

## ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

### ◇ CUESTIONES

#### ● NÚMEROS CUÁNTICOS

1.

- a) a) Indique el significado de los números cuánticos que caracterizan a un electrón.  
 b) Escriba los cuatro números cuánticos correspondientes a cada uno de los electrones 2p del átomo de carbono.

(P.A.U. Set. 02)

Rta.: b)  $2p_x^1 (2, 1, -1, +\frac{1}{2})$ ;  $2p_y^1 (2, 1, 0, +\frac{1}{2})$

#### Solución:

a)  $n$ : número cuántico principal. Determina el valor de la energía del electrón. En el modelo de Bohr, la energía de un electrón en un átomo de hidrógeno viene dada por  $E_n = -A / n^2$ . También determina el tamaño del orbital (la distancia al núcleo a la que es más probable encontrar al electrón). Puede valer 1, 2, etc.

$l$ : número cuántico azimutal o secundario. Determina la forma del orbital (y el valor del momento angular del electrón). Puede valer desde 0 hasta  $n - 1$ .

$m$ : número cuántico magnético: Determina la orientación del orbital. En el caso de los orbitales  $z$ , las orientaciones son a lo largo de los tres ejes, y esto da lugar a los tres orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ . Puede valer desde  $-l$  hasta  $+l$ .

Esos tres números cuánticos se refieren al orbital.

El cuarto número cuántico  $s$  o de spin, determina el sentido de giro del electrón alrededor de su eje. Puede valer  $-\frac{1}{2}$  o  $+\frac{1}{2}$ .

b) La configuración electrónica del átomo de carbono en el estado fundamental es:  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$

Como están en el segundo nivel de energía el valor de  $n = 2$  para ambos.

También se encuentran en el subnivel  $p$ . Esto indica que el valor del número cuántico azimutal es 1 (sería 0 para los orbitales  $s$ , 1 para los  $p$ , 2 para los  $d$  y 3 para los orbitales  $f$ )

El número cuántico magnético depende de la orientación. Para  $l = 1$ ,  $m$  sólo puede valer  $-1$ ,  $0$  ó  $+1$ . Como los ejes  $X$ ,  $Y$  y  $Z$  son arbitrarios, diremos que el valor de  $m$  será uno cualquiera de los valores permitidos de  $m$  para el orbital  $p_x$  (por ejemplo,  $-1$ ) y cualquiera de los otros dos para el  $p_y$  (p. ej.  $0$ )

Por la regla de Hund los espines de ambos electrones tienen que ser paralelos. Si asignamos el valor  $+\frac{1}{2}$  a uno de ellos, el otro también tendrá el mismo valor de  $s$ .

$2p_x^1 (2, 1, -1, +\frac{1}{2})$ ;  $2p_y^1 (2, 1, 0, +\frac{1}{2})$

2.

- a) ¿Puede haber en un mismo átomo electrones de números cuánticos:  $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$ ;  $(2, 1, 0, -\frac{1}{2})$ ;  $(2, 1, -1, -\frac{1}{2})$ ;  $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$ . ¿En que principio se basa?  
 b) Indique el nivel de energía y el orbital al que pertenecen los dos primeros electrones del apartado anterior.  
 c) ¿Qué se entiende por estructura fundamental de un átomo? La estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4p^1$  ¿es fundamental? ¿Por qué? Razone las contestaciones.

(P.A.U. Set. 03)

Rta.: a) Sí. Principio de exclusión de Pauli. b)  $2p_x$  y  $2p_y$ ; c) Mínima energía. No.  $E(4s) < E(4p)$

#### ● CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Indique la estructura electrónica de los elementos cuyos números atómicos son: 11, 12, 13, 15 y 17.

(P.A.U. Jun. 03)

**Rta.:** 11: [Ne]  $3s^1$ ; 12: [Ne]  $3s^2$ ; 13: [Ne]  $3s^2 3p_x^1$ ; 15: [Ne]  $3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$ ; 17: [Ne]  $3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$

**2. Dados los elementos A, B y C de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente, razona:**

- a) Su configuración electrónica.  
b) Número de electrones en su capa de valencia.

(P.A.U. Set. 96)

**Rta.:** a) A: [Ne]  $3s^1$ ; B: [Ne]  $3s^2 3p^1$ ; C: [Ne]  $3s^2 3p^5$ ; b) A: 1; B: 3; C: 7

**Solución:**

a) A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$                       B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$                       C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Las configuraciones electrónicas de los estados fundamentales se construyen basándose en los principios de mínima energía, de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund.

b) En todos los casos, la capa de valencia es la 3, de forma que:

A:  $3s^1$ : 1                      B:  $3s^2 3p^1$ : 3                      y                      C:  $3s^2 3p^5$ : 7

**3. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer período y el segundo elemento del grupo de los halógenos. Escriba sus configuraciones electrónicas y los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.**

(P.A.U. Jun. 11)

**Solución:**

En el sistema periódico vemos que el elemento alcalinotérreo del tercer período es el magnesio y el segundo elemento del grupo de los halógenos es el cloro.

Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  (3, 0, 0,  $+\frac{1}{2}$ ) o (3, 0, 0,  $-\frac{1}{2}$ )

Cl:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  (3, 1, 0,  $+\frac{1}{2}$ ) o (3, 1, 1,  $+\frac{1}{2}$ ) o (3, 1, -1,  $+\frac{1}{2}$ ) o (3, 1, 0,  $-\frac{1}{2}$ ) o (3, 1, 1,  $-\frac{1}{2}$ ) o (3, 1, -1,  $-\frac{1}{2}$ )

**4. Razone si son verdaderas o falsas las afirmaciones para las dos configuraciones que se indican a continuación correspondientes a átomos neutros: A)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  B)  $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$**

- a) Las dos configuraciones corresponden a átomos diferentes.  
b) Se necesita menos energía para arrancar un electrón de la B que de la A.

(P.A.U. Jun. 10)

**Solución:**

Las dos configuraciones corresponden a átomos del mismo elemento puesto que representan a átomos neutros con el mismo número de electrones (11)

La diferencia entre ellas es que la primera (A) corresponde al estado fundamental, ya que cumple los principios Aufbau (mínima energía, y exclusión de Pauli), mientras que la segunda (B) representa un estado excitado en el que el último electrón se encuentra en el 5º nivel de energía en vez del 3º que es lo que le corresponde.

La energía para arrancar un electrón de un átomo es igual a la diferencia entre la energía del electrón en el infinito menos la que posee correspondiente al nivel de energía en el que se encuentra.

$$\Delta E = E_{\infty} - E_i$$

Como la energía del 5º nivel es mayor que la del 3º nivel

$$E_5 > E_3$$

la energía necesaria para arrancar al electrón es menor.

$$\Delta E_5 = E_{\infty} - E_5 < E_{\infty} - E_3 = \Delta E_3$$

**5. Considere la configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$**

- a) ¿A qué elemento corresponde?  
 b) ¿Cuál es su situación en el sistema periódico?  
 c) Indique los valores de los números cuánticos del último electrón.  
 d) Nombre dos elementos cuyas propiedades sean semejantes a éste.  
 Razone las respuestas.

(P.A.U. Jun. 04)

Rta.: a) Ni; b) Grupo: 10, Período: 4. Metal transición;  
 c)  $4s^2 (4, 0, 0, \pm 1/2)$  ó  $3d^8 (3, 2, m, \pm 1/2)$  ( $m = 0, \pm 1, \pm 2$ ); d) Pd y Pt

6. Los elementos químicos A y B tienen número atómico 20 y 35, respectivamente. Indique razonadamente:

- a) Los iones más estables que formarán cada uno de ellos.

(P.A.U. Jun. 09)

**Solución:**

a) Las configuraciones electrónicas de los elementos neutros son:

A ( $Z = 20$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

B ( $Z = 35$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

El elemento A perderá los 2 electrones del cuarto nivel de energía para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ión  $A^{2+}$

El elemento B ganará 1 electrón para completar el cuarto nivel de energía y alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ión  $B^-$

7. El hierro forma dos cationes estables con estados de oxidación +2 e +3 ¿Cuáles serán las configuraciones electrónicas completas de esos cationes? ¿Y en forma abreviada? Razónalo.

(P.A.U. Set. 99)

Rta.:  $Fe^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ , [Ar]  $4s^1 3d^5$ ;  $Fe^{3+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ , [Ar]  $3d^5$

**Solución:**

$Fe^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  [Ar]  $4s^1 3d^5$

$Fe^{3+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$  [Ar]  $3d^5$

La configuración electrónica del hierro metálico es:  $Fe$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ , pero cuando pierde electrones para convertirse en ión, los primeros que pierde son los 4s. Las configuraciones de los iones que se forman tienden a cumplir las reglas de estabilidad de configuraciones electrónicas: octete (imposible en este caso), orbitales llenos y orbitales semiocupados. Para el  $Fe^{2+}$ ,  $4s^1 3d^5$  (semi, semi) cumple estas dos últimas mejor que las alternativas  $4s^2 3d^4$  (lleno, nada) y  $3d^6$  (nada). Para el  $Fe^{3+}$ ,  $3d^5$  (semi) cumple las reglas mejor que las alternativas  $4s^2 3d^3$  (llena, nada) y  $4s^1 3d^4$  (semi, nada).

## ● PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54 respectivamente. Indicar:

- a) Estructuras electrónicas.  
 b) Grupo y período al que pertenecen.  
 c) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?  
 d) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización? Razone las contestaciones.

(P.A.U. Jun. 97 y Jun. 00)

Rta.: a) 19:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; Grupo 1 Período 4; 35:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ ; G 17 P 4; 54:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$ ; Grupo 18 Período 5; c) Br; d) K.

**Solución:**

a), b), c) y d)

Z	Configuración electrónica	Grupo	Período	Mayor/Menor
19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	I A (1)	4	Menor potencial de ionización

<i>Z</i>	<i>Configuración electrónica</i>	<i>Grupo</i>	<i>Período</i>	<i>Mayor/Menor</i>
35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	VII A (17)	4	Mayor afinidad electrónica
54	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	0 (18)	5	

c) La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo. Puesto que el elemento 35, al ganar un electrón, adquiere la configuración electrónica de gas noble, ( $s^2p^6$ ), es el que tiene mayor afinidad electrónica.

d) La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos. Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ión formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el elemento 19 es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización

**2. De los elementos del Sistema Periódico: A, B y C de números atómicos 8, 16 y 19 respectivamente:**

a) **Escribe su configuración electrónica.**

b) **Indica el elemento en el que el primer potencial de ionización sea mayor. Razónalo.**

(P.A.U. Jun. 98)

**Rta.:** a) A:  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; b) C.

**Solución:**

a)  $Z = 8$ : A:  $1s^2 2s^2 2p^4$   
 $Z = 16$ : B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$   
 $Z = 19$ : C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b) La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos. Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ión formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el elemento C ( $Z = 19$ ) es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización.

**3. Para los elementos de números atómicos 19, 20, 3 y 35.**

a) **Escribe las configuraciones electrónicas correspondientes a cada uno.**

b) **Define el concepto de energía de ionización y compara, razonadamente, las correspondientes a los elementos de números atómicos 3 y 19.**

c) **Define el concepto de electroafinidad y compara, razonadamente, la correspondiente a los elementos de números atómicos 20 y 35.**

d) **Compara y razona el radio atómico de los elementos de números atómicos 3 y 19.**

(P.A.U. Set. 98)

**Rta.:** a) 19:  $[\text{Ar}] 4s^1$ ; 20:  $[\text{Ar}] 4s^2$ ; 3:  $1s^2 2s^1$ ; 35:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b)  $I(19) < I(3)$ ; c)  $A(35) > A(20)$ ; d)  $r(19) > r(3)$

**Solución:**

a)  $Z = 19$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$        $Z = 20$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   
 $Z = 3$ :  $1s^2 2s^1$        $Z = 35$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b) y d) Energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso y fundamental.  $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^- \Delta H = \text{Energía de ionización}$ .

Para átomos del mismo grupo, disminuye al aumentar el radio atómico. La energía para arrancar un electrón es igual (en valor absoluto) a la energía del electrón en su nivel de energía, que a su vez es inversamente proporcional al radio atómico. El radio atómico aumenta con el número de niveles de energía. El elemento

$Z = 19$  tiene 4 niveles de energía, por lo que su radio atómico es mayor que el del elemento  $Z = 3$  que sólo tiene 2, y su energía de ionización menor.

c) Afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo en estado gaseoso y fundamental atrapa un electrón.  $A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) \Delta H = -\text{Afinidad electrónica}$ .

Los elementos del grupo 17 (halógenos, como el  $Z = 35$ ), si ganan un electrón, alcanzan la configuración electrónica de un gas noble, muy estable energéticamente, y el proceso desprende energía y es espontáneo. Pero nada parecido ocurre con el elemento  $Z = 20$ . Por tanto el elemento 35 tiene mayor afinidad electrónica que el 20.

#### 4. Indique razonadamente:

a) Para el par de átomos: sodio y magnesio, cual posee mayor potencial de ionización.

b) Para el par de átomos: yodo y cloro, cual posee mayor afinidad electrónica.

(P.A.U. Set. 10)

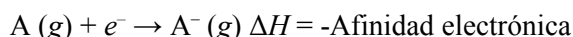
#### Solución:

a) La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.

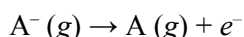
Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ión formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el sodio es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización.



b) La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo. En ese sentido ambos átomos están en el mismo grupo. La diferencia habrá que explicarla en función de su radio atómico (o iónico). El proceso relacionado con la afinidad electrónica es:



Y si pensamos en el proceso contrario,



se puede ver que es mucho más fácil arrancarle un electrón a un ión cuanto mayor sea su radio, puesto que el electrón se encuentra más alejado del núcleo positivo. Se podría decir que el ión yoduro tiene mayor tendencia a perder su electrón que el ión cloruro. Volviendo al proceso de captura de un electrón, el cloro es más electronegativo porque tiene mayor tendencia a aceptar un electrón.

#### 5. Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente, indica razonando las respuestas:

a) Estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales.

b) Define energía (potencial) de ionización. Explica cómo depende el potencial de ionización de la carga nuclear y del tamaño de los átomos.

(P.A.U. Jun. 99)

Rta.: a) A:  $[\text{Ar}] 4s^1$ ; B:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ ; C:  $[\text{Ne}] 3s^2$ ; b) aumenta con la carga y disminuye con el radio.

#### Solución:

- a)  $Z = 19$ . A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$   
 $Z = 17$ . B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   
 $Z = 12$ . C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Las configuraciones electrónicas de los estados fundamentales se construyen basándose en los principios de mínima energía, de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund.

b) Energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a cada átomo de un mol de átomos de un elemento en fase gaseosa y en estado fundamental.

Corresponde a la entalpía del proceso:  $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^- \Delta H = I$

La energía de ionización es la energía del último nivel ocupado, (cambiada de signo).

Según Bohr la energía de un nivel viene dada por la ecuación  $E_n = -E/n^2$ , donde  $E$  es una constante para cada átomo (coincide con el valor absoluto de la energía del primer nivel) y  $n$  es el número cuántico principal.

También según Bohr, el radio de una órbita viene dada por la expresión  $r_n = n^2 r_1$ , en la que  $r_1$  es el radio de la primera órbita.

Aunque la teoría de Bohr ha sido sustituida por el modelo mecánico ondulatoria de Schrödinger, la ecuación de onda da las mismas soluciones que el modelo de Bohr, (si bien el significado de  $r$  es la distancia a la que la probabilidad de localizar a un electrón en un átomo es máxima).

Combinando las ecuaciones de Bohr,  $E_n = -k/r_n$  y la energía de ionización  $I = -E_n = k/r_n$ . Es decir, a mayor radio (mayor nivel de energía) la energía de ionización será menor.

Como la energía de cada nivel de energía depende de la carga del núcleo (pues es, en parte, la energía electrostática del sistema núcleo-electrón), es del tipo  $E = -K(Ze)e/r$ , en la que  $(Ze)$  es la carga del núcleo, siendo  $Z$  el número atómico. A mayor carga nuclear, la energía de los niveles es menor (más negativa) y la energía de ionización será mayor.

**6. El primer y segundo potencial de ionización para el átomo de litio son, respectivamente: 520 y 7300 kJ/mol. Razónese:**

- La gran diferencia que existe entre ambos valores de energía.
- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la primera especie iónica?
- ¿Cómo varía el potencial de ionización para los elementos del mismo grupo?

(P.A.U. Jun. 01)

**Rta.:** a) destrucción de una configuración de gas noble; b) He; c) Disminuye hacia abajo.

**Solución:**

a) Las configuraciones electrónicas de los estados inicial y final son:



En la primera, se destruye una configuración electrónica moderadamente estable (orbitales semiocupados) y se alcanza una configuración muy estable (nivel plenamente ocupado, configuración de gas noble), lo que compensa, en parte, el coste energético de arrancar un electrón a un átomo neutro ( $E = K(Ze)e/r$ )

En la segunda, se destruye la configuración extremadamente estable de gas noble y, además, el coste energético es el relativo al de separar un electrón de un ión doblemente cargado. Este último es, al menos, el doble que en el caso anterior, y no sólo no está compensado sino que está penalizado por la destrucción de una configuración de gas noble.

b) He ( $1s^2$ )

c) Disminuye hacia abajo. Véase el ejercicio de [Set. 98](#).

**7.**

- Razonar cuál de los dos iones que se indican tiene mayor radio iónico:  $\text{Na}^+$  y  $\text{Al}^{3+}$ .
- ¿Cuántos electrones puede haber con  $n = 3$ , en un mismo átomo? ¿En qué principio se basa?

(P.A.U. Jun. 02)

**Rta.:** a)  $\text{Na}^+$ ; b) 18 electrones; principio de exclusión de Pauli.

**Solución:**

a) El ión sodio.

Los dos iones son isoelectrónicos. La configuración electrónica de ambos es:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

Para iones isoelectrónicos, el de mayor radio será el que tiene una carga mayor (si es negativa) o menor (si es positiva).

La explicación se basa en que el radio de un ión se debe al equilibrio entre la fuerza de atracción entre los protones del núcleo y los electrones de la corteza por un lado, y la repulsión de los electrones entre sí.

El número de protones en el núcleo de aluminio ( $Z = 13$ ) es mayor que en el de sodio ( $Z = 11$ ). En ambos casos el número de electrones es el mismo: 10.

Por tanto, la fuerza de atracción que ejercen los 13 protones del núcleo de aluminio sobre los 10 electrones, hace que su posición más probable se encuentre más cerca del núcleo que en el caso del sodio (11 protones), y el radio del ión aluminio sea menor.

b) 18.

En el tercer nivel de energía (número cuántico principal  $n = 3$ ) existen 3 subniveles ( $s$ ,  $p$  y  $d$ ) que corresponden a los valores del número cuántico azimutal  $l = 0, 1$  y  $2$ .

El subnivel  $3s$  sólo contiene un orbital, el  $3s$ . (Para el  $n^\circ$  cuántico  $l = 0$ , el número cuántico magnético  $m$  sólo puede valer 0).

El subnivel  $3p$  contiene tres orbitales, el  $3p_x$ ,  $3p_y$  y  $3p_z$ . (Para el  $n^\circ$  cuántico  $l = 1$ , el número cuántico magnético  $m$  puede valer  $-1, 0$  y  $1$ ).

El subnivel  $3d$  contiene cinco orbitales  $3d$ . (Para el  $n^\circ$  cuántico  $l = 2$ , el número cuántico magnético  $m$  puede valer  $-2, -1, 0, 1$  y  $2$ ).

Por el *principio de exclusión de Pauli*, un orbital sólo puede contener 2 electrones.

Existen, 1 orbital  $3s$ , 3 orbitales  $3p$  y 5 orbitales  $3d$ , en total 9 orbitales, con capacidad para 2 electrones cada uno, o sea 18 electrones en total.

**8. De cada una de las siguientes parejas de elementos: Li y B; Na y Cs; Si y Cl; C y O; Sr y Se; indique razonadamente qué elemento (dentro de cada pareja) tendrá:**

- Mayor radio atómico.
- Mayor potencial de ionización.
- Mayor afinidad electrónica.
- Mayor electronegatividad.
- Mayor carácter metálico.

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: a) y e) Li; Cs; Si; C; Sr. b), c) y d) B; Na; Cl; O; Se.

**9. Dados los átomos e iones siguientes: ión cloruro, ión sodio y neón:**

- Escribir la configuración electrónica de los mismos.
- Justificar cuál de ellos tendrá un radio mayor.
- Razonar a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

(P.A.U. Jun. 05)

Rta.: a)  $\text{Cl}^-$ :  $[\text{Ar}] : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   $\text{Na}^+$ :  $[\text{Ne}] : 1s^2 2s^2 2p^6$ ;

b)  $\text{Cl}^-$ : más niveles de energía y carga negativa;

c)  $\text{Cl}^-$ : mayor tamaño y queda neutro, mientras los otros son menores y quedan con carga +.

**10. Dados los iones  $\text{Cl}^-$  y  $\text{K}^+$ :**

- Escriba sus configuraciones electrónicas e indique los posibles números cuánticos de sus electrones más externos.
- Razone cuál de ellos tiene mayor radio.

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a)  $\text{Cl}^-$ :  $\text{K}^+$ :  $[\text{Ar}] : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ; 3  $s$ :  $(3, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$ ; 3  $p$ :  $(3, 1, \{0, \pm 1\}, \pm\frac{1}{2})$

b)  $\text{Cl}^-$ : mayor repulsión entre los electrones (tiene más electrones que protones)

**11. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas asignadas a átomos en estado fundamental:**  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   $1s^2 2s^2 2p^5$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- ¿A qué elementos corresponden?
- ¿Cuál será el más electronegativo? Razone las respuestas.

(P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) Na, F, Ne (átomos neutros: número de electrones = número atómico)

b) F: es el elemento más electronegativo que existe => mayor tendencia a tirar hacia sí del par de electrones de enlace.

**12. Considere la familia de los elementos alcalinos.**

- a) ¿Cuál es la configuración electrónica más externa común para estos elementos?  
b) ¿Cómo varía el radio atómico en el grupo y por qué? Justifique las respuestas.

(P.A.U. Jun. 07)

**Rta.:** a)  $n s^1$  ( $n$ : período) b) aumenta hacia abajo porque el radio de los orbitales aumenta con el número cuántico principal que corresponde al período.

**13. Indique justificando la respuesta, si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:**

- a) El ión  $Ba^{2+}$  tiene configuración de gas noble.  
b) El radio del ión  $I^-$  es mayor que el del átomo de I.

(P.A.U. Jun. 08)

**Rta.:** a) Cierto. La configuración del Ba es  $[Xe] 6s^2$  y la del ión  $Ba^{2+}$  es la del Xenón.  
b) Cierto. Contiene un electrón más que hace que la fuerza de repulsión aumente y la distancia de equilibrio sea mayor que cuando era neutro.

## Índice de contenido

<b><u>ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS</u></b> .....	<b>1</b>
<b><u>CUESTIONES</u></b> .....	<b>1</b>
<u>NÚMEROS CUÁNTICOS</u> .....	<i>1</i>
<u>CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA</u> .....	<i>1</i>
<u>PROPIEDADES PERIÓDICAS</u> .....	<i>3</i>

Cuestiones y problemas de las Pruebas de Acceso a la Universidad (P.A.U.) en Galicia.

Respuestas y composición de Alfonso J. Barbadillo Marán, [alfbar@bigfoot.com](mailto:alfbar@bigfoot.com), I.E.S. Elviña, La Coruña

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con las macros de la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.