

QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

(pedrocorderoguerrero@gmail.com)

5 - ESTRUCTURA ATÓMICA

2020

El archivo es navegable. Pinchando sobre el enunciado de un problema concreto, nos lleva directamente a la página en la que se encuentra su solución

La complejidad de los mismos, así como los niveles a los que se corresponden son:

(*): Problemas de iniciación o baja dificultad. Generalmente de aplicación directa de las fórmulas o conceptos.
Nivel: 4º ESO - Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad

(**): Problemas de dificultad media, ya sea porque exigen de varios cálculos previos o posteriores a la aplicación de la fórmula o concepto central o por tener que relacionar varios de ellos..

Nivel: Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad - Química de 1º curso de Universidad

(***) Problemas más complejos, que exigen conocimientos más profundos de Química o con numerosos cálculos o aplicación de muchos conceptos.

Nivel: Química de 1º curso de Universidad

Obviamente la apreciación de los niveles para los que se aconsejan es una apreciación subjetiva, ya que dependiendo del curso, exigencias de la asignatura o base química que se tenga, pueden adecuarse a otros niveles.

CONTENIDOS

5 - CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

GRUPOS DE PROBLEMAS RESUELTOS: (Algunos de ellos se podrían incluir en varios grupos)

**GRUPO A: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. NÚMEROS CUÁNTICOS.
PROPIEDADES ATÓMICAS**

GRUPO B: COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO

GRUPO C: SALTOS ELECTRÓNICOS EN EL ÁTOMO

GRUPO D: DEFECTO DE MASA

GRUPO E: PROPIEDADES DE LAS RADIACIONES

GRUPO F: ONDAS ASOCIADAS A PARTÍCULAS

GRUPO G: EFECTO FOTOELÉCTRICO

GRUPO H: PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

ESTRUCTURA Y TEORÍAS ATÓMICAS

CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

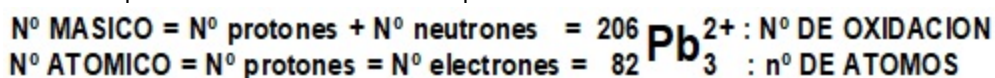
COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO:

El átomo está dividido en dos zonas:

Núcleo, en el cual se encuentran los protones (con masa y carga positiva unidad) y los neutrones (con masa pero sin carga)

Corteza: en la cual se encuentran los electrones (sin masa y con carga negativa unidad)

La notación que se establece cuando se quieren indicar las características de átomo es:



Todos los átomos de un mismo elemento contienen igual número de protones (y de electrones si son neutros) pero pueden tener diferente número de neutrones: son los ISÓTOPOS:(átomos de un mismo elemento que tienen diferente masa atómica). Tienen el mismo número de protones pero diferente número de neutrones

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (UMA): es la doceava parte de la masa de un átomo de Carbono-12. Su equivalencia con el gramo es: $1 \text{ gramo} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ UMAs}$

MASA ATÓMICA: es la masa de un átomo determinado.

PESO ATÓMICO o MASA ATÓMICA MEDIA: es la media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos de un mismo elemento.

LA CORTEZA ATÓMICA

Órbita: Es un concepto que deriva de la teoría atómica de Bohr. Representa la trayectoria descrita por un electrón en su giro alrededor del núcleo

Orbital: Es un concepto que deriva de la teoría mecanocuántica del átomo. Representa la zona del espacio en la que hay probabilidad de encontrar al electrón. Precisamente la zona de máxima probabilidad coincide con la órbita de Bohr

Los electrones se encuentran en diferentes niveles energéticos dentro del átomo, los cuales vienen caracterizados por unos parámetros llamados **números cuánticos**, los cuales son unos parámetros que nos permiten localizar al electrón dentro del átomo. Su significado es ligeramente diferente según la teoría de Bohr o la teoría mecanocuántica. Son cuatro y su significado es el siguiente:

Nº cuántico principal: n : Nos da idea del volumen efectivo del orbital.

Su valor es siempre un número entero: **1, 2, 3, 4, 5, 6, 7...**

Nº cuántico secundario o azimutal: l : Determina la forma del orbital

Su valor va desde 0 hasta $(n - 1)$: **0, 1, 2, 3, ... (n - 1)**

(Según cual sea su valor se nombran también por letras: **s = 0, p = 1, d = 2, f = 3**)

Nº cuántico magnético orbital: m_l : Nos indica la orientación del orbital en el espacio

Sus valores son también números enteros DESDE -L HASTA +L: **-l, ... -1, 0, +1, ... +l**

Estos tres primeros números cuánticos definen el orbital atómico.

Nº cuántico magnético de spin: m_s : Nos indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo

Puede tomar solamente 2 valores: **$-\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$**

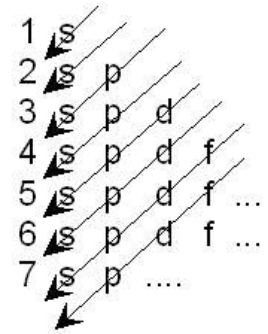
CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS. REGLAS QUE LAS RIGEN:

Es la distribución de los electrones en los diferentes niveles y subniveles atómicos. Se basa en tres reglas o principios

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI: En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales.

PRINCIPIO DE AUFBAU O DE LLENADO: Rige el orden de llenado de los diferentes niveles y subniveles.

Se realiza utilizando el siguiente diagrama, en el cual comienza a llenarse el subnivel 1s, después 2s, 2p 3s, etc, siguiendo el orden de las flechas y colocando en cada subnivel el número máximo de electrones que quepan en él, hasta terminar con todos los electrones que tenga ese átomo. Si no hay suficientes para completar el último subnivel, éste y solo éste quedará incompleto. (Con este diagrama de Moeller no se obtiene la configuración real de algunos elementos concretos que son excepciones a la regla general: Cu, Ag, Au, La, etc)



El número máximo de electrones que caben en cada subnivel es el siguiente:

$$s = 2 ; p = 6 ; d = 10 ; f = 14$$

PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND: Los electrones, al ocupar un subnivel, se distribuyen en el mayor número posible de orbitales de forma que sus spines sean paralelos (máxima multiplicidad o desapareamiento máximo), así, en el caso de los orbitales p (son tres: p_x, p_y, p_z) entrarán uno en cada orbital: p_x^1, p_y^1, p_z^1 $\uparrow \uparrow \uparrow$ y después, entrará el segundo electrón en cada orbital p_x^2, p_y^2, p_z^2 $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

ENERGÍA DEL ELECTRÓN EN UNA ÓRBITA. ESPECTROS ATÓMICOS

.Un espectro es el resultado de descomponer una radiación en todas sus componentes de diferentes longitudes de onda. Puede ser: **espectro continuo**, cuando contiene toda la gama de longitudes de onda o **espectro de líneas**, cuando contiene solamente radiaciones de algunas longitudes de onda. Según cómo se obtenga, puede ser: **espectro de emisión**, cuando se obtiene a partir de la luz emitida por un cuerpo, o bien **espectro de absorción**, cuando se analiza una luz que atraviesa un cuerpo.

Radio de la órbita de Bohr: $r = \frac{n^2 \cdot h^2}{4 \cdot m \cdot Z \cdot e^2 \cdot \pi^2}$,

Energía desprendida por un electrón al caer de una órbita a otra interior (Ecuación de Balmer): Suele

expresarse como N^0 de ondas: $\frac{1}{\lambda} = \frac{2 \cdot \pi^2 \cdot Z^2 \cdot e^4 \cdot m}{c \cdot h^3} \cdot \left[\frac{1}{n_{FINAL}^2} - \frac{1}{n_{INICIAL}^2} \right]$ y si se trata del

Hidrógeno $\Delta E = Ry \cdot \left[\frac{1}{n_{FINAL}^2} - \frac{1}{n_{INICIAL}^2} \right]$ Siendo Ry = Constante de Rydberg = 109700 cm^{-1}

Energía de ionización de un átomo: Es la energía necesaria para arrancarle a un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental el electrón más débilmente retenido. Se calcula aplicando la ecuación de

Balmer teniendo en cuenta que ese electrón va a una órbita infinita, es decir, $n_{FINAL} = \infty$

Radiaciones electromagnéticas:

$C = \lambda \cdot v$, c: velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; λ : Longitud de onda; v: frecuencia

- **Energía de una radiación:** **Ecuación de Plank:** $E = h \cdot v$; h = Constante de Plank = $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$
Ecuación de Einstein: $E = m \cdot c^2$

Efecto fotoeléctrico: $E_{FOTÓN \text{ INCIDENTE}} = E_{IONIZACIÓN} + E_{cinética \text{ ELECTRÓN}} \Rightarrow h \cdot v = h \cdot v^0 + \frac{1}{2} \cdot m_{electrón} \cdot V_{electrón}^2$
v: Frecuencia de la radiación incidente; v^0 : frecuencia umbral (Frecuencia mínima necesaria para arrancar el electrón al átomo); $m_{electrón}$: masa del electrón = $9,11 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$; $V_{electrón}$: Velocidad del electrón

Hipótesis de De Broglie: Naturaleza ondulatoria de las partículas: Ondas asociadas a las partículas

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

λ : longitud de la onda asociada a la partícula;
h: constante de Plank;
m: masa de la partícula
v: velocidad de la partícula

Ley de Moseley: El número atómico de un elemento es directamente proporcional a la raíz cuadrada de la inversa de la longitud de onda de los rayos X emitidos por dicho elemento: $\sqrt{v} = a \cdot Z + b$

Defecto de masa: Es la diferencia entre la suma de las masas en reposo de los nucleones y la masa del nucleado formado: $\Delta m = Z \cdot m_{\text{PROTONES}} + (A - Z) \cdot m_{\text{NEUTRONES}} - m_{\text{NUCLEADO}}$; A : n° másico ; Z : N° atómico

Energía de enlace por nucleón: Es el cociente entre la energía desprendida al formarse el nucleado y el n° de

nucleones que lo forman: $E_{\text{NUCLEON}} = \frac{\Delta m \cdot c^2}{A}$

PROBLEMAS RESUELTOS SOBRE ESTRUCTURA ATÓMICA

Grupo A - CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. NÚMEROS CUÁNTICOS. PROPIEDADES ATÓMICAS

A-01()** - Completar los espacios en blanco en la siguiente tabla y escribir los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador de los siguientes elementos

Nº atóm.	Nº másico	Protones	Neutrones	Electrones	Configuración electrónica
5			5		
	108	47			
76	190				

A-02(*) - Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de dos elementos: A: $1s^2 2s^2 2p^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$ Indique de un modo razonado si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:
 a) Es posible la configuración dada para B. b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento. c) Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A.

A-03(*) - Si los números atómicos respectivos de nitrógeno, argón, magnesio y cobalto son 7, 18, 12 y 27.
 a) Escriba las configuraciones electrónicas de los referidos átomos.
 b) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones N^{3-} , Mg^{2+} y Co^{3+}
 e) Indique el número de electrones desapareados que existen en el elemento nitrógeno así como en los iones Mg^{2+} y Co^{3+} del apartado anterior.

A-04()** - Escribir la configuración electrónica de los siguientes átomos:
 $^{96}_{42}Mo$; $^{23}_{11}Na$; $^{181}_{73}Ta$; $^{249}_{98}Cf$
 ¿Cuales son los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador de cada uno de estos cuatro átomos?

A-05()** - Complete la configuración electrónica de un elemento X cuyo electrón diferenciador es $4f^1$ indique su nº atómico (Z), a que grupo del Sistema Periódico pertenece y de qué elemento se trata. ¿Qué números cuánticos son los de su electrón diferenciador?

A-06(*) - Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos y/o iones:
 Br^{5+} (Z = 35); $^{60}_{144}Nd$; As^{3-} (Z = 33)

A-07(*) - ¿Cuáles de entre las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli. Explicar por qué. a) $1s^2 2s^2 2p^4$, b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, c) $1s^2 3p^1$, d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$

A-08()** - ¿Por qué el oxígeno (número atómico 8) tiene valencia 2 y el azufre (número atómico 16) tiene además las valencias 4 y 6?

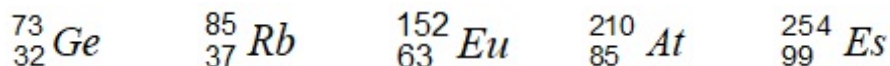
A-09(*) - Las configuraciones electrónicas de dos elementos neutros A y B son: A = $1s^2 2s^2 2p^2$ y B = $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$. Indicar, razonadamente, si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:
 a) La configuración de B es imposible;
 b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento;
 c) Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A.

A-10()** - Los elementos de transición Cu, Ag y Au presentan iones con carga 1+, siendo sus números atómicos 29, 47 y 79 respectivamente, ¿cuál es la razón?

A-11()** - Indicar cuál de los siguientes elementos presenta una mayor diferencia entre la primera y segunda energía de ionización: Na (Z=11), Ca (Z=20), Ni (Z=28), Cl (Z=17). Justificar la respuesta.

A-12(*) - Si los números atómicos respectivos de nitrógeno, argón, magnesio y cobalto son 7, 18, 12 y 27. Escriba las configuraciones electrónicas de los iones N^{3-} , Ar^0 , Mg^{2+} y Co^{2+} ¿Existirá y será estable el ion Ar^{1+} ?

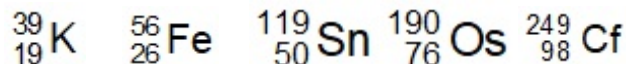
A-13(*) - Escriba la configuración electrónica y la composición del núcleo de los siguientes elementos:



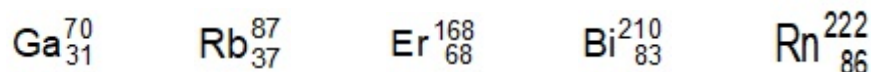
A-14(*) - Escriba la configuración electrónica y composición del núcleo de los elementos siguientes:



A-15(*) - Escribir la configuración electrónica y composición del núcleo de los siguientes elementos:



A-16(*) - Escriba la configuración electrónica y la composición del núcleo de los siguientes elementos:



A-17(*) - Escriba la configuración electrónica y la composición del núcleo de los siguientes elementos:



A-18()** - En el sistema periódico se encuentran en la misma columna los elementos Cloro, Bromo y yodo, colocados en orden creciente de su número atómico. Si el número atómico del cloro es 17:

- Escriba la configuración electrónica de los tres elementos
- Defina el primer potencial de ionización de un elemento químico y asigne a cada uno de los tres elementos el potencial de ionización que pueda corresponderle entre los siguientes; 10,4 , 11,8 y 13,1 eV
- Defina qué es la afinidad electrónica

A-19()** - Indicar a qué orbital corresponde la siguiente serie de números cuánticos: $n=4, l=3, m=-1$. ¿Cuántos orbitales de cada tipo hay en la capa electrónica $n = 4$?

A-20()** - a) Justifique, de un modo razonado, si pueden existir en un átomo electrones cuyos números cuánticos (n, l, m y m_s) sean: A) $(2, -1, 1, \frac{1}{2})$; B) $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$; C) $(1, 1, 0, -\frac{1}{2})$; D) $(3, 1, 2, \frac{1}{2})$.
 b) Justifique como varía el potencial de ionización para los elementos del grupo de los metales alcalinos.
 c) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que el ion Na^+ ? (Para el Na, $Z = 11$).

A-21()** - Dada la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
 ¿A qué elemento corresponde? . ¿Cual es su situación en el sistema periódico? Indique los valores de los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador.

A-22()** - a) Escriba las configuraciones electrónicas de las siguientes especies en su estado fundamental: $\text{O}^{2-}, \text{Na}^+, \text{Ar}, \text{Cl}^-$ y Mn.

- Identifique, justificando las respuestas, las especies isoelectrónicas, si las hay, y las que tienen electrones desapareados.

Datos: Números atómicos: $O = 8$; $Na = 11$; $Cl = 17$; $Ar = 18$; $Mn = 25$

A-23()** - Dados tres elementos del sistema periódico: A, B y C, cuyos números atómicos respectivos son 8, 16 y 19:

- Escriba sus configuraciones electrónicas e indique cuál de ellos presentará el valor mayor del primer potencial de ionización.
- Señale el tipo de enlace y aporte dos propiedades características de los posibles compuestos entre A y B

A-24()** - Ordenar según energías de ionización creciente las dos series de las siguientes especies. Justifique la respuesta:

- $\text{K}^+, \text{Rb}; \text{Mg}; \text{Ba}^{2+}; \text{B}$ y Al^{3+}
- $\text{F}^-; \text{O}; \text{S}^{2-}; \text{C}; \text{N}^{3-}$ y B^{3-}

A-25()** - Demuestre si existe o no un elemento que posea los números cuánticos de su electrón diferenciador que se indican. En caso afirmativo represente su configuración electrónica, de que elemento se trata, a que grupo y periodo pertenece y diga también si el elemento es paramagnético o diamagnético.

- $n = 2; l = 2; m = -2$ y $s = -1/2$
- $n = 4; l = 2; m = 0$ y $s = +1/2$

- A-26(**)** - Indicar, justificando la respuesta, el número de orbitales que corresponden a cada una de las siguientes designaciones: $5p$, $3d_{z^2}$, $4d$, $n = 5$ y $7s$.
- A-27(**)** - Indicar los dos primeros números cuánticos correspondientes a un orbital $4d$
- A-28(**)** - ¿Qué números cuánticos corresponden al electrón diferenciador del azufre ($Z = 16$)?
- A-29(**)** - ¿Cuántos electrones desapareados tiene el Vanadio ($Z = 23$) en su estado fundamental? Indique los cuatro números cuánticos de los electrones desapareados.
- A-30(*)** - Según el principio de exclusión de Pauli, ¿Cuántos electrones puede haber en los niveles $n=3$ de un átomo?
- A-31(**)** - Justificar si están excitados o no los átomos a los que corresponden las siguientes configuraciones electrónicas: A) $1s^2 2p^1$; B $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$; C) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$
- A-32(**)** - Indicar el valor de los números cuánticos correspondientes al último electrón del K ($Z=19$).
- A-33(**)** - Para el orbital $3s$ de un átomo:
- Indique el valor de los números cuánticos n , l y m de los electrones situados en el mismo.
 - Señale si hay un cuarto número cuántico y qué valores puede tener.
 - ¿En qué principio se basa la afirmación de que no pueden coexistir más de dos electrones en un orbital atómico?
- A-34(**)** - Conteste razonadamente a los siguientes apartados:
- Escriba las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de: nitrógeno ($Z = 7$), magnesio ($Z = 12$), ión hierro (III) ($Z = 26$).
 - Enuncie el Principio de máxima multiplicidad de Hund.
 - Indique los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones del primero de los apartados.
- A-35(**)** - Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
- De los siguientes elementos: Na, K, Ca y Mg ¿Cuál es el que presenta una mayor energía de ionización?
 - ¿Cuál de los siguientes elementos, Ar, I, Li, Cl y Br, presenta un valor más elevado en su segunda energía de ionización?
 - Coloque las siguientes especies en orden creciente de sus radios iónicos: Cl^- ; K^+ ; Ca^{2+} y Mg^{2+}
- A-36(*)** - Para los elementos químicos cuyos números atómicos son: 11, 14, 35, 38 y 54.
- Escriba su estructura electrónica.
 - Conteste a las siguientes cuestiones:
 - ¿A qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento?
 - ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes?
 - ¿Cuáles son metales y cuáles no metales?
 - ¿Cuál es el elemento más electropositivo y cuál es el más electronegativo?
- A-37(**)** - En relación con los números cuánticos:
- Defina el principio de exclusión de Pauli.
 - ¿Qué define cada conjunto de números cuánticos n , l y m_l ? Razonando la respuesta deduzca si puede existir, en un átomo, más de un electrón con los siguientes números cuánticos: $n = 2$, $l = 1$ y $m_l = 0$.
 - En un átomo cuántos electrones, como máximo, pueden tener los siguientes valores de los números cuánticos $n = 3$ y $l = 2$? ¿Qué define cada conjunto de números cuánticos n y l ?
- A-38(**)** - 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 = $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^0$. Indicar, razonadamente: a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli, b) la que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund, c) la que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.
- A-39(**)** - El número de protones del núcleo del isótopo más estable de un elemento X, es: $P=82$, Se pide:
- Su configuración electrónica,
 - Su electrón diferenciador y los números cuánticos principal (n) y secundario (l) del dicho electrón diferenciador

- c) El número de electrones de valencia y valencias o números de oxidación más probables de X
- d) El grupo y periodo del SP a que pertenece y
- e) Si es un conductor o es un aislante de la corriente eléctrica.

A-40()** - Los números cuánticos del electrón diferenciador de un elemento X son: $n = 6$, $l = 1$, $m = 1$, $s = \frac{1}{2}$.
Escriba la configuración electrónica de dicho elemento e indique grupo y periodo al que pertenece.

A-41()** - ¿Puede tener un orbital los siguientes números cuánticos: $n=2$, $l=2$ y $m_l=2$? Razone detalladamente la respuesta.

A-42()** - Escriba la configuración electrónica de las siguientes especies; H, He⁺, Li²⁺, F, Na, Se, Cs y I.

A-43()** - Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- a) ¿Es posible que los números cuánticos para un electrón situado en un orbital 2p sean (2, 0, 0, 1/2)?
- b) Indique dos posibles combinaciones de números cuánticos, por elemento, para el electrón de valencia de los átomos de Na y K.

A-44()** - Indique los valores posibles de los números cuánticos n , l , m y s para un electrón situado en un orbital 4f.

A-45()** - Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) Indique para los siguientes pares de iones cuál es el de mayor radio: K⁺ y Ca²⁺; S²⁻ y Cl⁻.
- B) Defina electronegatividad y energía de ionización

A-46()** - El número de protones del núcleo de un elemento es 80. Escribir su configuración electrónica completa y abreviada. Indicar el grupo y período al que pertenece. Y determinar los números cuánticos de su electrón diferenciador.

A-47()** - Responder brevemente:

- a) La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento en su estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$, ¿cuál es el número de oxidación máximo de este elemento?
- b) Colocar por orden creciente de su afinidad electrónica los elementos: C, Si, Ca y Sr.
- c) ¿Qué carga es de esperar que tengan los iones que forma el elemento indio ($Z = 49$)?
- d) ¿Cuál de los siguientes iones, Rb⁺, Mg²⁺ y Br⁻, posee un mayor radio?

A-48()** - Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, razonando su respuesta:

- a) El elemento de símbolo F es el elemento más electronegativo.
- b) Los compuestos de elementos que presentan electronegatividades aproximadamente iguales serán iónicos.
- c) De los elementos B, C y Al, el Al tiene la mayor energía de ionización.
- d) Dados los elementos Cl, Al y Na, cuyos números atómicos son 17, 13 y 11, respectivamente. De los iones Cl⁻, Al³⁺ y Na⁺, el ion cloruro será el que tenga mayor radio y el ion aluminio (III) el de menor radio.

Grupo B - COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO

- B-01(**)** - Por los espectros de masas puede determinarse que el Talio ($Z = 81$) se compone de tres isótopos cuyas masas son: 203,037, 204,049 y 205,034 uma y sus abundancias relativas son, respectivamente, 29,36%, 0,23% y 70,41%. Calcular la masa atómica exacta de una muestra de Talio ordinario. Determine la configuración electrónica de uno de estos átomos e indique el valor de los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador.
- B-02(**)** - Los isótopos del magnesio natural son ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{25}_{12}\text{Mg}$ y ${}^{26}_{12}\text{Mg}$, cuyas masas atómicas son respectivamente: 23,98504, 24,98584 y 25,98259 y sus abundancias relativas 78,10%, 10,13% y 11,17%. Calcular la masa atómica media del magnesio.
- B-03(**)** - Sabiendo que el cobre natural tiene dos isótopos ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ y ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ de masas atómicas 62,9298 y 64,9278; y que la masa atómica del mismo es 63,54. Calcular la proporción en que se hallan mezclados los isótopos.
- B-04(**)** - El silicio tiene la siguiente distribución isotópica: 92,210% de ${}^{28}\text{Si}$, cuya masa es 27,97693 u, 4,700% de ${}^{29}\text{Si}$, cuya masa es de 28,97649 u y 3,090% de ${}^{30}\text{Si}$, cuya masa es 29,97376 u. ¿Cuál es la masa atómica del silicio?
- B-05(**)** - Determinar la masa atómica del galio, sabiendo que existen dos isótopos ${}^{69}\text{Ga}$ y ${}^{71}\text{Ga}$, cuya abundancia relativa es 60,2% y 39,8%, respectivamente. Indicar la composición de los núcleos de ambos isótopos. Número atómico Ga = 31.
- B-06(**)** - El vanadio, de número atómico 23, se encuentra en la naturaleza formando dos isótopos con masas iguales a 50 y 51 uma.
- Determinar el número de neutrones y de protones que tiene cada uno de los isótopos.
 - Escribir la configuración electrónica del vanadio.
 - Calcular la abundancia relativa de los dos isótopos si la masa atómica, que aparece en las tablas periódicas, del vanadio es igual a 50,94 uma.
- B-07(**)** - Se observó que 57,642 g de cloro gaseoso (Cl_2) encerrados en un recipiente de 10 litros a 27°C ejercen una presión de 2,0 atm. Sabiendo que el cloro natural está constituido por una mezcla de dos isótopos cuyas masas atómicas son 35,00 y 37,00, deducir la proporción en que ambos forman parte del cloro natural.
-

Grupo C - SALTOS ELECTRÓNICOS EN EL ÁTOMO

C-01()** - El electrón de un átomo de hidrógeno experimenta una transición desde $n=4$ hasta $n=2$. Calcular el número de ondas y la energía de la radiación emitida.

C-02(*)** - La energía del primer nivel electrónico del átomo de hidrógeno tiene un valor de $-13,60$ eV. Calcular:
a) La frecuencia de la radiación emitida al caer un electrón desde el segundo nivel al primero. b) La energía total desprendida por un mol de átomos de hidrógeno que experimentan la transformación indicada en el apartado anterior. c) La masa de hidrógeno atómico necesaria para descomponer 90 g. de agua, suponiendo que toda la energía desprendida en el anterior salto electrónico se transforme íntegramente en calor siendo la reacción de formación del agua: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 571.715,48$ Julios.

C-03()** - Al excitar un átomo de hidrógeno su electrón se sitúa en otro nivel energético, absorbiendo 12 eV. Calcular la longitud de onda y la frecuencia de la radiación emitida al retornar el electrón a su estado inicial.

Grupo D - DEFECTO DE MASA

D-01(***) - Calcular el defecto de masa y la energía de enlace por nucleón del nucleído: O-16 ($Z=8$), cuya masa es de 15,9949 umas.

Grupo E - PROPIEDADES DE LAS RADIACIONES

- E-01(**)** - El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 589 nm. Calcular la diferencia de energía correspondiente al tránsito electrónico que se produce, expresada en eV/átomo y en KJ/mol.
- E-02(**)** - Los átomos de sodio excitados pueden emitir radiación a una longitud de onda de 5890 Å . ¿Cual es la energía en julios y eV de los fotones de esta radiación? ¿Cual sería la energía producida cuando 1 mol de átomos sufre esta transición?
- E-03(**)** - El uso de la luz ultravioleta para la desinfección se debe a su energía y se obtiene por tránsitos electrónicos entre diferentes capas de un átomo. Si una radiación ultravioleta posee una longitud de onda de 350 nm. Calcular la diferencia de energía correspondiente al tránsito electrónico que la ha producido, expresada en eV/átomo.
- E-04(**)** - Una radiación tiene una longitud de onda de 6000 Å. Calcular su frecuencia, su número de ondas y la energía de los fotones que la forman.
- E-05(**)** - La capa de ozono absorbe la radiaciones ultravioleta, capaces de producir alteraciones en las células de la piel, cuya longitud de onda está comprendida entre 200 y 300 nm. Calcular la energía de un mol de fotones de luz ultravioleta de longitud de onda 250 nm.
- E-06(**)** - Para ionizar el átomo de sodio se necesitan $4,9 \cdot 10^5$ J/mol. ¿Cuanta energía será necesaria para ionizar un átomo? Si esta energía procede de un haz luminoso, ¿cual debe ser la menor frecuencia que debe tener este haz para conseguir la ionización? ¿Cual es su longitud de onda?
- E-07(**)** - Deducir el intervalo de energía de los fotones correspondientes al espectro visible, que comprende desde 4000 Å hasta 7000 Å de longitud de onda.
DATO: Constante de Planck = $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s. Velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m/s
-

Grupo F - ONDAS ASOCIADAS A PARTÍCULAS

F-01()** - Calcular la longitud de onda asociada a un protón acelerado con una energía de 1 M.e.v.

F-02()** - Calcular la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de $5,0 \cdot 10^6$ m/s. ¿Cual es su energía?

DATOS: Masa del electrón: $9 \cdot 10^{-31}$ Kg ; Constante de Plank: $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

F-03()** - Es sabido que las partícula, alfa son núcleos de helio. de masa aproximadamente cuatro veces mayor que la del protón. Consideremos un protón v una partícula alfa con la misma energía cinética. ¿Qué relación existe entre las longitudes de onda asociadas a ambas partículas (Ondas de De Broglie) correspondientes a esas dos partículas?

Grupo G - EFECTO FOTOELÉCTRICO

G-01(*)** - La frecuencia umbral de cierto metal es $8,8 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. Calcula la velocidad máxima de los electrones emitidos por ese metal, cuando se ilumina con luz, cuya longitud de onda es 2536 \AA . ¿Qué energía cinética poseen esos electrones?

G-02(*)** - ¿Qué energía cinética tendrán 1 mol de electrones desprendidos de la superficie metálica del sodio al iluminar ésta con radiación suficiente de 4800 \AA si sabemos que la frecuencia umbral del sodio es de $5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$? ¿Cual será la velocidad de estos electrones?
DATOS: ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$), $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; Masa del electrón = $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$

G-03(*)** - Sabiendo que la energía fotoeléctrica umbral del cesio es $1,8 \text{ eV}$, determinar la longitud de onda máxima de una radiación capaz de producir la emisión de un fotoelectrón por una lámina de Cesio con una energía de 4 eV .

G-04(*)** - El umbral fotoeléctrico del magnesio es de 3700 \AA ¿Cual es la energía, en eV, de los fotoelectrones producidos en el magnesio por luz de 3000 \AA de longitud de onda? ¿Cual es la velocidad de estos electrones?

Grupo H - PROPIEDADES PERIÓDICAS

H-01()** - La primera energía de ionización para As ($Z=33$) y Se ($Z=34$) es respectivamente 0,947 y 0,941. Explicar esta observación.

H-02()** - Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Defina radio iónico, radio atómico, electronegatividad y afinidad electrónica..
- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas más externas: i) ns^1 ; ii) $ns^2 np^1$; iii) $ns^2 np^6$. Identifique el grupo y el nombre de todos los átomos que puedan tener esa configuración.

GRUPO A: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. NÚMEROS CUÁNTICOS. PROPIEDADES ATÓMICAS

A-01 - Completar los espacios en blanco en la siguiente tabla y escribir los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador de los siguientes elementos

Nº atóm.	Nº másico	Protones	Neutrones	Electrones	Configuración electrónica
5	10	5	5	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
47	108	47	61	47	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$
76	190	76	114	76	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^6$

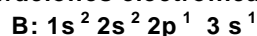
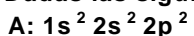
Números cuánticos del electrón diferenciador: (El electrón diferenciador es el último electrón que "entra" en el átomo; es el que lo diferencia del elemento inmediatamente anterior)

1º elemento: **2, 1, -1, -1/2**

2º elemento: **4, 2, 1, +1/2**

3º elemento: **5, 2, -2, +1/2**

A-02 - Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de dos elementos:



Indique de un modo razonado si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- Es posible la configuración dada para B.
- Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento.
- Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A.

RESOLUCIÓN

El número máximo de electrones que puede contener cada subnivel es: s \rightarrow 2 ; p \rightarrow 6 , d \rightarrow 10 , f \rightarrow 14 . Por ello, para que una configuración electrónica sea correcta, ninguno de los subniveles puede superar esa cifra.

A) En los casos dados, la primera de las dos configuraciones **A:** $1s^2 2s^2 2p^2$ y la **B:** $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$ son ambas posibles ya que en los dos casos cada subnivel contiene el máximo número, o menos, electrones de los que admite. En el caso A, los seis electrones se encuentran en los subniveles más bajos posibles, se trata del estado fundamental o normal de ese átomo. En el caso B, uno de los dos electrones que en el estado fundamental, el A, se encuentran en el subnivel 2p, en este caso se encuentra en un subnivel de mayor energía: el 3s, tratándose por tanto de un estado excitado de dicho átomo.

B) Para determinar si se trata del mismo átomo, hemos de contabilizar el número de electrones de cada uno, ya que este número es también el número atómico del elemento de que se trate, si no está ionizado, que no es el caso. En ambos casos hay 6 electrones, por lo que se trata de un átomo del elemento nº 6 (el **CARBONO**), en cual en el caso **A** se encuentra en su estado fundamental, y en el caso **B** en estado excitado.

C) Dado que en el caso **B** se encuentra en estado excitado, uno de los dos electrones del subnivel 2p se encuentra en un subnivel con mayor energía: el 3s, que se encuentra más alejado del núcleo. Por tanto, para extraer este electrón del átomo se necesitará menos energía que en el caso **A**.

A-03 - Si los números atómicos respectivos de nitrógeno, argón, magnesio y cobalto son 7, 18, 12 y 27.

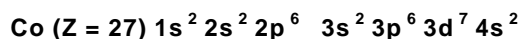
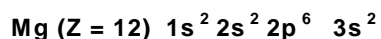
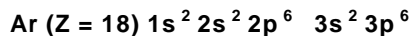
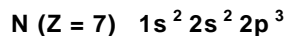
a) Escriba las configuraciones electrónicas de los referidos átomos.

b) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones N^{3-} , Mg^{2+} y Co^{3+}

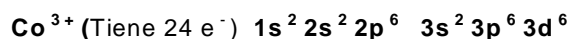
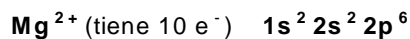
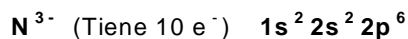
e) Indique el número de electrones desapareados que existen en el elemento nitrógeno y en los iones Mg^{2+} y Co^{3+} del apartado anterior.

RESOLUCIÓN


a) Los números atómicos nos indican el número de protones que tiene cada átomo en su núcleo, y si se trata de un átomo neutro, nos indican también el número de electrones que tienen en la corteza.





b) Los iones tienen más o menos electrones que el átomo neutro, según nos indique su carga negativa o positiva, respectivamente. Si la carga es positiva pierde los electrones de valencia: los más externos y los más débilmente retenidos)



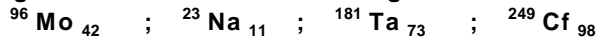
c) Si escribimos las configuraciones electrónicas teniendo en cuenta el Principio de máxima multiplicidad de Hund, nos quedarán:

N^{3-} (Tiene 10 e^-) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ Tiene tres electrones desapareados. El subnivel p tiene tres orbitales, en los cuales se sitúa un electrón en cada una. Los electrones existentes en este subnivel pueden representarse también así: 

Mg^{2+} (tiene 10 e^-) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$ No tiene ningún electrón desapareado. Pueden representarse los tres orbitales p también así: 

Co^{3+} (Tiene 24 e^-) $1s^2 2s^2 2p^6 \ 3s^2 3p^6 3d^6$ El subnivel d tiene cinco orbitales, por lo que los seis electrones existentes en este subnivel se distribuirán lo más desapareados posible: dos electrones en un orbital y uno solo en los otros cuatro: 
Por tanto, existirán 4 electrones desapareados

A-04 - Escribir la configuración electrónica de los siguientes átomos:



¿Cuales son los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador de cada uno de estos cuatro átomos?

RESOLUCIÓN

$^{96}\text{Mo}_{42}$: Contiene 42 protones; $(98 - 42) = 56$ neutrones y 42 electrones

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$

Los números cuánticos del último electrón son: $4, 2, 1, -\frac{1}{2}$

$^{23}\text{Na}_{11}$: : Contiene 11 protones; $(23 - 11) = 12$ neutrones y 11 electrones

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Los números cuánticos del último electrón son: $3, 0, 0, -\frac{1}{2}$

$^{181}\text{Ta}_{73}$: Contiene 73 protones; $(181 - 73) = 108$ neutrones y 73 electrones

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^3$

Los números cuánticos del último electrón son: $5, 2, 0, -\frac{1}{2}$

$^{249}\text{Cf}_{98}$: Contiene 98 protones; $(249 - 98) = 151$ neutrones y 98 electrones

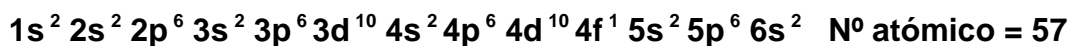
Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{10}$

Los números cuánticos del último electrón son: $5, 3, -1, +\frac{1}{2}$

A-05 - Complete la configuración electrónica de un elemento X cuyo electrón diferenciador es $4f^1$ indique su nº atómico (Z), a que grupo del Sistema Periódico pertenece y de qué elemento se trata. ¿ Qué números cuánticos son los de su electrón diferenciador ?

RESOLUCIÓN:

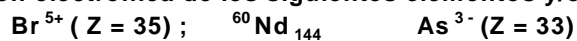
Si el electrón diferenciador es el $4f^1$, se trata del primero de los elementos de la serie de los LANTÁNIDOS O TIERRAS RARAS, que es el Lantano. Su configuración electrónica, obtenida por medio de la regla de Moeller, es:



Los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador, que es el $4f^1$, son **4, 3, -3, -1/2**

En realidad, en el caso del Lantano, el electrón diferenciador entra en el subnivel $5d^1$ y no en el $4f^1$, por lo que debería ser el siguiente elemento, en Cerio, el que tuviera este electrón $4f^1$ como electrón diferenciador, pero en el caso del Cerio, ese electrón que se ubicó en el Lantano en $5d^1$ sufre una transición y se coloca en el subnivel $4f$, juntamente con el electrón nuevo, por lo que en el Cerio, su configuración electrónica en estos dos subniveles es $4f^2 5d^0$. Por todo ello, si tenemos en cuenta estas configuraciones reales y no las resultantes de la Regla de Moeller, deberíamos decir que no existe ningún elemento cuyo electrón diferenciador sea el $4f^1$

A-06 - Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos y/o iones:



RESOLUCIÓN

$\text{Br}^{5+} (Z = 35)$: Se trata del ion procedente del bromo, el cual ha perdido 5 electrones, por lo que en su configuración electrónica solamente tendrá 30 electrones, y es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

${}^{60}\text{Nd}_{144}$ Es un átomo neutro de Neodimio, el cual contiene 60 electrones:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^4$

$\text{As}^{3-} (Z = 33)$: Se trata del ion procedente de un átomo de Arsénico, el cual ha ganado 3 electrones, por lo que en su configuración electrónica tendrá 36 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

A-07 - ¿Cuáles de entre las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli. Explicar por qué. a) $1s^2 2s^2 2p^4$, b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, c) $1s^2 3p^1$, d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$

RESOLUCIÓN

El principio de exclusión de Pauli dice que "En un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos iguales", lo cual nos va a indicar el número máximo de electrones en cada subnivel electrónico, que es: $s \Rightarrow 2$; $p \Rightarrow 6$; $d \Rightarrow 10$; $f \Rightarrow 14$. De acuerdo con ello, las configuraciones electrónicas dadas son:

- a) $1s^2 2s^2 2p^4$:** Se trata del elemento en su estado normal. Si es un átomo neutro (con el mismo n° de protones en el núcleo que de electrones en la corteza), será el $n^\circ 8$, correspondiente al periodo 2 y al grupo 16: el oxígeno.
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$:** Se trata del elemento en su estado normal. Si es un átomo neutro (con el mismo n° de protones en el núcleo que de electrones en la corteza), será el $n^\circ 12$, correspondiente al periodo 3 y al grupo 2: el Magnesio.
- c) $1s^2 3p^1$** Se trata del elemento $n^\circ 3$ (tiene 3 electrones) en estado excitado, pues el electrón $3p^1$ si estuviera en estado normal se encontraría en el subnivel más bajo, que sería $2s^1$. No obstante, se trata de una configuración posible ya que ninguno de los subniveles tiene más electrones de los permitidos , correspondiente al periodo 2 y al grupo 1: el Litio.
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$** Se trata de una configuración electrónica imposible ya que en el subnivel $3p$ solamente puede haber 6 electrones, y no 10.
-

A-08 - ¿Por qué el oxígeno (número atómico 8) tiene valencia 2 y el azufre (número atómico 16) tiene además las valencias 4 y 6?

RESOLUCIÓN

Ambos elementos tienen 6 electrones en su última capa, en el caso del Oxígeno en la segunda capa ($1s^2 2s^2 2p^4$) y el azufre en la tercera capa ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) por lo que a ambos les faltan dos electrones para completarla, de ahí su valencia - 2.

El Oxígeno es el segundo elemento más electronegativo, por lo que siempre tiene más tendencia a atraer hacia sí el par de electrones del enlace que forme con otro átomo que cualquier otro elemento (excepto el Flúor), para completar sus electrones de la última capa (valencia -2) y no los pierde frente a los demás elementos.

El Azufre es ya bastante menos electronegativo que el Oxígeno, por lo que hay elementos, el Oxígeno, por ejemplo, que al ser más electronegativos que él, le pueden quitar electrones, y los electrones que el azufre puede perder son los de su última capa: $2s^2 2p^4$, que son 6, si los pierde todos, o bien puede perder 4 o solamente 2, de ahí sus valencias +6, +4 y +2, respectivamente. Pero cuando se combina con otros elementos menos electronegativos que él, ganará los dos electrones que le faltan para completar su capa externa, de ahí su valencia -2.

- A-09** - Las configuraciones electrónicas de dos elementos neutros A y B son: $A = 1s^2 2s^2 2p^2$ y $B = 1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$. Indicar, razonadamente, si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:
- La configuración de B es imposible;
 - Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento;
 - Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A.

RESOLUCIÓN

Al tratarse de dos elementos neutros, quiere decir que tienen el mismo número de protones en el núcleo que de electrones en su corteza, es decir 6; se trata pues del elemento con número atómico 6: el Carbono. El caso A corresponde a su estado fundamental y el B corresponde a un estado excitado en el cual uno de los dos electrones del subnivel 2p ha ganado energía y se encuentra en el subnivel 3s.

- La configuración B sí es posible pues corresponde a un estado excitado.
 - Ambas configuraciones corresponden al mismo átomo: el de Carbono.
 - Para arrancar un electrón de B se necesita menos energía que para arrancarlo de A ya que en B el último electrón se encuentra en un estado de mayor energía: está en el subnivel 3s, mientras que en A se encuentra en el 2p.
-

A-10 - Los elementos de transición Cu, Ag y Au presentan iones con carga 1+, siendo sus números atómicos 29, 47 y 79 respectivamente, ¿cuál es la razón?

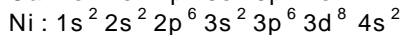
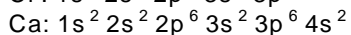
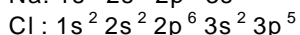
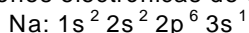
RESOLUCIÓN

Los tres elementos se encuentran en el grupo 11, por lo que su configuración electrónica, si se obtiene según el diagrama de Moeller debería ser: $(n - 1)d^9 ns^2$, pero los tres son excepciones a esta regla ya que uno de los dos electrones del subnivel "s", más externo pasan al subnivel "d", con lo cual éste se completa, por lo que en su capa más externa quedará con un solo electrón: sus configuraciones son: $(n - 1)d^{10} ns^1$, y de ahí que todos ellos tengan valencia 1+.

A-11 - Indicar cuál de los siguientes elementos presenta una mayor diferencia entre la primera y segunda energía de ionización: Na (Z=11), Ca (Z=20), Ni (Z=28), Cl (Z=17). Justificar la respuesta.

RESOLUCIÓN

Las configuraciones electrónicas de estos elementos, ordenados por su número atómico, son:



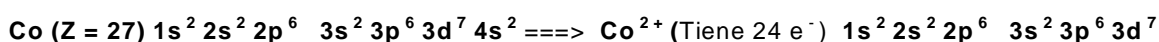
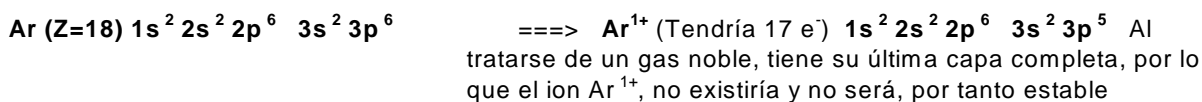
La energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle un electrón. Siempre se arranca el electrón que esté más débilmente retenido, siendo los primeros aquellos electrones que se encuentren en las capas más externas. Las sucesivas energías de ionización son las correspondientes a los sucesivos electrones que se van arrancando, dependiendo su valor de la atracción que ejerza el núcleo del átomo sobre ellos la cual depende fundamentalmente de la distancia a la que se encuentre. Por ello, los electrones que estén en un mismo nivel energético (misma capa) tendrán unas energías de ionización no demasiado diferentes, mientras que si un electrón se encuentra en una capa inferior, estará mucho más cerca del núcleo y se necesitará una energía mucho mayor.

Por tanto, en los casos dados, solamente en el SODIO el segundo electrón está en una capa diferente al primero que se arranca, siendo por tanto en este elemento en el cual habrá una mayor diferencia entre la 1ª y la 2ª energía de ionización.

A-12 - Si los números atómicos respectivos de nitrógeno, argon, magnesio y cobalto son 7, 18, 12 y 27. Escriba las configuraciones electrónicas de los iones N^{3-} , Ar^0 , Mg^{2+} y Co^{2+} ¿Existirá y será estable el ion Ar^{1+} ?

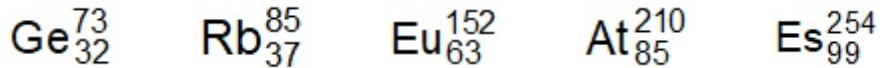
RESOLUCIÓN:

Para escribir las configuraciones electrónicas de los iones, vamos a escribir antes las correspondientes a los átomos neutros, ya que los iones tienen más o menos electrones que el átomo neutro, según nos indique su carga negativa o positiva, respectivamente. Si la carga es positiva pierde los electrones de valencia: los más externos y los más débilmente retenidos)

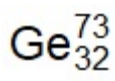


En el caso de este último ion, aunque en el orden de llenado los últimos electrones que entran son los que van llenando el subnivel 3d, sin embargo los primeros electrones en perderse cuando el cobalto cede electrones son los de su capa más externa, es decir, los dos del subnivel 4s

A-13 - Escriba la configuración electrónica y la composición del núcleo de los siguientes elementos:



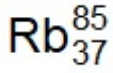
RESOLUCIÓN



Núcleo: **32 protones** y $(73 - 32) = 41$ neutrones

Corteza : **32 electrones**

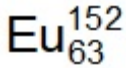
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$



Núcleo: **37 protones** y $(85 - 37) = 48$ neutrones

Corteza : **37 electrones**

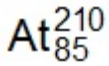
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$



Núcleo: **63 protones** y $(152 - 63) = 89$ neutrones

Corteza : **63 electrones**

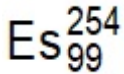
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7$



Núcleo: **85 protones** y $(210 - 85) = 125$ neutrones

Corteza : **85 electrones**

Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$



Núcleo: **99 protones** y $(254 - 99) = 155$ neutrones

Corteza : **99 electrones**

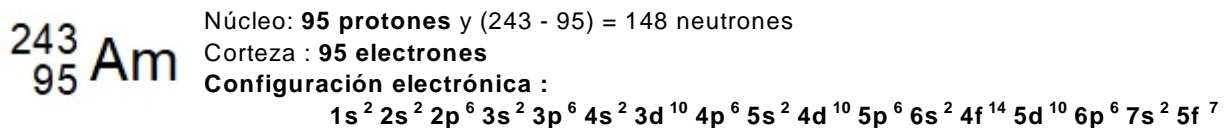
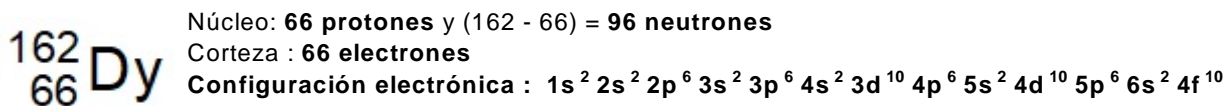
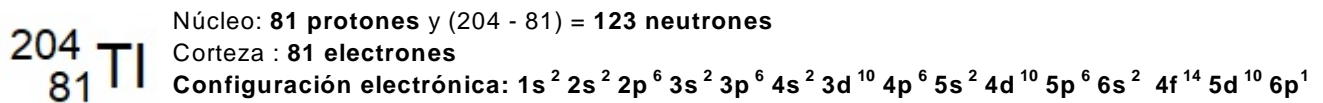
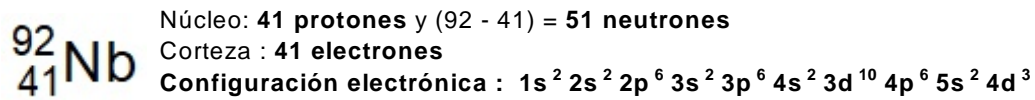
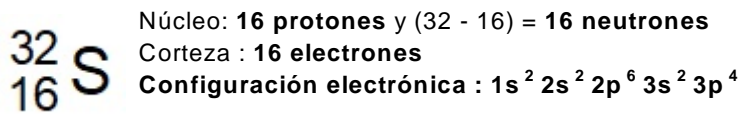
Configuración electrónica :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{11}$

A-14 - Escriba la configuración electrónica y composición del núcleo de los elementos siguientes:



RESOLUCIÓN



A-15 - Escribir la configuración electrónica y composición del núcleo de los siguientes elementos:

³⁹K₁₉

⁵⁶Fe₂₆

¹¹⁹Sn₅₀

¹⁹⁰Os₇₆

²⁴⁹Cf₉₈

RESOLUCIÓN

³⁹₁₉K

Núcleo: **19 protones** y (39 - 19) = **20 neutrones**

Corteza : **19 electrones**

Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

⁵⁶₂₆Fe

Núcleo: **26 protones** y (56 - 26) = **30 neutrones**

Corteza : **26 electrones**

Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

¹¹⁹₅₀Sn

Núcleo: **50 protones** y (119 - 50) = **69 neutrones**

Corteza : **50 electrones**

Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

¹⁹⁰₇₆Os

Núcleo: **76 protones** y (190 - 76) = **114 neutrones**

Corteza : **76 electrones**

Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^6$

²⁴⁹₉₈Cf

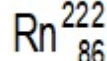
Núcleo: **98 protones** y (249 - 98) = **151 neutrones**

Corteza : **98 electrones**

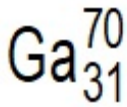
Configuración electrónica :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{10}$

A-16 - Escriba la configuración electrónica y la composición del núcleo de los siguientes elementos:



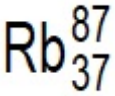
RESOLUCIÓN:



Núcleo: **31 protones** y $(70 - 31) = 39$ neutrones

Corteza : **31 electrones**

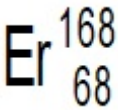
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$



Núcleo: **37 protones** y $(87 - 37) = 50$ neutrones

Corteza : **37 electrones**

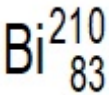
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$



Núcleo: **68 protones** y $(168 - 68) = 100$ neutrones

Corteza : **68 electrones**

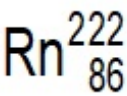
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{12}$



Núcleo: **83 protones** y $(210 - 83) = 127$ neutrones

Corteza : **83 electrones**

Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$

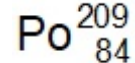
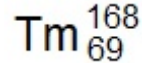
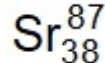
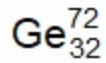


Núcleo: **86 protones** y $(222 - 86) = 136$ neutrones

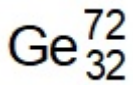
Corteza : **86 electrones**

Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

A-17 - Escriba la configuración electrónica y la composición del núcleo de los siguientes elementos:



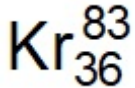
RESOLUCIÓN:



Núcleo: **32 protones** y $(72 - 32) = 40$ neutrones

Corteza : **32 electrones**

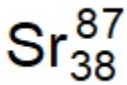
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$



Núcleo: **36 protones** y $(83 - 36) = 47$ neutrones

Corteza : **36 electrones**

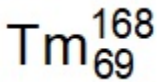
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$



Núcleo: **38 protones** y $(87 - 38) = 49$ neutrones

Corteza : **38 electrones**

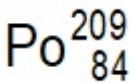
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$



Núcleo: **69 protones** y $(168 - 69) = 99$ neutrones

Corteza : **69 electrones**

Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{13}$



Núcleo: **84 protones** y $(209 - 84) = 125$ neutrones

Corteza : **84 electrones**

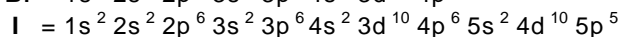
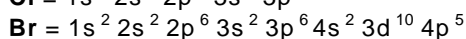
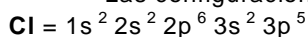
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$

- A-18** - En el sistema periódico se encuentran en la misma columna los elementos Cloro, Bromo y yodo, colocados en orden creciente de su número atómico. Si el número atómico del cloro es 17:
- Escriba la configuración electrónica de los tres elementos
 - Defina el primer potencial de ionización de un elemento químico y asigne a cada uno de los tres elementos el potencial de ionización que pueda corresponderle entre los siguientes; 10,4 , 11,8 y 13,1 eV
 - Defina qué es la afinidad electrónica

RESOLUCIÓN

- A) Esos tres elementos se encuentran respectivamente en los periodos 3º, 4º y 5º. Los periodos 4º y 5º contienen ya a los elementos de transición, pero no a los de transición interna, por lo que cada uno está compuesto por 18 elementos, de manera que los números atómicos diferirán en esa cantidad y son; Cl = 17 ; Br = 35 y I = 53.

Las configuraciones electrónicas respectivas son;



- B) El primer potencial de ionización o energía de ionización se define como "La energía que hay que comunicarle a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débilmente retenido".

En el Sistema periódico sus valores aumentan al desplazarnos hacia la derecha, en los periodos, y hacia arriba, en los grupos, por tanto los tres valores dados, corresponderán, respectivamente a los elementos: **YODO : 10,4 ; BROMO = 11,8 y CLORO = 13,1 eV**

- C) La afinidad electrónica o electroafinidad es la energía que se libera cuando un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental gana un electrón para convertirse en un anión. En el Sistema periódico sus valores aumentan al desplazarnos hacia la derecha, en los periodos, y hacia arriba, en los grupos, de la misma forma que la energía de ionización
-

A-19 - Indicar a qué orbital corresponde la siguiente serie de números cuánticos: $n=4$, $l=3$, $m=-1$.
¿Cuántos orbitales de cada tipo hay en la capa electrónica $n = 4$?

RESOLUCIÓN

El tipo de orbital nos lo indica el segundo número cuántico, con la siguiente equivalencia: $s = 0$; $p = 1$, $d = 2$ y $f = 3$, por lo que como en este caso tiene el valor "3", corresponde a un orbital tipo "f".

Para un valor del número cuántico principal $n = 4$, los valores que puede tomar el número cuántico secundario "l" son:

- $l = 0$ es un orbital tipo "s" (uno solo)
- $l = 1$ es un orbital tipo "p" (tres orbitales)
- $l = 2$ es un orbital tipo "d" (cinco orbitales)
- $l = 3$ es un orbital tipo "f" (siete orbitales)

En total: $1 + 3 + 5 + 7 = 16$ orbitales

- A-20** - a) Justifique, de un modo razonado, si pueden existir en un átomo electrones cuyos números cuánticos (n, l, m y m_s) sean: **A)** (2, -1, 1, $\frac{1}{2}$); **B)** (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$); **C)** (1, 1, 0, $-\frac{1}{2}$); **D)** (3, 1, 2, $\frac{1}{2}$).
- b) Justifique como varía el potencial de ionización para los elementos del grupo de los metales alcalinos.
- c) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que el ion Na^+ ? (Para el Na, $Z = 11$).

RESOLUCIÓN

- a)** Justifique, de un modo razonado, si pueden existir en un átomo electrones cuyos números cuánticos (n, l, m y m_s) sean: **A)** (2, -1, 1, $\frac{1}{2}$); **B)** (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$); **C)** (1, 1, 0, $-\frac{1}{2}$); **D)** (3, 1, 2, $\frac{1}{2}$)

El significado y valores que pueden tomar los números cuánticos en un átomo son:

Nº cuántico principal: n : Nos da idea del volumen efectivo del orbital.

Valores posibles: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7....

Nº cuántico secundario: l : Determina la forma del orbital

Valores posibles: 0, 1, 2, 3, ... ($n - 1$) (Se representan por letras: $s = 0, p = 1, d = 2, f = 3$)

Nº cuántico magnético orbital: m_l : Nos indica la orientación del orbital en el espacio

Valores posibles: $-l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$

Estos tres primeros números cuánticos definen el orbital atómico.

Nº cuántico magnético de spin: m_s : Nos indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo

Valores posibles: $-\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$

De acuerdo con estos posibles valores, y para los cuatro electrones cuyos valores nos dan, tenemos:

A) (2, -1, 1, $\frac{1}{2}$) No es posible ya que el 2º número cuántico debe ser siempre positivo

B) (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$) Sí es posible

C) (1, 1, 0, $-\frac{1}{2}$) No es posible ya que el valor del 2º número cuántico es siempre menor que el del primero

D) (3, 1, 2, $\frac{1}{2}$) No es posible ya que el valor del 3º número cuántico es siempre igual o menor que el del segundo

- b)** Justifique como varía el potencial de ionización para los elementos del grupo de los metales alcalinos.

El potencial o energía de ionización es la energía que hay que comunicarle a un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débilmente retenido. La Fuerza con la

cual el núcleo del átomo atrae a los electrones viene dada por la Ley de Coulomb: $F = K \cdot \frac{Q \cdot Q'}{d^2}$ donde

Q es la carga del núcleo, la cual es tanto mayor cuanto mayor sea su número atómico, Q' es la carga del electrón y d es la distancia a la que se encuentra el electrón del núcleo (radio). Por tanto, dado que al descender en el grupo aumenta el número atómico, la carga nuclear también aumenta, pero dado que a medida que descendemos en el grupo el átomo tiene más capas electrónicas, también aumenta el radio atómico, y la influencia de éste sobre el valor de la fuerza de atracción es mayor que la de la carga nuclear (está elevada a 2), por lo que cuanto mayor sea el tamaño del átomo, menor será la fuerza con la que atrae el núcleo al electrón y por tanto más fácil será arrancárselo. En definitiva, que a medida que descendemos en el grupo, disminuye la energía de ionización del átomo.

- C)** ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que el ion Na^+ ? (Para el Na, $Z = 11$).

El ion Na^+ tiene 10 electrones, por lo que su configuración electrónica será:

1 s² 2 s² 2 p⁶ y esta configuración es también la de aquel elemento cuyo átomo neutro tiene 10 electrones, por lo que se tratará del de número atómico 10: Es el **NEON**

A-21 - Dada la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

¿A qué elemento corresponde?

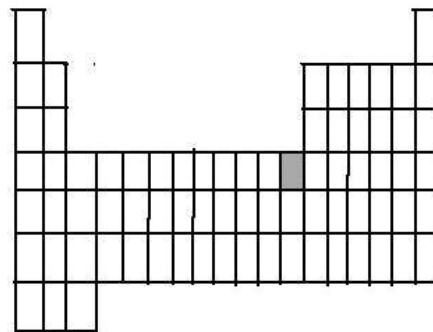
¿Cual es su situación en el sistema periódico?

Indique los valores de los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador

RESOLUCIÓN

Se trata del elemento nº 30 (Tiene 30 electrones) Se encuentra en el 4º periodo (El valor más alto del número cuántico principal es 4) y, teniendo en cuenta que el último electrón que entra en el d^{10} , se encontrará en la décima columna de las que corresponden al número cuántico secundario "d", es decir, se encuentra en la última columna de los elementos de transición. Por tanto, es el **Zn**.

El electrón diferenciador es aquel electrón que "diferencia" a un elemento del inmediatamente anterior; es pues, el último electrón que "ha entrado" en su configuración electrónica (No se trata pues del electrón más externo) En este caso se trata del $3d^{10}$ por lo que el primer número cuántico es **3**, el segundo número cuántico es el correspondiente a la **d**: **2**, mientras que el tercero, que toma sus valores desde -2 a +2, es, en este caso **+ 2** (es el último) y el cuarto corresponde al spin del electrón, el cual al ser el último será **+ 1/2**, por tanto la serie de los cuatro números cuánticos de este electrón diferenciador del Zn e

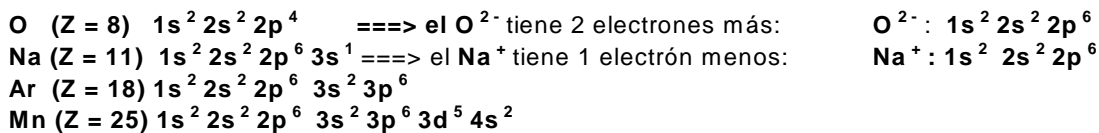


(3, 2, +2, + 1/2)

- A-22 - a) Escriba las configuraciones electrónicas de las siguientes especies en su estado fundamental:**
 O^{2-} , Na^+ , Ar, Cl^- y Mn.
b) Identifique, justificando las respuestas, las especies isoelectrónicas, si las hay, y las que tienen electrones desapareados.
Datos: Números atómicos: O = 8 ; Na = 11 ; Cl = 17 ; Ar = 18 ; Mn = 25

RESOLUCIÓN

- a) Las configuraciones electrónicas de los iones derivan de las de los correspondientes átomos, con más electrones si su valencia es negativa o con menos si es positiva. Así, tenemos



- B) Las especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones, en este caso O^{2-} y Na^+ , las cuales tienen un total de 10 electrones.

Electrones desapareados solamente los tiene el Mn, ya que todas las demás tienen completos los subniveles s y p. En el caso del Mn, dado que en el subnivel "d" caben 10 electrones distribuidos en 5 orbitales, y puesto que solamente tiene 5 electrones, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, éstos se distribuirán lo más desapareados posible: un solo electrón en cada uno de los orbitales:



Por tanto, existirán 5 electrones desapareados

A-23 - Dados tres elementos del sistema periódico: A, B y C, cuyos números atómicos respectivos son 8, 16 y 19:

a) Escriba sus configuraciones electrónicas e indique cuál de ellos presentará el valor mayor del primer potencial de ionización.

b) Señale el tipo de enlace y aporte dos propiedades características de los posibles compuestos entre A y B

RESOLUCIÓN

A) Las configuraciones electrónicas de esos tres elementos son:

Nº 8: $1s^2 2s^2 2p^4$ ----- Se trata del OXÍGENO

Nº 16: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ----- Se trata del AZUFRE

Nº 19: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ----- Se trata del POTASIO

El Potencial o energía de ionización se define como la energía necesaria para arrancarle a un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental el electrón más débilmente retenido. En la tabla periódica aumenta de abajo a arriba (es mayor cuanto más pequeño es el átomo) y de izquierda a derecha (es mayor cuanto mayor sea el número de protones del núcleo: número atómico).

En el caso de los tres elementos dados, el mayor valor lo tendrá el OXÍGENO ($Z = 8$) por ser el que se encuentra más arriba y más a la derecha de la tabla periódica entre estos tres.

B) Los elementos A (Oxígeno) y B (Azufre) son dos no metales pertenecientes al periodo 16, por lo que entre ellos se formará un enlace de tipo covalente (parcialmente covalente al tratarse de dos elementos no metálicos diferentes), por lo que las propiedades características de los compuestos que se formen serán las de los compuestos covalentes, a saber:

- Están formados por verdaderas moléculas, las cuales serán muy estables.
 - Sus temperaturas de fusión y ebullición son bajas. , serán gases a la presión y temperatura ordinarias
 - Son insolubles en agua, aunque reaccionarán con ella para formar los correspondientes ácidos
 - No conducen la corriente eléctrica ni fundidos ni en disolución.
-

A-24 - Ordenar según energías de ionización creciente las dos series de las siguientes especies.

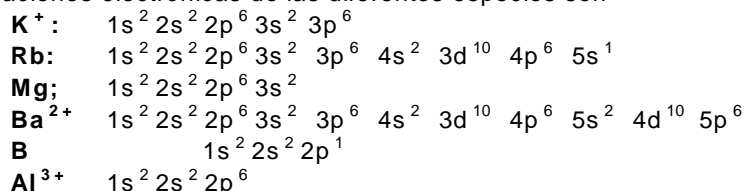
Justifique la respuesta:

- a) K^+ ; Rb ; Mg ; Ba^{2+} ; B y Al^{3+}
b) F^- ; O ; S^{2-} ; C ; N^{3-} y B^{3-}

RESOLUCIÓN

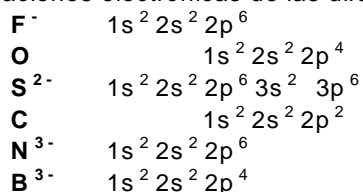
La energía de ionización aumenta en la tabla periódica al desplazarse de abajo hacia arriba en los grupos debido a que disminuye el tamaño de los átomos, mientras que en los periodos disminuye al desplazarnos hacia la derecha debido al aumento del número atómico.

a) Las configuraciones electrónicas de las diferentes especies son



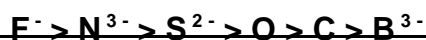
Los tres iones: Al^{3+} , K^+ y Ba^{2+} tienen la configuración de los gases nobles, por lo que serán los que tengan mayor su energía de ionización, en este orden debido al tamaño (el Al^{3+} tiene solamente 2 capas electrónicas, el K^+ 3 y el Ba^{2+} 5). El resto de los átomos esta energía de ionización disminuirá por el mismo motivo desde el B , Mg y Rb . Por tanto para esta serie el orden en sus energías de ionización será el siguiente: $Al^{3+} > K^+ > Ba^{2+} > B > Mg > Rb$

a) Las configuraciones electrónicas de las diferentes especies son



Los tres iones: F^- , N^{3-} y S^{2-} tienen la configuración de los gases nobles, por lo que serán los que tengan mayor su energía de ionización, en este orden debido al tamaño (el F^- tiene solamente 2 capas electrónicas al igual que el N^{3-} , pero su n° atómico es mayor, mientras que el S^{2-} tiene 3 capas).

Para el resto, vemos que todos ellos tienen el mismo número de capas electrónicas y ninguno de ellos tiene completa la última, por lo que el valor de su energía de ionización dependerá de su número atómico, es decir, $O > C > B^{3-}$. Por tanto para esta serie el orden en sus energías de ionización será el siguiente:



A-25 - Demuestre si existe o no un elemento que posea los números cuánticos de su electrón diferenciador que se indican. En caso afirmativo represente su configuración electrónica, de que elemento se trata, a que grupo y periodo pertenece y diga también si el elemento es paramagnético o diamagnético.

a) $n = 2$; $l = 2$; $m = -2$ y $s = -1/2$

b) $n = 4$; $l = 2$; $m = 0$ y $s = +1/2$

RESOLUCIÓN

a) $n = 2$; $l = 2$; $m = -2$ y $s = -1/2$ NO EXISTE ningún electrón que tenga esos números cuánticos ya que los valores del n° cuántico secundario "l" van desde 0 hasta $(n - 1)$, por lo que si $n = 2$, los posibles valores de "l" serán 0 y 1, pero nunca 2

b) $n = 4$; $l = 2$; $m = 0$ y $s = +1/2$ Corresponde al electrón $4d^3$ ($n = 4$; $l = 2 \Rightarrow d$), y dado que los valores de "m" y "s", ordenados, son: $(-2, +1/2)$, $(-1, +1/2)$, $(0, +1/2)$, $(+1, +1/2)$, $(+2, +1/2)$, $(-2, -1/2)$, $(-1, -1/2)$, $(0, -1/2)$, $(+1, -1/2)$, $(+2, -1/2)$, así pues, se trata del 3^o electrón.

Su configuración electrónica total es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$, tiene TRES electrones desapareados por lo que será paramagnético.

Se encuentra en el **5^o periodo** (el n° cuántico principal más alto es el 5) y en la 3^a columna de las "d" (**grupo 5 ó 5b**): Se trata del NIOBIO

A-26 - Indicar, justificando la respuesta, el número de orbitales que corresponden a cada una de las siguientes designaciones: **5p**, **3d_{z²}**, **4d**, **n = 5** y **7s**.

RESOLUCIÓN

Los valores de los tres primeros números cuánticos son los que nos van a permitir calcular el número de orbitales que corresponden a cada caso, y estos valores son:

- N° cuántico principal n: 1, 2, 3, 4, ...
- N° cuántico secundario l: 0, 1, 2, ... (n - 1)
- N° cuántico magnético orbital m: -l, ... -2, -1, 0, +1, +2, ... +l y son éstos los que nos van a indicar el número de orbitales.

Caso a) **5p**: n = 5
 l = p = 1
 m = -1, 0, +1 ==> **Le corresponden 3 orbitales** (Se les suele designar como p_x, p_y, p_z)

Caso b) **3d_{z²}** n = 3
 l = d = 2
 m = -2, -1, 0, +1, +2 (estos 5 orbitales se les suele designar como: **d_{z²}**, **d_{x²-y²}**, **d_{xy}**, **d_{xz}**, **d_{yz}**)
 por lo que vemos que se trata de uno de estos orbitales, **le corresponde, por tanto 1 orbital**

Caso c) **4d**: n = 4
 l = d = 2
 m = -2, -1, 0, +1, +2 ==> **Le corresponden 5 orbitales** (se les suele designar como: **d_{z²}**, **d_{x²-y²}**, **d_{xy}**, **d_{xz}**, **d_{yz}**)

Caso d) **n = 5**:

n = 5	l	m	N° de orbitales
	12	0 (s)	1 orbital
	34	-1, 0, 1	3 orbitales
		-2, -1, 0, +1, +2	5 orbitales
		-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7 orbitales
		-4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4	9 orbitales

N° total de orbitales posibles: 25

Caso e) **7s**: n = 7
 l = s = 0
 m = 0 ==> **Le corresponden 1 orbital** (se le suele designar como s)

A-27 - Indicar los dos primeros números cuánticos correspondientes a un orbital $4d$

RESOLUCIÓN

Si el orbital nos viene identificado como **$4d$** , el primer número cuántico (número cuántico principal) es el **4**, mientras que el segundo (nº cuántico secundario) corresponde a la “ **d** ”, y de acuerdo con los valores que se les asignan: $s \Rightarrow 0$, $p \Rightarrow 1$, $d \Rightarrow 2$, $f \Rightarrow 3$, su valor es **2**.

Por tanto la pareja de números cuánticos pedida es: **$(4, 2)$**

A-28 - ¿Qué números cuánticos corresponden al electrón diferenciador del azufre (Z = 16)?

RESOLUCIÓN

El electrón diferenciador de un elemento es el último en entrar a formar parte de su configuración electrónica, siendo, por tanto, aquel electrón que lo diferencia del elemento inmediatamente anterior.

La configuración electrónica del azufre, el cual tiene 16 electrones (Z = 16), es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, por tanto el electrón diferenciador es el 4º electrón del subnivel 3p.

Los dos primeros números cuánticos nos los da la localización del subnivel (3p), y son:

1º número: $n = 3$

2º número $l = p \Rightarrow 1$

Los valores del tercer nº cuántico m , dependen del anterior, y en este caso son: -1, 0, +1, los cuales tres orbitales poseen la misma energía.

Mientras que el 4º número cuántico el **spín** toma los valores - 1/2 y + 1/2

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, "los electrones se situarán lo más desapareados que sea posible en los orbitales de igual energía", por tanto, los sucesivos electrones que se vayan situando en este orbital 3p, serán:

1º electrón: -1 - 1/2

2º electrón: 0 - 1/2

3º electrón: +1 - 1/2

4º electrón: -1 + 1/2

Por tanto, los cuatro números cuánticos son; **3, 1 -1 + 1/2**

A-29 - ¿Cuántos electrones desapareados tiene el Vanadio ($Z = 23$) en su estado fundamental? Indique los cuatro números cuánticos de los electrones desapareados.

RESOLUCIÓN

Los 23 electrones del vanadio en su estado fundamental nos ofrecen la siguiente configuración electrónica, al aplicarle el Principio de Aufbau o de llenado: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.

De acuerdo con el Principio de máxima multiplicidad de Hund, cuando los electrones se sitúan en orbitales de la misma energía, lo hacen lo más desapareados que sea posible. En este caso, dado que hay CINCO orbitales "d", (Sus valores son: -2, -1, 0, +1 y +2) los tres electrones se situarán uno en cada orbital.

Por tanto, y dado que conocemos los números cuánticos principal ($n = 3$), y secundario ($l \Rightarrow d = 2$), el tercero lo sacamos de aplicarle este principio, mientras que el cuarto (spin) tendrá valor $-\frac{1}{2}$; así los cuatro números de cada uno de estos electrones 3d serán

1º electrón: 3, 2, -2, $-\frac{1}{2}$

2º electrón: 3, 2, -1, $-\frac{1}{2}$

3º electrón: 3, 2, 0, $-\frac{1}{2}$

A-30 - Según el principio de exclusión de Pauli, ¿Cuántos electrones puede haber en los niveles n=3 de un átomo?

RESOLUCIÓN

El Principio de exclusión de Pauli nos dice " En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con todos sus números cuánticos iguales". Por tanto, teniendo en cuenta los valores que pueden tomar los números cuánticos, que son:

- N° cuántico principal: $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ ----- en este caso nos indican que es **3**
- N° cuántico secundario: $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1)$ ----- en este caso será: 0, 1 y 2
- N° cuántico magnético: $m = -l, \dots -1, 0, +1, \dots +l$ ----- para $l = 0$ es 0; Para $l = 1$ es -1, 0 y +1
Y para $l = 2$ es: -2, -1, 0, +1 y +2
- N° cuántico de espín: $s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$

Por tanto, tendremos:

n	l	m	spín	Nº electrones
3	0	0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	2
	1	-1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	6
		0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
		+1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
	2	-2	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	10
		-1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
		0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
		+1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
		+2	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
Nº total de electrones:				18

A-31 - Justificar si están excitados o no los átomos a los que corresponden las siguientes configuraciones electrónicas: A) $1s^2 2p^1$; B $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$; C) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$

RESOLUCIÓN

Un átomo se encuentra en estado fundamental cuando todos sus electrones se encuentran en los niveles energéticos (orbitales) de más baja energía posible, mientras que si algún electrón salta desde su órbita "normal" a otra superior debido a que le comunica una cierta energía, se dice que ese átomo se encuentra excitado.

De acuerdo con esto, los tres átomos que nos dan son:

- A) $1s^2 2p^1$** Se trata de un átomo con 3 electrones, pero si se tiene en cuenta el Principio de Aufbau (o de llenado, la distribución electrónica debería ser: $1s^2 2s^1$, por lo que deducimos que este átomo está **EXCITADO**.
- B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$** Se trata de un átomo con 12 electrones, pero si se tiene en cuenta el Principio de Aufbau (o de llenado, la distribución electrónica debería ser: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, por lo que deducimos que este átomo también está **EXCITADO**.
- C) $1s^2 2s^2 2p^2$** Se trata de un átomo con 6 electrones, y si se tiene en cuenta el Principio de Aufbau (o de llenado, la distribución electrónica es también esa misma, por lo que deducimos que este átomo se encuentra **EN ESTADO FUNDAMENTAL**
-

A-32 - Indicar el valor de los números cuánticos correspondientes al último electrón del K (Z=19).

RESOLUCIÓN

El electrón diferenciador de un elemento es el último en entrar a formar parte de su configuración electrónica, siendo, por tanto, aquel electrón que lo diferencia del elemento inmediatamente anterior.

La configuración electrónica del Potasio, el cual tiene 19 electrones ($Z = 19$), es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, por tanto el electrón diferenciador es el electrón del subnivel 4s.

Los dos primeros números cuánticos nos da la localización del subnivel (4s), y son:

1º número: $n = 4$

2º número $l = s \Rightarrow 0$

Los valores del tercer nº cuántico m , dependen del anterior, y en este caso solamente puede ser: **0**. Mientras que el 4º número cuántico el **spín** toma los valores $-1/2$ y $+1/2$, y al ser el 1º que entra, será $-1/2$

Por tanto, los cuatro números cuánticos son; **4, 0, 0 - 1/2**

A-33 - Para el orbital 3s de un átomo:

- a) Indique el valor de los números cuánticos n , l y m de los electrones situados en el mismo.
- b) Señale si hay un cuarto número cuántico y qué valores puede tener.
- c) ¿En qué principio se basa la afirmación de que no pueden coexistir más de dos electrones en un orbital atómico?

RESOLUCIÓN

- a) En un orbital **3 s** los números cuánticos de los dos electrones que caben en él son:
3, 0, 0 + 1/2 y **3, 0, 0 - 1/2**
- b) El 4º número cuántico o número cuántico de spin, nos indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo. Puede tomar solamente dos valores; + 1/2 y - 1/2
- c) El principio de exclusión de Pauli dice: "En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales"

Cada orbital viene definido por los tres primeros números cuánticos, por lo que en cada uno de esos orbitales solo podrán coexistir 2 electrones, uno con el valor + 1/2 para el spín, y otro con el valor - 1/2

A-34 - Conteste razonadamente a los siguientes apartados:

- Escriba las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de: nitrógeno ($Z = 7$), magnesio ($Z = 12$), ión hierro (III) ($Z = 26$).
- Enuncie el Principio de máxima multiplicidad de Hund.
- Indique los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones del primero de los apartados.

RESOLUCIÓN

B) Principio de máxima multiplicidad de Hund: Cuando en un mismo subnivel atómico son posibles varios orbitales, los electrones se distribuyen ocupando el mayor número posible de orbitales

A y C) N: $1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ (Tiene **TRES electrones desapareados**: $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ pues en el subnivel 3p existen tres orbitales)

Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (No hay ningún electrón desapareado, ya que en el subnivel 3s solamente hay un orbital y está completo con sus dos electrones)

Fe(III): La configuración electrónica del Hierro es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Cuando se forma el catión Fe(III) pierde tres electrones, que son los más externos (los dos del subnivel 4s y uno del 3d) por lo que el catión Fe(III) quedará con la siguiente configuración electrónica:

Fe(III): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$. En este caso, puesto que en el subnivel 3d existen CINCO orbitales, los cinco electrones que tiene este ion se distribuirán uno en cada orbital, por lo que tendrá **CINCO electrones desapareados**

	1			
1		2		
2				
3	Na	Mg	3	4
4	K	Ca		
5				
6				
7				

A-35 - Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) De los siguientes elementos: Na, K, Ca y Mg ¿Cuál es el que presenta una mayor energía de ionización?
- b) ¿Cuál de los siguientes elementos, Ar, I, Li, Cl y Br, presenta un valor más elevado en su segunda energía de ionización?
- c) Coloque las siguientes especies en orden creciente de sus radios iónicos: Cl^- ; K^+ ; Ca^{2+} y Mg^{2+}

RESOLUCIÓN

- a) La energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débilmente retenido. En la Tabla periódica es tanto mayor cuanto más a la derecha y más arriba se encuentre el elemento. Esto es así ya que cuanto más arriba se encuentre el elemento, más pequeño será el átomo, y por tanto mayor será la atracción del núcleo sobre los electrones, y cuanto más a la derecha esté, mayor será su n° atómico, y por tanto, mayor será el n° de protones del núcleo y mayor es consiguientemente su carga nuclear

De acuerdo con esto, y teniendo en cuenta la posición de los elementos dados en la tabla periódica, vemos que el elemento que se encuentra más a la derecha, y además, más arriba es el MAGNESIO, por lo que será éste el elemento que tenga mayor energía de ionización

- B) La segunda energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo para arrancarle el segundo electrón, por tanto, hemos de tener en cuenta la configuración electrónica de los elementos dados cuando han perdido ya un electrón, y que coincidirá con la del elemento inmediatamente anterior.

Por tanto, el Ar^+ se encontrará en el lugar que ocupa el Cloro, el I^+ se ubicará en el lugar que ocupa el Teluro, el Li^+ se situará en el lugar que ocupa el Helio y el Br^+ se situará en el lugar que ocupa el Selenio.

Teniendo en cuenta estas posiciones, vemos que el ion monopositivo que se encuentra más arriba y más a la derecha es el Li^+ , y será por tanto éste quien necesite mayor energía para arrancarle el segundo electrón.

			18		
	15	16	17	Li^+	1
					2
		Cl^+	Ar^+		3
		Br^+			4
		I^+			5
					6

- C) El radio iónico es el radio del átomo cuando éste ha ganado (anión) o perdido (catión) electrones. Se determina midiendo la distancia entre los núcleos de un compuesto binario formado por este ion y otro de tamaño conocido. Si los comparamos con los radios de los elementos de los que provienen, el radio de los cationes es menor que el de sus átomos de procedencia, ya que se suele perder casi siempre el nivel electrónico más externo, y en todo caso al perder electrones, los restantes pueden reducir sus distancias entre sí, con lo que el radio disminuye. Por otra parte, en el caso de los aniones, cuando un átomo gana electrones, aumentará la repulsión entre ellos, pues hay más en la misma capa, y esto se traducirá en un aumento de volumen.

Para los iones que nos dan Cl^- ; K^+ ; Ca^{2+} ; Mg^{2+} . La configuración electrónica de los tres primeros es idéntica (la misma que el Ar), por lo que el tamaño será tanto menor cuanto mayor sea su carga nuclear (Ca, K, Cl), mientras que el caso del Mg^{2+} es menor que los anteriores, siendo su configuración la misma que la del Ne (tiene una capa electrónica menos).

Por tanto el orden de tamaños es: $\text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^-$

A-36 - Para los elementos químicos cuyos números atómicos son: 11, 14, 35, 38 y 54.

a) Escriba su estructura electrónica. (hasta 1,0 puntos)

b) Conteste a las siguientes cuestiones:

¿A qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento? (hasta 0,25 puntos)

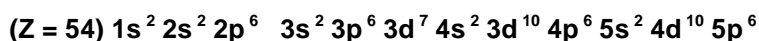
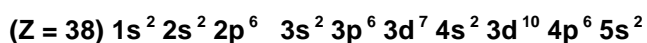
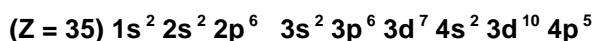
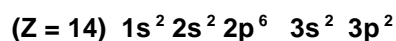
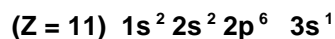
¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes? (hasta 0,25 puntos)

¿Cuáles son metales y cuáles no metales? (hasta 0,25 puntos)

¿Cuál es el elemento más electropositivo y cuál es el más electronegativo? (hasta 0,25 puntos)

RESOLUCIÓN

Para escribir las configuraciones electrónicas de los elementos dados, hemos de tener en cuenta que el número de electrones que tiene un elemento neutro nos viene indicado por su número atómico, así, tendremos que:



Nº atómico	Grupo del S.P.	Estados oxidación	Metal/No metal
Z = 11	1 ó 1A (Alcalinos)	1	Metal
Z = 14	14 ó 4A	+2, +4 y -4	No metal
Z = 35	17 ó 7ª (Halógeno)	+1, +3, +5, +7 y -1	No metal
Z = 38	2 ó 2ª (Alcalinotérreo)	2	Metal
Z = 54	18 ó 0	0	Gas noble (No metal)

El elemento más electropositivo es el $z = 11$

El elemento más electronegativo es el $z = 35$

A-37 - En relación con los números cuánticos:

- Defina el principio de exclusión de Pauli.
- ¿Qué define cada conjunto de números cuánticos n , l y m_l ? Razonando la respuesta deduzca si puede existir, en un átomo, más de un electrón con los siguientes números cuánticos: $n = 2$, $l = 1$ y $m_l = 0$.
- En un átomo cuántos electrones, como máximo, pueden tener los siguientes valores de los números cuánticos $n = 3$ y $l = 2$? ¿Qué define cada conjunto de números cuánticos n y l ?

RESOLUCIÓN

- Principio de exclusión de Pauli: "En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales"
- El número cuántico principal " n " nos indica el nivel de energía de un electrón. Está relacionado con el tamaño del orbital atómico. (Según la Teoría de Bohr nos da idea del valor del semieje mayor de la elipse que describe en esa órbita) Puede tomar los valores 1,2,3,4,...

El número cuántico secundario " l " nos indica los distintos subniveles energéticos que pueden existir en un nivel dado. Nos determina la forma espacial del orbital. (Según la Teoría de Bohr nos da idea del valor de l excentricidad de la elipse que describe en esa órbita, y por tanto de su forma) Puede tomar los valores: 0, 1, 2, 3,... hasta $(n-1)$

El número cuántico magnético orbital " m_l " nos indica las posibles orientaciones espaciales del orbital, indicándonos cuantos orbitales de un determinado tipo hay dentro de cada subnivel energético. (Según la Teoría de Bohr nos indica la orientación de la elipse que describe en esa órbita). Puede tomar los valores: $-l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$

Para los valores dados: $n = 2$; $l = 1$; $m_l = 0$, podrán existir dos electrones, pues pueden tener el cuarto número cuántico (el spin) diferente: $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$

1º electrón: $2, 1, 0, +\frac{1}{2}$

2º electrón $2, 1, 0, -\frac{1}{2}$

c)

	n	l	m_l	spin	Nº electrones Total	
Para el valor de $n = 3$, tenemos	3	0	0	$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$	2	18
			-1	$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$	6	
	0	$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$				
	+1	$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$				
	2	-2	$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$	10		
		-1	$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$			
0		$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$				
+1		$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$				
+2		$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$				

Para $n=3$ y $l=2$ habrá 10 electrones

A-38 - 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 = $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$. Indicar, razonadamente: a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli, b) la que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund, c) la que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

RESOLUCIÓN

- a) El principio de exclusión de Pauli dice " En un mismo átomo no puede haber dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales". Teniéndolo en cuenta y conociendo el número máximo de electrones que puede contener cada subnivel, la configuración electrónica B) NO CUMPLE el principio de Pauli, pues para que hubiera 3 electrones en el subnivel 2s, dos de ellos tendrían que tener sus cuatro números cuánticos iguales.
- B) El principio de máxima multiplicidad de Hund dice: "Si en un átomo hay varios orbitales con la misma energía, los electrones se distribuirán en ellos lo más desapareados que sea posible". Teniendo ésto en cuenta, la configuración D) no cumple este principio, ya que los orbitales p_x , p_y y p_z tienen todos ellos la misma energía por lo que la configuración electrónica se hará colocando un electrón en cada orbital, y cuando los tres tengan un electrón, entrará ya el segundo en uno de ellos. Para este caso la configuración electrónica debería ser la siguiente: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$
- C) Los electrones se distribuyen en los diferentes orbitales de manera que en ninguno de ellos pueden colocarse más del número máximo que admiten, situándose lo más desapareados posibles, y cuando se van llenando, en cada orbital se sitúan dos electrones con sus spines diferentes ($-\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$).

De las configuraciones que nos dan, hay varias con electrones desapareados, y son:

- A): se trata de un átomo excitado, pues el electrón del subnivel $3s^1$, si estuviera en estado fundamental, se encontraría en el subnivel 2s. Por otra parte, como solamente hay un electrón en ese orbital, ESTÁ DESAPAREADO.
- C) En el último orbital tiene $3p^5$, y esos cinco electrones se distribuyen entre los tres orbitales p lo más desapareados posible de la siguiente forma: $2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$
- D) Como ya hemos indicado, si escribimos correctamente esta configuración, los dos electrones del subnivel 2p se situarán uno en cada orbital, por lo la configuración correcta sería: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$, en la que hay dos electrones desapareados.

- A-39** - El número de protones del núcleo del isótopo más estable de un elemento X, es: $P=82$, Se pide:
- Su configuración electrónica,
 - Su electrón diferenciador y los números cuánticos principal (n) y secundario (l) del dicho electrón diferenciador
 - El número de electrones de valencia y valencias o números de oxidación más probables de X
 - El grupo y periodo del SP a que pertenece y
 - Si es un conductor o es un aislante de la corriente eléctrica.

RESOLUCIÓN

- Si tiene 82 protones en el núcleo, se trata del elemento con número atómico 82, y tendrá también 82 electrones, por lo que su configuración electrónica será:
$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$$
 - El electrón diferenciador es el último electrón que entra a formar parte de la configuración (es el que diferencia a este elemento del inmediatamente anterior), por lo que será el segundo del subnivel $6p^2$, y sus dos primeros números cuánticos son: N° cuántico principal: **6**
N° cuántico secundario: **$p \Rightarrow 1$**
 - Los electrones de valencia son los de la capa o nivel más externo y los del último subnivel que se está llenando; en este caso coinciden, por lo que los electrones de valencia serán los de la capa 6: $6s^2 6p^2$, por lo que los números de oxidación más probables serán +2 y +4
 - Se encontrará en el **6° periodo** (6 es el número cuántico mayor que aparece en su configuración) y puesto que el último electrón es el p^2 , se encontrará en el 2° grupo de los p: **Grupo 4B ó 14**
 - Al encontrarse en el grupo 14 (ó 4B), aunque en la parte inferior del mismo, tendrá características de semimetal, por lo que no será un buen conductor de la electricidad, pero tampoco un buen aislante (es el Plomo)
-

A-40 - Los números cuánticos del electrón diferenciador de un elemento X son: $n = 6$, $l = 1$, $m = 1$, $s = \frac{1}{2}$. Escriba la configuración electrónica de dicho elemento e indique grupo y periodo al que pertenece.

RESOLUCIÓN:

De acuerdo con los valores de los números cuánticos, podemos deducir lo siguiente:

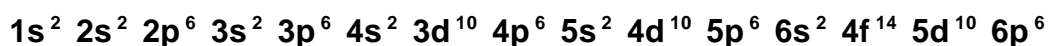
Si $n = 6$, el electrón está en la sexta capa.

Si $l = 1$, el electrón está en un orbital p.

Si $m = 1$, puede ser el tercer o el sexto electrón que entra en el orbital p, según corresponda al primero que entra o al segundo, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund

Si $s = \frac{1}{2}$, es el segundo electrón que entra en el suborbital p, por tanto se trata del sexto electrón.

Por tanto el electrón diferenciador es el $6p^6$. Teniendo en cuenta al principio de Aufbau sobre el orden de llenado de los sucesivos orbitales, la configuración electrónica será la correspondiente al elemento cuyo último electrón sea el $6p^6$, que será la siguiente:



Se trata de un gas noble, perteneciente al Grupo: 18 o VIII A y al Periodo: 6

A-41 - ¿Puede tener un orbital los siguientes números cuánticos: $n=2$, $l=2$ y $m_l=2$? Razone detalladamente la respuesta.

RESPUESTA:

Los valores que pueden tomar los números cuánticos son:

Nº cuántico principal: " **n** ": Puede tomar los valores : 1, 2, 3, 4, 5, ...

Por tanto $n = 2$ **SÍ** es un valor correcto

Nº cuántico secundario: " **l** ": Puede tomar los valores: 0, 1, 2, 3, ...($n-1$)

Por tanto si $n=2$, el valor máximo que puede tomar l es 1, por lo que **no** es un valor correcto

Nº cuántico magnético orb.: " **m_l** ": Puede tomar los valores: $-l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$

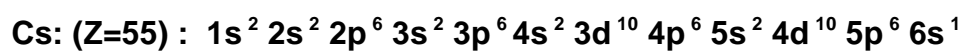
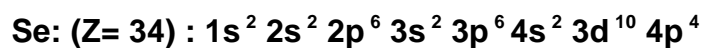
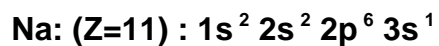
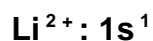
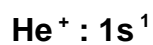
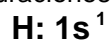
Si $l=2$, si $l=2$, m_l sí podría tomar el valor 2

Por consiguiente, **no puede haber un orbital que tenga los números cuánticos indicados**, ya que si $n = 2$, l solamente puede tomar los valores 0 ó 1.

A-42 - Escriba la configuración electrónica de las siguientes especies; H, He⁺, Li²⁺, F, Na, Se, Cs y I.

RESOLUCIÓN

Configuraciones electrónicas:



A-43 - Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- a) ¿Es posible que los números cuánticos para un electrón situado en un orbital 2p sean (2, 0, 0, 1/2)?
- b) Indique dos posibles combinaciones de números cuánticos, por elemento, para el electrón de valencia de los átomos de Na y K.

RESOLUCIÓN

A) Los números cuánticos para un orbital **2p** son:

- N° cuántico principal, **n = 2**, por lo que sí es posible el cuarteto dado
- N° cuántico secundario (p), **l = 1**, por lo que no es posible el cuarteto dado ya que en él, el n° cuántico secundario es "0", y ese valor corresponde a un orbital "s", nunca a un "p"

B) Las respectivas configuraciones electrónicas de estos dos átomos son:

Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ El electrón de valencia es el $3s^1$, por lo que sus números cuánticos son:

- N° cuántico principal: **n = 3**
- N° cuántico secundario: **l = 0 (s)**
- N° cuántico magnético orbital: **m = 0**
- N° cuántico magnético de spin: **m_s = - 1/2** o bien: **m_s = + 1/2**

Combinaciones posibles: 3, 0, 0, - 1/2 y 3, 0, 0, + 1/2

K : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, El electrón de valencia es el $4s^1$ por lo que sus números cuánticos son:

- N° cuántico principal: **n = 4**
- N° cuántico secundario: **l = 0 (s)**
- N° cuántico magnético orbital: **m = 0**
- N° cuántico magnético de spin: **m_s = - 1/2** o bien: **m_s = + 1/2**

Combinaciones posibles: 4, 0, 0, - 1/2 y 4, 0, 0, + 1/2

Normalmente, por convenio, se suele empezar a numerar de menor a mayor, por lo que en el caso del spin se suele empezar por el valor negativo, aunque el positivo es también posible.

A-44 - Indique los valores posibles de los números cuánticos n, l, m y s para un electrón situado en un orbital 4f.

RESOLUCIÓN

B) Si el electrón está situado en un orbital 4f; **n = 4** y **l = 3**, (estos valores nos los dan, pues "f" corresponde a l=3). El valor del tercer número cuántico "m", depende del anterior, y va desde -l a +l, por tanto los valores que puede tener son: **m = -3, -2, -1, 0, +1, +2 y +3** mientras que los valores del cuarto número cuántico, el spin, son fijos y son; **s = - 1/2 y + 1/2**

n	l	m	s
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2 y +3	- 1/2 y + 1/2

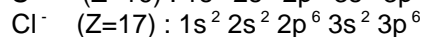
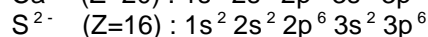
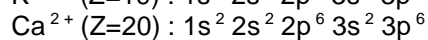
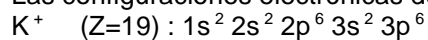
A-45 - Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Indique para los siguientes pares de iones cuál es el de mayor radio: K^+ y Ca^{2+} ; S^{2-} y Cl^- .

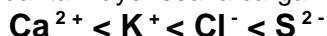
B) Defina electronegatividad y energía de ionización

RESOLUCIÓN

A) Las configuraciones electrónicas de todos estos iones son:



Vemos que todos ellos tienen la misma configuración electrónica, por lo que el radio iónico dependerá de la carga nuclear (n^0 de protones, que coincide con el n^0 atómico), siendo menor cuanto mayor sea la carga nuclear, por tanto, ordenados de menor a mayor radio serán:



B) La **electronegatividad**, según Pauling, nos indica la fuerza relativa con la cual un átomo atrae al par de electrones que forman su enlace con otro átomo.

La **energía de ionización** es la energía que hay que comunicarle a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débilmente retenido.

A-46 - El número de protones del núcleo de un elemento es 80. Escribir su configuración electrónica completa y abreviada. Indicar el grupo y período al que pertenece. Y determinar los números cuánticos de su electrón diferenciador.

RESOLUCIÓN

Z = 80 : 80 protones y 80 electrones

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$

O bien: $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$

Pertenece al Grupo 12 ó bien (II b)

- Electrón diferenciador: es el 10º electrón del subnivel 5d, por lo que sus números cuánticos serán: 5, 2, 2, + ½

A-47 - Responder brevemente:

- a) La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento en su estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$, ¿cuál es el número de oxidación máximo de este elemento?
- b) Colocar por orden creciente de su afinidad electrónica los elementos: C, Si, Ca y Sr.
- c) ¿Qué carga es de esperar que tengan los iones que forma el elemento indio (Z= 49)?
- d) ¿Cuál de los siguientes iones, Rb^+ , Mg^{2+} y Br^- , posee un mayor radio?

RESOLUCIÓN

A) Los electrones que un determinado átomo puede intercambiar al unirse con otro son los llamados electrones de valencia, en general los de la capa más externa y los de la última que se está llenando. En este caso a la vista de su configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ los de la capa más externa son los del nivel $4s^2$ pero además se comportarán como electrones de valencia los de la subcapa $3d^4$, ya que es la que “se está llenando” (la de mayor energía), por lo que en total son **6 electrones, que será su máximo estado de oxidación.**

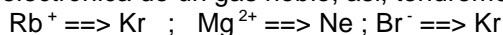
B) La afinidad electrónica, que es la energía que se libera cuando un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental coge un electrón y se transforma en un ion negativo, aumenta en la tabla periódica a medida que disminuye el volumen del átomo, es decir si tiene menos capas electrónicas (de abajo a arriba) y si tienen el mismo número de capas, la afinidad aumenta cuando lo hace la carga nuclear (de izquierda a derecha).

Por tanto, los elementos dados ordenados en orden creciente de afinidad electrónica serán: **Sr < Ca < Si < C.**

C) Los electrones que un determinado átomo puede intercambiar al unirse con otro son los llamados electrones de valencia, en general los de la capa más externa y los de la última que se está llenando. En este caso, su configuración electrónica (49 electrones) será la siguiente: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$ ==> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$ por lo que sus electrones de valencia serán los de la capa 5: $5s^2 5p^1$, **es decir tres, que será la carga que tendrá el ion (In^{3+}).**

D) El radio de un átomo o ion depende del número de capas electrónicas (será tanto mayor cuantas más capas electrónicas tenga) y de la carga nuclear (será menor cuanto mayor sea su carga nuclear).

Cuando un átomo gana o pierde electrones lo hace para “adquirir” la configuración electrónica de un gas noble, así, tendremos que:



Por tanto el Mg^{2+} tiene un radio menor, pues el Ne es más pequeño que el Kr, mientras que el Rb^+ y el Br^- tienen la misma configuración electrónica que el Kr, pero la carga nuclear del Rb^+ es mayor que la del Br^- por lo que atraerá más a los electrones de su última capa y tendrá, por tanto un radio ligeramente menor que el Br^- , **por lo que será éste el de mayor radio.**

A-48 - Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, razonando su respuesta:

- a) El elemento de símbolo F es el elemento más electronegativo.
- b) Los compuestos de elementos que presentan electronegatividades aproximadamente iguales serán iónicos.
- c) De los elementos B, C y Al, el Al tiene la mayor energía de ionización.
- d) Dados los elementos Cl, Al y Na, cuyos números atómicos son 17, 13 y 11, respectivamente. De los iones Cl^- , Al^{3+} y Na^+ , el ion cloruro será el que tenga mayor radio y el ion aluminio (III) el de menor radio.

RESOLUCIÓN

- a) **VERDADERA.** La electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental a captar un electrón, y aumenta en la tabla periódica de abajo a arriba y de izquierda a derecha, por tanto el **Fluor será el elemento de mayor electronegatividad**
- b) **FALSA.** Cuando se forma un enlace entre dos átomos, el de mayor electronegatividad atraerá más a los electrones de enlace que el otro. Si hay mucha diferencia de electronegatividad, estos electrones estarán mucho más atraídos por el átomo más electronegativo, dando lugar a enlaces iónicos, pero si su electronegatividad es similar, "pertencerán" casi por igual a ambos átomos enlazados, por lo que entre ellos se formará un enlace covalente.
- c) **FALSA.** La energía de ionización es la energía que hay que darle a un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débilmente retenido un electrón, y aumenta en la tabla periódica de abajo a arriba y de izquierda a derecha. Así, los elementos más electronegativos son los que necesitan mayor energía de ionización. De los tres elementos dados, el Al es el que de encuentra más a la izquierda y más abajo, por lo que será en de menor energía de ionización.
- d) **VERDADERAS LAS DOS.** Cuando un átomo gana o pierde sus electrones de valencia, adquiere, en su última capa, la configuración electrónica del gas noble anterior (valencia positiva, pues pierde electrones) o posterior (valencia negativa, pues gana electrones). De los tres dados, el ion Cl^- tiene la configuración electrónica del Ar, mientras que Al^{3+} y Na^+ adquieren la configuración del Ne. Por tanto, **el de mayor radio será el ion Cl^- .**

Entre los iones Al^{3+} y Na^+ , ambos con la misma configuración en su última capa (la del Ne) será de menor tamaño el Al^{3+} , ya que en su núcleo tiene 13 protones, mientras que el Na^+ solamente tiene 11, por lo que en el caso del Al^{3+} , **los electrones de su última capa estarán más atraídos por los protones del núcleo y por ello, su tamaño será menor que el del Na^+**

Grupo B: COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO

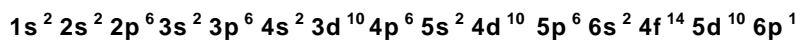
B-01 - Por los espectros de masas puede determinarse que el Talio ($Z = 81$) se compone de tres isótopos cuyas masas son: 203,037, 204,049 y 205,034 umas y sus abundancias relativas son, respectivamente, 29,36%, 0,23% y 70,41%. Calcular la masa atómica exacta de una muestra de Talio ordinario. Determine la configuración electrónica de uno de estos átomos e indique el valor de los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador.

RESOLUCIÓN

El peso atómico o masa atómica media, es la media ponderada de las masas de todos los isótopos de un elemento, por lo que en este caso, si partimos de 100 átomos, en los cuales habrá 29,36 átomos del isótopo de masa 203,037, 0,23 átomos del isótopo de masa 204,049 y 70,41 átomos del isótopo de masa 205,034, la media de todas ellas será:

$$P_a = \frac{203,037 \cdot 29,36 + 204,049 \cdot 0,23 + 205,034 \cdot 70,41}{100} = 204,445, \text{ que es su Peso molecular}$$

La configuración electrónica del Talio ($Z=81$), el cual tiene 81 electrones, es:



El electrón diferenciador es el que se encuentra en el subnivel $6p^1$ y sus cuatro números cuánticos son:

$$6 \quad 1 \quad -1 \quad -\frac{1}{2}$$

B-02 - Los isótopos del magnesio natural son $^{24}_{12}\text{Mg}$, $^{25}_{12}\text{Mg}$ y $^{26}_{12}\text{Mg}$, cuyas masas atómicas son respectivamente: 23,98504, 24,98584 y 25,98259 y sus abundancias relativas 78,10%, 10,13% y 11,17%. Calcular la masa atómica media del magnesio.

RESOLUCIÓN

El peso atómico o masa atómica media es la media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos de un elemento. Para calcularlo, vamos a tomar una muestra de 100 átomos en la cual habrá: 78,10 átomos de Mg-24, 10,13 átomos de Mg-25 y 11,17 átomos de Mg-26, y calculamos la media ponderada. Así, tendremos que:

$$P_m = \frac{78,10 \cdot 23,98504 + 10,13 \cdot 24,98584 + 11,17 \cdot 25,98259}{100} = 24,16564$$

B-03 - Sabiendo que el cobre natural tiene dos isótopos $^{63}_{29}\text{Cu}$ y $^{65}_{29}\text{Cu}$ de masas atómicas 62,9298 y 64,9278; y que la masa atómica del mismo es 63,54. Calcular la proporción en que se hallan mezclados los isótopos.

RESOLUCIÓN

El peso atómico o masa atómica media es la media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos de un elemento. Para calcularlo, vamos a tomar una muestra de 100 átomos en la cual habrá: "X" átomos de Cu-63 y (100 - X) átomos de Cu-65, y la media ponderada de sus masas atómicas es 63,54. Así, tendremos que:

$$63,54 = \frac{X \cdot 62,9298 + (100 - X) \cdot 64,9278}{100} ; \text{ de donde } 6354 = 62,9298 \cdot X + 6492,78 - 64,9278 \cdot X ; \text{ y}$$

de ahí calculamos la composición, de la muestra, que es:

$$\begin{aligned} X &= 69,46 \% \text{ de Cu-63 y} \\ 100 - 69,46 &= 30,54 \% \text{ de Cu-65} \end{aligned}$$

B-04 - El silicio tiene la siguiente distribución isotópica: 92,210% de ^{28}Si , cuya masa es 27,97693 u, 4,700% de ^{29}Si , cuya masa es de 28,97649 u y 3,090% de ^{30}Si , cuya masa es 29,97376 u. ¿Cuál es la masa atómica del silicio?

RESOLUCIÓN

El peso atómico o masa atómica media es la media ponderada de las masas de todos los isótopos de un elemento. Si tomamos 100 átomos del elemento, el número de átomos de cada isótopo que tendremos en esa cantidad coincidirá con su porcentaje, así, la masa media de esos 100 átomos será:

$$Pa = \frac{92,210 \cdot 27,97693 + 4,700 \cdot 28,97649 + 3,090 \cdot 29,97376}{100}; Pa = 28,08561 \text{ u.}$$

B-05 - Determinar la masa atómica del galio, sabiendo que existen dos isótopos ^{69}Ga y ^{71}Ga , cuya abundancia relativa es 60,2% y 39,8%, respectivamente. Indicar la composición de los núcleos de ambos isótopos. Número atómico Ga = 31.

RESOLUCIÓN

El peso atómico es la masa atómica media de todos los isótopos de un elemento. Así, si tomamos una muestra de 100 átomos de Galio, tendremos 60,2 átomos del Ga-69 y 39,8 átomos del Ga-71, por lo que la media ponderada es:

$$Pa = \frac{69 \cdot 60,2 + 71 \cdot 39,8}{100}; \quad \mathbf{Pa = 89,796}$$

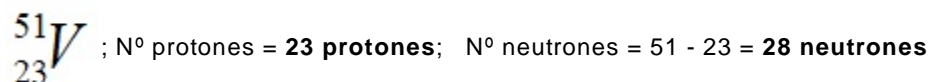
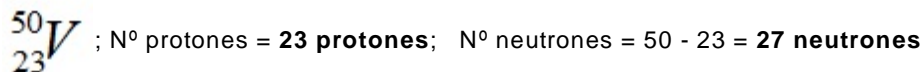
La composición del núcleo se obtiene teniendo en cuenta que el número atómico es el número de protones, en este caso ambos tienen 31 protones, mientras que el número másico es la suma de protones + neutrones, así:

$^{69}_{31}\text{Ga}$: 31 protones y (69-31 =) 38 neutrones

$^{71}_{31}\text{Ga}$: 31 protones y (71-31 =) 40 neutrones

- B-06** - El vanadio, de número atómico 23, se encuentra en la naturaleza formando dos isótopos con masas iguales a 50 y 51 uma.
- Determinar el número de neutrones y de protones que tiene cada uno de los isótopos. b. Escribir la configuración electrónica del vanadio.
 - Calcular la abundancia relativa de los dos isótopos si la masa atómica, que aparece en las tablas periódicas, del vanadio es igual a 50,94 uma.

RESOLUCIÓN



Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

La Masa atómica que aparece en las tablas es la media ponderada de las masas de todos los isótopos de un elemento, por lo que si el Vanadio tiene dos isótopos, vamos a tomar 100 átomos del mismo, y suponemos que en ellos hay "x" átomos del isótopo V-50 , y por tanto habrá (100 - x) átomos del isótopo V-51, y así la masa atómica media es:

$$50,94 = \frac{x \cdot 50 + (100 - x) \cdot 51}{100}; 5094 = 50 \cdot x - 51 \cdot x + 5100; x = 6$$

Es decir, la composición será: **6% de V-50**
94% de V-51

B-07 - Se observó que 57,642 g de cloro gaseoso (Cl_2) encerrados en un recipiente de 10 litros a 27°C ejercen una presión de 2,0 atm. Sabiendo que el cloro natural está constituido por una mezcla de dos isótopos cuyas masas atómicas son 35,00 y 37,00, deducir la proporción en que ambos forman parte del cloro natural.

RESOLUCIÓN

Para poder determinar la proporción de ambos isótopos hemos de determinar en primer lugar la masa atómica del cloro de la muestra a partir de los datos que nos ofrecen del gas, que se encuentra en un recipiente lleno del mismo, por lo que le es aplicable la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow 2.10 = \frac{57,642}{P_m} \cdot 0,082.300 \Rightarrow P_m = 70,900 \text{ g / mol}$$

pero dado que las moléculas del cloro gaseoso son biatómicas: Cl_2 resultará que la masa atómica del

$$\text{cloro será: } P_{\text{atómico}} = \frac{P_{\text{molecular}}}{2} = \frac{70,900}{2} = 35,45$$

Si tomamos ahora 100 átomos de cloro, habrá: "x" átomos del Cl-35 y (100 - x) átomos del Cl-37, por lo que la masa de esos 100 átomos será: 100.35,45 y además será también la suma de la masa de los "x" átomos de Cl-35 más la de los (100-x) átomos de Cl-37:

$$100.35,45 = x.35,00 + (100 - x).37,00$$

$$3545 = 35.x + 3700 - 37x$$

$$2x = 3700 - 3545$$

$$x = \frac{155}{2} = 77,50\% \text{ de Cl - 35}$$

Por lo que la composición del Cloro será: **77,50% de Cl-35 y 22,5% de Cl-37**

Grupo C: SALTOS ELECTRÓNICOS EN EL ÁTOMO

C-01 - El electrón de un átomo de hidrógeno experimenta una transición desde $n=4$ hasta $n=2$. Calcular el número de ondas y la energía de la radiación emitida.

RESOLUCIÓN

En este caso hemos de tener en cuenta la fórmula de Balmer que nos permite calcular la frecuencia de la radiación emitida por un electrón al caer desde una órbita a otra más interior, en la que la constante de Rydberg para el átomo de Hidrógeno R_H es $1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$, y así:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_{\text{final}}^2} - \frac{1}{n_{\text{inicial}}^2} \right) \Rightarrow \bar{\nu} = 1,1 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,062 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

y la energía, dado que $\nu = c \cdot \bar{\nu}$ y que $E = h \cdot \nu$,

$$E = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 2,062 \cdot 10^6 = 4,10 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,56 \text{ eV}$$

C-02 - La energía del primer nivel electrónico del átomo de hidrógeno tiene un valor de -13,60 eV.

Calcular:

- La frecuencia de la radiación emitida al caer un electrón desde el segundo nivel al primero.
- La energía total desprendida por un mol de átomos de hidrógeno que experimentan la transformación indicada en el apartado anterior.
- La masa de hidrógeno atómico necesaria para descomponer 90 g. de agua, suponiendo que toda la energía desprendida en el anterior salto electrónico se transforme íntegramente en calor siendo la reacción de formación del agua: $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 571.715,48$ Julios

RESOLUCIÓN

- a) Para calcular la frecuencia o energía desprendida al caer un electrón de una órbita a otra más interior,

se utiliza la fórmula de Balmer: $\bar{\nu} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_{\text{final}}^2} - \frac{1}{n_{\text{inicial}}^2} \right)$ donde R_H es la constante de

Rydberg = $109.677,6 \text{ cm}^{-1}$; "número de ondas"

$$: \bar{\nu}, \text{ que es: } \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}; \bar{\nu} = \frac{\nu}{c} \Rightarrow \nu = c \cdot \bar{\nu}$$

y n_{inicial} y n_{final} son los niveles electrónicos, en este caso el nivel 2 y el 1, respectivamente.

Por tanto, tendremos: $\bar{\nu} = 109677,6 \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 82258,2 \text{ cm}^{-1}$ Que es el valor

del número de ondas, por lo que la frecuencia de esa radiación será:

$$\nu = 3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s} \cdot 82258,2 \text{ cm}^{-1} = 2,468 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

- b) La energía correspondiente a una radiación se determina por la fórmula de Planck, que la relaciona con su frecuencia: $E = h \cdot \nu$, pero hemos de tener en cuenta que la frecuencia calculada en el apartado anterior corresponde al salto de UN ELECTRÓN, por lo que la energía así calculada será la correspondiente a un átomo, de manera que para cada mol de átomos, hemos de multiplicarla por el número de Avogadro: $6,023 \cdot 10^{23}$. Así, tendremos:

$$E = h \cdot \nu = 6,6252 \cdot 10^{-34} \cdot 2,468 \cdot 10^{15} = 1,635 \cdot 10^{-18} \text{ J/átomo} \Rightarrow \\ \Rightarrow E_{\text{mol}} = 1,635 \cdot 10^{-18} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 9,848 \cdot 10^5 \text{ Julios/mol}$$

- c) En la reacción que se nos indica, vemos que para cada dos moles de agua ($2 \cdot 18 = 36 \text{ g}$) es necesaria una energía de 571715,48 Julios, pero se nos pide para 90 g, por lo que será:

$$\left. \begin{array}{l} 36 \text{ g H}_2\text{O} \text{ --- } 571.715,48 \text{ J} \\ 90 \text{ g H}_2\text{O} \text{ ---- } x \end{array} \right\} x = 1,429 \cdot 10^6 \text{ J} \text{ y esta cantidad procede de los saltos}$$

electrónicos vistos en los apartados anteriores, en los que hemos calculado que por cada mol de átomos de Hidrógeno (1 gramos) que sufren este salto electrónico se desprenden $9,848 \cdot 10^5$ Julios

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g H}_2 \text{ ---- } 9,848 \cdot 10^5 \text{ J} \\ x \text{ g H}_2 \text{ ---- } 1,429 \cdot 10^6 \text{ J} \end{array} \right\} X = 1,45 \text{ g de hidrógeno atómico}$$

C-03 - Al excitar un átomo de hidrógeno su electrón se sitúa en otro nivel energético, absorbiendo 12 eV. Calcular la longitud de onda y la frecuencia de la radiación emitida al retornar el electrón a su estado inicial

RESOLUCIÓN

$$E = 12.1,6.10^{-19} = 19,2.10^{-19} \text{ Julios}$$

$$E = h \cdot \nu; 19,2.10^{-19} = 6,62.10^{-34} \cdot \nu; \nu = \frac{19,2.10^{-19}}{6,62.10^{-34}}; \nu = 2,9.10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$c = \lambda \cdot \nu; 3.10^8 = \lambda \cdot 2,9.10^{15}; \lambda = \frac{3.10^8}{2,9.10^{15}}; \lambda = 1,034.10^{-7} \text{ m} = 1034 \text{ \AA}$$

Grupo D: DEFECTO DE MASA

D-01 - Calcular el defecto de masa y la energía de enlace por nucleón del nucleído: O-16 (Z=8), cuya masa es de 15,9949 umas.

RESOLUCIÓN

El defecto de masa es la diferencia entre la masa de los nucleones (protones y neutrones) en reposo y la del núcleo formado. En este caso, el O-16 tiene 8 protones, pues su número atómico es $Z=8$; y $16 - 8 = 8$ neutrones, de forma que el defecto de masa es:

$$\Delta m = 8.1,0076 + 8.1,0090 - 15,9949 = 0,1379 \text{ UMAS} = 2,29.10^{-28} \text{ Kg}$$

$$E = 2,29.10^{-28} \cdot (3.10^8)^2 = 2,06.10^{-11} \text{ Julios, que es la energía desprendida.}$$

Dado que se tienen 16 nucleones, la energía que le corresponde a cada uno es:

$$E_{\text{nucleón}} = 2,06.10^{-11} / 16 = 1,28 \cdot 10^{-12} \text{ Julios/nucleón}$$

Grupo E: PROPIEDADES DE LAS RADIACIONES

E-01 - El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 589 nm. Calcular la diferencia de energía correspondiente al tránsito electrónico que se produce, expresada en eV/átomo y en KJ/mol

RESOLUCIÓN

Para determinar la energía de cualquier radiación electromagnética viene dada por la ecuación de Planck: $E = h \cdot \nu$ donde h es la constante de Planck = $6,6252 \cdot 10^{-34}$ J.s, y ν es la frecuencia de dicha radiación, la cual está relacionada con la longitud de onda (λ) por la velocidad de la misma: $c = \lambda \cdot \nu$.

Por tanto, para esta radiación de la cual conocemos su longitud de onda: $\lambda = 589 \text{ nm} = 589 \cdot 10^{-9} \text{ m}$, tenemos:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{589 \cdot 10^{-9}} = 5,093 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$
 Y por tanto, la energía correspondiente a esta radiación

será: $E = h \cdot \nu = 6,6252 \cdot 10^{-34} \cdot 5,093 \cdot 10^{14} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ Julios}$ la cual, dado que hemos de expresarla en eV (electrones-Voltio) y sabemos que $1 \text{ eV} = 1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ J}$, nos quedará:

$$\frac{3,37 \cdot 10^{-19}}{1,60219 \cdot 10^{-19}} = 2,1 \text{ eV}$$

Estos datos se refieren al tránsito de un electrón dentro de un átomo, por lo que para calcular la energía emitida por un mol de electrones que efectúen dicho tránsito, tendremos que hacer:

$$E_{\text{mol}} = E_{\text{átomo}} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 3,37 \cdot 10^{-19} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 202975,1 \text{ J/mol} = \mathbf{202,97 \text{ KJ/mol}}$$

E-02 - Los átomos de sodio excitados pueden emitir radiación a una longitud de onda de 5890 Å . ¿Cual es la energía en julios y eV de los fotones de esta radiación? ¿Cual sería la energía producida cuando 1 mol de átomos sufre esta transición?

RESOLUCIÓN

La relación entre la energía y la longitud de onda ($5890 \text{ \AA} = 5,89 \cdot 10^{-7} \text{ m}$) viene dada por medio de la Ecuación de Planck ($E = h \cdot \nu$) y de la relación entre la energía (E), longitud de onda (λ) y velocidad de la luz (c)

$$\nu = \frac{c}{\lambda} ; E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ j} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5,89 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,11 \text{ eV}$$

puesto que la equivalencia entre el eV y Julio es $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

La energía desprendida cuando esa transición la sufre un mol de átomos será:

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

E-03 - El uso de la luz ultravioleta para la desinfección se debe a su energía y se obtiene por tránsitos electrónicos entre diferentes capas de un átomo. Si una radiación ultravioleta posee una longitud de onda de 350 nm. Calcular la diferencia de energía correspondiente al tránsito electrónico que la ha producido, expresada en eV/átomo

RESOLUCIÓN

Para determinar la energía de cualquier radiación electromagnética viene dada por la ecuación de Planck: $E = h \cdot \nu$, donde h es la constante de Planck = $6,6252 \cdot 10^{-34}$ J.s, y ν es la frecuencia de dicha radiación, la cual está relacionada con la longitud de onda (λ) por la velocidad de la misma: $c = \lambda \cdot \nu$.

Por tanto, para esta radiación de la cual conocemos su longitud de onda: $\lambda = 350 \text{ nm} = 350 \cdot 10^{-9} \text{ m}$, tenemos:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{350 \cdot 10^{-9}} = 8,5714 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ Y por tanto, la energía correspondiente a esta radiación será:}$$

$E = h \cdot \nu = 6,6252 \cdot 10^{-34} \cdot 8,5714 \cdot 10^{14} = 5,67 \cdot 10^{-19} \text{ Julios}$ la cual, dado que hemos de expresarla en eV (electrones-Voltio) y sabemos que $1 \text{ eV} = 1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ J}$, nos quedará:

$$\frac{5,67 \cdot 10^{-19}}{1,60219 \cdot 10^{-19}} = 3,54 \text{ eV}$$

E-04 - Una radiación tiene una longitud de onda de 6000 Å. Calcular su frecuencia, su número de ondas y la energía de los fotones que la forman.

RESOLUCIÓN

Para determinar la energía de cualquier radiación electromagnética viene dada por la ecuación de Planck: $E = h \cdot \nu$ donde h es la constante de Planck = $6,6252 \cdot 10^{-34}$ J.s, y ν es la frecuencia de dicha radiación, la cual está relacionada con la longitud de onda (λ) por la velocidad de la misma: $c = \lambda \cdot \nu$.

Así, para esta radiación de la cual conocemos su longitud de onda: $\lambda = 6000 \text{ Å} = 6,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}$, tenemos:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{6,0 \cdot 10^{-7}} = 5,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

El número de ondas es igual a la inversa de la longitud de onda (se define como el número de ondas que contiene la unidad de longitud), por lo que es:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{6,0 \cdot 10^{-7}} = 1,7 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

La energía correspondiente al fotón de esa radiación se determina mediante la fórmula de Plank:

$$E = h \cdot \nu = 6,6252 \cdot 10^{-34} \cdot 5,0 \cdot 10^{14} = 3,31 \cdot 10^{-19} \text{ Julios}$$

E-05 - La capa de ozono absorbe las radiaciones ultravioleta, capaces de producir alteraciones en las células de la piel, cuya longitud de onda está comprendida entre 200 y 300 nm. Calcular la energía de un mol de fotones de luz ultravioleta de longitud de onda 250 nm.

RESOLUCIÓN

La energía de cualquier radiación viene dada por la ecuación de Plank: $E = h \cdot \nu$, donde h es la constante de Plank ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$) y ν es la frecuencia de la radiación, cuyo valor se calcula a partir de su relación con la velocidad ($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$) y la longitud de onda λ ($250 \text{ nm} = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$):

$c = \nu \cdot \lambda \implies \nu = \frac{c}{\lambda}$, por lo que la energía de cada fotón es: $E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$ y, teniendo en cuenta que nos

piden la energía de UN MOL de fotones, será: $E = n \cdot \left(h \cdot \frac{c}{\lambda} \right)$, donde "n" es el número de Avogadro, así:

$$E = n \times h \times \frac{c}{\lambda} = 6,02 \times 10^{23} \times 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s} \times \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{2,5 \times 10^{-7} \text{ m}} = 479 \text{ kJ}$$

E-06 - Para ionizar el átomo de sodio se necesitan $4,9 \cdot 10^5$ J/mol. ¿Cuanta energía será necesaria para ionizar un átomo? Si esta energía procede de un haz luminoso, ¿cual debe ser la menor frecuencia que debe tener este haz para conseguir la ionización? ¿Cual es su longitud de onda?

RESOLUCIÓN

a) Energía necesaria para ionizar un átomo = $\frac{4,9 \cdot 10^5}{6,023 \cdot 10^{23}} = 8,13 \cdot 10^{-19}$ Julios/átomo

b) $E = h \cdot \nu$; $8,13 \cdot 10^{-19} = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot \nu$; $\nu = 1,23 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$

c) $c = \lambda \cdot \nu$; $3 \cdot 10^8 = \lambda \cdot 1,23 \cdot 10^{15}$; $\lambda = 2,44 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

E-07 - Deducir el intervalo de energía de los fotones correspondientes al espectro visible, que comprende desde 4000 Å hasta 7000 Å de longitud de onda

DATO: Constante de Planck = $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s. Velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m/s

RESOLUCIÓN

Para determinar la energía de cualquier radiación electromagnética viene dada por la ecuación de Planck: $E = h \cdot \nu$ donde h es la constante de Planck = $6,6252 \cdot 10^{-34}$ J.s, y ν es la frecuencia de dicha radiación, la cual está relacionada con la longitud de onda (λ) por la velocidad de la misma: $c = \lambda \cdot \nu$.

Por tanto, para estas radiaciones de las cuales conocemos sus longitudes de onda:

$$\lambda = 4000 \text{ \AA} = 4,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}, \text{ su frecuencia es: } \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{4,0 \cdot 10^{-7}} = 7,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Y por tanto, la energía correspondiente a esta radiación será:

$$E = h \cdot \nu = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 7,5 \cdot 10^{14} = \mathbf{4,96 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,1 \text{ eV}}$$

$$\lambda = 7000 \text{ \AA} = 7,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}, \text{ su frecuencia es: } \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{7,0 \cdot 10^{-7}} = 4,3 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Y por tanto, la energía correspondiente a esta radiación será:

$$E = h \cdot \nu = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 4,3 \cdot 10^{14} = \mathbf{2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,77 \text{ eV}}$$

El intervalo de energía es, por tanto: de

$$\mathbf{\text{Desde } 2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J} (1,77 \text{ eV}) \text{ hasta } 4,96 \cdot 10^{-19} \text{ J} (3,1 \text{ eV})}$$

Grupo F: ONDAS ASOCIADAS A PARTÍCULAS

F-01 - Calcular la longitud de onda asociada a un protón acelerado con una energía de 1 M.e.v.

RESOLUCIÓN

La energía que lleva una partícula en movimiento es energía cinética, por lo que teniendo en cuenta que la masa del protón en reposo es $1,672 \cdot 10^{-27}$ Kg y la equivalencia entre el eV y el Julio ($1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$), podemos determinar su velocidad.

La energía que lleva ese protón es: $10^6 \text{ eV} = 10^6 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} = 1,602 \cdot 10^{-13} \text{ J}$. Así:

$$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2 \Rightarrow 1,602 \cdot 10^{-13} = \frac{1}{2} \cdot 1,672 \cdot 10^{-27} \cdot v^2 \Rightarrow v = 1,384 \cdot 10^7 \text{ m/s}$$

Y con este valor de la velocidad, teniendo en cuenta la hipótesis de De Broglie sobre la dualidad onda-corpúsculo, según la cual todas las partículas se mueven asociadas a una onda, cuya longitud de onda viene dada por la expresión:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}; \lambda = \frac{6,625 \cdot 10^{-34}}{1,672 \cdot 10^{-27} \cdot 1,384 \cdot 10^7} = 2,862 \cdot 10^{-14} \text{ m}$$

F-02 - Calcular la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de $5,0 \cdot 10^6$ m/s.

¿Cual es su energía?

DATOS: Masa del electrón: $9 \cdot 10^{-31}$ Kg ; Constante de Plank: $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

RESOLUCIÓN

La onda asociada a una partícula viene dada por la expresión:

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

Si se trata de una partícula material moviéndose, llevará energía cinética, por lo que ésta será:

$$E = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{1}{2} \cdot 9 \cdot 10^{-31} \cdot (5 \cdot 10^6)^2 ; E = 1,125 \cdot 10^{-19} \text{ Julios}$$

F-03 - Es sabido que las partículas alfa son núcleos de helio, de masa aproximadamente cuatro veces mayor que la del protón. Consideremos un protón y una partícula alfa con la misma energía cinética. ¿Qué relación existe entre las longitudes de onda asociadas a ambas partículas (Ondas de De Broglie) correspondientes a esas dos partículas?

SOLUCIÓN

Dado que ambas partículas tienen la misma energía cinética y nos dan la relación entre sus masas, ($m_{P,\alpha} = 4 \cdot m_{PROTON}$) vamos a determinar las relaciones entre sus velocidades:

Protón: $E_c(\text{protón}) = \frac{1}{2} m_{PROTON} \cdot V_{PROTON}^2$

Partícula α : $E_c(\text{part. } \alpha) = \frac{1}{2} m_{P,\alpha} \cdot V_{P,\alpha}^2 = \frac{1}{2} \cdot 4m_{PROTON} \cdot V_{P,\alpha}^2$, por lo que igualando ambas:

$$\frac{1}{2} m_{PROTON} \cdot V_{PROTON}^2 = \frac{1}{2} \cdot 4m_{PROTON} \cdot V_{P,\alpha}^2, \text{ de donde: } V_{PROTON} = 2 \cdot V_{P,\alpha}$$

La longitud de onda asociada a una partícula viene dada por la ecuación de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}, \text{ por lo que para determinar la relación entre ambas longitudes de onda, dividiremos la}$$

expresión correspondiente al protón $\left(\lambda_{PROTON} = \frac{6,64 \cdot 10^{-34}}{m_{PROTON} \cdot 2 \cdot V_{\alpha}} \right)$ por la correspondiente a la

Partícula α : $\left(\lambda_{\alpha} = \frac{6,64 \cdot 10^{-34}}{4m_{PROTON} \cdot V_{\alpha}} \right)$

y nos quedará: $\frac{\lambda_{PROTON}}{\lambda_{\alpha}} = \frac{\frac{6,64 \cdot 10^{-34}}{m_{PROTON} \cdot 2V_{\alpha}}}{\frac{6,64 \cdot 10^{-34}}{4m_{PROTON} \cdot 2 \cdot V_{\alpha}}}$ y, al simplificar: $\left| \frac{\lambda_{PROTON}}{\lambda_{\alpha}} = 2 \right|$

Grupo G: EFECTO FOTOELÉCTRICO

G-01 - La frecuencia umbral de cierto metal es $8,8 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. Calcula la velocidad máxima de los electrones emitidos por ese metal, cuando se ilumina con luz, cuya longitud de onda es 2536 \AA .
¿Qué energía cinética poseen esos electrones?

RESOLUCIÓN

La frecuencia umbral es la frecuencia que ha de tener una radiación para arrancar un electrón a un átomo. Por ello, si iluminamos un átomo exactamente con una radiación de esa frecuencia, el electrón saldría sin energía cinética alguna, pero si la radiación tiene una frecuencia mayor, el electrón saldría con una energía (cinética) igual a la diferencia entre la energía de la radiación con la cual se ilumina al átomo y la necesaria para arrancarlo (umbral)

Así, la energía correspondiente a la frecuencia umbral y la de la radiación con la cual se ilumina son:

$$\left. \begin{aligned} E_{\text{umbral}} &= h \cdot \nu = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 8,8 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 5,83 \cdot 10^{-19} \text{ J} \\ E_{\text{luz}} &= 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2536 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 7,83 \cdot 10^{-19} \text{ J} \end{aligned} \right\} \text{de donde sale la energía del electron}$$

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

Y dado que esta energía que lleva el electrón es energía cinética, y la masa del mismo es $9,11 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$, la velocidad que lleva será:

$$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2 \Rightarrow 2,00 \cdot 10^{-19} = \frac{1}{2} 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot v^2 \Rightarrow v = 6,63 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

G-02 - ¿Qué energía cinética tendrán 1 mol de electrones desprendidos de la superficie metálica del sodio al iluminar ésta con radiación suficiente de 4800 Å si sabemos que la frecuencia umbral del sodio es de $5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. ¿Cual será la velocidad de estos electrones?
DATOS: ($1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$), $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; Masa del electrón = $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$

RESOLUCIÓN

La energía que llevan los electrones al ser arrancados del sodio es la diferencia entre la energía proporcionada por el fotón incidente ($E = h \cdot \nu_{\text{INCIDENTE}}$) y la necesaria para arrancarlo, que es la frecuencia umbral. $E = h \cdot \nu_{\text{UMBRAL}}$, por tanto. Será:

$E_{\text{ELECTROB}} = h \cdot \nu_{\text{INCIDENTE}} - h \cdot \nu_{\text{UMBRAL}} = h \cdot (\nu_{\text{INCIDENTE}} - \nu_{\text{UMBRAL}})$ Y esta energía, puesto que se trata de una partícula en movimiento, es energía cinética.

A) Frecuencia del fotón incidente: $\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{4,8 \times 10^{-7} \text{ m}} = 6,25 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$, la cual se cede a un electrón

$$E_{\text{cin.e}^-} = h \times (\nu - \nu_0) = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s} \times (6,25 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} - 5 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) = 8,28 \times 10^{-20} \text{ J}$$

$$E_{\text{cinética}} = n \times E_{\text{cin.e}^-} = 6,02 \times 10^{23} \times 8,28 \times 10^{-20} = 49860 \text{ J}$$

Teniendo en cuenta que la expresión de la energía cinética, la cual debe aplicarse a una partícula, por tanto, a cada electrón, y es: $E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$, por lo que:

$$8,28 \cdot 10^{-20} = \frac{1}{2} \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot v^2; \quad \mathbf{v = 4,27 \cdot 10^5 \text{ m/s}}$$

G-03 - Sabiendo que la energía fotoeléctrica umbral del cesio es 1,8 eV, determinar la longitud de onda máxima de una radiación capaz de producir la emisión de un fotoelectrón por una lámina de Cesio con una energía de 4 eV

RESOLUCIÓN

$$E_{\text{UMBRAL}} = 1,8 \text{ eV} = 1,8 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 2,88 \cdot 10^{-19} \text{ Julios}$$

$$E_{\text{FOTOELECTRON}} = 4 \text{ eV} = 4 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 6,4 \cdot 10^{-19} \text{ Julios}$$

$$E_{\text{FOTÓN INCIDENTE}} = E_{\text{UMBRAL}} + E_{\text{FOTOELECTRON}}$$

$$E_{\text{FOTÓN INCIDENTE}} = 2,88 \cdot 10^{-19} + 6,4 \cdot 10^{-19} = 9,28 \cdot 10^{-19} \text{ Julios}$$

$$E = h \cdot \nu: 9,28 \cdot 10^{-19} = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot \nu \quad ; \quad \nu = 1,40 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$c = \lambda \cdot \nu; 3 \cdot 10^8 = \lambda \cdot 1,40 \cdot 10^{15} \quad ; \quad \lambda = 2,143 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 2143 \text{ \AA}$$

G-04 - El umbral fotoeléctrico del magnesio es de 3700 \AA ¿Cual es la energía, en eV, de los fotoelectrones producidos en el magnesio por luz de 3000 \AA de longitud de onda? ¿Cual es la velocidad de estos electrones?

RESOLUCIÓN

La energía que llevan los electrones al ser arrancados del magnesio es la diferencia entre la energía proporcionada por el fotón incidente y la necesaria para arrancarlo, que es la frecuencia umbral.

Será: $E_{\text{ELECTRON}} = E_{\text{INCIDENTE}} - E_{\text{UMBRAL}}$ Y esta energía, puesto que se trata de una partícula en movimiento, es energía cinética.

A) Energía del fotón incidente: $E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$; $E = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{3000 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 6,62 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Energía umbral del electrón: $E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$; $E = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{3700 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 5,368 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Y así, la energía con la que saldrá el electrón al ser arrancado será la diferencia entre ambas:

$$E_{\text{ELECTRÓN}} = 6,62 \cdot 10^{-19} - 5,368 \cdot 10^{-19} = 1,26 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 0,783 \text{ eV}$$

Esta energía del electrón es energía cinética, por lo que teniendo en cuenta que la expresión de la energía cinética, la cual debe aplicarse a una partícula, por tanto, a cada electrón, y es: $E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$,

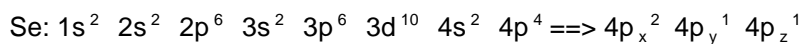
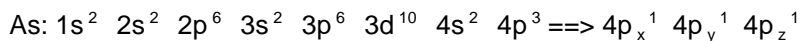
por lo que: $1,26 \cdot 10^{-19} = \frac{1}{2} \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot v^2$; $v = 5,26 \cdot 10^5 \text{ m/s}$

Grupo H: PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

H-01 - La primera energía de ionización para As (Z= 33) y Se (Z=34) es respectivamente 0,947 y 0,941. Explicar esta observación.

RESOLUCIÓN

Las configuraciones electrónicas de ambos son:



El electrón que se pierde en el caso del As es uno de los tres del subnivel 4p, los cuales están desapareados y situados cada uno en uno de los orbitales 4p.

En el caso del Selenio, el electrón que se pierde es uno de los dos que se encuentran en el orbital $4p_x$, el cual contiene dos electrones, por lo que sufrirá una cierta repulsión por parte del otro electrón que comparte con él su orbital, por lo que se necesitará menos energía para arrancarlo.

H-02 - Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Defina radio iónico, radio atómico, electronegatividad y afinidad electrónica..

**b) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas más externas: i) ns^1 ; ii) $ns^2 np^1$; iii) $ns^2 np^6$.
Identifique el grupo y el nombre de todos los átomos que puedan tener esa configuración.**

RESOLUCIÓN

RADIO IÓNICO: Es el radio que tiene un átomo cuando ha ganado o perdido electrones

RADIO ATÓMICO: Es la mitad de la distancia que una dos átomos vecinos e iguales, o bien la distancia del núcleo a la que se encuentra el último electrón estable en un átomo

ELECTRONEGATIVIDAD: Es la fuerza relativa con la cual un átomo atrae hacia sí al par de electrones de su enlace con otro átomo

AFINIDAD ELECTRÓNICA: Es la energía que libera un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental cuando gana un electrón

i) ns^1 : **Grupo 1A ó 1: ALCALINOS: Hidrógeno, Litio, Sodio, Potasio, Rubidio, Cesio y Francio**

ii) $ns^2 np^1$: **Grupo 3A ó 13: TÉRREOS: Boro, Aluminio, Galio, Indio y Talio**

iii) $ns^2 np^6$: **Grupo 8 ó 18: GASES NOBLES: Helio, Neon, Argon, Kriptón, Xenon y Radon**