

TEMA II: ESTRUCTURA INTERNA DE LA MATERIA

1.- El ión Calcio tiene 18 electrones y 20 neutrones. Calcular:

- a) Su número de Protones. Si el ión calcio (Ca^{2+}) tiene 18 e^- su número de protones es 20.
b) Su número Másico. Número másico (A) = N° de protones + N° de neutrones. A=40
c) Su número atómico. El número másico (Z) es el número de protones. Z=20

2.- a) Indique los posibles valores de los tres primeros números cuánticos correspondientes a los orbitales 2p ($n=2, l=1, m_l=-1,0,1$) y 4d ($n=4, l=2, m_l=-2,-1,0,1,2$)

b) Escriba las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de:

Nitrógeno (Z=7):	N: $1s^2 2s^2 2p^3$
Magnesio (Z=12):	Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Argón (Z=18):	Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Hierro (Z=26):	Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
Ión Hierro (II):	Fe^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

3.- a) De los siguientes estados electrónicos, cuales no pueden existir. Razonar la Respuesta.

2p: $n=2$ y $l=1$ perfectamente posible.

2d: $n=2$ y $l=2$ imposible porque el n° cuántico l vale como máximo $n-1$, y si $n=2 \rightarrow l \neq 2$

4s: $n=4$ y $l=0$ posible

5f: $n=5$ y $l=3$ posible

1p: $n=1$ $l=1$ imposible porque el n° cuántico l vale como máximo $n-1$, y si $n=1 \rightarrow l \neq 1$

b) Justificar si están excitados o no los átomos a los que corresponden las siguientes configuraciones electrónicas:

- $1s^2 2p^1$: Si, el electrón está en el orbital 2p cuando debería estar en el orbital 2s.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$: Si, tenemos que llenar primero el orbital 3s antes del 3p.
- $1s^2 2s^2 2p^2$: No, está en estado fundamental.

4.- Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos: (2,2,0,1/2); (3,1,-1,1/2); (2,0,0,-1/2); (1,0,1,1/2) explicar si es posible, o no, que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos. En el caso de los grupos de números cuánticos que sean posibles, ¿En qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes?

- (2,2,0,1/2): No porque $n=2$ y $l=2$, y el valor de l es como máximo $n-1$.
- (3,1,-1,1/2): Si, estaría en un orbital 3p.
- (2,0,0,-1/2): Si, el electrón estaría en el orbital 2s
- (1,0,1,1/2): No porque los valores permitidos para m_l son $-l,0,+l$, y si $l=0$, no puede ser $m_l=1$.

5.- Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones.

a) En un átomo, el número máximo de electrones con el número cuántico $n=3$ es 6.

Falso, el número de electrones con número cuántico 3 es igual a 18.

b) En un orbital 2p solo puede haber 2 electrones.

Verdadero, hay 3 orbitales 2p, pero en cada uno de ellos solo puede haber 2 electrones por el principio de Exclusión de Pauli.

c) Si en los orbitales 3d se colocan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

Falso, según el principio de máxima multiplicidad de Hund, los electrones se colocan ocupando el máximo de orbitales desapareados, por tanto habrán 4 electrones desapareados.



6.- El último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de un elemento del sistema periódico tiene de números cuánticos (4,1,0,1/2). ¿Entre qué valores podría estar su número atómico?. Razonar la respuesta.

Si $n=4$, y $l=1$, el electrón está en un orbital 4p, por tanto su configuración electrónica puede ser: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^1$ ó también ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$, por tanto el valor del número atómico estará comprendido entre los valores 31 (Ga) $\leq Z \leq$ 36 (Kr).

7.- Se tiene un elemento de $Z=20$. Explique de manera razonada:

a) Su configuración electrónica, su nombre y el tipo de elemento que es.

Conf. Electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Calcio (Ca). Es un metal alcalinotérreo.

b) Su situación en el Sistema Periódico y cite otro elemento de su mismo grupo.

Situación: Grupo IIA, periodo 4. Otro elemento de su grupo el Be ($Z=4$), Mg ($Z=12$).

c) Valencias más probables que puede presentar.

Valencia 2, pierde dos electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble.

d) Números cuánticos de su electrón diferenciador.

El electrón diferenciador es el último, por tanto está en el orbital 4s. $n=4$, $l=0$, $m_l=0$ y $m_s=\pm\frac{1}{2}$

8.- Supuestos los elementos A,B,C de números atómicos respectivos 3, 13 y 35, indicar:

a) La configuración electrónica de cada una.

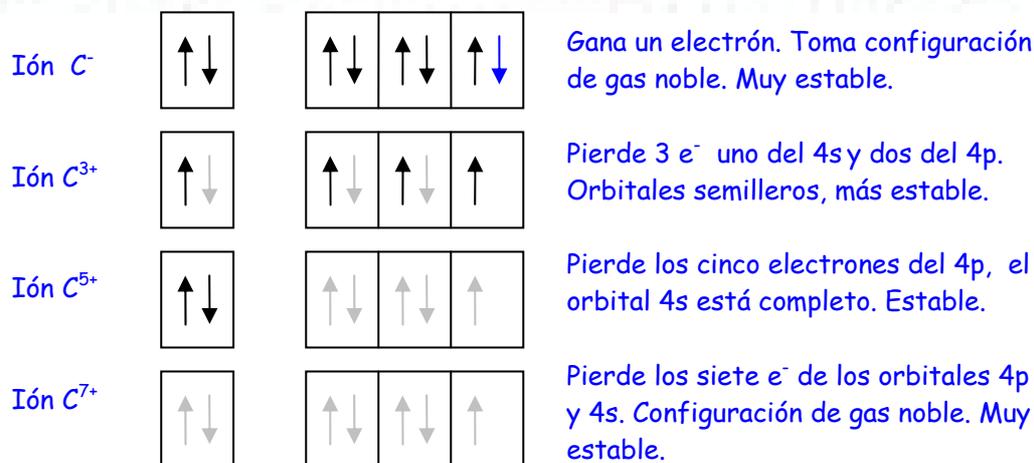
A: $1s^2 2s^1$ B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b) Número de electrones en su capa de valencia (último nivel).

A: 1 e^- B: 3 e^- C: 7 e^-

c) ¿Qué tipo de iones formará con facilidad en cada caso?.

A: Ión A^+ B: Ión B^{3+} C: Iones C^- , C^{5+} , C^{7+} , C^{3+}



d) Configuración electrónica de los iones resultantes en el apartado anterior.

- $A^+ : 1s^2$
- $B^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6$
- $C^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- $C^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} 4p^3$
- $C^{5+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
- $C^{7+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

9.- Los números cuánticos de los elementos A, B y C son respectivamente Z, Z+1, Z+2. Se sabe que el elemento B es un gas noble que se encuentra en el tercer periodo.

a) ¿En qué grupo de la tabla periódica se encuentran los elementos A y C?

El elemento A es un alcalino Grupo IA, y el C es un Halógeno Grupo VIIA.

b) ¿Qué configuración electrónica presentan en su capa de valencia estos elementos?

- A: $3s^2 3p^5$
- B: $3s^2 3p^6$
- C: $4s^1$

c) Comente la siguiente afirmación: " los átomos A y C son isótopos".

Falsa, dos átomos son isótopos si tienen el mismo número atómico, pero distinto número másico, y estos elementos no tienen el mismo número atómico Z.

10.- Las configuraciones electrónicas de los elementos A y B son: A: $1s^2 2s^2 2p^2$ B: $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$, indicar razonadamente si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

a) La configuración B es imposible.

Falso, es posible, es un elemento en estado excitado, un electrón del orbital 2p ha saltado al nivel 3s porque ha recibido un aporte de energía en forma de fotón $h\nu$. Si fueran elementos en estado fundamental sí sería imposible. Pero no dice nada de que estén en estado fundamental.

b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento.

El enunciado dice que A y B son dos elementos, (no son iones) es verdadero porque si ambos tienen igual número de electrones, también lo tendrán de protones y por tanto igual Z, así que son el mismo elemento, se diferencian en que B está en estado excitado, un electrón ha saltado del nivel 2p al 3s.

c) Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A.

Falso, todo lo contrario, la energía de ionización es menor en el elemento B, porque el electrón está más alejado del núcleo y necesitamos menos energía para arrancarlo del átomo.

d) La configuración de B puede corresponder al carbono.

Si, la configuración del elemento B tiene 6 electrones y por tanto podría tener 6 protones, por lo que podría corresponder al carbono.

11.- Observe las gráficas I y II. Señale la que represente mejor cada una de las variaciones periódicas que a continuación se mencionan.

- Radio atómico en un periodo. **Decreciente. II**
- Radio atómico en un grupo. **Creciente. I**
- Energía de ionización en un periodo. **Creciente. I**
- Energía de ionización en un grupo. **Decreciente. II**
- Electronegatividad en un periodo. **Creciente. I**
- Electronegatividad en un grupo. **Decreciente. II**

- g) Carácter metálico en un periodo. **Decreciente. II**
 h) Carácter metálico en un grupo. **Creciente. I**

12.- Si el electrón de un átomo de hidrógeno en estado excitado salta del nivel $n=3$ al $n=2$, emite una radiación electromagnética (fotón) de $\lambda = 654\text{nm}$. Calcular la diferencia de energía entre el nivel $n=3$ y el $n=2$. Expresa el resultado en eV. (Datos: Carga del electrón $1,602 \cdot 10^{-19}\text{C}$; $C=3 \cdot 10^8\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$, constante de Planck $h=6,6 \cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$)

$$\Delta E = E_3 - E_2 = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = 6,67 \cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8\text{m}\cdot\text{s}^{-1}}{654 \cdot 10^{-9}\text{m}} = 3,06 \cdot 10^{-19}\text{J} \cdot \frac{1\text{eV}}{1,602 \cdot 10^{-19}\text{J}} = 1,9\text{eV}$$

13.- Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Nº Atómico (Z)	Nº Protones	Nº Electrones	Nº Neutrones	Nº Másico (A)	Configuración Electrónica
${}_7\text{N}$	7	7	7	7	14	$1s^2 2s^2 2p^3$
${}_{12}\text{Mg}$	12	12	12	14	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
${}_{17}\text{Cl}$	17	17	17	18	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
${}_{20}\text{Ca}$	20	20	20	20	40	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Responder a los apartados siguientes, razonando brevemente la respuesta. De los elementos del cuadro anterior:

- El elemento de menor energía de ionización será el:
Ca, porque es el elemento que está más abajo y a la izquierda de la tabla periódica.
- Ordénelos de menor a mayor electronegatividad: **Ca, Mg, Cl, N. Porque la electronegatividad crece de derecha a izquierda y de abajo a arriba en la tabla periódica.**
- Indicar los que son metálicos y los que no lo son: **(Septiembre 1999)**
Metálicos (Ca, Mg) y no metálicos (Cl, N). Por su posición en la tabla periódica.

14.- Identificar los números cuánticos de un electrón cuya notación es $4d^6$. Escribir la configuración electrónica del elemento, e indicar a qué grupo pertenece.

Sus números cuánticos son: $n=4, l=2, m_l=-2,-1,0,1,2, m_s=\pm\frac{1}{2}$.

Configuración Electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.

Pertenece a la triada, grupo VIII B.

15.- Contestar brevemente a las siguientes cuestiones:

a) Escribir las configuraciones electrónicas del elemento más electronegativo de la tabla periódica, del más electropositivo y del S^{2-} .

El elemento más electronegativo de la tabla es el Fluor (F) $1s^2 2s^2 2p^5$, el más electropositivo (el menos electronegativo), es el Francio (Fr) $1s^2 2s^2 2p^6 \dots 6p^6 7s^1$.

S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) Indicar cuáles serán los números cuánticos de electrón más energético del átomo de Mn.

El manganeso (Mn) es un elemento de transición, cuya configuración electrónica es $\dots 4s^2 3d^5$, para el Mn el orbital de mayor energía es el de mayor $n+l$, el orbital 4s tiene $n+l=4$ y el 3d tiene $n+l=5$, por tanto el electrón de mayor energía está en el orbital 3d, cuyos números cuánticos son: $n=3, l=2, m_l=-2,-1,0,1,2$ y $m_s=\pm\frac{1}{2}$.

c) ¿Qué valores puede tomar el número cuántico m_l para un orbital 3p, 4d y 5f?

3p: $m_l=-1,0,1$ 4d: $m_l=-2,-1,0,1,2$ 5f: $m_l=-3,-2,-1,0,1,2,3$

16.- Dados los elementos con números atómicos 11; 17; 26 y 88, indicar:

a) Su configuración electrónica.

b) Situarlos en la tabla periódica (Grupo y periodo).

Z=11: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ → Grupo IA, Periodo 3 → Alcalinos

Z=17: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → Grupo VIIA, Periodo 3 → Halógenos

Z=26: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ → Grupo Triada VIIIIB, Periodo 4

Z=88: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$ → Grupo IIA, Periodo 7 → Alcalinotérreos .

c) A nivel cualitativo, ¿como son sus características de electronegatividad, carácter metálico y potencial de ionización?

Electronegatividad y Energía de Ionización: $88 < 11 < 26 < 17$

Carácter metálico: $17 < 26 < 11 < 88$, El elemento Z=17 es un no metal.

17.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^1 2s^1$

d) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$

b) $1s^2 2s^2 2d^1$

e) $1s^2 2s^4 2p^2$

c) $1s^2 2s^2 2p^2$

f) $1s^2 2s^2 2p^6 3d^1$

Indicar:

- Si hay alguna incorrecta.

Configuración b) no existe orbital 2d, $n=2$ $l=2$, imposible, $l=n-1$ como máximo.

Configuración e) en contra del principio de exclusión de Pauli.

- Cuales corresponden a estados fundamentales de los átomos y cuales a estados excitados.

Fundamentales: a) y c)

Excitados: d) y f)

18.- Dados los elementos de números atómicos 8 y 28, sitúelos en la tabla periódica (es decir, indicar su grupo y periodo). En función de su configuración electrónica citar algunas de sus propiedades.

- Z=8 → $1s^2 2s^2 2p^4$ → Oxígeno (O) → Anfígeno → Grupo VIA → Periodo 2

Muy electronegativo, gran afinidad electrónica, no metal, gran energía de ionización.

- Z=28 → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ → Níquel (Ni) → Elemento de transición → Grupo VIIB → Periodo 4. Metálico, De electronegatividad, Energía de ionización y afinidad electrónica menores que las del oxígeno.

19.- Completar la siguiente tabla:

Símbolo	Nº de Protones	Nº de Neutrones	Nº de Electrones	Nombre	Configuración electrónica
$^{202}_{80}\text{Hg}$	80	122	80	Mercurio	$1s^2 2s^2 \dots\dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
^7_3Li	3	4	3	Litio	$1s^2 2s^1$
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	17	Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
$^{56}_{26}\text{Fe}$	26	30	26	Hierro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

20.- Un electrón en un átomo de hidrógeno salta desde el nivel $n=5$ al nivel $n=2$.

a) Determine el valor de la longitud de onda, frecuencia y energía asociada a dicha transición.

La energía de los electrones en una órbita viene dada por la expresión $E = -\frac{R_E}{n^2}$ donde R_E es la constante de Rydberg $R_E = 2,127 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ ó $13,6 \text{ eV}$.

Al saltar un electrón de una órbita superior, $n=5$, a otra inferior, $n=2$, emite un fotón cuya energía será igual a la diferencia de energías de las órbitas (en valor absoluto).

$$\Delta E = E_f - E_i = -\frac{R_E}{n_f^2} - \left(-\frac{R_E}{n_i^2}\right) = R_E \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) < 0 \rightarrow E_{\text{fotón}} = R_E \left|\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right|$$

Así que:

$$E_{\text{fotón}} = R_E \left|\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right| = R_E \left|\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right| = 2,127 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot 0,21 = 4,467 \text{ J}$$

Esta energía lleva asociada una frecuencia, que según la ley de $E = h\nu$, será:

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{4,467 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}} = 6,75 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

Y esta frecuencia, conocida la velocidad de la luz se corresponde con la longitud de onda:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \rightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}{6,75 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 4,45 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 445 \text{ nm}$$

b) Indique si corresponde dicha línea a un espectro de emisión o de absorción. Razone la respuesta.

Esta línea corresponde al espectro de emisión, porque cuando un electrón salta de un nivel superior a otro inferior, como es de menor energía, ha de emitir radiación en forma de fotón.

21.- En el espectro atómico del hidrógeno se observa una línea de longitud de onda de $4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$. Calcule la energía asociada al fotón de dicha radiación, e indique si corresponde a la zona del espectro visible.

La energía se calcula mediante la ley de Planck, $E = h\nu$, por tanto:

$$E = h\nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}{4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 4,086 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Por otra parte, como podemos ver en la tabla adjunta, la zona del espectro visible abarca desde los 380 a los 780 nanómetros.

Luz Visible		
(Hz) · 10 ¹⁴	Color	λ (nm)
7,7 – 6,6	Violeta	380 – 460
6,6 – 6,1	Azul	460 – 490
6,1 – 5,2	Verde	490 – 580
5,2 – 5,0	Amarillo	580 – 600
5,0 – 4,8	Anaranjado	600 – 620
4,8 – 3,8	Rojo	620 – 780

Así la radiación dada, 486nm, pertenece al visible, y más concretamente al color verde.

22.- En la tabla siguiente se dan las energías de ionización (kJ/mol) de los primeros elementos alcalinos.

a) ¿Por qué disminuye la 1ª E.I. del Li al K?

Porque en el átomo de K el electrón de valencia es el 4s¹ mientras que el litio es el 2s¹ y está más lejos del núcleo, así que será más fácil

	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.
Li	521	7294	11819	-
Na	492	4564	6937	9561
K	415	3068	4448	5895

arrancarle un electrón al potasio que la litio.

b) ¿Por qué no hay valor de la 4ª E.I. para el Li?

Porque el litio tiene 3 electrones, así que arrancarle un cuarto sería imposible si no lo tiene.

c) Por qué aumenta de la 1ª E.I. a la 4ª E.I.?

Porque como sabemos los electrones se colocan en los orbitales en orden creciente de energía, cuanto más energía, mas lejos están del núcleo, así que arrancar el primero es "cosa fácil" mientras que arrancar 4 implicaría más energía y por eso crece el potencial de ionización.

23.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta.

a) Un fotón con frecuencia 2000s^{-1} tiene mayor longitud de onda que otro con frecuencia 1000s^{-1} .

(Modelo 2012)

Falso. Sabemos que frecuencia y la longitud de onda están relacionadas mediante:

$$c = \frac{\lambda}{T} = \lambda \nu \Rightarrow \lambda = \frac{c}{\nu}$$

Vemos que la longitud de onda es inversamente proporcional a la frecuencia, por tanto el de mayor frecuencia tendrá menor longitud de onda y viceversa, por tanto de los dos fotones, el de mayor longitud de onda es el de frecuencia 1000 Hz .

b) De acuerdo al modelo de Bohr, la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno en el nivel $n=1$ es cuatro veces la energía del nivel $n = 2$.

Verdadero. Según el Modelo de Bohr, la energía de un electrón para el átomo de hidrógeno viene dada por la expresión:

$$E = -\frac{K}{n^2}$$

Por tanto la energía de un electrón del nivel 1 será: $E_{n=1} = -\frac{K}{1^2} = -K$

Mientras que para un electrón del nivel 2 será: $E_{n=2} = -\frac{K}{2^2} = -\frac{K}{4}$ Por tanto $E_1 = 4E_2$

c) Cuando un átomo emite radiación, sus electrones pasan a un nivel de energía inferior.

Verdadero. Cuando un átomo emite un fotón de energía $E = h\nu$, donde h es la cte. De Planck, cae a un nivel inferior, mientras que para que un electrón salte a un nivel superior debe de captar energía.

d) Los números cuánticos (3, 1, 1, +1/2) corresponden a un electrón de la configuración electrónica fundamental del átomo de carbono.

Los números cuánticos $n=3, l=1$ nos dicen que el electrón está en el nivel 3, en el orbital p_z , la configuración electrónica del carbono con $Z=6$ es $1s^2 2s^2 2p^2$, quiero esto decir que dicho electrón se encuentra en un nivel superior al que debiera, por tanto la afirmación es falsa. Estos números cuánticos se corresponden con una configuración electrónica excitada.

24.- Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

(Septiembre 2010)

a) Indique los números cuánticos del electrón más externo del Na.

El Sodio, Na, es el elemento alcalino que se encuentra en el tercer periodo, por tanto su configuración electrónica es $3s^1$, es decir: Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, por tanto los números cuánticos de su último electrón son: $(3,0,0,+\frac{1}{2})$

b) Ordene los elementos por orden creciente de radio atómico y justifique la respuesta.

El radio atómico es una propiedad periódica que crece cuando nos desplazamos hacia abajo en un grupo (puesto que cada vez hay más niveles) y decrece en un periodo cuando avanzamos hacia la derecha (puesto que la carga nuclear efectiva aumenta y por tanto la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones, por lo que cada vez se acercan más al núcleo y el radio es menor).

Según esto, como todos los elementos son del periodo 3º, el Sodio, Na, es $3s^1$, el magnesio, Mg, es $3s^2$, el silicio, Si, es $3p^2$ y cloro, Cl, es $3p^5$, el de menor radio será el que está más a la derecha y el de mayor el que está más a la izquierda:

$$R_{\text{atómico}}(\text{Cl}) < R_{\text{atómico}}(\text{Si}) < R_{\text{atómico}}(\text{Mg}) < R_{\text{atómico}}(\text{Na})$$

c) Ordene los elementos por orden creciente de su primer potencial de ionización y justifique la respuesta.

Sabemos que la energía de ionización es la energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso en estado fundamental. Sabemos también que los elementos metálicos, alcalinos y alcalinotérreos son propensos a perder electrones, por tanto la energía de ionización de estos será baja, mientras que los elementos no metálicos, son propensos a captar electrones, por tanto a estos será más difícil de arrancar electrones y por tanto su energía de ionización será más elevada.

En el sistema periódico la energía de ionización crece en un periodo hacia la derecha y hacia arriba en un grupo. Como todos están en el mismo periodo, el de menor E.I. será el elemento que se encuentre más a la izquierda en el Sistema periódico, mientras que el de mayor E.I. será el elemento que se encuentre más a la derecha. Por tanto:

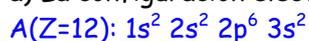
$$E.I.(\text{Na}) < E.I.(\text{Mg}) < E.I.(\text{Si}) < E.I.(\text{Cl})$$

d) Escriba la configuración electrónica de la especie Na^+ , Mg^{2+} , Si y Cl^- .



25.- El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indique:

a) La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.



b) El grupo y periodo al que pertenece cada uno.

El elemento A pertenece al periodo 3 y al grupo de los alcalinotérreos, mientras que el elemento B pertenece al periodo 3 y al grupo de los halógenos.

c) El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.

El elemento A es el Magnesio y el B es el cloro. Podrían formar Mg Cl_2 , cloruro de magnesio.

d) El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

El tipo de enlace es iónico, porque se unen un metal y un no metal, y dos propiedades, pues por ejemplo que los compuestos iónicos son solubles en agua y que forman redes cristalinas.

Por otra parte, la discontinuidad de los espectros hacía pensar que la energía se emitía sólo en determinadas longitudes de onda, cada una de las cuales producía una línea en ellos.

e) ¿Qué dice el principio de exclusión de Pauli?

Que un orbital no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, de aquí que solo puedan haber dos electrones por orbital, uno con número cuántico magnético $+1/2$ y otro con $-1/2$.

28.- El cloruro de sodio y el cloruro de magnesio son dos sólidos iónicos. Justifique cuál de ellos será más duro y cuál tendrá mayor punto de fusión.

La fortaleza del enlace iónico depende de varios factores, y entre ellos está la diferencia de electronegatividad de los átomos que lo forman, como ambos son cloruros pero uno es de sodio y otro es de magnesio y el sodio es menos electronegativo por estar más a la izquierda en la tabla periódica, el más duro y el de mayor punto de fusión será el cloruro de sodio.

29.- Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente. Indica:

a) Grupo y período al que pertenecen.

Z=19: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ Alcalinos, grupo IA, 4º período.

Z=35: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow$ Halógenos, grupo VIIA, 4º período.

Z=54: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 \rightarrow$ Gases Nobles, grupo VIIIA, 5º período.

b) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?

El Z=35 (Halógeno) por estar más a la derecha en la tabla periódica y si gana un electrón completa sus 8 electrones en la capa de valencia.

c) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?

El Z=19 (Alcalino) porque perdiendo un electrón adquiere configuración de gas noble.

30.- Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na,

a) Indique su posición (período y grupo) en el sistema periódico.

F: Halógeno, Grupo VIIA, 2º período.

P: Nitrogenoide, Grupo VA, 3º período.

Cl: Halógeno, Grupo VIIA, 3º período.

Na: Alcalino, Grupo IA, 3º período.

b) Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.

F (Z=9) : $1s^2 2s^2 2p^5$,

P (Z=15) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$,

Cl (Z=17) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$,

Na (Z=11) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$,

c) Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.

El radio atómico es una propiedad periódica que crece al desplazarnos en el sistema periódico hacia la derecha y hacia abajo, por tanto el de menor radio atómico será el flúor por encontrarse más arriba y a la izquierda, y como los otros tres son del tercer período, seguirá el cloro, el fósforo y por último el sodio.



d) Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización

La energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débil retenido. Sabemos que crece al desplazarse hacia arriba y hacia la derecha (en un periodo) en la tabla periódica. Por tanto el de menor energía de ionización será el Sodio, le seguirá el fósforo, el cloro y por último el flúor.

31.- Un electrón excitado de un átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental y emite radiación electromagnética de 180 nm. Calcula:

a) La frecuencia de la radiación.

La frecuencia y la longitud de onda están relacionadas mediante:

$$\lambda = \frac{c}{f} \rightarrow f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{180 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 1,67 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

b) La diferencia de energía interna entre los dos niveles electrónicos expresada en julios.

La diferencia de energía entre el estado excitado y el estado fundamental la calculamos mediante la Hipótesis de Planck: $\Delta E = h \cdot f$, donde h es la constante de Planck y vale $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

$$\Delta E = h \cdot f = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 1,67 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,105 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

32.- Indica si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son válidas:

a) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1 \rightarrow$ Estado excitado, un electrón del subnivel 2p ha saltado al 3s

b) $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Estado fundamental

c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 \rightarrow$ No válida, en el nivel subnivel 2s solo puede haber 2 electrones (Ppio. Pauli)

d) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6 \rightarrow$ No válida (idem que anterior)

33.- La configuración electrónica del Cr es (Ar) $4s^1 3d^5$. ¿Cuáles son los cuatro números cuánticos para cada electrón sin aparear del Cr?

n	l	m	s
4	0	0	+1/2
3	2	2	+1/2
3	2	1	+1/2
3	2	0	+1/2
3	2	-1	+1/2
3	2	-2	+1/2

34.- Para el segundo elemento alcalinotérreo y para el tercer elemento del grupo de los halógenos:

a) Escriba su configuración electrónica.

Para el segundo elemento alcalinotérreo, el Mg, de $Z=12$, su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, mientras que para el tercer elemento de los halógenos, el Br, de $Z=35$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b) Escriba los cuatro números cuánticos de su último electrón.

Los números cuánticos de su último electrón serán: Mg, $Z=12$, $(3,0,0,\pm\frac{1}{2})$ y Br, $Z=35$, $(4,1,-1,\pm\frac{1}{2})$, $(4,1,0,\pm\frac{1}{2})$, $(4,1,1,\pm\frac{1}{2})$

c) ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto?

Justifique la respuesta.

Sabemos que la afinidad electrónica es la energía desprendida o absorbida por un átomo cuando este capta un electrón. En general, los elementos de carácter no metálico tienen mayor afinidad que los elementos metálicos. Por tanto el de mayor afinidad electrónica es el Bromo por encontrarse más a la derecha en el sistema periódico.

d) ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justifique la respuesta

La afinidad electrónica está directamente relacionada con el carácter oxidante de un elemento. (capacidad de captar electrones). Cuanta mayor energía desprenda un elemento al ganar un electrón, mayor será su carácter oxidante. Así, los halógenos tienen un elevado carácter oxidante, al contrario que los alcalinotérreos que carecen de carácter oxidante. Según esto el elemento más oxidante será el Bromo.

35.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde al estado fundamental de un átomo.

Verdadero, teniendo en cuenta el orden creciente de energía de los orbitales, el orden de llenado comenzaría por los orbitales de menor energía continuando así por los de mayor. (Principio de Aufbau).

b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$ es imposible.

Verdadero, el número máximo de electrones en los orbitales p es de 6, si hay 7 contradice el principio de exclusión de Pauli, habiendo electrones con los 4 números cuánticos iguales.

c) Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ y $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$ corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.

Falso, porque la segunda configuración electrónica es imposible, puesto que no pueden haber orbitales d en el nivel 2, porque el número cuántico principal siempre es mayor que el secundario, y en este caso tendríamos que son iguales; $n=2$ y $l=2$.

d) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.

Falso porque los alcalinotérreos tienen configuración electrónica ns^2 , este correspondería a un elemento de transición.

36.- Para los elementos A, B, C y D, de números atómicos 3, 10, 20 y 35, respectivamente:

a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.

A: $1s^2 2s^1$

B: $1s^2 2s^2 p^6$

C: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2$

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

b) Indique su situación en la tabla periódica (periodo y grupo).

A: 2º periodo, grupo de los alcalinos.

B: 2º periodo, grupo de los gases nobles.

C: 4º periodo, grupo de los alcalinotérreos.

D: 4º periodo, grupo de los halógenos.

c) Justifique si los siguientes números cuánticos pueden corresponder a los electrones más externos de alguno de ellos, indicando a cuál: $(2,1,0,+1/2)$; $(3,0,1,+1/2)$; $(3,2,1,+1/2)$; $(4,1,1,+1/2)$.

$(2,1,0,+1/2)$ Corresponde a electrones en orbitales 2p, se correspondería con el elemento B.

$(3,0,1,+1/2)$ Corresponde a electrones en orbitales 3s, no se corresponde con ninguno.

$(3,2,1,+1/2)$ Corresponde a electrones en orbitales 3d, tampoco.

$(4,1,1,+1/2)$ Corresponde a electrones en orbitales 4p, se correspondería con el elemento D.

d) Justifique cuál de estos elementos tiene la menor reactividad química.

El elemento B es un gas noble. Los gases nobles se caracterizan por tener su capa de valencia completa (regla del octeto), por tanto será el de menor reactividad química.

37.- Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos: $A=2s^2 2p^4$; $B=2s^2$; $C= 3s^2 3p^2$; $D= 3s^2 3p^5$

a) Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la Tabla Periódica.

A: Oxígeno, nivel 2, grupo de los anfígenos.

B: Berilio, nivel 2, grupo de los alcalinotérreos.

C: Silicio, nivel 3, grupo de los carbonoides.

D: Cloro, nivel 3, grupo de los halógenos.

b) Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.

Los estados de oxidación se corresponden con los electrones que ganarían o perderían para adquirir la mayor estabilidad posible:

El oxígeno, captaría dos electrones y se convertiría en O^{-2} : $1s^2 2s^2 p^6$, el Berilio, perdería dos electrones y se convertiría en Mg^{+2} de configuración electrónica $1s^2$, el silicio ganaría 4 electrones convirtiéndose en Si^{-4} o perdería dos electrones convirtiéndose en Si^{+2} , por último el cloro podría ganar un electrón Cl^{-} , perder 7 electrones, Cl^{+7} , perder 5 electrones, Cl^{+5} , o perder 3, Cl^{+3} (en esta última un electrón del 3s pasaría al 3p y así todos estarían semillenos)

c) Justifique cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.

Los elementos A y B están en el mismo periodo. Sabemos que en la tabla periódica el radio atómico crece hacia la izquierda y hacia abajo, por tanto el elemento A es el de mayor radio atómico. Tiene mayor radio atómico porque la carga nuclear es menor y los electrones están atraídos de forma menos intensa que en el elemento B que tiene menor radio.

d) Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.

El D, porque está más a la derecha que el C y ambos se encuentran en el mismo periodo.

38.- Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

b) Escriba los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.

c) ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razone su respuesta. Enlace entre metal y no metal, enlace iónico.

d) Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman. Serían el magnesio, Mg, y el cloro, Cl. La fórmula sería $MgCl_2$

39.- Para el segundo elemento alcalinotérreo y para el tercer elemento del grupo de los halógenos

a) Escriba su configuración electrónica.

b) Escriba los cuatro números cuánticos de su último electrón.

c) ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto? Justifique la respuesta. El Bromo porque para él es más "facil" captar electrones.

d) ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justifique la respuesta. El Bromo.

40.- Dados los elementos Na, C, Si y Ne:

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

b) ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental?

El Na, 1 electrón, el C, presentaría 2, el Silicio también dos y el neón ninguno. (Hund)

c) Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta.

Ne, C, Si, Na

d) Ordénelos de menor a mayor tamaño atómico. Justifique la respuesta. C, Ne, Na, Si

41.- Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na,

- Indique su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.
- Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas. **7, 15, 17, 11.**
- Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico. **F, Cl, P, Na**
- Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización
F > Cl > P > Na

42.- La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^1$, son 520 y 7300 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente:

- Indique qué elemento es A, así como el grupo y periodo a los que pertenece.

El elemento es el alcalino del segundo periodo, por tanto el Litio.

- Defina el término energía de ionización. Justifique la gran diferencia existente entre los valores de la primera y la segunda energía de ionización del átomo A.

La energía de ionización E.I. de un elemento es la energía mínima requerida para arrancar un electrón desde el estado fundamental de un átomo gaseoso. Esta energía, conocida como primera energía de ionización (E.I₁), se mide en eV para un solo átomo, y en kJ/mol para un mol de átomos.

La gran diferencia entre ambas, es que cuando el sodio pierde el primer electrón, ya tiene su capa de valencia completa, muy estable, y por ello para arrancarle otro hay que suministrar mucha más energía.

- Ordene las especies A, A⁺ y A²⁺ de menor a mayor tamaño. Justifique la respuesta.

Como todas las especies tienen el mismo número de protones puesto que son el mismo elemento, la de menor tamaño será A²⁺, le seguirá el A⁺ y por último será la especie A.

- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica A⁺?

El gas noble Helio de configuración electrónica $1s^2$.

43.- 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.

- $n = 5, l = 2, m_l = 2$ Si al 5p
- $n = 1, l = 0, m_l = -1/2$ No porque m_l tiene valores naturales
- $n = 2, l = -1, m_l = 1$ No porque m_l tiene valores naturales
- $n = 3, l = 1, m_l = 0$ Si al 3p.