TEMA Nº 16. EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE ESTRUCTURA ATÓMICA

1.- **Un láse12 remite 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 = $3x10^{8}$ m/s ; h = $6,63x10^{-34}$ J.s

Resolución:

a)

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

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

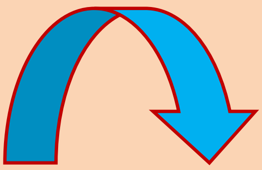
b) Aplicando la ecuación :

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6,67 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot 3,85 \cdot 10^{14}\ s^{-1} = 2,55 \cdot 10^{-19}\ J$$

2.- **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_H = 2,18 . 10^{-18} J , h = 6,63 . 10^{-34} J.s ; c = 3 . 10^{8} m.s^{-1}

Resolución:



Energía para el nivel n = 4:

$E_4 = - R_H / n_4$; $E_4 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 4^2$; $E_4 = - 0{,}136 \cdot 10^{-18}\ J$

Energía para el nivel n = 1:

$E_1 = - R_H / n_1$; $E_1 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 1^2$; $E_1 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J$

$$\Delta E = E_4 - E_1 = h \cdot \nu$$

$$- 0{,}136 \cdot 10^{-18}\ J - (- 2{,}18 \cdot 10^{-18})\ J = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s \cdot \nu$$

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

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

3.- 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: $R = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1}$, $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s$; $c = 3 \cdot 10^8\ m.s^{-1}$

Resolución:

Según la ecuación de Rydberg:

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

$1 / \lambda = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1} (1/ 2^2 - 1/ 5^2)$; $1 / \lambda = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1} (1/4 - 1/25)$

$1 / \lambda = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1} (0{,}25 - 0{,}04)$; $1 / \lambda = 0{,}230 \cdot 10^7\ m^{-1}$

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

4.- 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: $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $c = 3 \cdot 10^8\ m \cdot s^{-1}$; $1\ nm = 10^{-9}\ m$

Resolución:

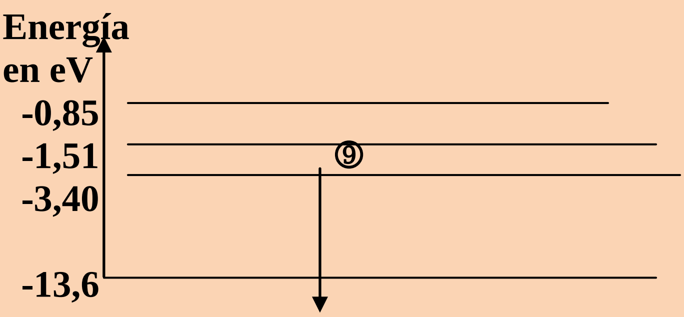
$$\lambda = 100\ \cancel{nm}\ .\ \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 10^{-7}\ m$$

$$E = h\ .\ \nu\ \ ;\ \ E = h\ .\ c/\lambda$$

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

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

5.- Un electrón efectúa un salto entre los niveles energéticos que se muestran en la figura:



Calcular la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética desprendida.
Datos : h = 6,63 . 10^{-34} J.s ; 1 eV = 1,6 . 10^{-19} J ; c = 3 . 10^{8} m/s

Resolución:

Aplicando la expresión :

$$\Delta E = h.\ \nu$$

Para calcular ΔE debemos convertir la energía en eV a Julios (J)
1 eV = 1,6 . 10^{-19} J

$$\Delta E = (13{,}6 - 1{,}51)\ eV\ .\ 1{,}6\ .\ 10^{-19}\ (J/eV) = 1{,}934\ .10^{-18}\ J$$

Por consiguiente :

$$1,934 \cdot 10^{-18} = h.\nu = 6,63x10^{-34} \cdot \nu$$

$$\nu = \frac{1,934 \cdot 10^{-18}\ J}{6,63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s} = 2,917 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

La longitud de onda λ se calcula a partir de :

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

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^{8}\ m/s}{2,917 \cdot 10^{15}\ s^{-1}} = 1,028 \cdot 10^{-7}\ m$$

6.- **Calcula en eV la energía de los fotones de una onda de radio de 5 MHz de frecuencia.**
(DATO: carga del electrón: $1,6 \cdot 10^{-19}$ C.)

Resolución:

La energía de un fotón es igual:

$$E = h \cdot \nu$$

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

Como 1 eV = $1,6 \cdot 10^{-9}$ J

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

7.- 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.).

Resolución:

Sabemos que la energía que se libera será:

$$E = h \cdot \nu$$

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

Por otro lado:

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

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

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

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

8.- 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 una radiación es igual:

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

$$\nu = c/\lambda$$

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

b)

$$E = h \cdot \nu$$

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

9.- 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

Resolución:

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

Según Planck: $E = h \,.\, \nu$

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

$\nu = 6,5 \,.\, 10^{-7}\ J / 6,63 \,.\, 10^{-34}\ J.s$; $\nu = 0,98 \,.\, 10^{27}\ 1/s =$ ***$9,8 \,.\, 10^{26}\ s^{-1}$ (Hz)***

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

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

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

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

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

10.- **Un elemento emite una energía de 20 eV tras ser calentado. ¿Cuál es la frecuencia, la longitud de onda y la zona del espectro a la que corresponde dicha radiación? Datos: e = 1'602·10^{-19}C; h = 6'62·10^{-34} J.s.**
DATOS: 1 eV = 1,602 . 10^{-19} J ; h = 6,63 . 10^{-34} J.s ; c = 3 . 10^{8} m/s

Resolución:

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

Planck establece que: ***E = h . ν***

32,04 . 10^{-19} J = 6,63 . 10^{-34} J.s . ν ; ν = 32,04 . 10^{-19} J / 6,63 . 10^{-34} J.s

ν = 4,83 . 1015 s^{-1} (Hz)

Por otra parte sabemos que: ***ν = c / λ***

λ = 3 . 10^{8} m.s-1 / 4,83 . 10^{15} s^{-1} = 0,62 . 10^{-7} m = *6,2 . 10^{-8} m*

$$6{,}2 \cdot 10^{-8}\ \cancel{m} \cdot \frac{1\ nm}{10^{-9}\ \cancel{m}} = \mathit{62\ nm}$$

La zona del espectro es la *ULTRAVIOLETA*.

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

Resolución:

El dato que nos da el problema no nos permite realizar el ejercicio. Diría más NOS CONFUNDE. Con R_H podríamos conocer la energía de una órbita pero nunca una energía de ionización.

Cuando el átomo de hidrógeno se ioniza:

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

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

Según Rydberg:

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

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

$$1 / \lambda = 1{,}097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (1 - 0) \;\; ; \;\; 1 / \lambda = 1{,}07 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

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

Por otro lado sabemos que:

$$\nu = c / \lambda$$

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

Planck nos dice que: $E = h \cdot \nu$

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

12.- 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 viene dada por la ecuación:

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

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

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

La variación de energía será:

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

13.- 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: $R_H = 2{,}18 \cdot 10^{-18}$ J; $N_A = 6{,}023\cdot10^{23}$ átomos·mol^{-1}; h = $6’62\cdot10^{-34}$ 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: $\Delta E = E_3 - E_1$

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

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

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

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

$$E = h \cdot \nu$$

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

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

14.- **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: $E = h \cdot \nu$ **(1)**

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

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

Si nos vamos a (2):

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

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

$$= 14{,}21 \cdot 10^{23}\ eV = 1{,}42 \cdot 10^{24}\ eV/mol$$

Ejercicio propuesto

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?.

Datos: h = 6,625 . 10 $^{-34}$ J.s

Sol: 4,8 . 10 $^{-19}$ J

Ejercicio propuesto

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 . 10 $^{-34}$ J.s. ; c = 3 . 10^{8} m/s ; 1 nm = 10^{-9} m

Sol: 3,14 .10^{13} s^{-1} , 3,18 . 10^{-14} s , 2,1 . 10^{-20} J

***15.-* 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 ?.**

Dato: 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:

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

Podemos conocer el valor de R_H:

$$-R_H = E \cdot n^2 \; ; \; R_H = -E \cdot n^2 = -(-13{,}6\ eV) \cdot 1^2 =$$

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

En la 4ª órbita:

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

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

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

16.- **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 ?

Contestación:

a) El nivel energético n = 2 posee ***4 ORBITALES***: 2s (1 orbital) y 2p (3 orbitales)

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 orbitales (3 x 2 = 6 electrones), en cambio el subnivel 2s tiene únicamente 1 orbital (1 x 2 = 2 electrones)

17.- **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)***

18.- **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”.**

19.- **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** $\longrightarrow$ **(2, 1, 1)**

b) **NO ES POSIBLE**

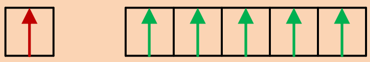
c) **POSIBLE** $\longrightarrow$ **(4, 2, -2)**

d) **NO ES POSIBLE**

20.- **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

21.- **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

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

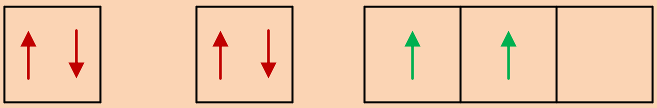
f) (5, 3, -3) → PERMITIDO

22.- **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
3	1	–1	+l/2
3	1	0	–1/2

23.- **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" → l =2
Existen cinco orientaciones → m = 5 (-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

24.- **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 → 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*.**

25.- **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*****.**

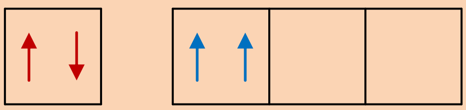
Ejemplo:

$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2$ → INCORRECTA.

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

La capa de valencia tendría la forma:

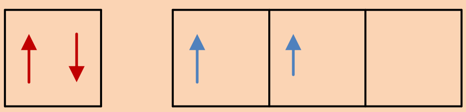
$2s^2$ $2p_x^2$



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.

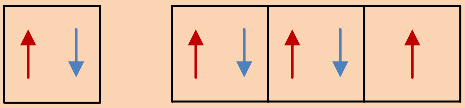
Átomo B → Su configuración electrónica es falsa, en un orbital "s" no pueden existir más de 2 e-, debe ser → $1s^2\ 2s^2 2p^1$

Una vez corregida la configuración electrónica, se cumple 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:

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

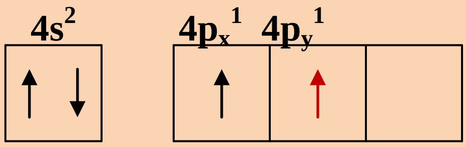
Hecha la rectificación vemos que se cumple el principio de Pauli pues los dos últimos electrones están desapareados lo que implica que los *cuatro números cuánticos no sean idénticos*.

26.- **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 → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p2$ → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}$ *$4s^2 4p^2$*

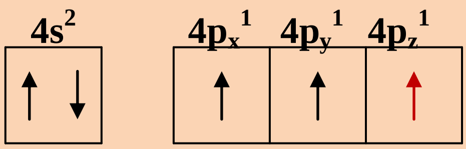
Capa de Valencia:



↑ (4, 1, 1, + ½)

$_{33}$B →$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p3$ → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}$ *$4s^2 4p^3$*

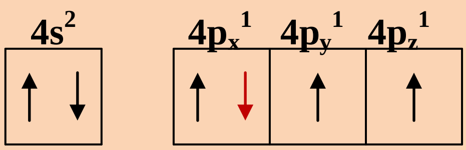
Capa de valencia:



↑ (4, 1, 1, + ½)

$_{34}$C →$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^4$ → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}$ *$4s^2 4p^4$*

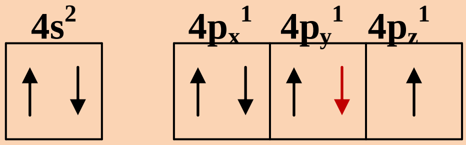
Capa de valencia:



↑ (4, 1,1, + ½)

$_{35}$D → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$ → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}$ *$4s^2 4p^5$*

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 "s" lo que implica que l = 1). La *orientación puede ser la misma y el spin también puede coincidir*. Además, *SON ÁTOMOS DISTINTOS*.

27.- **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"*.

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 ; me = $9,1 \cdot 10^{-28}$ g

Resolución:

De Brogie nos dice que:

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

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

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

$$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 42,77 \cdot 10^{-22}\ Kg \cdot m \cdot s^{-1} = 0,155 \cdot 10^{-12}\ m =$$

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

29.- **¿Cuál es la longitud de onda, expresada en A, asociada a un electrón que se mueve a 150.000 km/s? (*Dato:* masa del electrón: $9,11 \cdot 10^{-28}$ g.)**

Resolución:

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

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

como la constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s

poniendo los datos en el S.I.

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

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

$$\lambda = \frac{(6,62 \cdot 10^{-34}\ J\cdot s)}{(9,11 \cdot 10^{-31}\ kg) \cdot (1,5 \cdot 10^{8}\ m/s)} = 4,84 \,.\, 10^{-11}\ m$$

$$\lambda = 4,48 \,.\, 10^{-11}\ \cancel{m} \,.\, \frac{1\ nm}{10^{-9}\ \cancel{m}} = 4,48 \,.\, 10^{-2}\ nm$$

30.- 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:

$\lambda = h / m \,.\, v$; cantidad de movimiento (p) = m . v

$\lambda = h / p \rightarrow p = h / \lambda$

La cantidad de movimiento de un fotón será:

$p = (6,62 \cdot 10^{-34}\ J\cdot s \cdot 4,4 \cdot 10^{14}\ s^{-1})/(3 \cdot 10^{8}\ m/s) = 9,71 \cdot l0^{-28}\ kg \cdot m \cdot s^{-1}$

31.- 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 ($m = 9,1 \,.\, 10^{-31}$ kg) que se mueve con velocidad de $5 \,.\, 10^{7}$ m/s.
Dato: $h = 6,625 \,.\, 10^{-34}\ J.\ s$

Resolución:

a) Según De Broglie:

$$\lambda = h / m \,.\, v$$

λ = 6,63 . 10^{-34} J.s / 70 Kg . 4500 m. s^{-1} =

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

= 2,10 . 10^{-39} m

b) Seguimos con De Broglie:

$\lambda = h / m . v$

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

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

= 1,45 . 10^{-11} m

32.- **¿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:

Según De Broglie :

$\lambda = h / m . V$

$$\lambda = 0,67\ \cancel{nm} \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 6,7 \cdot 10^{-8}\ m$$

$V = h / m . \lambda$

v = 6,63 . 10^{-34} J.s / 9,1 . 10^{-31} Kg . 6,7 . 10^{-8} m =

= 6,63 . 10^{-34} J.s / 60,97 . 10^{-39} Kg . m =

= ***0,108 . 10^{5} m . s^{-1} = 1,08 . 10^{4} m . s^{-1}***

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

Antonio Zaragoza López