Estructura Atómica

Tema 1

Ejercicios

Ejercicios resueltos

1) Rellene la tabla siguiente y escriba los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador (el más externo) de los siguientes elementos:

Nº atómico Z	Nº másico A	Protones	Neutrones	Electrones	Configuración electrónica
5			5		
	108	47			
76	190				

Solución

Nº Atómico	Nº Másico	Protones	Neutrones	Electrones
5	5	5	5	5
47	108	47	61	47
76	190	76	114	76

Configuración electrónica:

Nº Atómico	Configuración electrónica
5	$1s^2 2^2 2p^1$
47	$1s^2 2^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$
76	$1s^2 2^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^6$

Números cuánticos:

Nº Atómico	n	l	m	s
5	2	1	-1	-1/2
47	4	2	1	+1/2
76	5	2	-2	+1/2

2) D
e
a

cuerdo con el principio de exclusión de Pauli, decir que configuración electrónica es posible o no, explicando por qué.

a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
c. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
d. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^{10}$

Solución

Según el principio de exclusión de Pauli, en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los 4 números cuánticos iguales. Debido a ello, para un número cuántico n, el número máximo de electrones según la subcapa será: $s \rightarrow 2e^-, p \rightarrow 6e^-,\ d \rightarrow 10e^-,\ f \rightarrow 14$

a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

Se respeta el principio de exclusión. Es una configuración posible. Si se trata de un átomo neutro, es el oxígeno (Z=8).

b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

También es una configuración electrónica posible; tratándose de un átomo neutro sería la del Magnesio (Z=12).

c. $1s^2\ 3p^1$

Esta configuración es posible para un átomo cuyo electrón más externo está excitado, pasando de su estado fundamental en el orbital 2s, hasta el orbital 3p. Se trata del Litio (Z=3).

d. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^{10}$

Esta configuración no es posible, puesto que supera el número de electrones permitidos para un orbital de tipo p, cuyo máximo de electrones es 6 y no 10.

3) Indicar a qué orbital corresponde la serie de números cuánticos: n=4, l=3, m=-1. ¿Cuántos orbitales de cada tipo hay en al capa n=4?

Solución

Como n=4, la capa electrónica es 4.

Como l=3, se trata de un orbital de tipo f.

Por lo tanto se trata de un **orbital 4f**.

Para n=4 el número de orbitales en total será:

1(orbital s) + 3(orbitales p) + 5(orbitales d) + 7(orbitales f) = 16 orbitales.

4) Justificar si pueden existir electrones cuyos números cuánticos sean:

a. (2, -1, 1, 1/2)
b. (2, 1, -1, 1/2)
c. (1, 1, 0, -1/2)
d. (3, 1, 2, 1/2)

Solución

Conociendo los posibles valores que pueden tomar los números cuánticos, se tiene:

a. (2, **-1**, 1, 1/2) l no puede tomar un valor negativo.

b. (2, 1, -1, 1/2) Es posible.

c. (1, **1**, 0, -1/2) l no puede tomar el mismo valor que n. El valor máximo para l es n-1, que en este caso sería 0.

d. (3, 1, **2**, 1/2) m no puede tener un valor superior a l, su valor está acotado entre –l y l.

5) Indicar el número de orbitales que corresponden a cada una de las siguientes designaciones:

a. $5p$
b. $3d_{z^2}$
c. $4d$
d. $n = 5$
e. 7s

Solución

$5p$

En este caso l=1 por lo que m=-1,0 y 1.

Total 3 orbitales p: $5p_x, 5p_y$ y $5p_z$.

$3d_{z^2}$

Se trata de un solo orbital d, de los 5 tipos que hay.

$4d$

En este caso l=2 por lo que m= -2,-1,0,1 y 2.

Total 5 orbitales d: d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2} y d_{y^2}.

$n = 5$

Para n = 5, l= 0,1,2,3 y 4 (s, p, d, f y g)

7s

En este caso l=0 por lo que m=0. Un solo orbital s.

6) El electrón de un átomo de hidrógeno experimenta una transición desde n=4 hasta n=2. Calcular el número de ondas y la energía de la radiación emitida.

Solución

Cuando un electrón cae de un nivel superior a otro inferior pierde energía, que es emitida en forma de radiación electromagnética. Para calcular el número de ondas de la onda emitida se usa la fórmula de Balmer.

Número de ondas:

$$\tilde{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_{final}^2} - \frac{1}{n_{inicial}^2} \right) \rightarrow \tilde{\nu} = 1{,}1 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = \mathbf{2,062 \cdot 10^6\ m^{-1}}$$

Energía:

$\nu = c \cdot \tilde{\nu} \qquad E = h \cdot \nu$

$$E = h \cdot c \cdot \tilde{\nu} = 6{,}62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 2{,}062 \cdot 10^6 = \mathbf{4,10 \cdot 10^{-19} J = 2,56\ eV}$$

7) La energía del primer nivel electrónico del átomo de hidrógeno tiene un valor de -13,60 eV. Calcular:

   a. La frecuencia de la radiación emitida cuando cae un electrón desde el segundo nivel al primero.
   b. La energía total desprendida por un mol de átomos de hidrógeno que experimentan la transformación indicada en el apartado anterior.
   c. La masa del hidrógeno atómico necesaria para descomponer 90g de agua, suponiendo que toda la energía desprendidda en el anterior salto electrónico se transofrme en calor, siendo la reacción de formación del agua $2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2H_2O_{\,(l)}$

Solución

   a. La frecuencia de la radiación emitida cuando cae un electrón desde el segundo nivel al primero.

   Se usa la fórmula de Balmer para hallar el número de ondas:

$$\tilde{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_{final}^2} - \frac{1}{n_{inicial}^2} \right) \rightarrow \tilde{\nu} = 1{,}1 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = \mathbf{82258,2\ cm^{-1}}$$

8) Los átomos de sodio excitados pueden emitir radiación a una longitud de onda de 5890Å. ¿Cuál es la energía en julios y eV de los fotones de esta radiación? ¿Cuál sería la energía producida por esta transición en 1 mol de átomos?

Solución

$1\text{Å equivale a } 10^{-10}\text{m}$

$5890\text{Å} = 5{,}89 \cdot 10^{-7} m$

Mediante la ecuación de Planck se relaciona la energía con la longitud de onda. Conociendo la relación entre la longitud de onda y la frecuencia:

$E = h \cdot \nu \qquad \nu = \frac{c}{\lambda}$

$$\mathrm{E} = \mathrm{h} \cdot \frac{\mathrm{c}}{\lambda} = 6{,}62 \cdot 10^{-34}\mathrm{J} \cdot \mathrm{s} \cdot 3 \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\,\frac{\mathrm{m}}{\mathrm{s}}}{5{,}89 \cdot 10^{-7}\mathrm{m}} = \mathbf{3{,}37 \cdot 10^{-19}J}$$

$$\mathbf{E = 3{,}37 \cdot 10^{-19}\ J = 2{,}11\ eV}$$

Para conocer la energía desprendida en 1 mol de átomos hay que multiplicar por el número de Avogadro:

$$E_{mol} = 3{,}37 \cdot 10^{-19}\, J \cdot N_A = 3{,}37 \cdot 10^{-19}\, J \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} = \boldsymbol{2{,}03 \cdot 10^{5}\ J}$$

9) Calcular la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de $5{,}0 \cdot 10^{6}\ \mathrm{m}/s$. ¿Cuál es su energía?

$\mathrm{m_e} = 9{,}11 \cdot 10^{-31}\mathrm{kg}$

Solución

La onda asociada a una partícula viene dada por la ecuación de De Broglie $\lambda_{\text{partícula}} = \frac{\mathrm{h}}{\mathrm{p}}$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = 6{,}62 \cdot \frac{10^{-34}}{9 \cdot 10^{-31} \cdot 5 \cdot 10^{6}}; \quad \boldsymbol{\lambda = 1{,}47 \cdot 10^{-10}\ m}$$

Al tratarse de una partícula moviéndose, llevará energía cinética:

$$E = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{1}{2} \cdot 9{,}11 \cdot 10^{-31} \cdot (5 \cdot 10^5)^2 = \mathbf{1{,}125 \cdot 10^{-19}\ J}$$

10) La frecuencia umbral de cierto metal es $8{,}8 \cdot 10^{14} s^{-1}$. Calcular la velocidad máxima de los electrones emitidos por ese metal, cuando se ilumina con luz, cuya longitud de onda es 2536Å. ¿Qué energía cinética poseen esos electrones?

$m_e = 9{,}11 \cdot 10^{-31} \mathrm{kg}$

Solución

En el efecto fotoeléctrico, la frecuencia umbral es la frecuencia a partir de la cual una onda tiene suficiente energía como para arrancar un electrón de los átomos del metal. A esta frecuencia el electrón arrancado tiene una energía cinética igual a 0.

$$E_{umbral} = h \cdot \nu_0 = 6{,}62 \cdot 10^{-34} \mathrm{Js} \cdot 8{,}8 \cdot 10^{14} s^{-1} = 5{,}83 \cdot 10^{-19} \mathrm{J}$$

$$E_{luz} = h \cdot \frac{c}{\nu} = 6{,}62 \cdot 10^{-34} \mathrm{Js} \cdot \left(\frac{3 \cdot 10^8 \frac{m}{s}}{2536 \cdot 10^{-10} m} \right) = 7{,}83 \cdot 10^{-19} \mathrm{J}$$

La energía que posee el electrón es la diferencia entre la energía umbral y la energía de la luz con la que se irradia al mismo.

$$E_{electrón} = E_{luz} - E_{umbral} = 7{,}83 \cdot 10^{-19} \mathrm{J} - 5{,}83 \cdot 10^{-19} \mathrm{J} = \mathbf{2{,}00 \cdot 10^{-19} J}$$

Como esta energía es energía cinética y la masa del electrón es conocida, se puede hallar la velocidad que posee el electrón arrancado:

$$E = \frac{1}{2}mv^2 \rightarrow \ 2{,}00 \cdot 10^{-19}J = \frac{1}{2} \cdot 9{,}11 \cdot 10^{-31} \cdot v^2; \ \mathbf{v = 6,63 \cdot 10^5 \frac{\boldsymbol{m}}{\boldsymbol{s}}}$$