

QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

ESTRUCTURA ATÓMICA

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:

Nº MASICO = Nº protones + Nº neutrones = 206 **Pb**²⁺ : **Nº DE OXIDACION**
Nº ATOMICO = Nº protones = Nº electrones = 82 **Pb**₃ : **nº DE ATOMOS**

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 gramo = 6,023.10²³ 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: **- 1/2 y + 1/2**

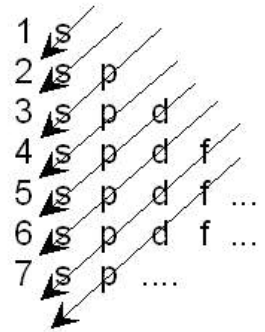
CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS. REGLAS QUE LAS RIGEN:

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° 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

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

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:

$c = \lambda \cdot \nu$, c: velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m/s ; λ : Longitud de onda; ν : frecuencia

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

Efecto fotoeléctrico: $E_{FOTON \text{ INCIDENTE}} = E_{IONIZACION} + E_{CINÉTICA \text{ ELECTRÓN}} \Rightarrow h \cdot \nu = h \cdot \nu^0 + \frac{1}{2} \cdot m_{\text{electrón}} \cdot V_{\text{electrón}}^2$
 ν : Frecuencia de la radiación incidente; ν^0 : frecuencia umbral (Frecuencia mínima necesaria para arrancar el electrón al átomo); $m_{\text{electrón}}$: masa del electrón = $9,11 \cdot 10^{-31}$ Kg; $V_{\text{electrón}}$: 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: $\sqrt{\nu} = a \cdot Z + b$

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

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

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

AGRUPACIÓN DE LOS 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

PROBLEMAS RESUELTOS SOBRE ESTRUCTURA ATÓMICA

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 y 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?

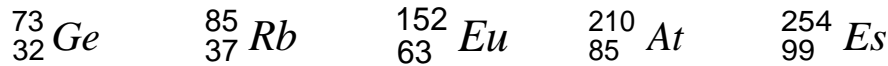
A-09 - Las configuraciones electrónicas de dos elementos neutros A y B son: A = $1s^2 2s^2 2p^2$ y B = $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$. Indicar, razonadamente, si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:
 a) La configuración de B es imposible;
 b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento;
 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, magnesio y cobalto son 7, 18, 12 y 27. Escriba las configuraciones electrónicas de los iones N^{3-} , Mg^{2+} y Co^{2+}

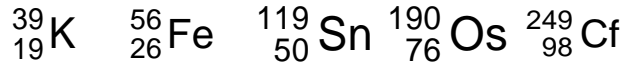
A-13 - Escriba la configuración electrónica y la composición del núcleo de los siguientes elementos:



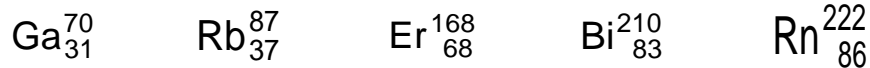
A-14 - Escriba la configuración electrónica y composición del núcleo de los elementos siguientes:



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) $(3, 1, 2, \frac{1}{2})$.

- Justifique como varía el potencial de ionización para los elementos del grupo de los metales alcalinos.
- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que el ion Na^+ ? (Para el Na, $Z = 11$).

A-21 - B) 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 del electrón

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

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

Datos: Números atómicos: $0 = 8$; $\text{Na} = 11$; $\text{Cl} = 17$; $\text{Ar} = 18$; $\text{Mn} = 25$

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:

- K^+ ; Rb; Mg; Ba^{2+} ; B y Al^{3+}
- F^- ; O; S^{2-} ; C ; 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.

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

b) $n = 4; l = 2; m = 0$ 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 $7s$.

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.

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.

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: $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 571.715,48$ Julios

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.

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 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

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.

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

G - EFECTO FOTOELÉCTRICO

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

H - PROPIEDADES PERIODICAS

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.

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)

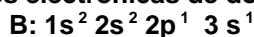
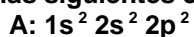
1º elemento: **2, 1, -1, -1/2**

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**.

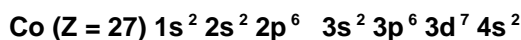
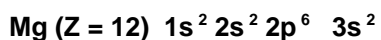
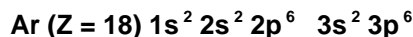
A-03

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

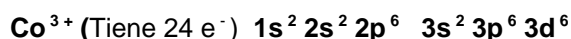
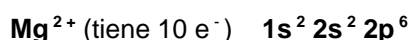
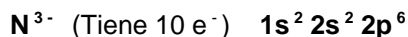
- Escriba las configuraciones electrónicas de los referidos átomos.
- Escriba las configuraciones electrónicas de los iones N^{3-} , Mg^{2+} y Co^{3+}
- Indique el número de electrones desapareados que existen en el elemento nitrógeno y en los iones Mg^{2+} y Co^{3+} del apartado anterior.

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:

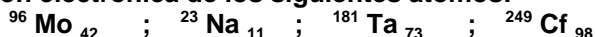
N^{3-} (Tiene 10 e⁻) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ Tiene tres electrones desapareados. El subnivel p tiene tres orbitales, en los cuales se sitúa un electrón en cada uno. Los electrones existentes en este subnivel pueden representarse también así: $\uparrow \uparrow \uparrow$

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: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

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: $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$ Por tanto, existirán 4 electrones desapareados

A-04

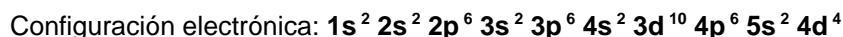
Escribir la configuración electrónica de los siguientes átomos:



¿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



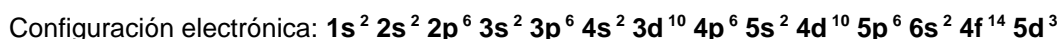
Los números cuánticos del último electrón son: $4, 2, 1, -\frac{1}{2}$

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



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



Los números cuánticos del último electrón son: **5 , 2 , 0 , - ½**

²⁴⁹ Cf₉₈ : Contiene 98 protones; (249 - 98) = 151 neutrones y 98 electrones

Configuración electrónica: **1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶ 7s² 5f¹⁰**

Los números cuánticos del último electrón son: **5 , 3 , -1 , + ½**

A-05

Complete la configuración electrónica de un elemento X cuyo electrón diferenciador es 4f¹ indique su n° atómico (Z), a que grupo del Sistema Periódico pertenece y de qué elemento se trata. ¿ Qué números cuánticos son los de su electrón diferenciador ?

RESPUESTA:

Si el electrón diferenciador es el 4f¹, 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:

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ 4d¹⁰ 4f¹ 5s² 5p⁶ 6s² N° atómico = 57

Los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador, que es el 4f¹, son **4, 3, -3, -1/2**

En realidad, en el caso del Lantano, el electrón diferenciador entra en el subnivel 5d¹ y no en el 4f¹, por lo que debería ser el siguiente elemento, en Cerio, el que tuviera este electrón 4f¹ como electrón diferenciador, pero en el caso del Cerio, ese electrón que se ubicó en el Lantano en 5d¹ 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 4f² 5d⁰. 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 4f¹

A-06

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

Br⁵⁺ (Z = 35) ; ⁶⁰Nd₁₄₄ As³⁻ (Z = 33)

RESOLUCIÓN

Br⁵⁺ (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: **1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰**

⁶⁰Nd₁₄₄ Es un átomo neutro de Neodimio, el cual contiene 60 electrones:

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f⁴

As³⁻ (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: **1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶**

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) 1s² 2s² 2p⁴, b) 1s² 2s² 2p⁶ 3s², c) 1s² 3p¹, d) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹⁰

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 => 2 ; p => 6 ; d => 10 ; f => 14. De acuerdo con ello, las configuraciones electrónicas dadas son:

a) 1s² 2s² 2p⁴: 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° 8, correspondiente al periodo 2 y al grupo 16: el oxígeno

b) 1s² 2s² 2p⁶ 3s²: 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 nº 12, correspondiente al periodo 3 y al grupo 2: el Magnesio

- c) $1s^2 3p^1$ Se trata del elemento nº 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?

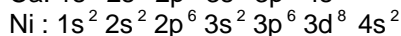
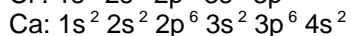
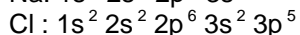
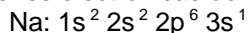
RESOLUCIÓN

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

1. 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.

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



Le 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.

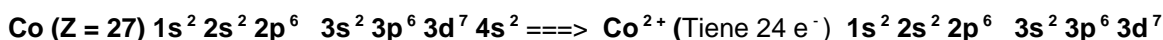
A-12

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

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

RESOLUCIÓN:

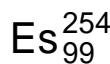
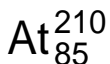
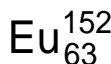
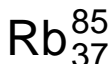
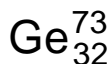
Para escribir las configuraciones electrónicas de los iones, vamos a escribir antes las correspondientes a los átomos neutros, ya que los iones tienen más o menos electrones que el átomo neutro, según nos indique su carga negativa o positiva, respectivamente. Si la carga es positiva pierde los electrones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



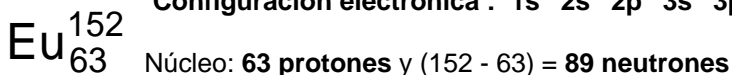
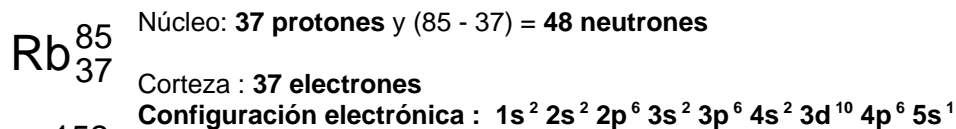
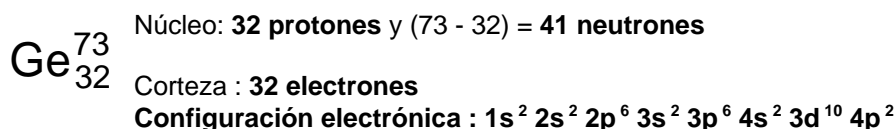
En el caso de este último ion, aunque en el orden de llenado los últimos electrones que entran son los que van llenando el subnivel 3d, sin embargo los primeros electrones en perderse cuando el cobalto cede electrones son los de su capa más externa, es decir, los dos del subnivel 4s

A-13

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



RESOLUCIÓN



Corteza : 63 electrones

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

At_{85}^{210}

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

Corteza : 85 electrones

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

Es_{99}^{254}

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:

$^{32}_{16}S$

$^{92}_{41}Nb$

$^{204}_{81}Tl$

$^{162}_{66}Dy$

$^{243}_{95}Am$

RESOLUCIÓN

$^{32}_{16}S$

Núcleo: 16 protones y $(32 - 16) = 16$ neutrones

Corteza : 16 electrones

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

$^{92}_{41}Nb$

Núcleo: 41 protones y $(92 - 41) = 51$ neutrones

Corteza : 41 electrones

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

$^{204}_{81}Tl$

Núcleo: 81 protones y $(204 - 81) = 123$ neutrones

Corteza : 81 electrones

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

$^{162}_{66}Dy$

Núcleo: 66 protones y $(162 - 66) = 96$ neutrones

Corteza : 66 electrones

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

$^{243}_{95}Am$

Núcleo: 95 protones y $(243 - 95) = 148$ neutrones

Corteza : 95 electrones

Configuración electrónica :

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

A-15

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

$^{39}_{19}K$

$^{56}_{26}Fe$

$^{119}_{50}Sn$

$^{190}_{76}Os$

$^{249}_{98}Cf$

RESOLUCIÓN

$^{39}_{19}K$

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

Corteza : 19 electrones

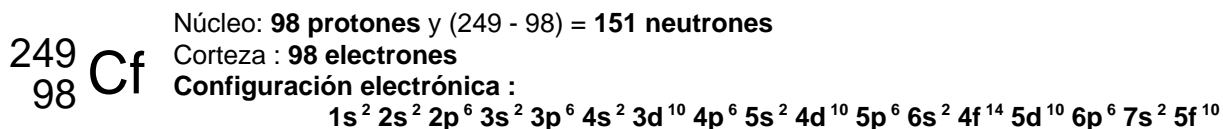
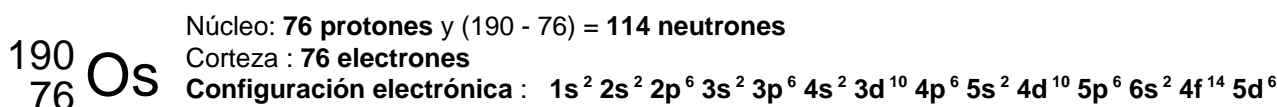
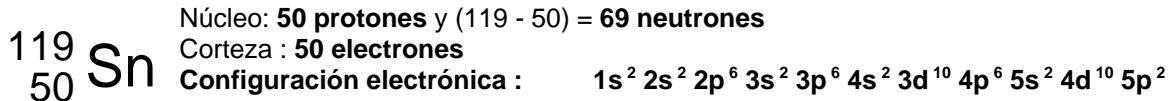
Configuración electrónica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$^{56}_{26}Fe$

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

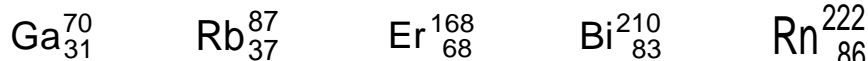
Corteza : 26 electrones

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

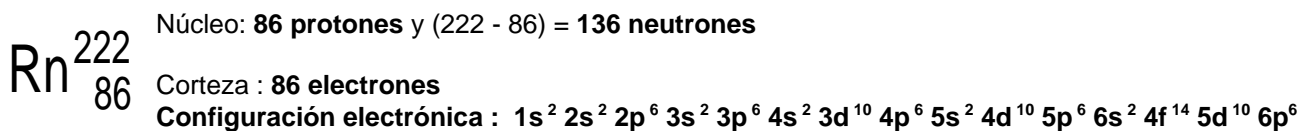
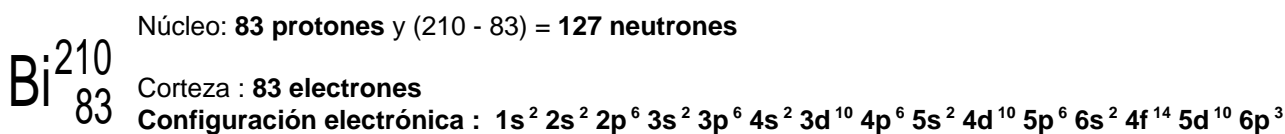
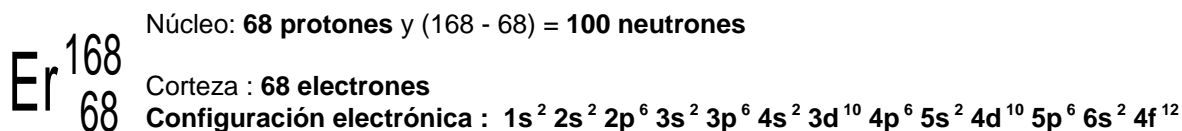
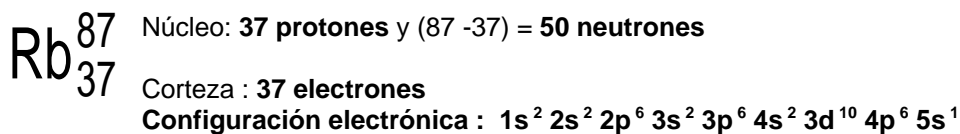
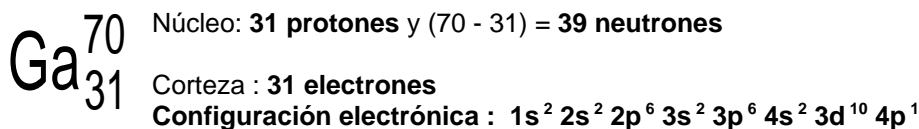


A-16

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



RESOLUCIÓN:



A-17

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



RESOLUCIÓN:



Corteza : **32 electrones**

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

Kr⁸³₃₆

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

Corteza : **36 electrones**

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

Sr⁸⁷₃₈

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

Corteza : **38 electrones**

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

Tm¹⁶⁸₆₉

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

Corteza : **69 electrones**

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

Po²⁰⁹₈₄

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:

a) Escriba la configuración electrónica de los tres elementos

b) 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

c) 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;

Cl = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

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

I = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

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:

$1s^2 2s^2 2p^6$ 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

B) Dada la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

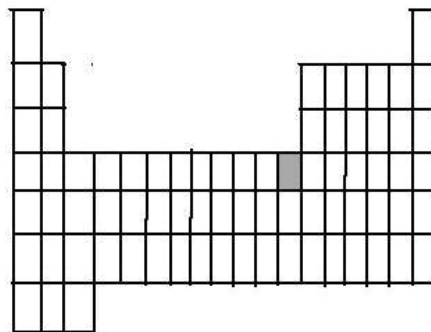
¿A qué elemento corresponde?

¿Cual es su situación en el sistema periódico?

Indique los valores de los cuatro números 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

O (Z = 8) $1s^2 2s^2 2p^4$ ==> el O^{2-} tiene 2 electrones más: $\text{O}^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6$
Na (Z = 11) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ==> el Na^+ tiene 1 electrón menos: $\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$
Ar (Z = 18) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Mn (Z = 25) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

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: $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$ 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:

- 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

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

K^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

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

Mg; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Ba^{2+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

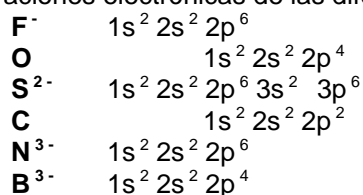
B $1s^2 2s^2 2p^1$

Al^{3+} $1s^2 2s^2 2p^6$

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

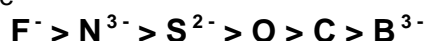
el mismo motivo desde el **B, Mg y Rb**. Por tanto para esta serie el orden en sus energías de ionización será el siguiente: $\text{Al}^{3+} > \text{K}^+ > \text{Ba}^{2+} > \text{B} > \text{Mg} > \text{Rb}$

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^0 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, $\text{O} > \text{C} > \text{B}^{3-}$. 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^0 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 3º 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 **5º periodo** (el n^0 cuántico principal más alto es el 5) y en la 3ª 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: $5p$, $3d_{z^2}$, $4d$, $n = 5$ 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^0 cuántico principal n : 1, 2, 3, 4, ...

- N^0 cuántico secundario l : 0, 1, 2, ... $(n - 1)$

- N^0 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) $5p$:

$n = 5$

$l = p = 1$

$m = -1, 0, +1 \Rightarrow$ **Le corresponden 3 orbitales** (Se les suele designar como p_x, p_y, p_z)

Caso b) $3d_{z^2}$

$n = 3$

$l = d = 2$

$m = -2, -1, 0, +1, +2$ (estos 5 orbitales se les suele designar como: $d_{z^2}, d_{x^2-y^2}, d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}$)

por lo que vemos que se trata de uno de estos orbitales ,
le corresponde, por tanto 1 orbital

Caso c) **4d:** $n = 4$
 $l = d = 2$
 $m = -2, -1, 0, +1, +2 \implies$

Le corresponden 5 orbitales (se les suele designar
como: $d_{z^2}, d_{x^2-y^2}, d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}$)

Caso d) **n = 5:**

n = 5	l	m	Nº de orbitales
	0	0 (s)	1 orbital
	1	-1, 0, 1	3 orbitales
	2	-2, -1, 0, +1, +2	5 orbitales
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7 orbitales
	4	-4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4	9 orbitales

Nº total de orbitales posibles: 25

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

Grupo B: COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO

B-01

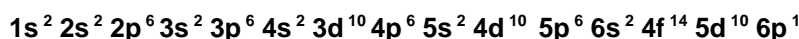
Por los espectros de masas puede determinarse que el Talio ($Z = 81$) se compone de tres isótopos cuyas masas son: 203,037, 204,049 y 205,034 umas y sus abundancias relativas son, respectivamente, 29,36%, 0,23% y 70,41%. Calcular la masa atómica exacta de una muestra de Talio ordinario. Determine la 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:

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

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 $-13,60 \text{ eV}$. 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: $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 571.715,48 \text{ Julios}$

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 =

$$109.677,6 \text{ cm}^{-1}; \text{ "número de ondas" : } \bar{\nu}, \text{ que es: } \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}; \bar{\nu} = \frac{\nu}{c} \Rightarrow \nu = c \cdot \bar{\nu}$$

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

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

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 $571715,48 \text{ Julios}$, pero se nos pide para 90 g , por lo que será:

$$\left. \begin{array}{l} 36 \text{ g H}_2\text{O} \text{ --- } 571.715,48 \text{ J} \\ 90 \text{ g H}_2\text{O} \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 1,429.10^6 \text{ J} \quad \text{y esta cantidad procede de los saltos}$$

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 $9,848.10^5$ Julios

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g H}_2 \text{ ---- } 9,848.10^5 \text{ J} \\ x \text{ g H}_2 \text{ ---- } 1,429.10^6 \text{ J} \end{array} \right\} \mathbf{X = 1,45 \text{ g de hidrógeno atómico}}$$

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:

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

$$E = h \cdot \nu = 6,6252 \cdot 10^{-34} \cdot 5,093 \cdot 10^{14} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ Julios la cual, dado que hemos de expresarla en eV (electrones-Voltio) y sabemos que } 1 \text{ eV} = 1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ J, nos quedará: } \frac{3,37 \cdot 10^{-19}}{1,60219 \cdot 10^{-19}} = 2,1 \text{ eV}$$

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

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

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

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 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

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

E-04

Una radiación tiene una longitud de onda de 6000 \AA . 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 = $6,6252 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$, 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: $\lambda = 6000 \text{ \AA} = 6,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}$, tenemos:

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

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

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:

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

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 $5,0 \cdot 10^6 \text{ m/s}$. ¿Cual es su energía?

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

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:

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

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:

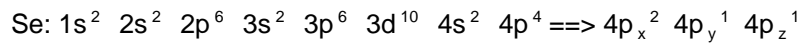
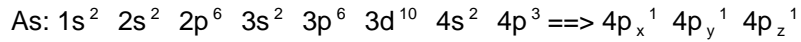
$$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2 \Rightarrow 2,00 \cdot 10^{-19} = \frac{1}{2} 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot v^2 \Rightarrow v = 6,63 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

Grupo H: PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

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.