

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

EXAMEN 1

1.- Explica si son verdaderas o falsas las siguientes propuestas: Para la especie iónica O^- se puede afirmar que:

- a) Su número atómico es el mismo que el del flúor.
- b) Su configuración electrónica será igual a la del flúor.
- c) Tiene dos electrones desapareados.
- d) El número másico no ha variado al formarse la especie iónica.

2.- El Magnesio es el elemento químico cuyo número atómico es 12. Escribe la configuración electrónica del magnesio y explica claramente como son los orbitales en los que se mueven los electrones del átomo de magnesio.

3.- Calcula la frecuencia y el valor del cuanto elemental de energía que corresponde a un oscilador que emite radiación con una longitud de onda en el vacío igual a 510 nm.

4.- Elige, explicándolo, la respuesta correcta:

De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:

- a) Los electrones se mueven describiendo órbitas circulares.
- b) Los electrones se mueven describiendo órbitas elípticas.
- c) Si el electrón está descrito por el orbital $1s$, su movimiento está restringido a una esfera.
- d) No se puede conocer la trayectoria del electrón.

5.- Indica si están permitidos o prohibidos, para asignarse a algún electrón, los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s):

- a) 2, 0, +1, $+\frac{1}{2}$
- b) 2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$
- c) 2, 2, +1, $+\frac{1}{2}$
- d) 2, 1, -1, $+\frac{1}{2}$
- e) 2, 1, +2, $-\frac{1}{2}$

6.- Establece los números cuánticos del electrón más energético del elemento de número atómico 20 en su estado fundamental.

7.- Explica a qué estado corresponden las siguientes representaciones para el átomo de oxígeno:

a)

1s	2s	2p			3s
		2p _x	2p _y	2p _z	
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↓

b)

1s	2s	2p		
		2p _x	2p _y	2p _z
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↓

c)

1s	2s	2p		
		2p _x	2p _y	2p _z
↑↓	↑↑	↑↓	↑	↑

d)

1s	2s	2p		
		2p _x	2p _y	2p _z
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↓

8.- ¿Cuántos electrones diferentes pueden existir con $n = 4$, $l = 3$ y $m_s = -\frac{1}{2}$?

9.- Calcula la longitud de onda, la frecuencia y la energía de la radiación que se emite cuando un electrón del átomo de hidrógeno salta del nivel $n = 3$ al $n = 1$. ¿A qué línea del espectro corresponde?

SOLUCIONES

1.- Explica si son verdaderas o falsas las siguientes propuestas: Para la especie iónica O^- se puede afirmar que:

a) Su número atómico es el mismo que el del flúor.

b) Su configuración electrónica será igual a la del flúor.

c) Tiene dos electrones desapareados.

d) El número másico no ha variado al formarse la especie iónica.

La estructura electrónica del ion O^- es $1s^2 2s^2 2p^5$ ya que tiene un electrón más que el átomo de O. Aunque tiene 9 electrones su número atómico Z es 8.

a) Falso. Un elemento se diferencia de los demás por su número atómico. Al formarse la especie iónica no hay variaciones en el número de protones del núcleo. En el caso del flúor ($Z = 9$) este tiene un protón más.

b) Verdadero. El ion O^- y el flúor, F ($Z = 9$), tienen la misma estructura electrónica, $1s^2 2s^2 2p^5$. Se trata de especies isoelectrónicas.

c) Falso. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund ("en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos"), al ion O^- le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

2s	2p		
	2p _x	2p _y	2p _z
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, tiene un único electrón desapareado.

d) Verdadero. Al formarse la especie iónica O^- no ha habido modificaciones en el núcleo, por lo que el número de protones y de neutrones sigue siendo el mismo: su suma representa el número másico.

2.- El Magnesio es el elemento químico cuyo número atómico es 12. Escribe la configuración electrónica del magnesio y explica claramente como son los orbitales en los que se mueven los electrones del átomo de magnesio.

La configuración electrónica del magnesio es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Sus dos electrones menos energéticos se encontrarán en un orbital $1s$, que tiene la forma de una esfera con el centro en el núcleo y es de pequeño tamaño.

Los dos electrones siguientes en energía se encuentran en un orbital $2s$, que al igual que el anterior tiene forma de esfera centrada en el núcleo pero de mayor tamaño.

Los seis electrones siguientes se encuentran en el subnivel $2p$, por lo que están repartidos en tres orbitales exactamente iguales, con forma de reloj de arena, orientados en la dirección de los tres ejes cartesianos y que ocupan un volumen similar al $2s$.

Los electrones más energéticos se encuentran en un orbital $3s$ que, como todos los orbitales s son esféricos centrados en el núcleo. En este caso este orbital es el de mayor tamaño.

3.- Calcula la frecuencia y el valor del cuanto elemental de energía que corresponde a un oscilador que emite radiación con una longitud de onda en el vacío igual a 510 nm.

La relación entre frecuencia y longitud de onda hemos visto que es:

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

Por lo que para calcular la frecuencia no tenemos más que sustituir los valores conocidos:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{510 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 5,88 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} (\text{Hz})$$

Para calcular el valor energético:

$$E = h \cdot \nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 5,88 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 3,90 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

4.- Elige, explicándolo, la respuesta correcta:

De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:

- a) Los electrones se mueven describiendo órbitas circulares.**
- b) Los electrones se mueven describiendo órbitas elípticas.**
- c) Si el electrón está descrito por el orbital 1 s , su movimiento está restringido a una esfera.**
- d) No se puede conocer la trayectoria del electrón.**

El principio de indeterminación o incertidumbre de Heisenberg dice que “es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es $\Delta x \cdot \Delta p \geq h$, siendo Δx la incertidumbre de la posición de la partícula, Δp la incertidumbre del momento lineal de la partícula y h la constante de Planck.

Si no se puede conocer, de forma exacta, la posición de un electrón, tampoco es posible conocer su trayectoria.

La respuesta correcta es la d.

5.- Indica si están permitidos o prohibidos, para asignarse a algún electrón, los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s):

- a) 2, 0, +1, +½**
- b) 2, 0, 0, - ½**
- c) 2, 2, +1, + ½**
- d) 2, 1, -1, + ½**
- e) 2, 1, +2, -½**

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos:

- a) Prohibido: Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.
- b) Permitido. Todos los números son correctos para un electrón en el orbital 2s.
- c) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l debe ser 0 o 1.
- d) Permitido. Todos los números son correctos para un electrón en el orbital 2p.
- e) Prohibido. Si $l = 1$, el valor de m_l debe ser +1, 0 o -1.

6.- Establece los números cuánticos del electrón más energético del elemento de número atómico 20 en su estado fundamental.

La estructura electrónica abreviada del elemento con número atómico $Z = 20$ es $[\text{Ar}] 4s^2$.

Al electrón más energético, $4s^2$, le corresponden los siguientes números cuánticos:

$n = 4$ (cuarto nivel de energía)

$l = 0$ (subnivel s)

$m_l = 0$ (el subnivel de energía s no se encuentra energéticamente degenerado, tiene un único orbital s)

$m_s = +\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$ (puede tomarse indistintamente cualquiera de los dos valores)

Por tanto: $4, 0, 0, \pm \frac{1}{2}$

7.- Explica a qué estado corresponden las siguientes representaciones para el átomo de oxígeno:

a)

1s	2s	2p			3s
		2p _x	2p _y	2p _z	
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↓

b)

1s	2s	2p		
		2p _x	2p _y	2p _z
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↓

c)

1s	2s	2p		
		2p _x	2p _y	2p _z
↑↓	↑↑	↑↓	↑	↑

d)

1s	2s	2p		
		2p _x	2p _y	2p _z
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↓

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso “aufbau”:

- Principio de mínima energía: Los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes.
- Principio de máxima multiplicidad de Hund: En los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos.
- Principio de exclusión de Pauli: Dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos.

Por ello la configuración electrónica del átomo de oxígeno en su estado fundamental es:

1s	2s	2p		
		2p _x	2p _y	2p _z
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

a) Corresponde a un estado excitado. Un electrón de 2p ha saltado al orbital 3s.

b) Corresponde a un estado excitado. Un electrón de 1s ha saltado a un orbital 2p.

- c) Corresponde a un estado prohibido. En el orbital 2s hay dos electrones con espines paralelos que no puede darse en un orbital (principio de exclusión de Pauli).
- d) Corresponde a un estado prohibido. Los electrones desapareados de los orbitales degenerados (misma energía) 2p tendrían que tener espines paralelos (principio de máxima multiplicidad de Hund) y, sin embargo, tienen espines antiparalelos

8.- ¿Cuántos electrones diferentes pueden existir con $n = 4$, $l = 3$ y $m_s = -\frac{1}{2}$?

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón son:

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

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1);$$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l;$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Teniendo en cuenta que el número cuántico secundario es 3 (orbital f), los diferentes valores que puede tomar el número cuántico magnético son:

$$m_l: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3,$$

y como m_s tiene que tener como valor $-\frac{1}{2}$, habrá siete electrones con esos tres números cuánticos iguales, los siete valores diferentes que puede tomar m_l

9.- Calcula la longitud de onda, la frecuencia y la energía de la radiación que se emite cuando un electrón del átomo de hidrógeno salta del nivel $n = 3$ al $n = 1$. ¿A qué línea del espectro corresponde?

La longitud de onda de la radiación asociada a un salto electrónico se calcula por medio de la ecuación de Rydberg:

$$\nu = \frac{R_h}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

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

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{R_h}{c \cdot h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{(3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) \cdot (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 9,748 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{9,748 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} = 1,026 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 102,6 \text{ nm}$$

Utilizando la fórmula que nos establece la relación entre longitud de onda y frecuencia calculamos esta última:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,026 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,92 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

Por tanto:

$$\Delta E = h \cdot \nu = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 2,92 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \right) = 12,09 \text{ eV}$$

Por tratarse de un espectro de emisión, la energía es desprendida y el signo es negativo, $\Delta E = -12,09 \text{ eV}$.

Se trata de una línea de la serie de Lyman ($n_f = 1$) que aparece a 102,6 nm.