

DE LA MATERIA

- 1) Calcula la masa atómica del nitrógeno sabiendo que consta de un 99,63% de N-14 (cuya masa atómica es 14,0031 u) y un 0,37% de N-15 (cuya masa atómica es 15,0034 u)

$$14,0031 \cdot \frac{99,63}{100} + 15,0034 \cdot \frac{0,37}{100} = 14,0068 \text{ u}$$

- 2) Calcula la longitud de onda de una radiación cuya frecuencia es $1,24 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$

$$S = v \cdot t \Rightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} \quad \lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{1,24 \cdot 10^{15}} = 2,42 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- 3) Calcula la diferencia de energía entre la tercera y la cuarta órbita de Bohr expresando el resultado en eV. ¿Cuál será la frecuencia de la luz emitida por un átomo cuando un electrón pasa desde la cuarta órbita a la tercera? $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

$$E(n) = -\frac{R_H}{n^2}$$

Según el modelo de Bohr $\Delta E = E_4 - E_3$

$$\Delta E = -\frac{R_H}{4^2} - \left(-\frac{R_H}{3^2}\right) = -\frac{R_H}{16} + \frac{R_H}{9} = \left(-\frac{1}{16} + \frac{1}{9}\right) R_H$$

$$\Delta E = 0,0486 \cdot 2,18 \cdot 10^{-18} = 1,06 \cdot 10^{-19} \text{ J} \quad \frac{1,06 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 0,66 \text{ eV}$$

$$\Delta E = h\nu$$

$$\frac{\Delta E}{h} = \nu$$

$$\nu = \frac{1,06 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 1,6 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

frecuencia a la que aparecerá la raya correspondiente al salto

- 4) Halla la frecuencia y la longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón en el átomo de hidrógeno salta desde la órbita $n=3$ hasta la órbita $n=2$ (primera línea de la serie de Balmer) $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

$$E(n) = -\frac{R_H}{n^2}$$

$$\Delta E = -\frac{R_H}{3^2} - \left(-\frac{R_H}{2^2}\right) = \left(-\frac{1}{9} + \frac{1}{4}\right) \cdot R_H = 0,14 \cdot 2,18 \cdot 10^{-18}$$

$$\Delta E = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = h\nu$$

$$\nu = \frac{3,03 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 4,57 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8}{4,57 \cdot 10^{14}} = 6,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- 5) ¿En qué nivel de energía tiene 25 orbitales un átomo de hidrógeno?

$$n^2 = \text{orbitales} \quad \sqrt{25} = 5 \text{ en el nivel } n=5$$

- 6) ¿A qué nivel pertenece el subnivel 5d? ¿cuántos orbitales tiene?

Al nivel 5 $l=2$ $m = -2, -1, 0, 1, 2$ tiene 5 orbitales

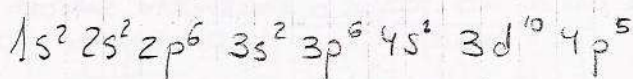


- 7) De los orbitales 3d y 4s ¿cual tiene menor energía?

• Tiene menor energía el que de menor valor de $n+l$ si $n+l$ es igual al de menor n

3d $3+2=5$ Es 4s tiene menor energía que el 3d
4s $4+0=4$

- 8) Escribe la configuración electrónica del Br ($Z=35$)



- ${}^0_{-1}e$ masa muy pequeña $\sim 1/1840$ carga -1 unidad atómica de carga
- 1_1p masa ~ 1 una carga $+1$ u atómica de carga
- 1_0n masa aproximadamente igual que el protón y sin carga eléctrica

10) ¿Qué representa el número atómico de un átomo Z ?

El número de protones de dicho átomo que coincide con el número de electrones si el átomo es neutro.

11) El fenómeno de la isotopía fue descubierto por F. Soddy que recibió por ello, en 1921, el premio Nobel de Química ¿cuando se dice que dos átomos son isótopos?

Cuando tienen el mismo número atómico (se trate del mismo elemento) pero diferente número másico (diferente número de neutrones)

12) ¿Qué experimentos condujeron a la idea del núcleo atómico?

- El experimento de los rayos catódicos que dividió el átomo en dos partes una positiva y negativa y otra mayor con toda la masa atómica y carga $+$ (núcleos)
- El experimento de Rutherford de lanzar partículas α contra finas láminas metálicas, demostró que la materia estaba muy vacía (la mayoría de α s pasaban a través de ellas) pero había en los átomos una pequeña zona central que era el núcleo (algunos rebotaban \Rightarrow se desviaban)

13) Considera el isótopo artificial del tecnecio ${}^{99m}_{43}Tc$ utilizado en la exploración del cerebro
 a) ¿Cuántos protones tiene su núcleo? b) ¿Cuántos neutrones tiene su núcleo? c) ¿Cuántos electrones hay en un átomo de tecnecio? d) ¿Cuál es el número atómico del tecnecio?

a) 43 protones b) $99 - 43 = 56$ neutrones c) $43 e^-$ d) $Z = 43$ su número atómico

14) El isótopo del americio ${}^{241}_{95}Am$ se utiliza en los detectores de humo. Describe la composición de un átomo de este isótopo en términos de protones, neutrones y electrones

${}^{241}_{95}Am$ 95 protones $241 - 95 = 146$ neutrones 95 electrones

15) El sodio, cuyo número atómico es $Z = 11$ es uno de los pocos elementos que posee un isótopo estable (no radiactivo) - Si dicho isótopo posee 12n ¿cuál es su número másico?

$$11 + 12 = \boxed{23} \text{ número másico}$$

16) El radón, elemento químico $Z = 86$ es un gas radiactivo cuya inhalación prolongada puede causar cáncer de pulmón ¿Cuántos protones y neutrones contiene un átomo de $Rn - 222$?

Protones 86 neutrones $222 - 86 = 136$ y electrones 86

17) El litio, cuyo número atómico es $Z = 3$ es un elemento utilizado en medicina para el tratamiento de ciertas enfermedades mentales. El litio-7 es uno de sus isótopos ¿cuántos neutrones, protones y electrones tiene el ion Li^+ formado a partir de este isótopo?

Protones 3 neutrones $7 - 3 = 4$ electrones 3

18) El nitrógeno tiene dos isótopos: $N-14$ y $N-15$ cuyas masas son $14,0031 u$ y $15,0031 u$ respectivamente. Calcula el porcentaje de cada uno de estos isótopos en la naturaleza sabiendo que la masa atómica del nitrógeno es $14,00674 u$ $x = \text{porcentaje } N_{14}$ $y = \text{porcentaje } N_{15}$ $100 - x = y$

$$14,00674 u = 14,0031 \cdot \frac{x}{100} + 15,0031 \cdot \frac{100 - x}{100}$$

$$1400,674 = 14,0031x + 1500,1 - 15,003x$$

(2)

$$-99,426 = -0,9979x \quad \boxed{x = 99,63\% \text{ porcentaje } N_{14}}$$

$$100 - x = \boxed{0,36\% \text{ porcentaje } N_{15}}$$

(19) El europio tiene dos isótopos estables: ^{151}Eu (masa 150,9199 u) y el ^{153}Eu (masa 152,9212 u). Calcula la abundancia de cada uno de estos isótopos. Masa atómica del europio: 151,96 u.

$$151,96 = 150,9199 \frac{x}{100} + 152,9212 \frac{(100-x)}{100}$$

$$151,96 = 150,9199x + 15292,12 - 152,9212x$$

$$-96,12 = -2,0013x \quad \boxed{x = 48,03\% \text{ del Eu } 151}$$

$$100 - 48,03 = \boxed{51,97\% \text{ del Eu } 153}$$

(20) El magnesio consta de 3 isótopos estables. Calcula la masa atómica asignada al elemento magnesio.

$$^{24}\text{Mg} / 23,98 \text{ u} / 78,7\%$$

$$^{25}\text{Mg} / 24,98 \text{ u} / 10,1\%$$

$$^{26}\text{Mg} / 25,98 \text{ u} / 11,2\%$$

$$23,98 \cdot \frac{78,7}{100} + 24,98 \cdot \frac{10,1}{100} + 25,98 \cdot \frac{11,2}{100}$$

$$\boxed{M = 24,305 \text{ u}}$$

(21) El cromo (51,9961 u) consta de cuatro isótopos, cuyas masas son: 49,9461 u, 51,9401 u, 52,9407 u y 53,9389 u. Las abundancias de los dos últimos isótopos son, respectivamente 9,5% y 2,36%. Halla las abundancias de los otros dos isótopos. $100 - 9,5 - 2,3 = 88,2$

$$51,9961 = 49,9461 \frac{x}{100} + 51,9401 \frac{(88,2-x)}{100} + 52,9407 \frac{9,5}{100} + 53,9389 \frac{2,36}{100}$$

$$5199,61 = 49,9461x + 4581,117 - 51,9401x + 502,937 + 127,296$$

$$-11,74 = -1,994x \quad \boxed{x = 5,89\% \text{ del primero}}$$

$$88,2 - 5,89 = \boxed{94,09\% \text{ del segundo}}$$

(22) Cuando se dispersa por medio de un prisma la luz procedente de una lámpara de Ne se obtiene un espectro discontinuo que consta de diferentes líneas bien definidas. Explica en términos muy generales como se produce una línea del espectro.

Es un espectro de emisión. La lámpara de Ne se enciende al conectarse a corriente eléctrica. Los átomos de Ne dentro de la lámpara emiten luz ya que emplean la energía eléctrica que les llega en saltos electrónicos, sus electrones saltan de unos niveles a otros y al volver a sus niveles de origen emiten energía luminosa en la frecuencia concreta de cada salto. Esta luz emitida es descompuesta por un prisma y recogida en una pantalla, se ven rayos de colores sobre fondo negro.

(23) La luz verde asociada a las auroras boreales es emitida por átomos de oxígeno excitados (de alta energía) y tiene una longitud de onda de 557,7 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} \quad 1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

$$\lambda = 557,7 \text{ nm} \cdot \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 5,577 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\left. \begin{aligned} S &= v \cdot t \\ \lambda &= c \cdot T \end{aligned} \right\} \lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^8}{5,577 \cdot 10^{-7}} = \boxed{5,379 \cdot 10^{14} \text{ Hz}}$$

24) La luz ultravioleta que emite una lámpara de vapor de sodio de las utilizadas para el alumbrado público tiene una longitud de onda de 589 nm. ¿Cuál es la frecuencia que corresponde a esta radiación?
 $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

$$589 \text{ nm} \frac{10^9 \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 589 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{589 \cdot 10^{-3}} = 5,09 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

25) El dióxido de carbono absorbe radiación electromagnética de frecuencia $2,004 \cdot 10^{13} \text{ seg}^{-1}$
 a) ¿Cuál es la longitud de onda de esta radiación? b) ¿A qué zona del espectro electromagnético pertenece esta radiación? $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

$$\nu = 2,004 \cdot 10^{13} \text{ Hz} \quad \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8}{2,004 \cdot 10^{13}} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ m}$$

↳ Infrarrojo

26) La energía de ionización del potasio es 419 kJ/mol a) ¿Tienen los rayos X de longitud de onda 80 nm suficiente energía para ionizar los átomos de potasio? b) ¿Cuál es la longitud de onda máxima de los rayos X que pueden ionizar átomos de potasio?
 $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

$$E = 419 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 419000 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de K}} = 6,956 \cdot 10^{-19} \text{ Jul por átomo de K}$$

la frecuencia necesaria para $E = h\nu$ $\nu = \frac{6,956 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 1,05 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$

a) $\lambda = 80 \text{ nm} \frac{10^9 \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 8 \cdot 10^{-8} \text{ m}$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{8 \cdot 10^{-8}} = 3,75 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \quad \text{frecuencia de los rayos X es suficiente si}$$

b) A mayor longitud de onda menor frecuencia. La frecuencia mínima necesaria para la ionización es $1,05 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8}{1,05 \cdot 10^{15}} = 2,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

27) Considera las transiciones siguientes para el átomo de hidrogeno: a) ¿Cuál absorbe mayor cantidad de energía? b) ¿Cuál emite mayor cantidad de energía?

- 1) $n=1 \Rightarrow n=3$ absorbe E
- 2) $n=3 \Rightarrow n=4$ absorbe E
- 3) $n=3 \Rightarrow n=2$ emite E
- 4) $n=5 \Rightarrow n=3$ emite E

$$E = -\frac{R_H}{n^2}$$

según Bohr

- a) ¿Cuál absorbe mayor cantidad de energía? ① ① → ③
 b) ¿Cuál emite mayor cantidad de energía? ③ $n=3 \rightarrow n=2$
 $R_H = 2,180 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

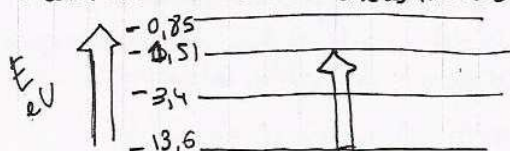
1) $\Delta E = -\frac{R_H}{3^2} - \left(-\frac{R_H}{1^2}\right) = \left[-\frac{1}{9} + 1\right] \cdot 2,180 \cdot 10^{-18} = 1,94 \cdot 10^{-18} \text{ Jul}$ Absorbe más

2) $\Delta E = -\frac{R_H}{4^2} - \left(-\frac{R_H}{3^2}\right) = \left[-\frac{1}{16} + \frac{1}{9}\right] \cdot 2,180 \cdot 10^{-18} = 1,06 \cdot 10^{-19} \text{ Jul}$

3) $\Delta E = -\frac{R_H}{2^2} - \left(-\frac{R_H}{3^2}\right) = \left[-\frac{1}{4} + \frac{1}{9}\right] \cdot 2,180 \cdot 10^{-18} = -3,03 \cdot 10^{-19} \text{ Jul}$ emite más

4) $\Delta E = -\frac{R_H}{3^2} - \left(-\frac{R_H}{5^2}\right) = \left[-\frac{1}{9} + \frac{1}{25}\right] \cdot 2,18 \cdot 10^{-18} = -1,5 \cdot 10^{-19} \text{ Jul}$

28) Calcula la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética absorbida cuando un electrón recorre en un átomo el salto entre dos niveles de energía mostrados en la figura



$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$\Delta E = -13,6 - (-1,51) = -12,09 \text{ eV}$$

109 eV energía emitida

$$1209 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J} \quad E = h\nu \quad \nu = \frac{1,93 \cdot 10^{-18}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 2,92 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8}{2,92 \cdot 10^{15}} = 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

29) Para el átomo de hidrógeno, calcula la frecuencia de la radiación de menor energía correspondiente a:

a) a) la serie de Lyman b) la serie de Balmer. $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

a) salto hasta $n=4$ salto $n=2$ a $n=1$ $\Delta E = -\frac{R_H}{2^2} - \left(-\frac{R_H}{1^2}\right) = \left(-\frac{1}{4} + 1\right) \cdot 2,18 \cdot 10^{-18}$

b) salto hasta $n=2$ salto $n=3$ a $n=2$ $\Delta E = 1,63 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

$$\Delta E = -\frac{R_H}{3^2} - \left(-\frac{R_H}{2^2}\right) = \left(-\frac{1}{9} + \frac{1}{4}\right) \cdot 2,18 \cdot 10^{-18} \quad \Delta E = h\nu \quad \nu = \frac{1,63 \cdot 10^{-18}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 2,5 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \quad \underline{\underline{UV}}$$

$$\Delta E = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J} \quad \Delta E = h\nu \quad \nu = \frac{3,03 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 4,57 \cdot 10^{14} \text{ Hz} \quad \underline{\underline{Visible}}$$

30) Las líneas de la serie Paschen en el átomo de hidrógeno se originan en las transiciones electrónicas desde niveles con $n > 3$ al nivel 3. Calcula la longitud de onda, en nm, de la línea de la serie Paschen correspondiente a la transición desde la órbita 7ª hasta la 3ª. $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ Según Bohr $E = -\frac{R_H}{n^2}$ para cada nivel

$$\Delta E = -\frac{R_H}{7^2} - \left(-\frac{R_H}{3^2}\right) = \left(-\frac{1}{49} + \frac{1}{9}\right) 2,18 \cdot 10^{-18} = 1,98 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = h\nu \quad \nu = \frac{1,98 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 2,98 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8}{2,98 \cdot 10^{14}} = 10^{-6} \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 1005,9 \text{ nm}$$

31) Una línea del espectro de hidrógeno correspondiente a la serie Balmer ($n_{inf} = 2$) tiene una longitud de onda igual a $434,05 \text{ nm}$. ¿Cuál es el valor de n correspondiente al nivel superior que interviene en la transición? $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ $h = 6,64 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

$$\lambda = 434,05 \text{ nm} \cdot \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 4,34 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{4,34 \cdot 10^{-7}} = 6,9 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$\Delta E = h\nu = 6,64 \cdot 10^{-34} \cdot 6,9 \cdot 10^{14} = 4,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = -\frac{R_H}{n^2} - \left(-\frac{R_H}{2^2}\right) \quad 4,6 \cdot 10^{-19} = \left(-\frac{1}{n^2} + \frac{1}{4}\right) \cdot 2,18 \cdot 10^{-18}$$

$$0,21 = 0,25 - \frac{1}{n^2} \quad \rightarrow 0,039 = \frac{1}{n^2} \quad n^2 = \frac{1}{0,039}$$

$$n^2 = 25,64 \quad \underline{\underline{n = 5}}$$

32) Luis de Broglie propuso que toda partícula lleva asociada una onda cuya longitud de onda viene dada por $\lambda = \frac{h}{mv}$ donde m es la masa de la partícula, v es su velocidad y h la constante de Planck. a) ¿Cuál es la longitud de onda asociada a un electrón que se mueva a $5,97 \cdot 10^6 \text{ m/s}$? b) ¿A qué zona del espectro de ondas magnéticas pertenece una radiación que tenga una longitud de onda del mismo orden? $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ $m_e = 9,1 \cdot 10^{-28} \text{ g}$

$$m_e = 9,1 \cdot 10^{-28} \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 5,97 \cdot 10^6} = 1,22 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{1,22 \cdot 10^{-10}} = 2,46 \cdot 10^{18} \text{ Hz} \quad \rightarrow \underline{\underline{Rayos X}}$$

32) teniendo en cuenta la relación de Broglie dada en el ejercicio anterior determina la longitud de onda de los siguientes objetos

a) Una persona de 65 kg corriendo a 12 km/h

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{65 \text{ kg} \cdot 3.3 \text{ m/s}} = 3.3 \text{ m/s}$$

$$\lambda = \frac{6.63 \cdot 10^{-34}}{65 \cdot 3.3} = 3.09 \cdot 10^{-36} \text{ m}$$

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

$$= 3.09 \cdot 10^{-36} \text{ m}$$

$$= 4.66 \cdot 10^{-35} \text{ m}$$

b) Una pelota de golf de 45 g de masa viajando a 40 m/s
 $m = 0.045 \text{ kg}$

$$\lambda = \frac{6.63 \cdot 10^{-34}}{0.045 \cdot 40}$$

c) Un átomo de litio moviéndose a $6.5 \cdot 10^5 \text{ m/s}$ ${}^7\text{Li}$ $3p$ y $4s$ $m = 7 \text{ umas}$

$$1 \text{ mol Li} = 7 \text{ g} = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Li}$$

$$1 \text{ átomo Li} = \frac{7 \text{ g}}{6.023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Li}} = 1.16 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$1.16 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$\downarrow$$

$$1.16 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

$$\lambda = \frac{6.63 \cdot 10^{-34}}{1.16 \cdot 10^{-26} \cdot 6.5 \cdot 10^5} = 8.79 \cdot 10^{-14} \text{ m}$$

33) El llamado principio de incertidumbre o indeterminación de Heisenberg se expresa matemáticamente por medio de la ecuación $\Delta x \cdot \Delta p \geq h/2\pi$ donde Δx e Δp denotan la incertidumbre en la posición y en el momento lineal (cantidad de movimiento) de una partícula respectivamente, y donde h es la constante de Planck. Un electrón se mueve con una velocidad de $3 \cdot 10^6 \text{ m/s}$. Si la precisión con que puede medirse dicha velocidad es del 1% ¿Cuál es la mínima incertidumbre de la posición del electrón? $h = 6.62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ $m_e = 9.1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

$$\Delta v = 3 \cdot 10^6 \cdot \frac{1}{100} = 3 \cdot 10^4 \text{ m/s}$$

$$\Delta x \cdot 2.73 \cdot 10^{-26} \geq \frac{6.62 \cdot 10^{-34}}{2\pi}$$

$$\Delta p = m \Delta v = 9.1 \cdot 10^{-31} \cdot 3 \cdot 10^4 = 2.73 \cdot 10^{-26} \text{ kg}\cdot\text{m/s}$$

$$\Delta x \geq 3.86 \cdot 10^{-9} \text{ m} \rightarrow \text{error de medida del orden de nm (muy grande a nivel atómico)}$$

35) Utilizando la expresión matemática del principio de incertidumbre de Heisenberg dada en el problema anterior calcula la mínima incertidumbre en la posición de una bala de 12 g que se mueve a 200 m/s. Se supone que la velocidad solo se puede medir con una precisión del 1% $h = 6.62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

$$\Delta v = 200 \cdot \frac{1}{100} = 2 \text{ m/s} \quad \Delta p = m \Delta v = 0.012 \cdot 2 = 0.024 \text{ kg}\cdot\text{m/s}$$

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

$$\Delta x \cdot 0.024 \geq \frac{6.62 \cdot 10^{-34}}{2\pi}$$

$$\Delta x \geq 4.4 \cdot 10^{-33} \text{ m}$$

error de medida completamente despreciable

36) Al aumentar n , el número de subniveles correspondientes a un nivel de energía principal n -ésimo:

- a) Aumenta
- b) Disminuye
- c) Permanece constante

Para cada valor de n hay n subniveles, a más valor de n más subniveles

37) ¿Cuántos orbitales hay en el segundo nivel de energía principal?

$$n=2 \quad \begin{matrix} l=0 & m=0 & \square \\ l=1 & m=-1,0,1 & \square \square \square \end{matrix} \quad 4 \text{ orbitales} \quad n^2 \quad 2^2 = 4$$

38) La energía de un nivel de energía principal ¿aumenta o disminuye con n ?

Al aumentar n aumenta la energía del nivel $n=1$ tiene menor energía que $n=2$

39) La energía de los distintos subniveles de energía correspondientes a un nivel de energía principal dado ¿aumenta o disminuye en l ?

La energía es menor cuanto mayor es $n+l$ luego a menor valor de l menor energía

Aumenta con l

40) ¿En qué se parecen los orbitales 1s y 2s de un átomo? ¿En qué se diferencian?

→ Igual forma, caben 2e⁻ pero se diferencian nivel y más tanto diferente tamaño



50) Cuántas subniveles de energía contiene la capa segunda? ¿Cuántos orbitales contiene dicha capa?

$n=2 \rightarrow l=0$ (s) contiene 2 subniveles y 4 orbitales $2s$ $m=0$
 $\rightarrow l=1$ (p) $2p$ $m=-1,0,1$

51) Escribe los valores de los números cuánticos n, l, m para

a) Cada uno de los orbitales del subnivel 3d $(3, 2, 0)$ $(3, 2, 1)$ $(3, 2, 2)$ $(3, 2, -1)$
 $(3, 2, -2)$

b) Cada uno de los orbitales de la capa $n=2$
 $(2, 0, 0)$ $(2, 1, -1)$ $(2, 1, 0)$ $(2, 1, 1)$

52) La capa 1^o se designa por la letra K, la segunda por la L y así sucesivamente siguiendo el orden alfabético (pero saltándose U y V)

a) ¿Qué subniveles componen la capa N?

$n=4 \rightarrow l=0$ s
 $\rightarrow l=1$ p
 $\rightarrow l=2$ d
 $\rightarrow l=3$ f

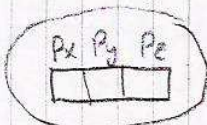
b) Calcula el número total de orbitales pertenecientes a dicha capa

$n^2 = 4^2 = 16$ orbitales

$10 \text{ orbitales } s + 3 \text{ orbitales } p + 5 \text{ orbitales } d + 7 \text{ orbitales } f = 16$

53) Los orbitales que tienen la misma energía se dice que son orbitales degenerados. ¿Qué orbitales degenerados hay en la capa L?

$L \ n=2 \rightarrow l=0$ s
 $\rightarrow l=1$ p



son orbitales degenerados tienen la misma energía $2p$

54) Halla el número de orbitales contenidos en cada una de las cuatro primeras capas. Induce una fórmula que permita calcular de forma inmediata el número total de orbitales pertenecientes a una capa dada

$n=1 \rightarrow l=0$ 1s 1 orbital $1^2=1$

$n=2 \rightarrow l=0$ 2s 1 orbital
 $\rightarrow l=1$ 2p hay 3 orbitales $2^2=4$

$n=3 \rightarrow l=0$ m=0 3s un orbital
 $\rightarrow l=1$ -1, 0, 1 3p tres orbitales
 $\rightarrow l=2$ -2, -1, 0, 1, 2 3d 5 orbitales

$n^2 = \text{número de orbitales del nivel}$

$n=4 \rightarrow l=0$ m=0 4s un orbital
 $\rightarrow l=1$ -1, 0, 1 3 orbitales 4p
 $\rightarrow l=2$ -2, -1, 0, 1, 2 5 orbitales 4d
 $\rightarrow l=3$ -3, -2, -1, 0, 1, 2 7 orbitales 4f

55) Escribe la configuración electrónica de los elementos

a) C $z=6$ $1s^2 2s^2 2p^2$

b) Cl $z=17$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

c) Br $z=35$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

d) Mn $z=25$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

56) Escribe los 4 números cuánticos de todos los electrones que posee el Boro en su configuración electrónica fundamental, esto es, la configuración más estable con menor energía

B $z=5$ $1s^2 2s^2 2p^1$ $(1, 0, 0, 1/2)$ $(1, 0, 0, -1/2)$ $(2, 0, 0, 1/2)$ $(2, 0, 0, -1/2)$
 $(2, 1, -1, 1/2)$

57) ¿Cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos son posibles? Para cada uno de las combinaciones posibles escribe la designación habitual de los subniveles correspondientes a los números dados

a) $n=2, l=1, m=1$ 2p

b) $n=1, l=0, m=-1$ m va de $-l$ a $+l$

c) $n=4, l=2, m=-2$ 4d

d) $n=2, l=3, m=0$ l va de 0 a $n-1$

Actividades propuestas:

4) Responde razonadamente a las siguientes cuestiones: a) Los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$ tienen la misma energía? Si, son orbitales degenerados, tienen diferente orientación pero la misma energía (si no actúa un campo magnético externo)
 b) ¿Por qué el número de orbitales d es 5? corresponde a los valores del número cuántico magnético $l=2$ $m = -2 -1 0 1 2$ toma 5 valores luego son 5 orbitales

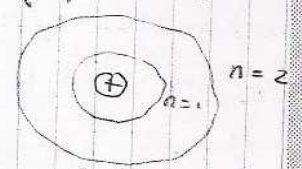
5) ¿Qué números cuánticos son necesarios para identificar un orbital? Indica sus valores para cada orbital de: $n / l / m$
 a) El subnivel 4f $n=4$ $l=3$ orbitales $(4,3,-3)$ $(4,3,-2)$ $(4,3,-1)$ $(4,3,0)$ $(4,3,1)$ $(4,3,2)$ $(4,3,3)$
 b) El nivel con $n=2$ orbitales $(2,0,0)$ $(2,1,-1)$ $(2,1,0)$ $(2,1,1)$

6) a) ¿Cuál es la diferencia fundamental entre los modelos atómicos de Dalton y de Bohr?
 b) El modelo del átomo de Bohr viola el principio de indeterminación o incertidumbre de Heisenberg ¿De qué manera?
 c) Indica ayudándote de ejemplos el nombre y símbolo de los números cuánticos necesarios para caracterizar un átomo: 1) un nivel 2) un subnivel 3) un electrón.

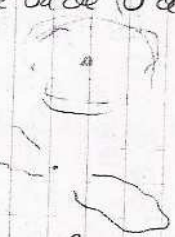
a) Para Dalton el átomo es indivisible mientras que para Bohr el átomo se divide en un núcleo con los protones y de carga positiva, muy pequeño donde se concentra toda la masa y los electrones girando al alrededor (con carga negativa) en órbitas circulares sin depender energía.

b) El principio de Incertidumbre de Heisenberg dice que es imposible medir con exactitud y a la vez la posición y la velocidad de un e^- en un átomo, luego no se pueden definir órbitas (que son trayectorias exactas y medidas) sino zonas del espacio donde la probabilidad de encontrar al e^- es mayor, orbitales

c) Un nivel se representa por el número cuántico principal $n=1, 2, 3 \dots$



Un subnivel lo representa el número cuántico secundario l que va de 0 a $n-1$ indica la forma del orbital $l=0$ s esférico



Un electrón Se representa por los cuatro números cuánticos además de n y l el m (número cuántico magnético que indica la orientación del orbital) y s que indica el spin (giro respecto a si mismo) del e^-

Por ejemplo $3s^1$ $(3, 0, 0, 1/2)$
 $n=3$
 $l=0$
 $m=0$
 $s=1/2$

7) Escribe los números cuánticos de todos los electrones del elemento de número atómico 6
 $Z=6$ $1s^2 2s^2 2p^2$
 $1s^2$ $\uparrow\downarrow$ $(1,0,0, 1/2)$ $(1,0,0, -1/2)$
 $2s^2$ $\uparrow\downarrow$ $(2,0,0, 1/2)$ $(2,0,0, -1/2)$ $2p^2$ $\uparrow\uparrow$ $(2,1,-1, 1/2)$ $(2,1,0, 1/2)$
 De sa pareado (Hund)

9) Indica cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos son correctos:

a) $1, 1, 0, 1/2$

l no puede ser mayor que n o igual l va de 0 a n-1 si n=0 l=0

b) $2, 1, 2, -1/2$

m no puede ser mayor que l va de -l a +l si l=0 puede valer -1, 0, 1

c) $3, 1, -1, 1/2$

Correcto

10) En la tabla siguiente se indica el número de protones, neutrones y de electrones de diferentes elementos. Explica a partir de ella: a) Cuáles de estos elementos son átomos neutros b) Cuáles son iones, su carga y si esta es la más habitual del elemento c) Cuáles son isótopos y en qué se diferencian

Elemento	I	II	III	IV	V
N ^o e ⁻	5	5	10	10	13
N ^o p	5	5	7	12	13
N ^o n	5	6	7	13	14

a) Para ser neutros deben tener igual número de p y de e⁻ (I) (II) (V)

b) (III) es un isótopo 10e⁻ y 7p luego su carga es -3

Con 7p z=7 es 1s² 2s² 2p³ el Nitrogeno su carga normal si es -3 ya que al ganar 3e⁻ queda 2s² 2p⁶ estable.

El (IV) tiene 10e⁻ y 12p luego su carga es +2 el elemento es 1s² 2s² 2p⁴ un gas noble así que lo normal es que no tenga carga

c) Los isótopos tienen igual número atómico pero diferente número másico es decir diferente número de neutrones

El (I) y el (II) z=5 masa $\begin{matrix} 5+5=10 \\ 5+6=11 \end{matrix}$ Diferen en un neutrón

10) Indica razonadamente cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos son correctos y el nombre de los orbitales que en su caso representan:

a) $n=2, l=1, m=0, m_s=1/2$ Correcta 2p¹

b) $n=2, l=0, m=0, m_s=-1/2$ Correcta 1s¹

c) $n=3, l=-1, m=1, m_s=1$ l no puede ser (-) va de 0 a n-1

d) $n=4, l=3, m=4, m_s=0$ m no puede ser mayor que l va -l a +l el espín del electrón sólo puede ser +1/2 o -1/2

e) $n=3, l=2, m=0, m_s=1/2$ Correcta 3d¹

11) a) Define los diferentes números cuánticos, indicando con qué letra se representan y los valores que pueden tomar

b) Explica el principio de exclusión de Pauli

c) A partir de los números cuánticos, deduce el número máximo de electrones que pueden tener los orbitales 3p y los orbitales 3d

d) Indica en qué orbitales se encuentran los electrones definidos por los siguientes conjuntos de números cuánticos (4, 0, 0, 1/2) (4, 1, 0, -1/2)

a) Número cuántico principal: indica los diferentes niveles electrónicos, toma valores enteros \uparrow o de energía (n) mayor de 0 $n=1, 2, 3$

Número cuántico secundario o azimutal: indica la forma de los orbitales SUBNIVEL de (l) energía. Va de 0 a n-1

Número cuántico magnético (m) indica las diferentes orientaciones de los orbitales, su valor va de -l a +l

Número cuántico de spin (m_s) indica el giro del electrón respecto a sí mismo puede valer +1/2 para electrones +1/2 -1/2

b) No puede haber en un mismo átomo dos electrones con los 4 números cuánticos iguales lo que hace que en cada orbital sólo haya 2 o uno con espín +1/2 y otro -1/2

c) Número máximo de electrones:

$3d$ $l=2$ luego $m=2/-1/0/1/2$ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$ Caben $10e^-$ d^{10}

$3p$ $l=1$ luego $m=1/0/-1$ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$ Caben $6e^-$ $3p^6$

d) $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$ $1s$ orbital $(1, 0, 0)$
 $(4, 1, 0, -\frac{1}{2})$ $4p$ orbital $(4, 1, 0)$

12) Desarrolle la estructura electrónica del:

a) Potasio $Z=19$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b) Manganeso $Z=25$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

c) Cobre $Z=29$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

d) Rubidio $Z=37$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

13) Identifica mediante sus números cuánticos los electrones de mayor energía de un átomo de $4s^1$

$Z=15$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 (3p^3)$ \rightarrow mayor energía $\uparrow\uparrow\uparrow$ máxima multiplicidad d

$(3, 1, -1, \frac{1}{2})$ $(3, 1, 0, \frac{1}{2})$ $(3, 1, 1, \frac{1}{2})$

14) a) Establece cuales de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuales imposible para especificar el estado de un electrón en un átomo. b) ¿En qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles?

Serie	n	l	m	s
I	0	0	0	$\frac{1}{2}$
II	1	1	0	$\frac{1}{2}$
III	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
IV	2	1	2	$\frac{1}{2}$
V	2	1	-1	$\frac{1}{2}$

I Incorrecto no existe nivel cero de energía.

II Incorrecto l va de 0 a $n-1$ no puede valer como l

III Correcto $1s$

IV Incorrecto m no puede ser mayor que l va de $+l$ a $-l$

V Correcto $2p$

15) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, ¿a qué átomos corresponden? ¿a que iones monoatómicos corresponden? ¿a qué iones monoatómicos corresponden?

I) $1s^2 2s^2 2p^6$ gas noble Ne \rightarrow si perdís un e^- era $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Alcalino (Na^+)
 \rightarrow si ganas un e^- era $1s^2 2s^2 2p^5$ Halógeno (F^-)

II) $1s^2 2s^2$ Alcalino-terroso Be \rightarrow si perdís $2e^-$ era $1s^2 2s^2 2p^4$ B^{3+} (poco probable)

III) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ \rightarrow gas noble Ar \rightarrow si ganas $2e^-$ era $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7$ (Cl^-)

\rightarrow si perdís $2e^-$ era $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (Rb^+)

16) Respecto al número cuántico n que aparece en el modelo atómico de Bohr, indica de manera razonada cuales de las siguientes frases son correctas y cuales incorrectas

a) La energía del e^- en las órbitas está cuantizada y depende de n Verdadero $E = -\frac{R_H}{n^2}$

b) El radio de las órbitas no depende de n Falso a mayor n mayor radio

c) Las rayas del espectro de emisión del H se deben a los frecuencias del electrón desde una órbita a otra de n mayor Falso sería de absorción. Para que sea de emisión debe saltar de un n mayor a otro menor.

d) Cuando un electrón pasa a tener $n=0$ Verdadero $n=0$ es que ha abandonado