TEMA Nº 1. EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE ESTRUCTURA ATÓMICA Y MODELOS ATÓMICOS

1.- Calcúlese en eV la energía necesaria para ionizar 39,1 g de potasio. El potencial de ionización del potasio es de 6,91 . 10^{-18} J/átomo.
DATO: MaK = 39,1 u ; 1 eV = 1,6 . 10^{-19} J

Resolución:

$$6{,}91\cdot10^{-18}\,\mathrm{J}/\cancel{\text{átomo}}\;.\;\frac{6{,}023\cdot10^{23}\;\cancel{\text{átomos}}\text{ de K}}{1\text{ átomo – gramo de K}} = 41{,}62\;.\;10^{5}\text{ J/átomo-gramo (1)}$$

Debemos recordar que *1 atomo – gramo de Potasio = 39,1 g*

Podemos poner la primera proporción (1) de la forma:

$$41{,}62\;.\;10^{5}\text{ J / }39{,}1\text{ g}$$

Calculemos los Julios implicados en los 39,1 g de Potasio:

$$39{,}1\text{ g }\cancel{\text{K}}\;.\;\frac{41{,}62\;.\;10^{5}\text{ J}}{39{,}1\text{ g }\cancel{\text{K}}} = 41{,}62\;.\;10^{5}\text{ J}$$

Pasemos los Julios de energía a eV:

$$41{,}62\;.\;10^{5}\;\cancel{\text{J}}\;.\;\frac{1\text{ eV}}{1{,}6\;.\;10^{-19}\;\cancel{\text{J}}} = 26{,}01\;.\;10^{24}\text{ eV} = 2{,}6\;.\;10^{25}\text{ eV}$$

2.- Un láser emite una radiación cuya longitud de onda vale λ = 7800 Å Cacular:

a) La frecuencia de esta radiación

b) Cacuar la energía de un fotón de la misma frecuencia anterior

Datos: 1 Å = 10^{-10} m ; c = 3 . 10^{8} m/s ; h = 6,63 . 10^{-34} J.s

Resolución:

a) Cambio de Unidades:

$$\lambda = 7800\ \cancel{\text{Å}} \cdot \frac{10^{-10}\ \text{m}}{1\ \cancel{\text{Å}}} = 7800 \cdot 10^{-10}\ \text{m}$$

Sabemos que:

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

luego:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^{8}\ \text{m/s}}{7800 \cdot 10^{-10}\ \text{m}} = 3{,}85 \cdot 10^{14}\ s^{-1}\ (Hz)$$

b) Aplicando la ecuación :

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6{,}67 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 3{,}85 \cdot 10^{14}\ \cancel{\text{s}^{-1}} = 2{,}56 \cdot 10^{-19}\ J$$

3.- **Calcula frecuencia y la longitud de onda de la radiación emitida por un electrón que pasa del estado excitado cuya energía es de –3,4 eV al estado fundamental de energía -13,6 eV.**
DATOS: h = 6,63 . 10^{-34} J . s ; c = 3 . 10^{8} m . s^{-1} ; 1 eV = 1,6 . 10^{-19} J

Resolución:

Cambio de unidades:

$$-3{,}4\ \cancel{\text{eV}} \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{J}}{1\ \cancel{\text{eV}}} = -\ 5{,}44 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

$$-13{,}6\ \cancel{eV} \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J}{1\ \cancel{eV}} = -21{,}27 \cdot 10^{-19}\ J$$

La transición del electrón tiene lugar:

de $-5{,}44 \cdot 10^{-19}\ J$ **a** $-21{,}27 \cdot 10^{-19}\ J$

Pasamos de una energía inicial $E_o = -5{,}44 \cdot 10^{-19}\ J$ **a una energía final** $E_f = -21{,}27 \cdot 10^{-19}\ J$.

La variación de energía que tiene lugar viene dada por la ecuación:

$$\Delta E = h \cdot \nu \quad (1)$$

$$\Delta E = E_f - E_o = -21{,}27 \cdot 10^{-19}\ J - (-5{,}44 \cdot 10^{-19}\ J) =$$

$$= -15{,}83 \cdot 10^{-19}\ J$$

El *signo negativo* nos indica que *ha habido una liberalización* de *energía* en la transición electrónica (pasamos de un nivel superior a otro inferior). A partir de este momento nos podemos olvidar del signo negativo.

Si nos vamos a la ecuación (1):

$$15{,}83 \cdot 10^{-19}\ J = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot \nu$$

Despejamos la frecuencia:

$$\nu = \frac{15{,}83 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J}}{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{J} \cdot s} = 2{,}38 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

La frecuencia se relaciona con la longitud de onda mediante la ecuación:

$$\nu = c / \lambda$$

de donde:

$$\lambda = c / \nu$$

$$\lambda = 3 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1} / 2{,}38 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

$$\lambda = 1{,}26 \cdot 10^{-7}\ m$$

4.- **Calcula la frecuencia que emite un electrón en el átomo de hidrógeno cuando pasa de una órbita n = 4 hasta la órbita n = 1.**
DATOS: $R = 2{,}18 \cdot 10^{-18}$ J , $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $c = 3 \cdot 10^{8}$ $m.s^{-1}$

Resolución:

Energía para el nivel n = 4:

$$E_4 = - R / n_4^2$$

$$E_4 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 4^2 \quad ; \quad E_4 = - 0{,}136 \cdot 10^{-18}\ J$$

Energía para el nivel n = 1:

$$E_1 = - R / n_1^2$$

$$E_1 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 1^2 \quad ; \quad E_1 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J$$

Debemos conocer la variación de energía que se produce en el paso de n = 4 a n = 3:

$$\Delta E = Ef - Eo$$

$$\Delta E = E_1 - E_4 = -2{,}18 \cdot 10^{-18} - (-0{,}136 \cdot 10^{-18}) =$$

$$= -2{,}18 \cdot 10^{-18} + 0{,}136 \cdot 10^{-18}) = \mathbf{-2{,}04 \cdot 10^{-18}\ J}$$

Debemos saber interpretar el valor de ΔE y para ello dos aclaraciones:

a) **El *valor negativo de ΔE* nos indica que cuando un electrón parte de un nivel cuantico superior para llegar a un nivel cuantico inferior *EXISTE UNA LIBERACIÓN DE ENERGÍA***
b) **Si ΔE va a ser utilizada para obtener frecuencias o longitudes de onda, el valor negatico debe desaparecer y convertirse en positivo**

Dicho esto:

$$\Delta E = -\ 2{,}18 \cdot 10^{18}\ J - (\ -\ 0{,}136 \cdot 10^{18}\ J) =$$

$$= \ 2{,}04 \cdot 10^{18}\ J$$

Si llevamos el valor de ΔE a la ecuación:

$$E = h \cdot \nu$$

$$2{,}04 \cdot 10^{-18}\ J = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s \cdot \nu$$

$$\nu = 2{,}04 \cdot 10^{-18}\ \cancel{J} / (6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{J}.s)$$

$$\nu = 0{,}307 \cdot 10^{16}\ s^{-1} = 3{,}07 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

5.- Calcula la longitud de onda que emite un electrón en el átomo de hidrógeno cuando pasa de una órbita n = 5 hasta la órbita n = 2.
DATOS: $R_H = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1}$, $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $c = 3 \cdot 10^8\ m.s^{-1}$

Resolución:

Según la ecuación de Rydberg:

$$1 / \lambda = R_H \cdot (\ 1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

Esta ecuación corresponde a la promoción de un electrón del *nivel cuantico inferior* a un *nivel cuantico superior*, para lo cual hay que *suministrar energía* (Energía de Ionización).

Cuando el electrón salta de un nivel cuantico superior a uno inferior a la ecuación de Rydberg toma la forma:

$$1 / \lambda = R_H \,.\, (1/n_2^2 - 1/n_1^2)$$

$$1 / \lambda = 1{,}096 \,.\, 10^7\ m^{-1}\ (1/ 2^2 - 1/ 5^2)$$

$$1 / \lambda = 1{,}096 \,.\, 10^7\ m^{-1}\ (1/4 - 1/25)$$

$$1 / \lambda = 1{,}096 \,.\, 10^7\ m^{-1}\ (0{,}25 - 0{,}04)$$

$$1 / \lambda = 0{,}230 \,.\, 10^7\ m^{-1}$$

$$\lambda = 1 / 0{,}230 \,.\, 10^7\ m^{-1}\ ;\ \lambda = 4{,}34 \,.\, 10^{-7}\ m^{-1}$$

6.- **Calcula la energía emitida por un fotón al realizar un salto entre dos órbitas sabiendo que la longitud de onda emitida es de cien nanómetros.**
DATOS: $h = 6{,}63 \,.\, 10^{-34}$ J . s ; $c = 3 \,.\, 10^8$ m . s^{-1}

Resolución:

$$\lambda = 100\ \cancel{nm} \,.\, \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 10^{-7}\ m$$

La energía viene determinada por:

$$E = h \,.\, \nu$$

$$E = 6{,}63 \,.\, 10^{-34}\ J.\cancel{s} \,.\, (3 \,.\, 10^8\ \cancel{m}.\cancel{s^{-1}} / 10^{-7}\ \cancel{m}) =$$

$$= 19{,}89 \,.\, 10^{-19}\ J = 1{,}98 \,.\, 10^{-18}\ J$$

7.- Calcúlese la energía de ionización en eV. del átomo de hidrógeno es su estado fundamental.
DATOS: $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J . s ; $R_H = 1{,}096 \cdot 10^{7}\ m^{-1}$; $c = 3 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$
1 eV =$1{,}60 \cdot 10^{-19}$ J

Resolución:

La ionización del átomo de Hidrógeno tiene lugar por la liberación del único electrón que posee dicho átomo según el proceso:

$$H + E.\ I. \rightarrow H^{+} + e^{-}$$

Al átomo de hidrógeno tendremos que *aportarle* una energía (energía de ionización) para que quede en *libertad* el electrón. Podemos suponer que el electrón se nos fue al ∞.

En el proceso de ionización el electrón es liberado desde el nivel energético n = 1 hasta n = ∞.

Según la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (1)$$

La energía de ionización del átomo de Hidrógeno viene dada por la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot \nu \quad (2)$$

Trabajando con (1):

$$\frac{1}{\lambda} = 1{,}096 \cdot 10^{7}\ m^{-1} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right)$$

$$1/\lambda = 1{,}096 \cdot 10^{7}\ m^{-1}\ (1 - 0)$$

$$1/\lambda = 1{,}096 \cdot 10^{7}\ m^{-1}$$

De donde λ :

$$\lambda = \frac{1}{1,096 \cdot 10^{7}\ m^{-1}} = 0,91 \cdot 10^{-7}\ m$$

Con la longitud de onda podemos conocer la frecuencia:

$$\nu = c / \lambda$$

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot s^{-1}}{0,91 \cdot 10^{-7}\ \cancel{m}} = 3,27 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

Conocida la frecuencia nos podemos ir a la ecuación (2):

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s} \cdot 3,27 \cdot 19^{15}\ \cancel{s^{-1}}$$

$$E = 21,7 \cdot 10^{-19}\ J$$

1 eV =1,60 . 10^{-19} J

$$E = 21,7 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J} \cdot \frac{1\ eV}{1,60 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J}} = 13,56\ eV$$

8.- **Calcula la energía de transición de un electrón del átomo de hidrógeno cuando salta de una órbita n = 8 a n = 1 expresándola en electrón voltio (eV).**
DATOS: $R_H = 1,097 \cdot 10^{7}\ m^{-1}$; $1eV = 1,6 \cdot 10^{-19}$ J; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s
$c = 3 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$

Resolución:

La energía la podremos conocer por la ecuación:

$$E = h \cdot \nu$$

Para conocer la frecuencia aplicaremos la ecuación de Rydberg en el caso de que el electrón pasa de un nivel cuantico superior a uno inferior:

$$1 / \lambda = R_H \cdot (1/n_2^2 - 1/n_1^2) \quad (1)$$

Sabemos que:

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

de donde:

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

Si nos vamos a la ecuación (1):

$$1 / \lambda = R_H \cdot (1/n_2^2 - 1/n_1^2)$$

$$1 / (c/\nu) = R \cdot (1 / n_2^2 - 1/n_1^2)$$

$$\nu / c = R \cdot (1/n_2^2 - 1/n_1^2)$$

$$\nu = R_H \cdot c \, (1/n_2^2 - 1/n_1^2)$$

$c = 3 \cdot 10^8 \ m \cdot s^{-1}$
$R_H = 1{,}097 \cdot 10^7 \ m^{-1}$

$$\nu = 1{,}097 \cdot 10^7 \ m^{-1} \cdot 3 \cdot 10^8 \ m \cdot s^{-1} \ (1/ 1^2 - 1 / 8^2) =$$

$$= 3{,}29 \cdot 10^{15} \ s^{-1} \left(\frac{64 - 1}{64} \right) = 3{,}23 \cdot 10^{15} \ s^{-1}$$

$$\nu = 3{,}23 \;.\; 10^{15}\ s^{-1}$$

En lo referenteb a la energía:

$$E = h \;.\; \nu$$

h = 6,63 . 10^{-34} J.s

$$E = 6{,}63 \;.\; 10^{-34}\ J \;.\; \cancel{s} \;.\; 3{,}23 \;.\; 10^{15}\ \cancel{s^{-1}} =$$

$$= 21{,}41 \;.\; 10^{-19}\ J$$

Como nos piden la energía en eV:

1 eV = 1,6 . 10^{-19} J

$$E = 21{,}41 \;.\; \cancel{10^{-19}}\ \cancel{J} \;.\; \frac{1\ eV}{1{,}6 \;.\; \cancel{10^{-19}}\ \cancel{J}} = 13{,}38\ eV$$

9.- Calcula en eV la energía de los fotones de una onda de radio de 5 MHz de frecuencia.
(DATO: carga del electrón: 1,6 · l0^{-19} C.)

Resolución:

La energía de un fotón viene dada por la ecuación:

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = (6{,}62 \cdot 10^{-34}\ J\cdot\cancel{s})\ (5 \cdot 10^{6}\ \cancel{s^{-1}}) = 3{,}31 \cdot 10^{-27}\ J$$

Como 1 eV = 1,6 · 10^{-19} J

$$E = 3{,}31 \cdot 10^{-27}\ \cancel{J} \cdot \frac{1\ eV}{1{,}6 \;.\; 10^{-19}\ \cancel{J}} = 2{,}07 \cdot 10^{-8}\ eV$$

10.- **Halla el valor de la energía que se libera cuando el electrón de un átomo de hidrógeno excitado pasa del nivel n = 4 al n = 3.**
(DATOS: $R_H = 1{,}1 \cdot 10^7\ m^{-1}$; $h = 6{,}62 \cdot 10^{-34}$ J s ; $c = 3 \cdot 10^8\ m \cdot s^{-1}$).

Resolución:

Sabemos que la energía que se libera será:

$$E = h \cdot \nu \; (1)$$

Para conocer la frecuencia:

$$\nu = c / \lambda$$

Llevamos la frecuencia a la ecuación (1):

$$E = h \cdot c/\lambda \; ; \quad E = h \cdot c \cdot 1/\lambda$$

Despejando 1/λ :

$$1/\lambda = \frac{E}{h \cdot c} \quad (2)$$

Por otra parte:

$$1/\lambda = R_H \,(1/n_2^2 - 1/n_1^2) \; (3)$$

Llevando (2) a (3):

$$\frac{E}{h \cdot c} = R_H \,(1/n_2^2 - 1/n_1^2)$$

despejando E:

$$E = h \cdot c \cdot R_H \,(1/3^2 - 1/4^2) =$$

$$= (6{,}62 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s}) \cdot (3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}}) \cdot (1{,}1 \cdot 10^{7}\ \cancel{m^{-1}})\ (1/9 - 1/16) =$$

$$= \boldsymbol{1{,}06 \cdot 10^{-19}\ J}$$

11.- 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.

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

Resolución:

a) **La frecuencia de la radiación la conoceremos mediante el siguiente proceso:**

$$\lambda = 180\ \cancel{nm} \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 1{,}8 \cdot 10^{-7}\ m$$

Sabemos que:

$$\nu = c/\lambda$$

$$\nu = (3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot s) / (1{,}8 \cdot 10^{-7}\ \cancel{m}) = \boldsymbol{1{,}66 \cdot 10^{15}\ s^{-1}}$$

b) **La diferencia de energía viene dada por:**

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = (6{,}62 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s) \cdot (1{,}66 \cdot 10^{15}\ s^{-1}) = \boldsymbol{1{,}1 \cdot 10^{-18}\ J}$$

12.- La energía de un fotón de luz roja es 6,5 . 10^{-7} J m. Calcula su frecuencia y número de ondas. ¿Qué energía tendrían 3 moles de fotones de luz roja?

DATOS: h = 6,63 . 10^{-34} J.s ; c = 3 . 10^{8} m . s^{-1}

Resolución:

E = 6,5 . 10^{-7} J

Según Planck:

$$E = h \cdot \nu$$

$$6{,}5 \cdot 10^{-7}\ J = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s \cdot \nu$$

$$\nu = 6{,}5 \cdot 10^{-7}\ \cancel{J} / 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{J}.s$$

$$\nu = 0{,}98 \cdot 10^{27}\ 1/s = 9{,}8 \cdot 10^{26}\ s^{-1}\ (Hz)$$

El número de onda viene determinado por la ecuación:

$$\bar{\nu} = 1/\lambda \quad (1)$$

Recordemos:

$$\nu = c / \lambda \rightarrow \quad 1 / \lambda = \frac{\nu}{c} \quad (2)$$

Llevando (2) a (1):

$$\bar{\nu} = \frac{\nu}{c} = \frac{9{,}8 \cdot 10^{26}\ s^{-1}}{3 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}} = 3{,}26 \cdot 10^{18}\ ciclos / m =$$

$$= 3{,}26 \cdot 10^{18}\ m^{-1}$$

Tenemos tres moles de fotones, lo que implica un número de fotones:

$$3\ \cancel{moles}\ fotones \cdot \frac{6.023 \cdot 10^{23}\ fotones}{1\ \cancel{mol}\ fotones} = 18{,}07 \cdot 10^{23}\ fotones$$

Sabemos que: 1 fotón = $6{,}5 \cdot 10^{-7}$ J

La energía asociada a 18,07 . 10^{23} fotones será:

$$18{,}07 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{fotones}} \cdot \frac{6{,}5 \cdot 10^{-7}\ J}{1\ \cancel{\text{fotón}}} = 117{,}45 \cdot 10^{16}\ J = \mathbf{1{,}17 \cdot 10^{18}\ J}$$

13.- **Un elemento emite una energía de 20 eV tras ser calentado. ¿Cuál es la frecuencia y la longitud de onda.**
DATOS: 1 eV = 1,602 . 10^{-19} J ; h = 6,63 . 10^{-34} J.s ; c = 3 . 10^{8} m/s
e = 1,602 . 10^{-19} C

Resolución:

Pasamos la energía a Julios

$$20\ \cancel{eV} \cdot \frac{1{,}602 \cdot 10^{-19}\ J}{1\ \cancel{eV}} = 32{,}04 \cdot 10^{-19}\ J$$

Planck establece que:

$$E = h \cdot \nu$$

Buscamos el valor de la Frecuencia:

$$32{,}04 \cdot 10^{-19}\ J = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s \cdot \nu$$

$$\nu = 32{,}04 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J} / 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{J}.s$$

$$\nu = 4{,}83 \cdot 10^{15}\ s^{-1}\ (Hz)$$

Calculo de la longitud de onda:

$$\nu = c / \lambda$$

despejando la longitud de onda:

$$\lambda = c / \nu$$

$$\lambda = 3 \,.\, 10^{8}\ \text{m}.\cancel{\text{s}^{-1}} \,/\, 4{,}83 \,.\, 10^{15}\ \cancel{\text{s}^{-1}} = 0{,}62 \,.\, 10^{-7}\ \text{m} = 6{,}2 \,.\, 10^{-8}\ m$$

14.- **Calcular la longitud de onda y la frecuencia de la 2ª raya de la serie de Balmer, en el espectro del átomo de hidrógeno.**
DATOS: $R_H = 1{,}096 \,.10^{-7}\ m^{-1}$

Resolución:

La promoción del electrón correspondiente a la 2ª raya de Balmen se produce entre n = 2 y n = 4.

Balmer: $n_1 = 2$ ***$n_2 = 3, 4, 5, 6$ ….***

1ª Raya
2ª Raya

Según Rydberg:

$$1/\lambda = R_H\,(1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$1/\lambda = 1{,}096 \,.\, 10^{7}\ m^{-1}\ (1/2^2 - 1/4^2)$$

$$1/\lambda = 1{,}096 \,.\, 10^{7}\ m^{-1}\ (1/4 - 1/16)$$

$$1/\lambda = 1{,}096 \,.\, 10^{7}\ m^{-1}\ (0{,}25 - 0{,}0625)$$

$$1/\lambda = 1{,}096 \,.\, 10^{7}\ m^{-1}\ (0{,}25 - 0{,}0625)$$

$$1/\lambda = 0{,}20\ m^{-1}$$

$$\lambda = 5 \,.\, 10^{-7}\ m$$

En lo referente a la frecuencia:

$$\nu = c / \lambda$$

$$\nu = 3 \,.\, 10^{8}\ m \,.\, s^{-1} \,/\, 5 \,.\, 10^{-7}\ m = 0{,}6 \,.\, 10^{15}\ s^{-1} = 6 \,.\, 10^{14}\ s^{-1}$$

15.- **Un elemento radiactivo emite partículas α que tienen una enrgía de de 4,8 MeV. Sabiendo que la masa de la partícula α es de 6,62 . 10-24 g, ¿Cuál es la longitud de onda asociada a una de las partículas α?**

Resolución:

Se trata de partículas *α* que en su movimiento llevan asociada una longitud de onda. Fue De Broglie quien intuyó que una partícula *α*, como un *electrón*, llevan asociada una onda, con una longitud de onda dada por la ecuación de su nombre:

$$\lambda = \frac{c}{m \cdot v} \quad (1)$$

En donde:
c = velocidad de la luz = $3 \cdot 10^{8}$ m . s^{-1}
m = masa de la partícula α = $6{,}62 \cdot 10^{-24}$ g
v = velocidad

Si logramos conocer la velocidad de la partícula *α* podremos conocer la longitud de onda.

El enunciado nos dice que dichas partículas en su movimiento llevan una energía de 4,8 MeV. Esta energía correspondiente a partículas en movimiento es del tipo "Energía Cinética", cuya ecuación viene expresada por

$$Ec = 1/2 \cdot m \cdot v^2 \quad (2)$$

Al trabajar en el S.I. debemos realizar unos cambios de unidades:

$$m = 6{,}62\ g \cdot 10^{-24}\ \cancel{g} \cdot \frac{1\ Kg}{1000\ \cancel{g}} = 6{,}62 \cdot 10^{-27}\ Kg$$

E = 4,8 MeV = $4{,}8 \cdot 10^{6}$ eV

1 eV = $1{,}6 \cdot 10^{-19}$J

$$4,8 \cdot 10^{6}\ \cancel{eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19}\ J}{1\ \cancel{eV}} = 7,68 \cdot 10^{-13}\ J \text{ (en forma de } E_C)$$

De la ecuación (2) podemos conocer la velocidad de la partícula α:

$$7,68 \cdot 10^{-13}\ J = ½ \cdot 6,62 \cdot 10^{-27}\ Kg \cdot V^2$$

$$V^2 = (2 \cdot 7,68 \cdot 10^{-13}\ J) / (6,62 \cdot 10^{-27}\ Kg)$$

Recordemos que:

$$1 \text{ Julio} = 1\ N \cdot m = 1\ Kg \cdot m/s^2 \cdot m = Kg \cdot m^2 \cdot s^{-2}$$

$$V^2 = (2 \cdot 7,68 \cdot 10^{-13} \cdot \cancel{Kg} \cdot m^2 \cdot s^{-2}) / (6,62 \cdot 10^{-27}\ \cancel{Kg}) =$$

$$= 2,32 \cdot 10^{14}\ m^2 \cdot s^{-2}$$

$$V = (2,32 \cdot 10^{14}\ m^2 \cdot s^{-2})^{1/2} = \mathbf{1,52 \cdot 10^{7}\ m \cdot s^{-1}}$$

Con el valor de la velocidad nos vamos a la ecuación (1):

$$\lambda = h / m \cdot v$$

$$\lambda = (6,63 \cdot 10^{-38}\ J \cdot s) / (6,62 \cdot 10^{-27}\ Kg \cdot 1,52 \cdot 10^{7}\ m \cdot s^{-1})$$

$$\lambda = (6,63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{Kg} \cdot \cancel{m} \cdot s^{-2} \cdot m \cdot \cancel{s}) / (10,06 \cdot 10^{20}\ \cancel{Kg} \cdot \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}}) =$$

$$= 0,659 \cdot 10^{-14}\ m = \mathbf{6,59 \cdot 10^{-15}\ m}$$

16 .- **¿Cuál es la longitud de onda, expresada en Å , asociada a un electrón que se mueve a 150.000 km/s? (*Dato:* masa del electrón: $9,11 \cdot 10^{-28}$ g ; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J . s)**

Resolución:

Según De Broglie, la longitud de onda asociada a una partícula en movimiento es:

$$\lambda = h / (m \cdot V)$$

Cambio de unidades:

$m = 9{,}11 \cdot 10^{-28}$ g = $9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg

v = 150.000 $\cancel{\text{km}}$/s . 1000 m / 1 $\cancel{\text{Km}}$ = $1{,}5 \cdot 10^{8}$ m/s

1 Å= 1 × 10^{-10} m

Luego:

$$\lambda = \frac{(6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s)}{(9{,}11 \cdot 10^{-31}\ kg) \cdot (1{,}5 \cdot 10^{8}\ m/s)} =$$

Julio = N . m = Kg . m . s^{-2} m = Kg . m^2 . s^{-2}

$$= \frac{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{Kg} \cdot m^{\cancel{2}} \cdot \cancel{s^{-2}} \cdot \cancel{s}}{9{,}11 \cdot 1{,}5 \cdot 10^{-23}\ \cancel{Kg} \cdot \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}}} =$$

$$= 4{,}84 \cdot 10^{-11}\ m$$

$$\lambda = 4{,}48 \cdot 10^{-11}\ \cancel{m} \cdot \frac{1\ Å}{10^{-10}\ \cancel{m}} = 4{,}48 \cdot 10^{-1}\ Å = 0{,}45\ Å$$

17.- Determinar la energía asociada a un mol de fotones cuya longitud de onda es de 5,5 . 10^{-7} m.
DATOS: h = 6,63 . 10^{-34} J . s ; c = 3 . 10^{8} m . s^{-1}

Resolución:

1 mol fotones / 6,023 . 10^{23} fotones

La energía la podemos conocer por la ecuación:

$$E = h \cdot \nu \quad (1)$$

Para conocer la frecuencia utilizaremos la ecuación:

$$\nu = c / \lambda$$

$$\nu = 3 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1} / 5{,}5 \cdot 10^{-7}\ m = 0{,}54 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

Con el valor de la frecuencia nos vamos a la ecuación (1):

$$E = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s} \cdot 0{,}54 \cdot 10^{15}\ \cancel{s^{-1}} = 3{,}6 \cdot 10^{-19}\ J/fotón$$

$$3{,}6 \cdot 10^{-19}\ J/\cancel{fotón} \cdot \frac{6{,}023 \cdot 10^{23}\ \cancel{fotones}}{1\ mol\ fotones} = 21{,}68 \cdot 10^{4}\ J/mol$$

18.- Calcula la energía de ionización del átomo de hidrógeno siguiendo la teoría de Bohr. Datos: $R_H = 2{,}18 \cdot 10^{-18}$ J.

Resolución:

La energía de ionización viene dada por la ecuación:

$$E = h \cdot \nu$$

Nuestro problema es la frecuencia y para ello:

$$1/\lambda = R_H\ (1/n_1^{2} - 1/n_2^{2})$$

En este caso el electrón es promocionado a niveles energéticos mucho más elevados.

Cuando el átomo de hidrógeno se ioniza:

$$H - 1\,e^- \rightarrow H^+$$

el electrón se pierde, es decir, pasa de $n_1 = 1$ a $n_2 = \infty$

$$1 / \lambda = R \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$1 / \lambda = 1{,}097 \cdot 10^7\ m^{-1}\ (1 / 1^2 - 1 / \infty)$$

$$1 / \lambda = 1{,}097 \cdot 10^7\ m^{-1}\ (1 - 0)$$

$$1 / \lambda = 1{,}07 \cdot 10^7\ m^{-1}$$

$$\lambda = 1 / 1{,}07 \cdot 10^7\ m^{-1} = 0{,}93 \cdot 10^{-7}\ m = \mathit{9{,}3 \cdot 10^{-8}\ m}$$

Por otro lado sabemos que:

$$\nu = c / \lambda$$

$$\nu = 3 \cdot 10^8\ \cancel{m} \cdot s^{-1} / 9{,}3 \cdot 10^{-8}\ \cancel{m} = 0{,}32 \cdot 10^{16}\ s^{-1}\ (Hz) = \mathit{3{,}2 \cdot 10^{15}\ Hz}$$

Planck nos dice que:

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s} \cdot 3{,}2 \cdot 10^{15}\ \cancel{s^{-1}} = 21{,}22 \cdot 10^{-19}\ J = \mathit{2{,}12 \cdot 10^{-18}\ J}$$

19.- **Calcula la variación de energía que experimenta el electrón del átomo de hidrógeno cuando pasa del primer al cuarto nivel. ¿Esta energía es desprendida o absorbida? Datos: $R_H = 2{,}18 \cdot 10^{-18}$ J.**

Resolución:

Energía de un nivel energético: $E = - R_H / n^2$

En los niveles que el problema nos exige, las energías son:

$E_1 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 1^2 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J$
$E_4 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18} / 4^2 = - 0{,}136 \cdot 10^{-18}\ J$

La variación de energía será:

$$\Delta E = Ef - Eo$$

$$\Delta E = E_4 - E_1 = - 0{,}136 \cdot 10^{-18}\ J - (- 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J) = 2{,}04 \cdot 10^{-18}\ J$$

20.- **Calcula la cantidad de movimiento de un fotón de luz roja cuya frecuencia es $4{,}4 \cdot 10^{-28}\ s^{-1}$.**

Resolución:

En base a De Broglie:

$$\lambda = h / m \cdot v \ (1)$$

cantidad de movimiento (p) = m . v (2)

llevando (2) a (1):

$$\lambda = h / p$$

de donde despejando "p" :

$$p = h / \lambda \ \ (1)$$

Debemos conocer la longitud de onda y para ello recordaremos:

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

$$\lambda = \frac{3 \,.\, 10^{8} \text{ m} \,.\, \cancel{s^{-1}}}{4{,}4 \cdot 10^{-28} \; \cancel{s^{-1}}} = 0{,}68 \,.\, 10^{36} \text{ m}$$

la cantidad de movimiento de un fotón será:

De (1)

$$p = (6{,}62 \cdot 10^{-34} \text{ J·s })/(0{,}68 \,.\, 10^{36} \text{ m}) =$$

$$= (6{,}62 \,.\, 10^{-34} \text{ Kg} \,.\, \text{m}^2 \,.\, \text{s}^{-2} \,.\, \text{s}) / (0{,}68 \,.\, 10^{36} \text{ m}) =$$

$$= \; 9{,}73 \cdot 10^{-70} \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

21.- **Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de numero cuántico principal n = 3 a otro de n = 1. Calcula la energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en $kJ·mol^{-1}$ y en Hz respectivamente.**
Datos: R_H = 2'18·10^{-18} J; N_A = 6'023·10^{23} átomos·mol^{-1}; h = 6'62·10^{-34} J·s; m_e = 9'11·10^{-31} kg.

Resolución:

Energía en un nível energético: $E = - R_H /n^2$

$E_3 = - 2{,}18 \,.\, 10^{-18}$ J / 3^2 = $- 0{,}24 \,.\, 10^{-18}$ J/e-
$E_1 = - 2{,}18 \,.\, 10^{-18}$ J / 1^2 = $- 2{,}18 \,.\, 10^{-18}$ J/e-

Energía de la radiación:

$$\Delta E = Ef - Eo$$
$$\Delta E = E_1 - E_3$$

Pero como bajamos a nives energéticos inferiores la última ecuación queda de la forma:

$$\Delta E = E_3 - E_1$$

$$\Delta E = -0{,}24 \cdot 10^{-18}\ J/e^- - (-2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J/e^-) = 1{,}94 \cdot 10^{-18}\ J/e^-$$

$$1{,}94 \cdot 10^{-18}\ \frac{\cancel{J}}{\cancel{e^-}} \cdot \frac{1\ Kj}{1000\ \cancel{J}} \cdot \frac{6{,}023 \cdot 10^{23}\ \cancel{e^-}}{1\ mol} = 22{,}67 \cdot 10^{2}\ Kj/mol =$$

$$= 2{,}267 \cdot 10^{3}\ Kj \cdot mol^{-1}$$

En lo referente a la frecuencia, la misma frecuencia tiene la radiación de un e- que de un mol de e-. Planck nos dice:

$$E = h \cdot \nu$$

$$\nu = E/h = 1{,}94 \cdot 10^{-18}\ J.e^- / 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s = 0{,}29 \cdot 10^{16}\ e^- \cdot s^{-1}$$

$$= 2{,}9 \cdot 10^{15}\ Hz/e^-$$

22.- **La longitud de onda de una radiación amarilla es 579 nm. Calcula la energía de un mol de fotones de este tipo. (Expresa el resultado en eV y julios).**

Datos: $h = 6{,}625 \cdot 10^{-34}$ J.s , $1\ eV = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J , $c = 3 \cdot 10^{8}$ m/s

$1\ nm = 10^{-9}$ m

Resolución:

Según Planck:

$$E = h \cdot \nu \quad (1)$$

$\nu = c / \lambda$ **que llevada a** (1) → $E = h \cdot c/\lambda \quad (2)$

$$\lambda = 579\ \cancel{nm} \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 5{,}79 \cdot 10^{-7}\ m$$

Si nos vamos a (2):

$$E = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{J.s} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m}\ \cancel{s^{-1}}}{5{,}79 \cdot 10^{-7}\ \cancel{m}} = 3{,}43 \cdot 10^{-19}\ J/foton$$

$$3{,}43.10^{-19} \cdot \frac{\cancel{J}}{\cancel{Fotón}} \cdot \frac{6{,}63 \cdot 10^{23}\ \cancel{fotones}}{1\ mol\ fotones} \cdot \frac{1\ eV}{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J}} = 14{,}21 \cdot 10^{23}\ eV$$

$$E = 1{,}42 \cdot 10^{24}\ eV/mol$$

23.- **En el espectro del Hidrógeno encontramos una raya en el violeta de frecuencia 7,3 · 10 ^{14} Hz (s^{-1}). ¿Cuál es la energía de los fotones que la forman?.**
<u>Datos</u>: h = 6,625 · 10 $^{-34}$ J.s

Resolución:

La energías viene dada por:

$$E = h \cdot \nu$$

luego:

$$E = 6{,}625 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s} \cdot 7{,}3 \cdot 10^{14}\ \cancel{s^{-1}}$$

$$E = 4{,}83 \cdot 10^{-19}\ J$$

24.- **¿Cuál es la velocidad de un electrón que lleva asociada una longitud de onda de 0,67 nm?**
DATOS: h = 6,63 . 10^{-34} J.s ; me = 9,1 . 10^{-28} g = 9,1 . 10^{-31} Kg

Resolución:

Cambio de unidades:

$$0{,}67\ \cancel{nm} \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 0{,}67 \cdot 10^{-9}\ m$$

Según De Broglie :

$$\lambda = h / m \cdot v$$

Despejando la velocidad:

$$v = h / m \cdot \lambda$$

$$v = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 9{,}1 \cdot 10^{-28}\ Kg \cdot 6{,}7 \cdot 10^{-8}\ m =$$

$$= 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{kg} \cdot \cancel{m} \cdot s^{-2} \cdot m \cdot s / 60{,}97 \cdot 10^{-36}\ \cancel{Kg} \cdot \cancel{m} =$$

$$= 0{,}108 \cdot 10^{2}\ m \cdot s^{-1} = 10{,}8\ m \cdot s^{-1}$$

25.- Calcula la frecuencia, el periodo y la energía de una radiación I.R., cuya longitud de onda es de 9546,6 nm.
Datos: $h = 6{,}625 \cdot 10^{-34}$ J.s. ; $c = 3 \cdot 10^{8}$ m/s ; 1 nm = 10^{-9} m

Resolución:

Cambio de unidades:

$$\lambda = 9546{,}6\ \cancel{nm} \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 9{,}54 \cdot 10^{-6}\ m$$

Recordemos que:

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

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot s^{-1}}{9{,}54 \cdot 10^{-6}\ \cancel{m}} = 3{,}14 \cdot 10^{13}\ s^{-1}$$

El periodo viene determinado por:

$$T = \frac{1}{\nu} \quad ; \quad T = \frac{1}{3{,}14 \cdot 10^{13}\ s^{-1}} = 3{,}18 \cdot 10^{-14}\ s$$

La energía la determinaremos mediante la ecuación:

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6{,}625 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot 3{,}14 \cdot 10^{13}\ s^{-1} = 2{,}8 \cdot 10^{21}\ J$$

26.- **Si la energía de la 1ª órbita de Bohr es - 13,6 eV. ¿Cuál es la energía de la cuarta órbita en eV y en J ?.**
Datos: 1 eV = 1,6 . 10^{-19} J ; h = 6,625 · 10^{-34} J. s

Resolución:

Sabemos que la energía de una órbita viene dada por la ecuación:

$$E = - R / n^2$$

Podemos conocer el valor de R_H despejándola de la ecuación anterior:

$$R = - E \cdot n^2$$

$$R = - E \cdot n_1^2 = - (- 13{,}6\ eV) \cdot 1^2 =$$

$$= 13{,}6\ \cancel{eV} \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J}{1\ \cancel{eV}} = 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J$$

En la 4ª órbita:

$$E_4 = - R / n^2$$

$$E_4 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 4^2 = - 0{,}136 \cdot 10^{-18}\ J = - 1{,}36 \cdot 10^{-19}\ J$$

$$- 1{,}36 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J} \cdot \frac{1\ eV}{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J}} = - 0{,}85\ eV$$

27.- Un rayo gamma tiene una λ= 0,01 m. ¿ Cuál es la energía de los fotones que lo forman?
Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $c = 3 \cdot 10^{8}$ m/s

Resolución:

La energía viene determinada por la ecuación:

$$E = h \cdot \nu \quad (1)$$

Recordemos que:

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

Llevando la frecuencia a la ecuación (1):

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

Ecuación cuyas magnitudes son conocidas:

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.\cancel{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}}}{0,01\ \cancel{m}} = 19,89 \cdot 10^{-24}\ J$$

28.- ¿Cuál es la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de $4,7 \cdot 10^{9}$ m/s.
DATOS: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-28}$ g

Resolución:

Louis de Broglie tuvo la intuición de asociar al movimiento de los cuerpos las características de un Movimiento Ondulatorio. Llegó a establecer la ecuación que lleva su nombre:

$$\lambda = h / m \cdot v$$

En donde:

h = Constante de Planck
m = masa del cuerpo
v = velocidad de desplazamiento del cuerpo

Podemos operar puesto que conocemos el valor de todas las magnitudes:

Cambio de unidades al S.I.:

$$m = 9,1 \cdot 10^{-28}\ \cancel{g} \cdot \frac{1\ Kg}{1000\ \cancel{g}} = 9,1 \cdot 10^{-31}\ Kg$$

$$\lambda = (6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s) / (9,1 \cdot 10^{-31}\ Kg \cdot 4,7 \cdot 10^{9}\ m \cdot s^{-1})$$

$$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 42,77 \cdot 10^{-22}\ Kg \cdot m \cdot s^{-1} =$$

Recordemos que:

$$J = N \cdot m = Kg \cdot m \cdot s^{-2} \cdot m$$

$$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{Kg} \cdot \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-2}} \cdot m \cdot \cancel{s} / 42,77 \cdot 10^{-22}\ \cancel{Kg} \cdot \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}} =$$

$$= 0,155 \cdot 10^{-12}\ m = 1,55 \cdot 10^{-13}\ m$$

29.- Calcula la λ de De Broglie asociada a : a) un astronauta de 70 kg de masa que avanza en su camino hacia Marte con una v = 4500 m/s. b) un haz de electrones (m= $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg) que se mueve con velocidad de $5 \cdot 10^{7}$ m/s.
Dato: h = $6,625 \cdot 10^{-34}$ J. s

Resolución:

a) **Según De Broglie:**

$$\lambda = h / m \cdot v$$

$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s / 70 Kg . 4500 m. s^{-1} =

= $6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s / 315000 Kg . s^{-1} = $2,10 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-34}$ m =

= $6,63 \cdot 10^{-34}$ kg . m . s^{-2} . m . s / 315000 kg . s^{-1} =

= $2,10 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-34}$ m = ***$2,10 \cdot 10^{-39}$ m***

b) **Seguimos con De Broglie:**

$$\lambda = h / m \cdot v$$

$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s / $9,1 \cdot 10^{-31}$ Kg . $5 \cdot 10^{7}$ m.s^{-1} =

= $6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s / $45,5 \cdot 10^{-24}$ Kg . m . s^{-1} = $0,145 \cdot 10^{-10}$ m =

= ***$1,45 \cdot 10^{-11}$ m***

30.- **Si el número cuántico principal(n) es 4, ¿qué valores pueden tomar l, m y s?**

Resolución:

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

l = 3 *m = 0* *s = +1/2 o -1/2*
m = 1 *s = +1/2 o -1/2*
m = 2 *s = +1/2 o -1/2*
m = 3 *s = +1/2 o -1/2*

31.- Responder Cierto o Falso: La energía del electrón en el átomo de hidrógeno depende únicamente del número cuántico principal n.

Contestación:

La energía de las diferentes capas de la corteza electrónica viene dada por la ecuación:

$$E = - R / n^2$$

En donde:

R = Const.
N = número cuántico principal

La respuesta es *afirmativa*

32.- Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones. Escribe un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos.

Resolución:

El electrón diferenciador es *el último* que se introduce en la capa de valencia de la corteza electrónica de un átomo.

Átomo A: Al estar en estado neutro el número de electrones debe ser igual al número de protones, luego:

$$34\ p^+ \rightarrow 34\ e^-$$

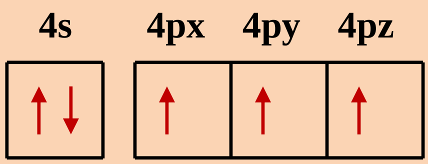
Su configuración electrónica:

$_{34}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^4$

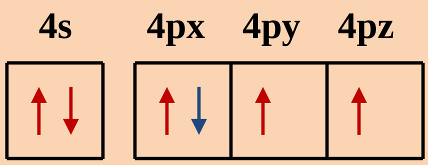
Como tiene el orbital 3d completo podemos mandar éste a su nivel correspondiente quedando la configuración electrónica siguiente:

$_{34}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}$ *$4s^2 4p^4$ (capa de valencia)*

Dicha capa de valencia según el Principio de Exclusión de Pauli y la regla de Hund, quedaría de la forma:



Queda introducir un electrón más y que según Hund iría al orbital atómico *4px*:



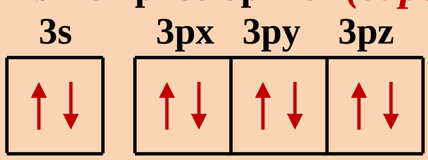
Este electrón sería el *diferenciador* y sus números cuánticos son:

(4, 1, -1, -1/2)

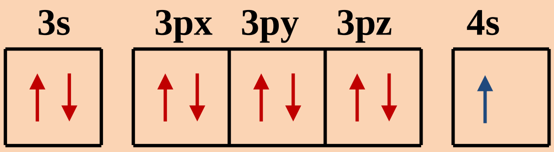
Átomo B:

$19\ p^+ \rightarrow 19\ e-$

Su configuración electrónica:
$_{19}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ *$4s^1$ (capa de valencia)*



Queda por introducir un electrón más, el electrón diferenciador, que iría al orbital *4s*:



Este electrón tendrá como números cuánticos: *(4, 0, 0 , +1/2)*

33.- **Determinar los tipos de subniveles energéticos (orbitales atómicos) existentes en el nivel n = 5**

Resolución:

El tipo de orbitales atómicos que existen en un nivel energético o capa de la corteza electrónica viene dado por el número cuántico Secundario o Azimutal (l).

El valor de *"l"* viene determinado por la secuencia:

0, 1, 2…..(n – 1)

Siendo *"n"* el número Cuántico Principal que determina el nivel energético donde nos encontramos.

Si n = 5 → l: 0, 1, 2, 3, 4

En n = 5 existirán 5 subniveles energéticos:

Para l = 0 → Subnivel "s"
Para l = 1 → Subnivel "p"
Para l = 2 → Subnivel "d"
Para l = 3 → Subnivel "f"
Para l = 4 → Subnivel "g"

34.- **Sabiendo que el cloro tiene 17 protones en su núcleo, ¿cuáles serían las cuaternas de números cuánticos que definen a dos de los electrones más externos del átomo?**

Resolución:

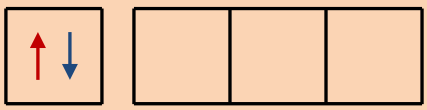
Si tiene 17 protones en el núcleo tendrá 17 electrones en la corteza electrónica.

Su configuración electrónica:

$_{17}Cl \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6$ $\mathit{3s^2 3p^5}$ ***(capa de valencia)***

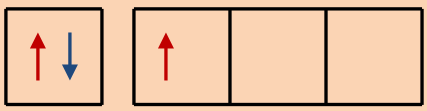
En la capa de valencia existen los siguientes orbitales atómicos:

3s 3px 3py 3pz

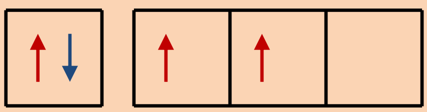


Los electrones de los orbitales *"p"*, según Hund, se van introduciendo de la siguiente forma:

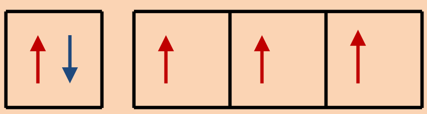
3s 3px 3py 3pz



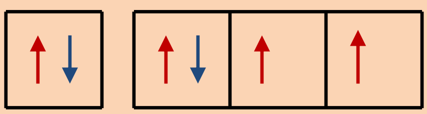
3s 3px 3py 3pz

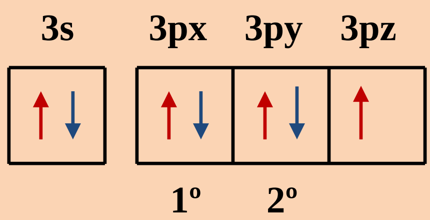


3s 3px 3py 3pz



3s 3px 3py 3pz





Los dos últimos electrones introducidos en los orbitales *"p"* vienen en color azul y sus números cuánticos son:

1º → *(3, 1, -1, -1/2)*

2º → *(3, 1, 0, -1/2)*

***35.-* ¿Puede tener un orbital los siguientes números cuánticos: n = 2; l = 2; m = 2? Razone detalladamente su respuesta.**

Respuesta:

Nº Cuánticos → *(2, 2, 2)*

***Imposible*. Los valores del número cuántico azimutal (l) están comprendidos entre: *0, 1, 2 ……. (n – 1)*.**

Por lo tanto *n* y *l* nunca pueden ser iguales.

Fallando *"l"* el valor de *"m"* también falla.

***36.-* El grupo de valores 3,0,3, correspondientes a los números cuánticos n, l y m, respectivamente, ¿es o no permitido? ¿Y el 3,2,–2? Justifica la respuesta**

Respuesta:

Nº Cuánticos → (3, 0, 3)

Un electrón puede estar en el *nivel energético 3* (n = 3), puede estar *localizado en un orbital atómico tipo "s"* (l = 0) pero nunca puede tener una orientación, el orbital, de *m = 3*.

Los valores de *"m"* nacen de los valores de *"l"*. En el nivel energético *n = 3*, pueden existir:

Nº electrones máximo por capa = 2 n^2

Por lo tanto serían:

Nº electrones = 2 . 3^2 = 18

Que se reparten de la siguiente forma:

Para n = 3 → l = 0, 1, 2

l = 0 (s) → m = 0 → spin → +1/2 y -1/2 → 2 e-

$$l = 1(p) \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} m = -1 \rightarrow spin \rightarrow +1/2 \text{ y } -1/2 \\ m = 0 \rightarrow spin \rightarrow +1/2 \text{ y } -1/2 \\ m = 1 \rightarrow spin \rightarrow +1/2 \text{ y } -1/2 \end{array} \right\} 6\ e^-$$

$$l = 2\ (d) \quad \left\{ \begin{array}{l} m = -2 \rightarrow spin \rightarrow +1/2 \text{ y } -1/2 \\ m = -1 \rightarrow spin \rightarrow +1/2 \text{ y } -1/2 \\ m = 0 \rightarrow spin \rightarrow +1/2 \text{ y } -1/2 \\ m = 1 \rightarrow spin \rightarrow +1/2 \text{ y } -1/2 \\ m = 2 \rightarrow spin \rightarrow +1/2 \text{ y } -1/2 \end{array} \right\} 10\ e^-$$

Para *n = 3* → *l = 2* (como máximo)

Para que *"m"* pueda tener el valor de *3*, *"l"* también debe tener el valor de *3*, algo que no ocurre en nuestra cuestión.

Para la segunda cuestión:

Nº cuánticos: *(3, 2, –2)*

Esta terna de valores *si es permitida*. El valor de *"n"* es el mismo que en el caso anterior, igual ocurre con el valor de *l = 2* y para *l = 2*

hemos visto en el desarrollo anterior que si es posible la orientación *m = -2*.

37.- **Contestar razonando la respuesta a las siguientes cuestiones :**

a) **¿Cuántos orbitales hay en el segundo nivel de energía?**
b) **La energía de estos subniveles ¿aumenta o disminuye con el nº cuántico secundario l ?**
c) **¿En qué se parecen y en qué se diferencian los orbitales p ?**
d) **¿Por qué el subnivel de energía 2p puede alojar más electrones que el subnivel 2s ?**

Resolución:

a) **Trabajamos con los Números Cuánticos.**

Si n = 2 → l = 0 y 1

l = 0 → Orbital atómico "s"
l = 1 → Orbital atómico "p"

Si l = 0 → m = 0 (una orientación)
Si l = 1 → m = -1, 0, 1 (tres orientaciones → p_x, p_y, p_z)

Tendremos por tanto *1 orbital atómico "s"* (2s) y *3 orbitales atómicos "p"* (p_x, p_y, p_z), en total *cuatro orbitales atómicos*.

b) ***Aumenta*. La energía de los subniveles 2p (l =1) es mayor que la energía de los subniveles 2s (l = 0)**

c) **Se *parecen* en que tienen la misma *forma geométrica* y la *misma energía* y se *diferencian* en su *orientación* en el espacio.**

d) **Es debido a que el *subnivel 2p* tiene *3 orientaciones* y para cada orientación *dos electrones*, en total *6 electrones*. El subnivel 2s tiene únicamente *1 orientación* que puede contener como máximo *2 electrones*.**

38.- Con respecto al número cuántico secundario, ¿qué proposición es la más acertada?
a) Determina la forma y el volumen del orbital.
b) Determina la forma del orbital.
c) Determina la orientación del orbital.
d) Determina solo el volumen del orbital.
e) Determina el nivel de energía

Respuesta:

La correcta es la b).

Si l = 0 → Orbital esférico
Si l = 1 → Orbital elíptico
Si l = 2 → Elipses complicadas
Si l = 3 → Elipses muchísimo más complicadas

39.- Determina el número de orbitales atómicos tipo "d" que existen en cualquier nivel energético de la corteza electrónica.

Resolución:

El número de subniveles energéticos depende del Número Cuántico Magnético (m).

Los valores del *"m"* vienen determinados por los valores del número cuántico secundario, *"l"*.

Si l = 0 (subnivel energético tipo "s") → m = 0 → una orientación, es decir, solo existe un subnivel "s"

Si l = 1 (subnivel tipo "p") → m → -1, 0, 1 → 3 orientaciones → → 3 subniveles "p"

Si l = 2 (subnivel tipo "d") → m → -2, -1, 0, 1, 2 → → 5 Orientaciones → 5 orbitales atómicos "d"

IMPORTANTE: El "0" no tiene valor matemático, se trata de una orientación de la órbita del electrón,

40.- **Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos: a) (3, –1, 1, –½); b) (3, 2, 0, ½);**

c) (2, 1, 2, ½); d) (1,1, 0, –½).

Respuesta:

a) (3, -1, 1. -1/2)   POSIBLE

Si n = 3 → l = 0 → m = 0 → spin → +1/2 y -1/2
l = 1 → m = -1, 0, 1
l = 2 → m = -2, -1, 0, 1 , 2

b) (3, 2, 0, +1/2) POSIBLE

Podéis comprobarlo con el desarrollo anterior

c) (2, 1, 2, +1/2) IMPOSIBLE

Si l = 1 → m = -1, 0, 1

No se contempla el valor de m = 2

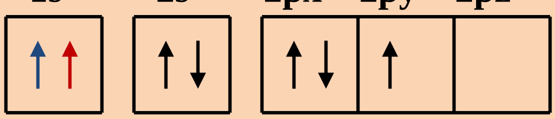
d) (1, 1, 0, -1/2) IMPOSIBLE

Si n = 1 → l = 0

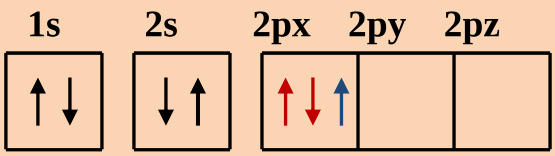
No se contempla el valor de 1 para "l"

41.- **Dados elementos químicos de configuraciones electrónicas:**

A: 1s 2s 2px 2py 2pz



B:



Explicar por qué no son correctas.

Resolución:

Átomo A:

a) **En el orbital atómico *1s* existen *dos electrones* con los mismos valores del número cuántico spin. *No se cumple el principio de exclusión de Pauli* (en un átomo no pueden existir do o más electrones con los cuatro número cuánticos iguales**
b) **En los orbitales *"p"* no se cumple la *ley de Hund* (no se distribuyen los electrones de uno en uno)**

Átomo B:

En un orbital atómico *"p"*, como en el resto de orbitales, no pueden existir *TRES* electrones

42.- **Cuales son los 4 números cuánticos del último electrón del ion metálico Mn^{+3}.**
DATO: Z_{Mn} = 25

Resolución:

El átomo de Manganeso se ioniza perdiendo 3 electrones y convirtiéndose en un catión con tres cargas positivas:

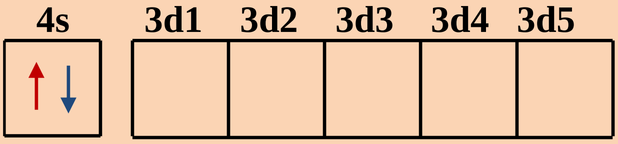
$$Mn - 3\,e^- \rightarrow Mn^{+3}$$

El catión Mn^{+3} tiene *tres electrones menos* que el átomo de Manganeso neutro. $Z_{Mn^{+3}}$ = 22

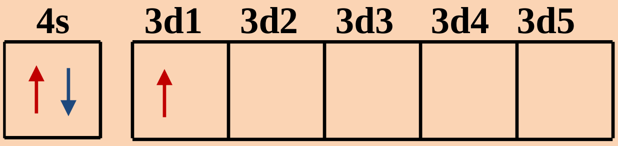
Veamos la configuración electrónica del catión *Mn^{+3}*:

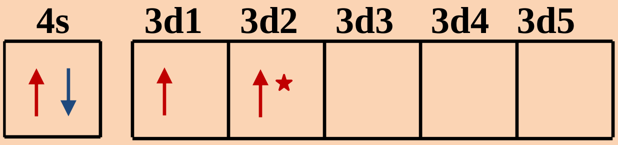
$_{22}Mn^{+3} \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^2$ (capa de valencia)

Orbitales atómicos de la capa de valencia:



Los dos electrones restantes entrarán a los orbitales "d" según la regla de Hund:





Los números cuánticos del último electrón son: *(3, 2, -1, +1/2)*

Los valores que el número *cuántico magnético* puede tomar son:

-2, -1, 0, 1, 2

Podría haber cogido cualquiera de ellos.

43.- **Dado el elemento de nº atómico Z = 19**

a) **Escribir su configuración electrónica**
b) **Indicar los posibles valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo.**

Resolución:

a) **El nº atómico es Z = 19 , la distribución electrónica será :**

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \ 4s^1$$

b) $n = 4$; $l = 0$ (tipo s) ; $m_l = 0$; $m_s = + ½$ (o – ½)

Eligiendo : $m_s = + ½$:

Los cuatro números cuánticos serán: (4, 0 ,0, +1/2)

44.- **Indica razonadamente cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de orbitales que en su caso representan:**

a) (4, 4, -1, 1/2) ; b) (3, 2, 1, 1/2) ; c) (3, -2, 1, - 1/2) ;
d) (2, 1, -1, - 1/2)

Resolución:

a) (4, 4, -1, ½) → INCORRECTA → Si n = 4 → “l” NUNCA PUEDE VALER 4.
b) (3, 2, 1, ½) → CORRECTA → Orbital tipo “d”.
c) (3, -2, 1, - ½) → INCORRECTA → l NUNCA PUEDE SER NEGATIVO.
d) (2, 1, -1, -1/2) → CORRECTA → Orbital tipo “p”.

45.- **Indica razonadamente cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de orbitales que en su caso representan:**

a) (3, 3, -1, ½) ; b) (2, 1, 0, ½) ; c) (2, -1, -1, -1/2) ; d) (3, 2, 1, 0)

Resolución:

a) (3, 3, -1, ½) → INCORRECTA → Si n = 3, “l” nunca toma el mismo valor que “n”
b) (2, 1, 0, ½) → CORRECTA
n = 2 → Nos encontramos en el nivel energético nº 2
l = 1 → En un orbital atómico “p”
m = -1, 0, 1 → En una de las tres orientaciones que presentan los orbitales “p”
s = + ½ → Giro del electrón según las agujas del reloj
c) (2, -1, -1, -1/2) → INCORRECTA → “l” (número cuantico azimutal) nunca puede ser negativo
d) (3, 2, 1, 0) → INCORRECTA → el número cuántico spin nunca puede valer 0

46.- Responder Cierto o Falso: La energía de un electrón en un átomo polielectrónico depende del número cuántico principal n y del secundario l.

Resolución:

La energía de un electrón depende única y exclusivamente del número cuántico principal, *"n"*. Lo constata la ecuación que determina la energía de un nivel determinado:

$$E = - R / n^2$$

47.- Razonar cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos son posibles?

a) $n = 2$; $l = 1$; $m_l = 1$
b) $n = 1$; $l = 0$; $m_l = -1$
c) $n = 4$; $l = 2$; $m_l = -2$
d) $n = 3$; $l = 3$; $m_l = 0$

Para cada una de las combinaciones posibles, escribir la designación habitual de los subniveles correspondientes a los números cuánticos dados.

Resolución:

a) **POSIBLE** ⟶ (2, 1, 1)

n = 2 → Segunda capa de la corteza electrónica
l = 1 → Orbital atómico "p"
m = 1 → En una de las tres orientaciones posibles que presentan los orbitales "p"

b) **NO ES POSIBLE**
Si l = 0, el número cuántico magnético (m) nunca puede valer -1

c) **POSIBLE** ⟶ (4, 2, -2)
n = 4 → 4ª capa de la corteza electrónica
l = 2 → Orbital atómico "d"
m = -2 → Una de las cinco posibles orientaciones de los orbitales "d"

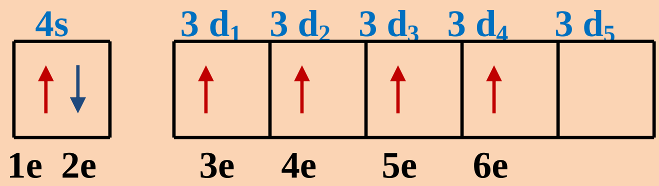
d)NO ES POSIBLE

Los números cuánticos "n" y "l" nunca pueden tener el mismo valor

48.- **Determinar los números cuánticos de los electrones de valencia del Cromo.**
DATO: Z_{Cr} = 24

Resolución:

$_{24}Cr \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \_4s^2 3d^4$ *(capa de valencia)*



(n, l, m, s)
1º Electrón: (4, 0, 0, +1/2)
2º Electrón: (4, 0, 0, -1/2)
3º Electrón: (3, 2, -2, +1/2)
4º Electrón: (3, 2, -1, +1/2)
5º Electrón: (3, 2, 0, +1/2)
6º Electrón: (3, 2, 1, +1/2)

49.- **Determinar los números cuánticos del último electrón que forma parte de los elementos de números atómicos: 1, 2 y 39**

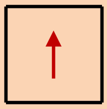
Resolución:

Obtengamos la configuración electrónica de estos cuatro átomos:

$_1A \rightarrow 1s^1$
$_2B \rightarrow 1s^2$
$_{39}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^1$

Átomo A

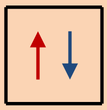
1s



(1, 0, 0, +1/2)

Átomo B

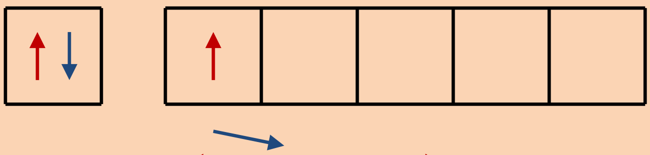
1s



(1, 0, 0, +1/2)
(1, 0, 0, -1/2)

Átomo C

5s ***$4d_1$*** ***$4d_2$*** ***$4d_3$*** ***$4d_4$*** ***$4d_5$***

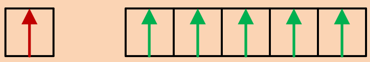


(4, 2, -2, +1/2)

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

Resolucion:

$4s^1$ **$3d^5$**



Orbital atómico "s" → l = 0
Orbital atómico "d" → l = 2

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

51.- **Indica cuál o cuáles de los siguientes grupos de tres valores correspondientes a n, l, y m son posibles.**

a) (3, –1, 1). b) (1, 1, 3). c) (4, 2, 0). d) (0, 0, 0). e) (5, 3, –3).

Resolución:

n l m

a) (3, - 1, 1) → NO PERMITIDO → l no puede ser negativo

b) (1, 1, 3) → NO PERMITIDO → Siendo n = 1 → l ≠ 1

c)(4, 2, 0) → PERMITIDO

d)(0, 0, 0) →NO PERMITIDO→ "n" nunca puede valer 0.

e) (5, 3, -3) → PERMITIDO

52.- **Relacionar las siguientes transiciones electrónicas con la emisión o la absorción de fotones:**

1. de n=2 a n=4
2. de n=2 a n=1
3. de n=1 a n=3

Respuesta:

Según los postulados de Bohr:

a) Para promocionar electrones a niveles superiores de la corteza electrónica hay que suministrar la energía que tiene el nivel de llegada
b) Cuando un electrón baja a niveles inferiores de energía se libera energía para adaptarnos a la energía del nivel de llegada.

Por lo tanto:

1. Absorción de energía
2. Emisión de energía

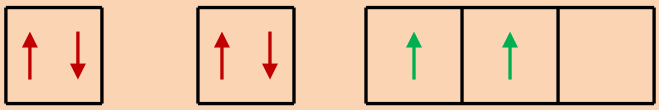
3. Absorción de energía

53.- Indica los cuatro números cuánticos que caracterizan a cada uno de los seis electrones del carbono ($_6C$) en su estado fundamental.

Resolución:

Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2 2p^2$ →

$1s^2$ $2s^2$ $2p^2$



Si el orbital atómico es "s" → l = 0
Si el orbital atómico es "p" → l = 1

N	l	M	S
1	0	0	+1/2
1	0	0	–1/2
2	0	0	+1/2
2	0	0	–1/2
2	1	–1	+l/2
2	1	0	–1/2

54.- ¿Cuáles de entre las siguientes designaciones de orbitales atómicos no son posibles? Razona tu respuesta.
a) 6s ; b) 1p ; c) 4d ; d) 2d

Respuesta:

No posibles:

1p → en la capa número 1 solo pueden existir orbitales tipo "s"

2d → en la capa nº 2 solo pueden existir orbitales tipo "s" y tipo "p"

55.- Escribe los posibles valores de los cuatro números cuánticos, *n, l, m* y *s*, para un electrón de un orbital 3*d*.

Resolución:

El electrón está en la capa *n = 3*
Existen *5 orbitales atómicos "d"* puesto que → *l =2*
Existen *5 orientaciones* puesto que → si *l = 2* → *"m"* (-2, -1, 0, 1, 2)
En cada orientación el electrón puede *girar en dos sentido*, es decir, el spin puede valer *+ ½ y – ½*.

N	L	M	S
3	2	–2	+1/2
3	2	–2	–1/2
3	2	–1	+1/2
3	2	–1	–1/2
3	2	0	+l/2
3	2	0	–1/2
3	2	1	+1/2
3	2	1	–1/2
3	2	2	+1/2
3	2	2	–1/2

56.- **Teniendo en cuenta los valores que pueden tener los números cuánticos, deduce razonadamente:**
a) ¿Cuántos electrones caben en un subnivel *d?*
b) ¿Cuántos electrones puede haber en el nivel *n* = 1?

Resolución:

a) **Estamos en un *subnivel "d"* lo que supone que *l = 2* → implica que *"m"*= *(-2, -1, 0, 1, 2)* → *Cinco orientaciones* y en cada orientación pueden existir *2 electrones*, en total podemos tener *10 electrones***

b) **Si *n = 1* → *l = 0* → *m = 0* (*una orientación*)→ *s = ± ½* → En total *2 electrones***

57.- **Dadas las configuraciones electrónicas:**
A: $1s^2\ 3s^1$; B: $1s^2\ 2s^3$; C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$; D: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^0\ 2p_z^0$
Indica razonadamente:
a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

Resolución:

Principio de exclusión de Pauli.- En un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

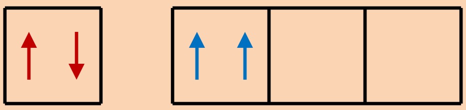
Principio de máxima multiplicidad de Hund.- Los electrones, dentro de un mismo subnivel energético se reparten de uno en uno puesto que todas las orientaciones son energéticamente iguales. Ejemplo:

$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2$ → INCORRECTA.

Debe ser: $1s^2\ 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$

La capa de valencia tendría la forma:

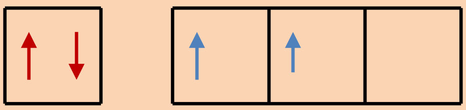
$2s^2$ $2p_x^2$



INCORRECTA

Debe ser:

$2s^2$ $2p_x^1$ $2p_y^1$



CORRECTA

Átomo A → No se encuentra en su estado fundamental (mínima energía). El electrón más externo está ocupando un nivel energético superior al que le corresponde. En este estado excitado cumple los dos principios pues se trata de un solo electrón.

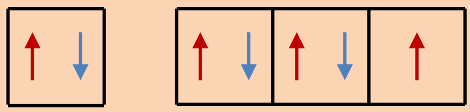
Átomo B → Su configuración *electrónica es falsa*, en un orbital *"s"* no pueden existir *más de 2 e-*, debe ser → $1s^2\ 2s^2 2p^1$

Una vez corregida la configuración electrónica, *se cumplen* perfectamente los dos principios.

Átomo C → C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Estudiando su capa de valencia:

$3s^2$ $3p^5$



Cumpliría perfectamente los dos principios.

Átomo D → $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^0\ 2p_z^0$

***No cumpliría la ley de Hund*, la configuración correcta de la capa de valencia es:**

$$2s^2\ 2p_x^1 2p_y^1$$

Hecha la rectificación vemos que se cumple el *principio de Pauli* pues los *dos últimos electrones* están desapareados lo que implica que los *cuatro números cuánticos no sean idénticos*.

***58.-* Responder Cierto o Falso: Dado un valor del número cuántico l, el número cuántico magnético "m" puede tomar 2l+1 valores enteros, desde -l hasta +l.**

Respuesta:

CIERTO

Si *l =1*

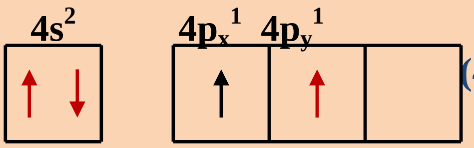
m = 2l+1 → m = 2 . 1 + 1 = 3 → *(-1, 0, 1)*

***59.-* Indica, razonadamente, los números cuánticos (n, l, m, s) del último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de los elementos del Sistema Periódico de número atómico 32, 33, 34 y 35.**

Resolución:

$_{32}A \rightarrow 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^6\ 4s^23d^{10}4p2 \rightarrow 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^63d^{10}\ 4s^24p^2$

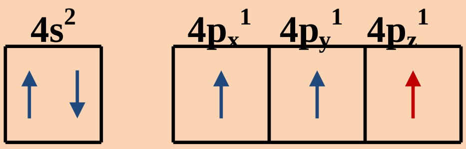
Capa de Valencia:



(4, 1, 1, +1/2)

$_{33}B \rightarrow 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^6\ 4s^23d^{10}4p3 \rightarrow 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^63d^{10}\ 4s^24p^3$

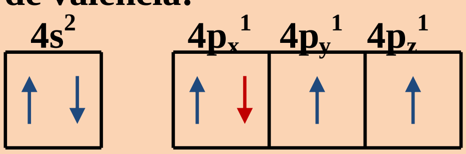
Capa de valencia:



↑ (4, 1, 1, + ½)

$_{34}C \rightarrow 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^6\ 4s^23d^{10}4p^4 \rightarrow 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^63d^{10}\ 4s^24p^4$

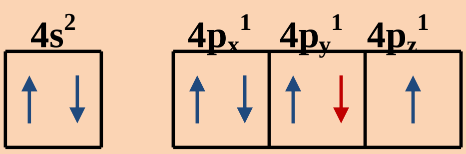
Capa de valencia:



↑ (4, 1, 1, + ½)

$_{35}D \rightarrow 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^6\ 4s^23d^{10}4p^5 \rightarrow 1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^63d^{10}\ 4s^24p^5$

Capa de valencia:



↓ (4, 1, 1, + ½)

En los cuatro átomos *coincidimos en los números cuánticos* puesto que estamos en el *mismo nivel energético* (n = 4), en el *mismo subnivel energético* (orbital "p" lo que implica que l = 1). La *orientación puede ser la misma y el spin también puede coincidir*. Además, SON ÁTOMOS DISTINTOS.

60.- **Razona cuáles de las siguientes series de números cuánticos son posibles y cuáles no para especificar el estado de un electrón en un átomo:**

Serie	A	B	C	D	E	F	G	H	I
n	0	0	1	2	1	3	4	2	2
l	0	0	0	2	0	2	3	-1	1
m	0	0	0	-2	-1	+2	-1	0	0
s	0	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2

Di en qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles

Resolución:

A → Imposible
B → Imposible
C → Posible, "s"
D → Imposible
E → Imposible
F → Posible , "d"
G → Posible, "f"
H → Imposible
I → Posible, "p"

61.- **Indica los números cuánticos del electrón diferenciador del Rb (Z = 37).**

Resolución:

$_{37}Rb \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^1$ (capa de valencia)

El electrón diferenciador se encuentra el nivel energético 5 → n = 5
El electrón diferenciador se encuentra en un orbital "s" → l = 0
El electrón diferenciador tiene una sola orientación → m = 0
El electrón diferenciador gira en el sentido, por ejemplo, de las agujas del reloj → s = +1/2

Sus cuatro números cuánticos: *(5, 0, 0, +1/2)*

***62.-* Indica en qué nivel, subnivel y orbitál se encuentran los siguientes electrones cuyos números cuánticos indicamos:**

e-	n	L	m	ms
1º	1	0	0	1/2
2º	3	2	1	1/2
3º	2	0	0	1/2
4º	4	3	-3	1
5º	2	3	0	-1/2
6º	5	0	0	1/2

Hay algún error en esta tabla.

Resolución:

ELECTRÓN	NIVEL	SUBNIVEL U ORBITAL
1º Electrón	1	s
2º Electrón	3	d
3º Electrón	2	s
4º Electrón	4	f
5º Electrón	ERROR	
6º Electrón	5	s

***63.-* Halla el número de protones en un átomo sabiendo que para su electrón de mayor energía los números cuánticos principales y azimutal son respectivamente 5 y 0, siendo además un electrón desapareado.**

Resolución:

Si *n = 5* y *l = 0* nos encontramos en la *capa número 5* de la corteza electrónica y además el electrón estaría, *solo*, colocado en un orbital *"s"*. Si desarrollamos una configuración electrónica según el diagrama de Moeller podremos llegar a ese electrón.

$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^1 \rightarrow$ 37 electrones

Como el átomo es neutro tenemos *37 protones*.

***64.-* Escribe los posibles números cuánticos para los electrones: 3s ; 4p ; 4d ; 2p ; 3f .**

Resolución:

Electrón 3s → (3, 0, 0, +1/2)
Electrón 4p → (4, 1, -1, +1/2)
Electrón 4d → (4, 2, -2, +1/2)
Electrón 2p → (2, 1, -1, +1/2)
Electrón 3f → En el nivel n = 3 no existen orbitales atómicos tipo "f"

----------------------------- O -----------------------------------