- El **flúor**: F tiene como número atómico:  $Z=9$ ; se halla, por tanto, en la celda número 9 del Sistema Periódico, situada en el **grupo: 17 -halógenos-** y **período: 2**.
- El **fosforo**: P tiene como número atómico:  $Z=15$ ; se halla, por tanto, en la celda número 15 del Sistema Periódico, situada en el **grupo: 15 -nitrogenoideos-** y **período: 3**.
- El **cloro**: Cl tiene como número atómico:  $Z=17$ ; se halla, por tanto, en la celda número 17 del Sistema Periódico, situada en el **grupo: 17 -halógenos-** y **período: 3**.
- El **sodio**: Na tiene como número atómico:  $Z=11$ ; se halla, por tanto, en la celda número 11 del Sistema Periódico, situada en el **grupo: 1 -alcalinos-** y **período: 3**.

Según el diagrama de Möller:

las configuraciones electrónicas respectivas - en el estado fundamental - son las siguientes:



A lo largo del Sistema Periódico el **radio atómico** disminuye al desplazarse por un período de izquierda a derecha, debido a que, manteniéndose los electrones de valencia en el mismo nivel, aumenta la atracción ejercida por una carga nuclear eficaz  $Z$  cada vez mayor - por el progresivo aumento de  $Z$  -.

Sin embargo, al descender en un grupo de arriba a abajo el radio atómico aumenta, ya que cada vez los últimos electrones son menos atraídos al situarse en un nivel más externo. Con todo esto, el orden **creciente** de radio atómico de los elementos dados es:



La **primera energía (primer potencial) de ionización** es la energía que hay que suministrar a un átomo - en el estado fundamental, encontrándose el elemento en fase gaseosa - para arrancarle un electrón y convertirlo en un ión con carga  $1+$ .

Su variación a lo largo del Sistema Periódico es inversa a la del radio atómico ya que, además de otros factores: tipo de electrón que se separa, cuanto más fuertemente esté unido el electrón más energía se requerirá para arrancarlo. El orden **creciente** de primera energía de ionización es, pues:



RESULTADOS				
Elemento	Z	Grupo	Período	Configuración electrónica -fundamental-
F	9	<sup>17</sup> halógenos	2	$1s^2 2s^2 2p^5$
P	15	<sup>15</sup> nitrogenoides	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Cl	17	<sup>17</sup> halógenos	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Na	11	<sup>1</sup> alcalinos	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Orden creciente de radio atómico: $\text{F} < \text{Cl} < \text{P} < \text{Na}$				
Orden creciente de primera energía de ionización: $\text{Na} < \text{P} < \text{Cl} < \text{F}$				

Considere los elementos: Be ( $Z = 4$ ), O ( $Z = 8$ ), Ar ( $Z = 18$ ) y Zn ( $Z = 30$ ).

- Según el Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund, ¿cuántos electrones desapareados presenta cada elemento en la configuración electrónica de su estado fundamental?
- En función de sus potenciales de ionización y afinidades electrónicas, indique los iones más estables que pueden formar y escriba sus configuraciones electrónicas.

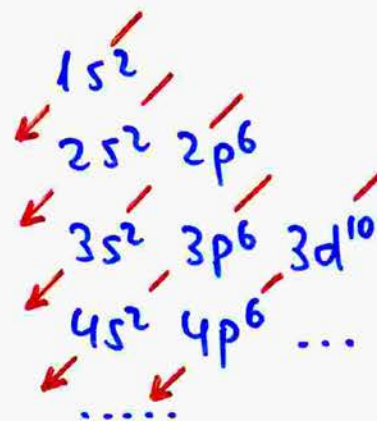
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2000)

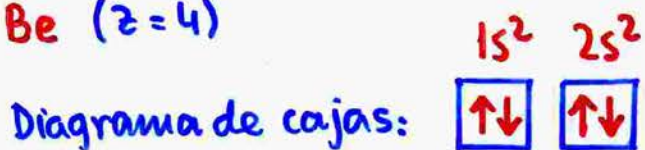
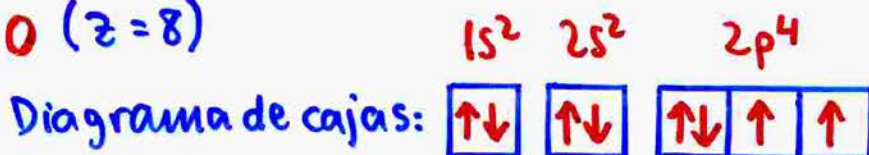
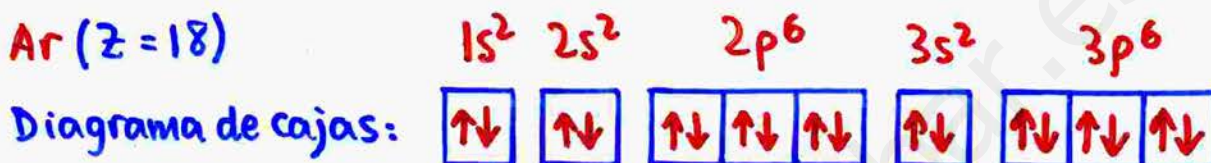
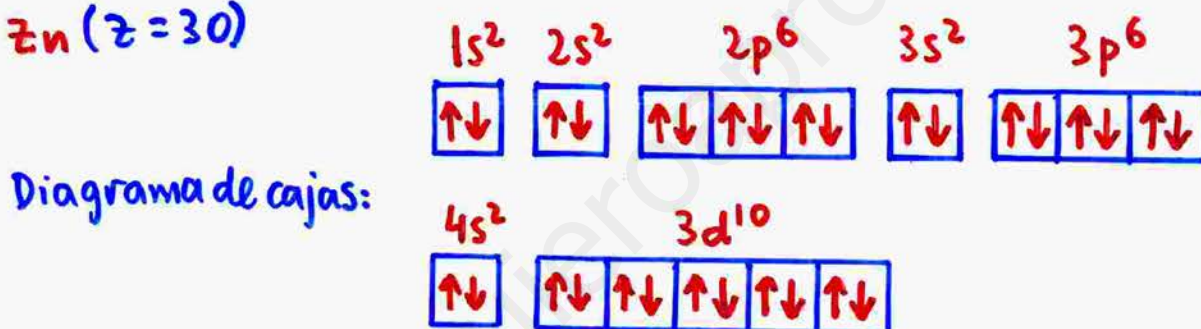
### SOLUCIÓN-

- El **berilio**: Be ( $Z=4$ ) se halla en la celda número 4 del sistema Periódico, situada en el **grupo 2 -alcalinotérreos-** y **período: 2**. Es **metal**.
- El **oxígeno**: O ( $Z=8$ ) se halla en la celda número 8 del sistema Periódico, situada en el **grupo 16 -anfígenos-** y **período: 2**. Es **no metal**.
- El **argón**: Ar ( $Z=18$ ) se halla en la celda número 18 del sistema Periódico, situada en el **grupo 18 -gases nobles-** y **período: 3**.
- El **zinc**: Zn ( $Z=30$ ) se halla en la celda número 30 del sistema Periódico, situada en el **grupo 12** y **período: 4**. Es **metal**.

Según el diagrama de Möller:

Las configuraciones electrónicas respectivas -en el estado fundamental, en orden de llenado de los orbitales- son las siguientes:



Be ( $Z=4$ )O ( $Z=8$ )Ar ( $Z=18$ )Zn ( $Z=30$ )

Al rellenar los orbitales hemos tenido en cuenta el Principio de Máxima Multiplicidad -Regla de Hund-, buscando que los electrones de un cierto subnivel estén lo más desapareados posible. Vemos que:

El único elemento con electrones desapareados es el oxígeno: dos electrones 2p desapareados:  
RESULTADO



- El **berilio** es metal: potenciales de ionización y afinidad electrónica pequeños; tiende a perder, compartir, dos electrones, vaciando el nivel 2 y quedando el **cation**:

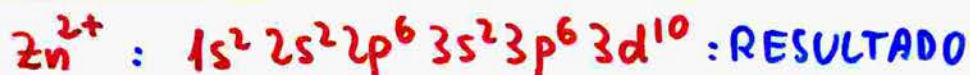


- El **oxígeno** es no metal: potenciales de ionización y afinidad electrónica grandes; tiende a ganar, compartir, dos electrones, llenando el nivel 2 y quedando el **anión**:



- El **argón** es gas noble, por lo que **no forma iones** : RESULTADO

- El **zinc** es metal; potenciales de ionización y afinidad electrónica pequeños; tiende a perder, compartir, dos electrones, vaciando el nivel 4 y quedando el **cation**:



Dados los elementos: Na, C, Si y Ne :

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental?.
- Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta.
- Ordénelos de menor a mayor tamaño atómico. Justifique la respuesta.

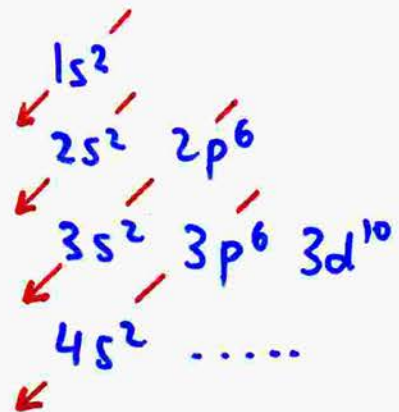
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2008)

### SOLUCIÓN.-

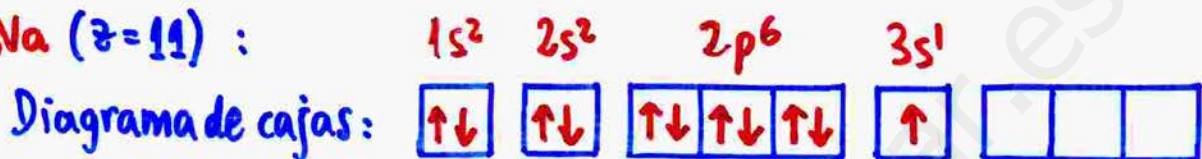
- El **sodio**: **Na** tiene como número atómico:  $Z=11$ ; se halla, por tanto, en la celda número 11 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 1 -alcalinos-** y **período: 3**.
- El **carbono**: **C** tiene como número atómico:  $Z=6$ ; se halla, por tanto, en la celda número 6 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 14 -carbonoideos-** y **período: 2**.
- El **silicio**: **Si** tiene como número atómico:  $Z=14$ ; se halla, por tanto, en la celda número 14 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 14 -carbonoideos-** y **período: 3**.
- El **neón**: **Ne** tiene como número atómico:  $Z=10$ ; se halla, por tanto, en la celda número 10 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 18 -gases nobles-** y **período: 2**.

Según el diagrama de Möller:

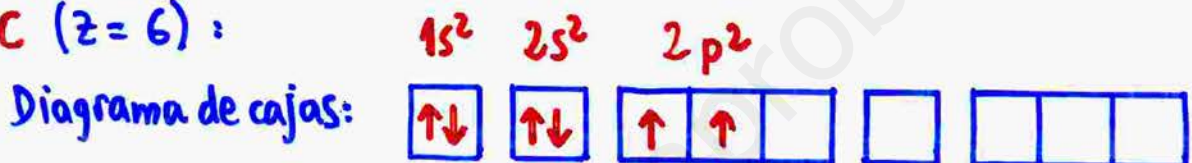
Las configuraciones electrónicas respectivas -en el estado fundamental- son las siguientes:



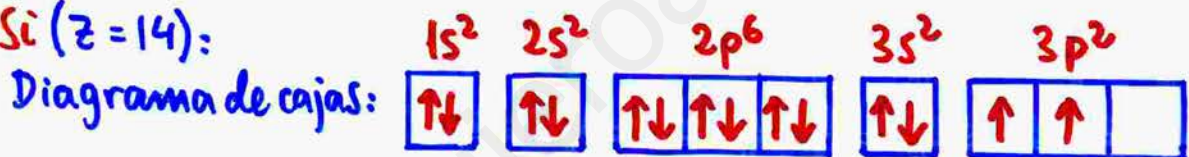
Na ( $Z=11$ ):



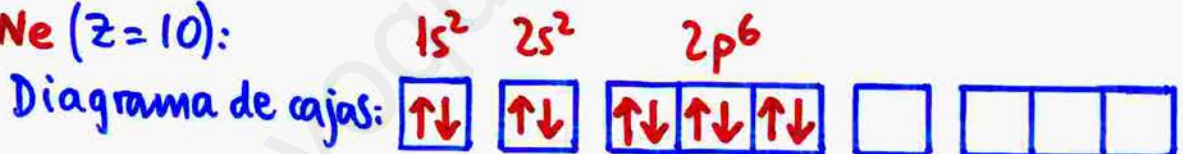
C ( $Z=6$ ):



Si ( $Z=14$ ):



Ne ( $Z=10$ ):



Al rellenar los orbitales hemos tenido en cuenta el Principio de Máxima Multiplicidad (Hund), buscando que los electrones de un cierto subnivel estén lo más desapareados posible. Vemos que ese número de electrones desapareados es:

- Na: 1
- C y Si: 2
- Ne: 0

El **primer potencial (primera energía) de ionización** es la energía que hay que suministrar a un átomo -en el estado fundamental, encontrándose el elemento en fase gaseosa - para arrancarle un electrón y convertirlo en un ión con carga  $1+$ .

A lo largo del Sistema Periódico el primer potencial de ionización aumenta al desplazarse por un período de izquierda a derecha, debido a que, manteniéndose los electrones de valencia en el mismo nivel, aumenta la atracción ejercida por la carga nuclear efectiva cada vez mayor - por el aumento progresivo de  $Z$  -; y alcanzando un valor notablemente elevado en los gases nobles, dada la estructura electrónica de valencia de estos últimos, especialmente estable. Sin embargo, al descender en un grupo, de arriba a abajo, el primer potencial de ionización disminuye, pues cada vez los últimos electrones son menos atraídos al situarse en un nivel más externo.

Según lo anterior, el orden **creciente** de primer potencial de ionización de los elementos propuestos es:



Por contra, la variación del tamaño (volumen, radio) atómico a lo largo del sistema Periódico es inversa a la descrita anteriormente para el primer potencial de ionización, ya que, por ejemplo, un tamaño atómico mayor indica menor atracción sobre los electrones más externos y, en consecuencia, más facilidad -menor energía- de ionización.

La ordenación de los elementos propuestos, según tamaño atómico creciente será, entonces:



En definitiva:

RESULTADOS		
Elemento	Estado fundamental	
	Configuración electrónica	Electrones desapareados
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	2
Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	2
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	0
Orden creciente de primer potencial de ionización: $\text{Na} < \text{Si} < \text{C} < \text{Ne}$		
Orden creciente de tamaño atómico: $\text{Ne} < \text{C} < \text{Si} < \text{Na}$		

Teniendo en cuenta los elementos:  $Z = 7$ ,  $Z = 13$  y  $Z = 15$ , conteste razonadamente:

- ¿Cuáles pertenecen al mismo período?.
- ¿Cuáles pertenecen al mismo grupo?.
- ¿Cuál es el orden decreciente de radio atómico?.
- De los elementos:  $Z = 13$  y  $Z = 15$ , ¿cuál tiene el primer potencial de ionización mayor?.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2001)

### SOLUCIÓN:-

- El elemento con número atómico:  $Z = 7$  es el **nitrógeno: N**. Se halla en la celda número 7 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 15 -nitrogenoides** y **período 2**.
- El elemento con número atómico:  $Z = 13$  es el **aluminio: Al**. Se halla en la celda número 13 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 13 -terreos-** y **período 3**.
- El elemento con número atómico:  $Z = 15$  es el **fósforo: P**. Se halla en la celda número 15 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 15 -nitrogenoides-** y **período 3**.

Por tanto:

Mismo período (3): Al (13) y P (15)

Mismo grupo (15): N (7) y P (15)

RESULTADO

Conforme nos desplazamos en un periodo de izquierda a derecha el radio atómico disminuye, en general, debido a que, estando los electrones más externos en el mismo nivel, la carga nuclear eficaz va aumentando, debido al incremento del número atómico, lo cual supone una atracción cada vez mayor.

Análogamente, al desplazarnos en un grupo de abajo a arriba también disminuye el radio atómico, al estar cada vez los electrones más externos en un nivel inferior y, por tanto, más próximos al núcleo, con lo que aumenta la atracción ejercida por éste.

Por ello, el orden **decreciente** de radio atómico es:

**Al > P > N : RESULTADO**

El **primer potencial (primera energía) de ionización** es la energía que hay que suministrar a un átomo -en el estado fundamental, encontrándose el elemento en fase gaseosa- para arrancarle un electrón y convertirlo en un ión con carga  $1+$ .

A lo largo del sistema Periódico presenta una variación inversa a la del radio atómico ya que, por ejemplo, una disminución de éste supone mayor atracción por los

electrones más externos, lo que implica una mayor dificultad para arrancar el electrón: un valor más alto del primer potencial de ionización.

Tenemos, entonces, que el orden **creciente** de primer potencial de ionización es:

AL (z=13) < P (z=15) < N (z=7) : RESULTADO



Dado el elemento A ( $Z = 17$ ), justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos: B ( $Z = 19$ ), C ( $Z = 35$ ) y D ( $Z = 11$ ):

- Se encuentran en su mismo período.
- Se encuentran en su mismo grupo.
- Son más electronegativos.
- Tienen menor energía de ionización.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2003)

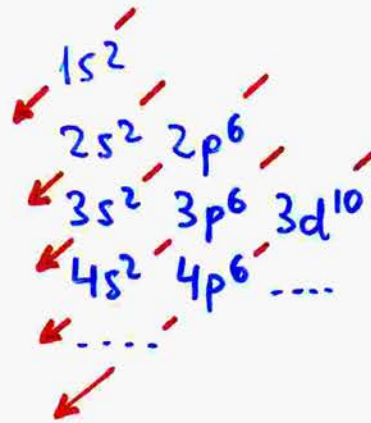
### SOLUCIÓN.-

Los elementos que nos presentan son:

- $Z = 17$  : "A" : cloro : Cl
- $Z = 19$  : "B" : potasio : K
- $Z = 35$  : "C" : bromo : Br
- $Z = 11$  : "D" : sodio : Na

Con el diagrama de Möller:

encontramos las configuraciones electrónicas -en el estado fundamental, según orden de llenado de los orbitales- de cada uno:



- Cl ( $Z = 17$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   
(grupo 17 -halógenos-, período 3)
- K ( $Z = 19$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$   
(grupo 1 -alcalinos-, período 4)
- Br ( $Z = 35$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$   
(grupo 17 -halógenos-, período 4)
- Na ( $Z = 11$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   
(grupo 1 -alcalinos-, período 3)

A lo largo del Sistema Periódico la **electronegatividad** -tendencia del átomo a atraer hacia sí los electrones del enlace- y la primera **energía de ionización** (primer **potencial de ionización**) -energía que hay que suministrar a un átomo para arrancarle un electrón y convertirlo en un ión con carga +1, en fase gaseosa y en el estado fundamental- aumentan al desplazarse en un período de izquierda a derecha, y al subir en un grupo de abajo a arriba, al medir ambas la atracción por los electrones más externos.

Con todo lo anterior, tenemos:

#### RESULTADOS

- El "A" - **Cl** - y el "D" - **Na** - se encuentran en el mismo período: 3 del Sistema Periódico.
- El "A" - **Cl** - y el "C" - **Br** - se encuentran en el mismo grupo: 17 del Sistema Periódico.
- Ninguno de los otros tres elementos es más electronegativo que el "A" - **Cl** -
- Los otros tres elementos tienen una primera energía de ionización menor que "A" - **Cl** -.

Orden creciente de electronegatividad y de primera energía de ionización:



QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Para el elemento alcalino del tercer período y para el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Escriba los cuatro números cuánticos del último electrón de cada elemento.
- ¿Qué elemento de los dos indicados tendrá la primera energía de ionización menor?. Razone la respuesta.
- ¿Cuál es el elemento que presenta mayor tendencia a perder electrones?. Razone la respuesta.

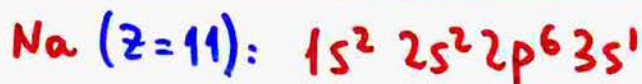
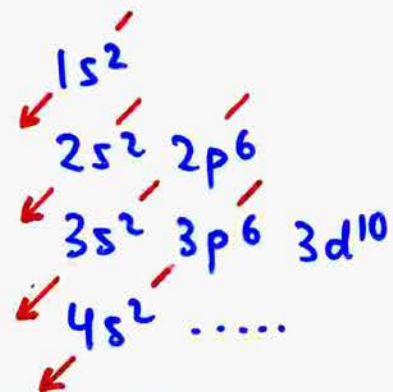
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2006)

### SOLUCIÓN:-

- El elemento alcalino: grupo 1 del tercer período es el sodio: Na, cuyo número atómico es:  $Z=11$ .
- El elemento halógeno: grupo 17 que ocupa el segundo lugar de dicho grupo - tercer período - es el cloro: Cl, cuyo número atómico es:  $Z=17$ .

Según el diagrama de Möller:

Las configuraciones electrónicas respectivas -en el estado fundamental- son las siguientes:



RESULTADO

En lo que se refiere a los números cuánticos:

- El número cuántico principal:  $n$  indica el nivel en que se halla el electrón.
- El número cuántico secundario o azimutal:  $l$  indica el tipo de orbital:  $l=0$  para orbital  $s$  y  $l=1$  para orbital  $p$ .
- El número cuántico magnético:  $m$  - que indica la orientación del orbital - puede tomar valores enteros consecutivos, desde  $-l$  a  $+l$  (ambos inclusive).
- Finalmente, el número cuántico de spin:  $s$  - que indica el momento angular intrínseco del electrón - puede valer  $\pm \frac{1}{2}$ .

Tenemos entonces:

**Na** - Último electrón:  $3s^1$

Números cuánticos:  $(3, 0, 0, \pm \frac{1}{2})$

**Cl** - Últimos electrones:  $3p^5$

Números cuánticos:  $(3, 1, \pm 1 \text{ ó } 0, \pm \frac{1}{2})$

RESULTADO

Los dos elementos se hallan en el mismo período. Sin embargo, el **sodio** -alcalino- posee tan solo un electrón de valencia, y si lo pierde alcanzará la configuración electrónica -muy estable- del gas noble más próximo: **neón**:  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Por tanto:

**El sodio es el que presenta mayor tendencia a perder electrones.**

**RESULTADO**

Recordando que cuanto mayor sea esa tendencia a perder electrones menor será la primera energía de ionización (primer potencial de ionización) -energía que hay que suministrar al átomo (en el estado fundamental, encontrándose el elemento en fase gaseosa) para que pierda un electrón y se convierta en un ión con carga  $1+$  -, vemos que también:

**El sodio es el que tiene la primera energía de ionización menor.**

**RESULTADO**

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Considere los elementos con números atómicos: 4, 11, 17 y 33.

- Escriba la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia.
- Indique a qué grupo del Sistema Periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales.
- ¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?
- ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada elemento?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2004)

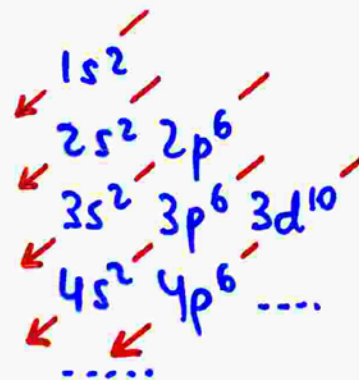
### SOLUCIÓN:-

Los elementos que nos presentan son:

- $Z = 4$  : berilio : Be
- $Z = 11$  : sodio : Na
- $Z = 17$  : cloro : Cl
- $Z = 33$  : arsénico : As .

Con el diagrama de Möller:

encontramos las configuraciones electrónicas -en el estado fundamental-, según orden de llenado de los orbitales -de cada uno de ellos:



- Be ( $Z = 4$ ):  $1s^2 2s^2$

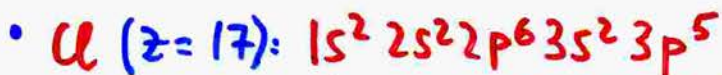
Capa de valencia:  $2s^2$  (la más externa)

sistema Periódico } - período: 2  
 } - grupo: 2 - alcalinotérreos -  
 } - metal (está a la izquierda).



Capa de valencia:  $3s^1$  (la más externa)

Sistema Periódico  $\left\{ \begin{array}{l} - \text{período: } 3 \\ - \text{grupo: } 1 - \text{alcalinos} - \\ - \text{metal (está a la izquierda)}. \end{array} \right.$



Capa de valencia:  $3s^2 3p^5$  (la más externa)

Sistema Periódico  $\left\{ \begin{array}{l} - \text{período: } 3 \\ - \text{grupo: } 17 - \text{halógenos} - \\ - \text{no metal (está a la derecha)}. \end{array} \right.$



Electrones de valencia:  $4s^2 3d^{10} 4p^3$  (los más externos)

Sistema Periódico  $\left\{ \begin{array}{l} - \text{período: } 4 \\ - \text{grupo: } 15 - \text{nitrogenoides} - \\ - \text{no metal (semimetal)} \\ \text{(está a la derecha,} \\ \text{entre metales y no metales)}. \end{array} \right.$

Cuanto más a la derecha y arriba en el sistema Periódico -excepción hecha de los gases nobles, que ya poseen una estructura electrónica de valencia especialmente estable- el elemento es **más electro-negativo** (presenta mayor atracción hacia sí por los electrones del enlace), pues consiguiendo electrones alcanza esa estructura electrónica de gas noble. El orden **decreciente** de electronegatividad será, entonces:



Los estados de oxidación de estos elementos serán:

• **Berilio.-**

- **0** - en situación elemental natural -.
- **+2** - el átomo pierde, o comparte, dos electrones, vaciando el nivel 2 -.

• **Sodio.-**

- **0** - en situación elemental natural -.
- **+1** - el átomo pierde un electrón, vaciando el nivel 3 -.

• **Cloro.-**

- **0** - en situación elemental natural -.
- **-1** - el átomo gana, o comparte, un electrón, llenando los orbitales 3p -.
- **+1** - frente a un elemento más electronegativo que él, como el oxígeno, el átomo pierde, compartiendo, un electrón -.

Además de las situaciones anteriores, la existencia de orbitales 3d vacíos hace posible que, aprovechando la energía aportada en la formación del enlace covalente, promocionen electrones a dichos orbitales 3d desde orbitales inferiores - **expansión del octete** -, quedando:

- **+3** - configuración:  $3s^2 3p^4 3d^1$  -.
- **+5** - configuración:  $3s^2 3p^3 3d^2$  -.
- **+7** - configuración:  $3s^1 3p^3 3d^3$  -.



• **Arsénico.-**

- **0** - en situación elemental natural-
- **-3** - el átomo gana, comparte, tres electrones, llenando los orbitales 4p-
- **+3** - el átomo pierde, comparte, tres electrones, vaciando los orbitales 4p-
- **+5** - el átomo pierde, comparte, cinco electrones, vaciando el nivel 4-

En definitiva

RESULTADOS				
Elemento	Configuración electrónica -fundamental-	Electrones de valencia	Grupo S.P. Metal No metal	Estados de oxidación
Be (Z=4)	$1s^2 2s^2$	$2s^2$	2 metal	0, +2
Na (Z=11)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$3s^1$	1 metal	0, +1
Cl (Z=17)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^5$	17 no metal	0, ±1 +3, +5, +7
As (Z=33)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$4s^2 3d^{10} 4p^3$	15 semimetal	0, ±3, +5
Elemento más electronegativo: Cl (Z=17)				
Elemento menos electronegativo: Na (Z=11)				

Justifique qué especie de cada una de las parejas (átomos o iones) siguientes tiene mayor volumen:

- (Fe, Kr)
- (Fe, K)
- (Fe, C)
- (Fe, Fe<sup>+3</sup>).

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2000)

### SOLUCIÓN.-

La situación de estos elementos en el Sistema Periódico es:

- Carbono: C                       $Z = 6$   
(grupo: 14, período: 2)
- Potasio: K                       $Z = 19$   
(grupo: 1, período: 4)
- Hierro: Fe                       $Z = 26$   
(grupo: 8, período: 4)
- Kriptón: Kr                       $Z = 36$   
(grupo: 18, período: 4)

A lo largo del Sistema Periódico el volumen atómico -también se puede hablar de radio atómico- disminuye según avanzamos de izquierda a derecha, en general. Ello se debe a que, perteneciendo los electrones de valencia al mismo nivel, la atracción ejercida sobre ellos es cada vez mayor, a tracción debida a la carga nuclear eficaz (carga nuclear, que aumenta al hacerlo el número atómico, a la que se descuenta el efecto de pantalla, ejercido por las capas electrónicas internas). Sin embargo, en los gases nobles se completan los subniveles  $ns^2 np^6$  ( $1s^2$  para el helio), lo que implica un

brusco aumento del efecto de pantalla, con el consiguiente aumento del volumen atómico.

En un grupo, al descender de arriba a abajo el volumen atómico aumenta, al estar situados los electrones de valencia en un nivel cada vez más externo.

Por ello, el orden **creciente** de volumen atómico de los elementos dados es:



RESULTADO

Por lo que se refiere a los **cationes** (iones positivos), al mantenerse la carga nuclear pero haber perdido electrones de valencia la atracción sobre los electrones que permanecen en el último nivel aumenta, con la consiguiente disminución del tamaño, es decir, que por lo que a orden creciente de volumen se refiere tenemos, también:



RESULTADO

En el átomo de **Fe** hay dos electrones en el nivel 4 (4s<sup>2</sup>), mientras que en el ión **Fe<sup>3+</sup>** ese nivel 4 está vacío.

- a) De las siguientes secuencias de iones, razone cuál se corresponde con la ordenación en función de sus radios iónicos:
- I)  $\text{Be}^{2+} < \text{Li}^+ < \text{F}^- < \text{N}^{3-}$   
 II)  $\text{Li}^+ < \text{Be}^{2+} < \text{N}^{3-} < \text{F}^-$ .
- b) Ordene de mayor a menor los radios de los elementos de que proceden.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1997)

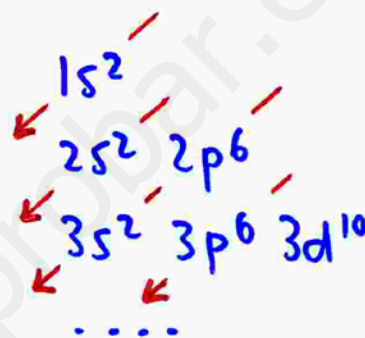
### SOLUCIÓN.-

Según el diagrama de Möller:

Las configuraciones electrónicas, en el estado fundamental, de los elementos e iones que plantea el enunciado son:

- Átomo **Li** ( $z=3$ ):  $1s^2 2s^1 \rightarrow$  grupo 1, período 2  
 Ión  **$\text{Li}^+$**  :  $1s^2$
- Átomo **Be** ( $z=4$ ):  $1s^2 2s^2 \rightarrow$  grupo 2, período 2  
 Ión  **$\text{Be}^{2+}$**  :  $1s^2$
- Átomo **N** ( $z=7$ ):  $1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$  grupo 15, período 2  
 Ión  **$\text{N}^{3-}$**  :  $1s^2 2s^2 2p^6$
- Átomo **F** ( $z=9$ ):  $1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$  grupo 17, período 2  
 Ión  **$\text{F}^-$**  :  $1s^2 2s^2 2p^6$

Del examen de lo que antecede deducimos que:



1) Los iones  $\text{Li}^+$  y  $\text{Be}^{2+}$  son **isoelectrónicos**. Dado que la carga nuclear ( $Z$ ) del  $\text{Be}^{2+}$  es superior a la del  $\text{Li}^+$  los electrones estarán más atraídos en el ión  $\text{Be}^{2+}$ , por lo que su tamaño, y su radio, serán menores que los del  $\text{Li}^+$ .

Los iones positivos tienen un tamaño inferior al de los átomos de procedencia, al disminuir la repulsión entre electrones como consecuencia de la reducción en el número de éstos.

2) También los iones  $\text{N}^{3-}$  y  $\text{F}^-$  son **isoelectrónicos**, y como la carga nuclear del  $\text{F}^-$  es superior a la del  $\text{N}^{3-}$  existe una mayor atracción en aquél, por lo que el tamaño del ión  $\text{F}^-$  y su radio, son menores que los del ión  $\text{N}^{3-}$ .

Los iones negativos tienen un tamaño superior al de los átomos de procedencia, al aumentar la repulsión entre electrones como consecuencia del incremento en el número de éstos.

Teniendo en cuenta, además, que en los cationes  $\text{Li}^+$  y  $\text{Be}^{2+}$  los electrones están en el nivel 1, mientras que en los aniones  $\text{N}^{3-}$  y  $\text{F}^-$  los electrones de valencia se hallan en el nivel 2, el orden **creciente** de radio iónico es:



RESULTADO

Por lo que se refiere a los **radios atómicos**, y tamaños atómicos, nos damos cuenta que los cuatro elementos se hallan en el mismo período: 2, por lo que, debido al aumento de la carga nuclear eficaz al irnos desplazando en dicho período de izquierda a derecha, con el consiguiente incremento de la atracción sobre los electrones de valencia, el orden **decreciente** de radio atómico es:



RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es:  $1s^2 2s^1$ , son:  $520 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y  $7.300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , respectivamente.

- Indique qué elemento es A, así como el grupo y período a los que pertenece.
- Defina el término *energía de ionización*. Justifique la gran diferencia existente entre los valores de la primera y segunda energía de ionización del átomo A.
- Ordene las especies A,  $A^+$  y  $A^{2+}$  de menor a mayor tamaño. Justifique la respuesta.
- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica  $A^+$ ?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2009)

SOLUCIÓN:-

El átomo tiene 3 electrones: dos en el nivel  $1s$  y uno en el nivel  $2s$ . Por tanto, su número atómico es:  $Z=3$  y:

- Se halla en la casilla número 3 del Sistema Periódico, en el grupo 1 - alcalinos - y período 2.
- El átomo corresponde al elemento: litio:  ${}_3\text{Li}$ .

El catión  $A^+$ :  $\text{Li}^+$  es el átomo anterior sin el electrón  $2s^1$ , es decir, solo con dos electrones:  $1s^2$ , igual configuración electrónica - fundamental - que el helio:  ${}_2\text{He}$  - un gas noble -.

Primera energía - primer potencial - de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo - en el estado fundamental - (encontrándose el elemento en fase gaseosa) para arrancarle un electrón, y convertirlo, así, en un ión con carga  $1+$ :  $A(g) + E.I. \rightarrow A^+(g) + e^-$

**RESULTADO**

Según lo anterior, tenemos:



$$E.I._1 = 520 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



$$E.I._2 = 7.300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Esta segunda energía de ionización es especialmente elevada ya que intentamos arrancar un electrón a una especie química:  $\text{Li}^+(g)$  con configuración electrónica de gas noble, que es muy estable.

El orden creciente de tamaño pedido en el apartado c) es:



RESULTADO

En efecto:

- El átomo de Li - con su último electrón en el nivel 2 - es más grande que el ión  $\text{Li}^+$  - con sus electrones en el nivel 1, igual carga nuclear: +3 y sin el efecto de pantalla que en el átomo ejercían los electrones  $1s^2$ .
- El ión  $\text{Li}^+$  es más grande que el ión  $\text{Li}^{2+}$  ya que, teniendo ambos igual carga nuclear, hay en el primero una repulsión entre sus dos electrones que no se da en el segundo.



Indique razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ( $Z = 11$ ) tienen el mismo comportamiento químico.
- El ión de carga  $-2$  del isótopo 16 del oxígeno ( $Z = 8$ ) presenta la misma reactividad que el ión de carga  $-1$  del isótopo 18 del oxígeno.
- La masa atómica aproximada del cloro es 35,5, siendo éste un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia: 75% y 25 %, respectivamente.
- Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2002)

### SOLUCIÓN.-

a) La primera afirmación es **correcta**.

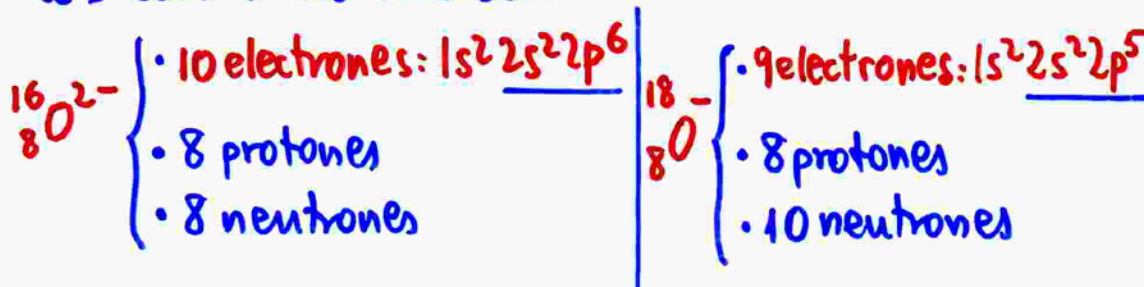
Los dos iones tendrán:

- 10 electrones:  $1s^2 2s^2 2p^6$
- 11 protones
- $\left. \begin{array}{l} 12 \text{ neutrones el isótopo } 23 \\ 13 \text{ neutrones el isótopo } 24 \end{array} \right\}$

Al depender el comportamiento químico de los electrones -de valencia-, y no de que el número de neutrones sea o no igual, su reactividad es la misma.

b) La segunda afirmación es **falsa**.

Los dos iones tienen:



Al ser diferente la estructura electrónica de la capa de valencia la reactividad es distinta.

c) La tercera frase es **correcta**.

La masa atómica representativa de un elemento es la **media aritmética ponderada de las masas de sus isótopos**. Para el cloro:

$$\text{Masa atómica} = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35,5 \text{ u.}$$

d) Por último, la cuarta frase es **falsa**.

Los dos isótopos poseen:

- **8 electrones** (igual a  $Z$ , al ser átomos neutros)
- **8 protones** (número atómico del oxígeno)
- **8 neutrones** (el isótopo 16)
- **10 neutrones** (el isótopo 18)

En definitiva:

RESULTADOS	Frases a) y c): <b>ciertas</b>
	Frases b) y d): <b>falsas</b>

NOTA.- En el apartado c) hemos considerado que la masa de cada isótopo coincide, muy aproximadamente, con su número de masa.