

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?

www.yoquieroaprobar.es

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 _x	
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↓

b)

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

c)

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

d)

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

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 _x
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

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.