

Estructura atómica.

Sistema periódico

SUMARIO

ESQUEMA DE LOS CONTENIDOS

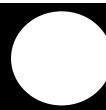
PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS DE LA UNIDAD

DESARROLLO DE LA UNIDAD

1. Introducción.....	4
2. Estructura del átomo.....	4
3. Primeros modelos atómicos.....	5
3.1. Átomo de Bohr. Cuantización de la energía.....	7
• Radio de las órbitas	8
• Energía de las órbitas	8
3.2. Efecto fotoeléctrico	9
3.3. Dualidad onda-corpúsculo.....	10
3.4. Espectros atómicos	10
3.5. Modelo ondulatorio. Números cuánticos	11
• Principio de exclusión de Pauli	14
• Principio de construcción	15
• Principio de máxima multiplicidad de Hund.....	16

3.6.	Sistema periódico	16
3.7.	Propiedades periódicas	17
•	Radio atómico o covalente	17
•	Energía de ionización	17
•	Afinidad electrónica	18
•	Electronegatividad.....	18

CONCEPTOS BÁSICOS A RETENER**EJERCICIOS RESUELTOS****REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS**



PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS DE LA UNIDAD

En el tema 3 vamos a ver la estructura del átomo, como está formado por partículas subatómicas, cuales son, y los números cuánticos asociados a los electrones.

En la segunda parte del tema veremos la ordenación de los elementos dentro del sistema periódico y como varían las distintas propiedades en función de la posición dentro de la tabla periódica.



DESARROLLO DE LA UNIDAD

1. INTRODUCCIÓN

El átomo lo podríamos definir como la partícula más pequeña en que un elemento se puede dividir sin que este pierda sus propiedades químicas. Está formado a su vez por constituyentes más elementales, pero ya sin propiedades químicas bien definidas.

También podemos decir que cada elemento químico está formado por átomos del mismo tipo y con la misma estructura electrónica.

2. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

En este tema se tratará la estructura del átomo, que a pesar de que átomo significa ‘indivisible’, en realidad está formado por varias partículas subatómicas. El átomo contiene protones, neutrones y electrones, con la excepción del hidrógeno-1, que no contiene neutrones, y del ion hidronio, que no contiene electrones. Los protones y neutrones del átomo se denominan nucleones, por formar parte del núcleo atómico.

Los electrones (con carga negativa) están unidos al núcleo (con carga positiva) por fuerzas electromagnéticas

Los átomos se clasifican de acuerdo al número de protones y neutrones que contenga su núcleo. El número de protones o número atómico determina el elemento químico de que se trata, y el número de neutrones determina el isótopo. Un átomo con el mismo número de protones que de electrones es eléctricamente neutro. Y, por el contrario, si posee un exceso o defecto de electrones, su carga neta es negativa o positiva respectivamente, y se denomina ion y se debe indicar su carga neta de la siguiente forma.

elemento carga signo

Ejemplos de iones:

N^{3-} es un ion de nitrógeno que presenta una carga neta negativa con tres electrones en exceso.

Ca^{2+} es un ion de calcio que presenta una carga neta positiva con un defecto de dos electrones

Fe^{3+} es un ion de hierro que presenta una carga neta positiva con un defecto de tres electrones.

Según el modelo atómico de Bohr, que veremos posteriormente, los átomos están formados por el núcleo y la corteza. En la corteza están dispuestos los electrones (carga negativa) en distintas capas en

zonas permitidas para su ubicación, estas zonas se denominan orbitales atómicos y es donde podemos encontrar al electrón con una probabilidad del 90%

El núcleo es la parte central del átomo y está compuesto principalmente de las partículas llamadas protones y neutrones. El núcleo es el que contiene la mayor parte de la masa

El **número atómico (Z)** nos indica el número de protones que tiene un átomo en el núcleo, el cual es igual a la cantidad de electrones, ya que la materia es eléctricamente neutra. La cantidad de protones varía según el elemento. Veamos un ejemplo

El Magnesio (Mg) tiene Z= 12

El **número de masa o número mísico (A)** es la suma del número de protones y neutrones que presenta ese núcleo.

$$A = Z + N$$

Veamos un ejemplo, el sodio (Na) tiene Z = 11 y A = 23, por tanto, contiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones.

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que contienen el mismo número de protones y electrones, pero diferente número de neutrones.

3. PRIMEROS MODELOS ATÓMICOS

Según la teoría de Dalton los átomos, son indivisibles y no se pueden destruir.

Después de los postulados de Dalton, el camino hacia el descubrimiento de la estructura interna del átomo incluyó a otros científicos. Por ejemplo, al final del siglo XIX, el físico irlandés George Johnstone Stoney (1826-1911) postuló que debía existir una unidad fundamental de carga, la cual no podría subdividirse más. A esta unidad la llamó en 1891, electrón.

Tiempo después, el físico británico Joseph John Thomson (1856-1940), en 1898, descubrió mediante experimentos realizados en gases la presencia de los electrones, que son partículas pequeñísimas con carga eléctrica negativa y que forman parte del átomo.

Thomson postuló el modelo atómico como un “pastel de pasas”. Las pasas eran los electrones y estaban incrustados en una esfera de manera uniforme. La esfera tenía carga eléctrica positiva y los electrones carga negativa, por lo que el átomo resultaba eléctricamente neutro.

Thomson midió la relación carga/masa del electrón siendo

$$\frac{e}{m} = 1,76 \cdot 10^8 \frac{C}{g}$$

Millikan midió con su famoso experimento de la gota de aceite la carga del electrón y obtuvo un valor de $1,6022 \cdot 10^{-19}$ culombios. Si se combinan ambos datos se obtiene una masa para el electrón de $9,1095 \cdot 10^{-28}$ gramos.

Años después el físico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937), discípulo de Thomson, descubrió que el átomo está formado por un pequeño núcleo denso y masivo, con partículas de carga eléctrica positiva, a las que llamó protones, y que alrededor de ese núcleo se mueven los electrones.

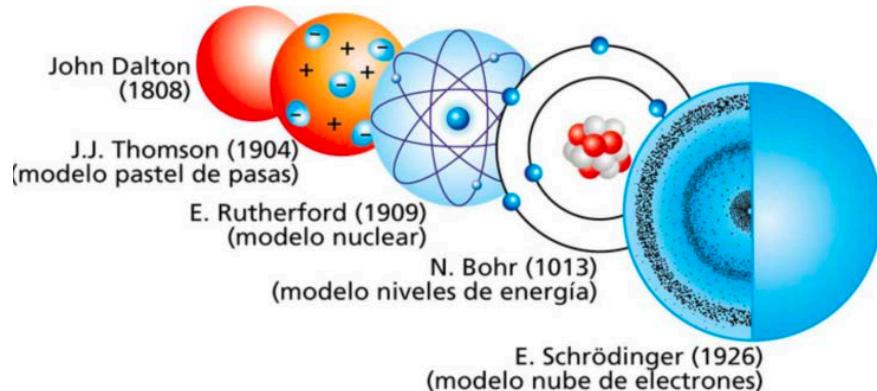


Figura 3. 1. Evolución del modelo atómico.

En 1911, Rutherford propuso su modelo del átomo, llamado el modelo planetario, en el cual entre el núcleo y los electrones no había nada: vacío. La imagen de la estructura del átomo que proporcionó Rutherford fue un gran salto en la visión de la materia. Según este modelo, el átomo tiene prácticamente toda su masa concentrada en un espacio muy pequeño cargado positivamente, el núcleo, mientras que a grandes distancias se encuentran los electrones describiendo órbitas circulares alrededor del núcleo. Así, se puede considerar que el átomo está prácticamente vacío.

El físico danés Niels Bohr (1855 -1962), enterado de los trabajos de Rutherford, usó como base para establecer su propio modelo para descubrir al átomo, el cual no era muy diferente al de Rutherford. De hecho, en aspecto eran muy similares: electrones girando alrededor de un núcleo, tal como los planetas lo hacen alrededor del Sol.

La diferencia en el modelo propuesto por Bohr estaba en la forma en la que los electrones giraban alrededor del núcleo. Bohr proponía que lo hacían en orbitales circulares, mientras que Rutherford afirmaba que los orbitales no tenían una forma definida.

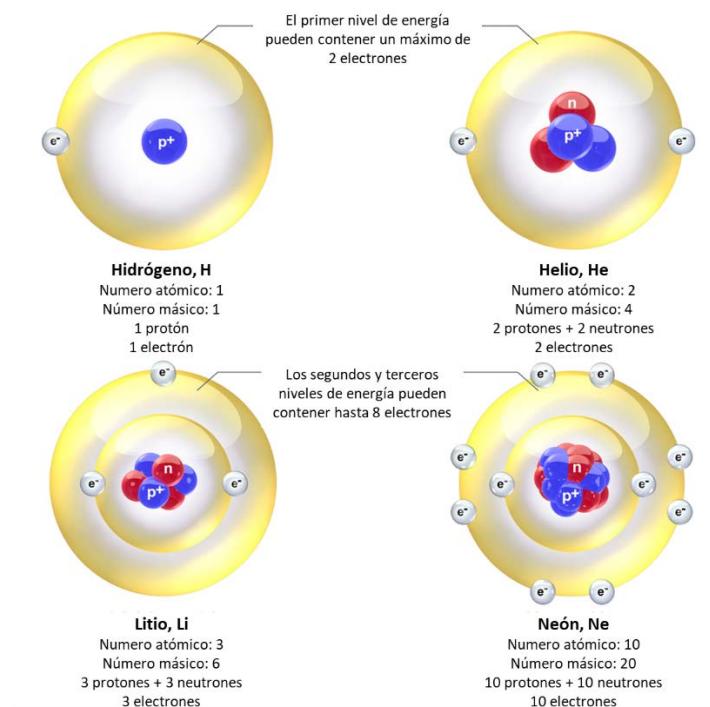


Figura 3. 2. Modelo atómico de Bohr

3.1. ÁTOMO DE BOHR. CUANTIZACIÓN DE LA ENERGÍA

Una de las aplicaciones más importantes de la hipótesis de Planck y una de las que más influencia ha tenido en el desarrollo de la mecánica cuántica fue esta cuantificación, es decir que los electrones debían estar en posiciones determinadas, no es cualquier lugar. Cuando un electrón pasaba de una capa a otra, necesitaba o cedía una cantidad de energía fija que era función de la esa transición, es decir desde dónde viajaba, y hasta dónde. Se enunció para el átomo de hidrógeno. Bohr postuló que:

El electrón del átomo de hidrógeno gira alrededor del núcleo en órbitas circulares estacionarias, es decir, gira sin emitir energía.

La atracción electrostática suministra la fuerza centrípeta que mantiene el electrón girando alrededor del núcleo

$$k \frac{Ze^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$$

donde k es la constante de la ley de Coulomb para el vacío cuyo valor es $9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2/\text{C}^2$, Z es el número (entero) de cargas que tiene el núcleo, e es la carga del electrón es decir $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, m es la masa del electrón, v , su velocidad, y r , el radio de la órbita.

Sólo están permitidas las órbitas para las que el momento angular del electrón L sean un múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$L = r \cdot mv = n \frac{h}{2\pi}$$

donde $n = 1, 2, 3, 4, \dots$, y h es la constante de Planck cuyo valor es de $6,626 \cdot 10^{-34}$ J.s

El paso del electrón de una a otra órbita se lleva a cabo emitiendo o absorbiendo energía en cantidad exactamente igual a la diferencia de energía que hay entre ambas órbitas. Si la emisión o absorción de energía es en forma de radiación electromagnética

$$\Delta H = h\nu$$

donde ΔH es la diferencia de energía entre ambas órbitas y ν la frecuencia de la radiación emitida o absorbida.

De los postulados de Bohr se puede deducir el radio de las órbitas y la energía que tiene el electrón en cada una de ellas.

• Radio de las órbitas

Si se despeja v en una de las ecuaciones anteriores (postulados 1 y 2) Y se sustituye en la otra se obtiene

$$r = h^2 \frac{n^2}{4\pi^2 mkZe^2} = Kn^2$$

Siendo

$$K = \frac{h^2}{4\pi^2 mkZe^2}$$

Así, el radio de la órbita en la que gira el electrón sólo puede tener determinados valores. Se dice que el radio está cuantizado. Esto lo que indica es que el valor del radio, no puede ser cualquiera y será $K, 2K, 3K, 4K, \dots$

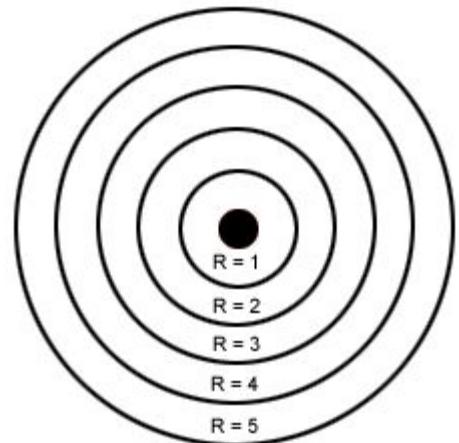


Figura 3. 1. Posibles órbitas del electrón en el átomo de hidrógenos en el modelo de Bohr

• Energía de las órbitas

Toda la energía del electrón se debe a su velocidad y a su situación en el campo eléctrico creado por el núcleo.

$$E \frac{1}{2}mv^2 - \frac{kZe^2}{2r}$$

Si se despeja mv^2 en la ecuación que expresa el primer postulado y se sustituye en la ecuación anterior se llega a la expresión para la energía del electrón

$$E = \frac{kZe^2}{2r}$$

Y ahora, se sustituimos en esta ecuación el valor de r obtenido anteriormente obtenemos

$$E = \frac{2k^2\pi^2 m Z^2 e^4}{h^2 n^2} = \frac{-constante}{n^2}$$

$$\text{Siendo esta constante} = \frac{2k^2\pi^2mZ^2e^4}{h^2n^2}$$

Por tanto, la energía en el átomo está cuantizada, es decir, el electrón sólo puede poseer unos valores determinados de energía dentro del átomo.

El electrón emitirá energía, un fotón, cuando salte de un nivel de energía superior a uno inferior, y absorberá energía cuando salte de un nivel de energía inferior a uno superior. La frecuencia de la radiación emitida es proporcional a la diferencia de energía entre ambos niveles

$$\Delta E = E_1 - E_2 = h\nu$$

Por tanto:

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{-2 k^2 \pi^2 m Z^2 e^4}{h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Dado que el número de ondas es $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c}$

es decir,

$$\bar{\nu} = \frac{\Delta E}{hc} = \frac{-2 k^2 \pi^2 m Z^2 e^4}{h^3 c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\text{donde } \frac{-2 k^2 \pi^2 m Z^2 e^4}{h^3 c} = 1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Este modelo sólo sirve para el hidrógeno y especies que sólo tienen un electrón.

El mayor poder de resolución de los nuevos espectroscopios, y la justificación de determinados fenómenos, como el efecto Zeeman, fue la causa de que el modelo de Bohr fuera modificándose, requiriéndose nuevos números cuánticos. Pero no se podían justificar teóricamente de ninguna manera estos números.

3.2. EFECTO FOTOELÉCTRICO

Consiste en la emisión instantánea de electrones, denominados fotoelectrones, por un metal cuando incide sobre él la radiación adecuada. Con algunos de ellos es suficiente iluminarlos con luz visible.

Einstein postuló, para explicar este efecto, que la radiación electromagnética se propaga de forma discontinua como partículas sin masa llamadas fotones.

Cuando una radiación de frecuencia v incide sobre determinado metal, éste libera electrones cuya energía cinética viene expresada en la ecuación

$$hv = hv_0 + \frac{1}{2}mv^2$$

donde $h\nu_0$ es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón, y se denomina energía de extracción y es propia de cada metal, siendo ν_0 su frecuencia umbral, frecuencia mínima que produce la extracción de electrones.

A partir de la ecuación que rige el efecto fotoeléctrico se explican las propiedades observadas:

La intensidad de la emisión es directamente proporcional a la intensidad de la luz incidente.

La energía cinética máxima de los fotoelectrones no depende de la intensidad de la luz incidente, únicamente depende de su frecuencia.

Existe una frecuencia mínima, denominada frecuencia umbral, ν_0 , de la radiación incidente por debajo de la cual no se produce emisión de electrones cualquiera que sea la intensidad de la luz incidente.

3.3. DUALIDAD ONDA-CORPÚSCULO

Los fotones, que se comportan como ondas electromagnéticas, al chocar contra los electrones son capaces de cambiar la cantidad de movimiento de éstos, lo que significa que tienen una cierta cantidad de movimiento.

De Broglie propuso que los electrones y otras partículas de masa comparable podrían describirse también como ondas. Este postulado fue confirmado posteriormente por Davisson y Germer al producir fenómenos de interferencia y difracción con un haz de electrones.

La longitud de onda asociada a una partícula de masa m que viaja con velocidad v viene dada por la expresión

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

3.4. ESPECTROS ATÓMICOS

Cuando un átomo se excita, es decir, pasa a un nivel de energía superior, emite, al volver a su estado fundamental, una radiación que constituye su espectro atómico de emisión que está constituido por líneas luminosas separadas entre sí. Cada una de estas líneas corresponde a un salto del electrón de un nivel superior de energía a uno inferior. Cada tipo de átomo produce su espectro particular que puede utilizarse para su identificación.

El espectro del átomo de hidrógeno presenta cinco series espectrales: Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund que responden a saltos electrónicos desde niveles superiores hasta $n = 1$, $n = 2$, $n = 3$, $n = 4$, Y $n = 5$, respectivamente. Empíricamente se obtuvo que obedecían a la ecuación

$$\bar{\nu} = -R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

donde R es la constante de Rydberg cuyo valor es $R = 1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ y además $n_2 < n_1$.

El modelo de Bohr justificó posteriormente los espectros obtenidos, y aquí donde radicó su éxito.

3.5. MODELO ONDULATORIO. NÚMEROS CUÁNTICOS

La ecuación de onda de Schrödinger es la base de la mecánica cuántica u ondulatoria cuyo origen se sitúa en la hipótesis de De Broglie (comportamiento del electrón como una onda), y el principio de incertidumbre de Heisenberg (no existe la certeza de encontrar el electrón en una determinada posición dentro del átomo, sólo existe una mayor o menor probabilidad), junto con la hipótesis de Planck, cuantización de la energía.

La resolución de esta ecuación de ondas, sólo exacta para el caso del hidrógeno, conduce a una cuantización de la energía que depende de ciertos números enteros, números cuánticos, que ahora aparecen como consecuencia matemática de la resolución de la ecuación de ondas.

Cada conjunto permitido de tres números cuánticos describe un orbital y señala el volumen donde es más probable encontrar el electrón. Los números que definen un orbital son:

n , número cuántico principal, determina el tamaño del orbital y su energía. Puede tomar los siguientes valores 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, etc.

l , número cuántico secundario u orbital, determina la forma del orbital y, junto con n , la energía del orbital. Para un valor determinado de n puede tomar los valores desde 0, 1, 2, ..., $n-1$, cuyos nombres son:

- | | |
|---------|------------------------------------|
| $l = 0$ | orbitales s (<i>sharp</i>) |
| $l = 1$ | orbitales p (<i>principal</i>) |
| $l = 2$ | orbitales d (<i>diffuse</i>) |
| $l = 3$ | orbitales f (<i>fundamental</i>) |

Las letras *s*, *p*, *d*, *f* identificativas de los tipos de orbitales proceden de los nombres que recibieron los distintos grupos de líneas espectrales relacionadas con cada uno de los orbitales.

m ó m_l , número cuántico magnético, determina la orientación del orbital en el espacio. Para un valor determinado de l , m puede tomar los valores enteros: $m, m-1, m-2, \dots, 0, \dots, -m$. Así, para una combinación de n y l , el número de orbitales viene dado por $2l+1$.

s ó m_s , número cuántico de spin, determina el giro del electrón sobre sí mismo. Puede tomar sólo dos valores $+1/2$ y $-1/2$ indicando los dos sentidos de giro respecto de un eje. Un electrón está determinado por el orbital y por el valor de su número cuántico de spin, (s o m_s).

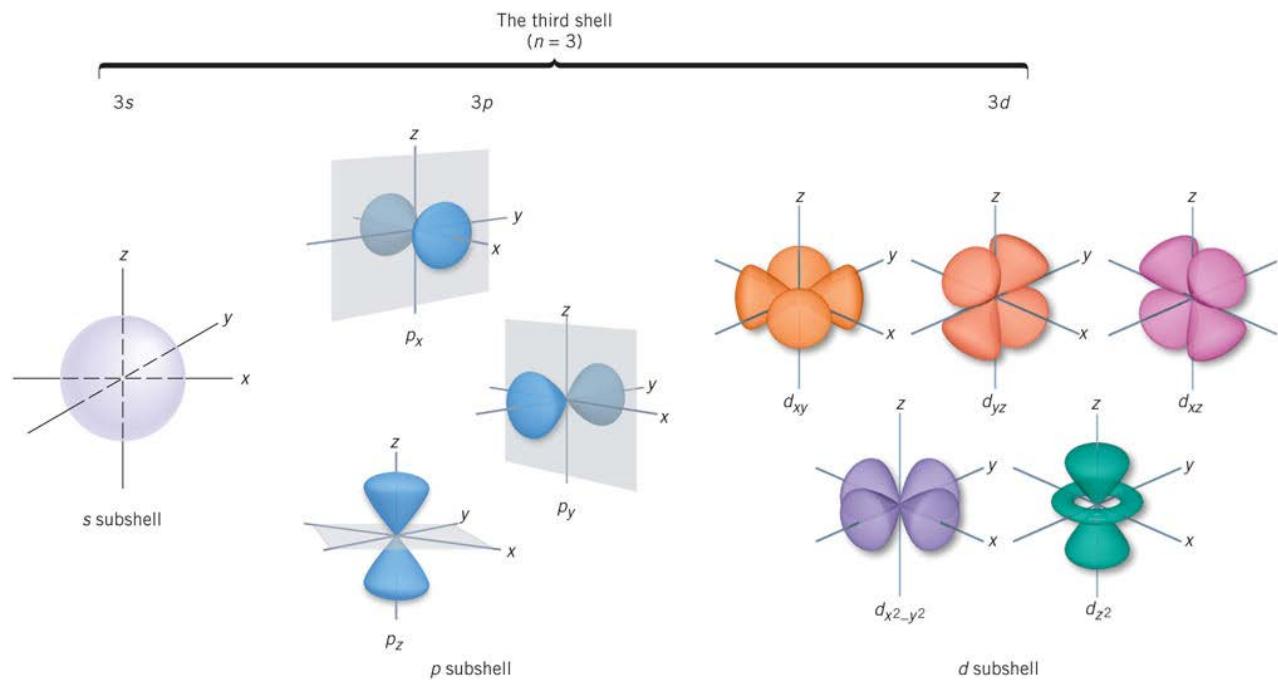


Figura 3. 2. Geometría de las nubes electrónicas correspondientes a un orbital s, los tres orbitales p, y los cinco orbitales d

En la Figura aparecen las formas de los distintos orbitales y en la Tabla los números cuánticos correspondientes.

Valor de l	Letra	Máximo número de electrones
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

Número cuántico	Valores posibles
n	1, 2, 3, ...
l	0, ..., (n-1)
m (o m_l)	-1, (-1+1), ..., 0, ..., (+1 -1), +1
m_s	-1/2, +1/2

Es decir, todos los posibles serían (hasta $n=4$) serían los que se muestran en la siguiente tabla

Tabla 3. Números cuánticos posibles. (hasta n=4)

n	l	m	Orbital	Numero de e⁻
1	0	0	s	2
2	0	0	s	8
	1	-1	p	
		0	p	
		1	p	
3	0	0	s	18
	1	-1	p	
		0	p	
		1	p	
	2	-2	d	
		-1	d	
		0	d	
		1	d	
		2	d	
4	0	0	s	32
	1	-1	p	
		0	p	
		1	p	
	2	-2	d	
		-1	d	
		0	d	
		1	d	
		2	d	
	3	-3	f	
		-2	f	
		-1	f	
		0	f	
		1	f	
		2	f	
		3	f	

Tabla 4. Tabla de orbitales asociados a sus números cuánticos

	s ($l=0$)		p ($l=1$)				d ($l=2$)						f ($l=3$)					
	m=0	m=0	m=±1		m=0	m=±1		m=±2		m=0	m=±1		m=±2		m=±3			
	s	p_z	p_x	p_y	d_{z²}	d_{xz}	d_{yz}	d_{xy}	d_{x²-y²}	f_{z³}	f_{xz²}	f_{yz²}	f_{xyz}	f_{z(x²-y²)}	f_{x(x²-3y²)}	f_{y(3x²-y²)}		
n=1	.																	
n=2	.																	
n=3	.																	
n=4	.																	
n=5	
n=6	
n=7		

• Principio de exclusión de Pauli

El principio de exclusión de Pauli establece que no puede haber en un átomo dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales. Esto conduce a que:

Cada orbital puede contener dos electrones como máximo.

Cada capa tiene un número máximo de electrones.

Capa	Numero de e ⁻
1	2
2	8
3	18
4	32
5	50

Obsérvese que el número de electrones viene dado por $2n^2$, siendo n el número cuántico principal.

El número de electrones que pueden contener los distintos tipos de orbitales es $2(2l + 1)$. Por tanto,

Tipo de orbital	Numero de e-
s	2
p	6
d	10
f	14

• Principio de construcción

Cada electrón se sitúa en el orbital cuya energía sea mínima. Para saber cuál es el orbital de menor energía existen dos reglas:

1. Debe ser el de mínimo valor de $(n + l)$; ($n + l$ es la suma del n^o cuántico principal y secundario).
2. Si hay dos orbitales con igual valor de $(n + l)$, el de menor energía es el de menor valor de n .

Esto da lugar a la siguiente secuencia de niveles de energía:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d = 4f < 6p < 7s < 6d = 5f$$

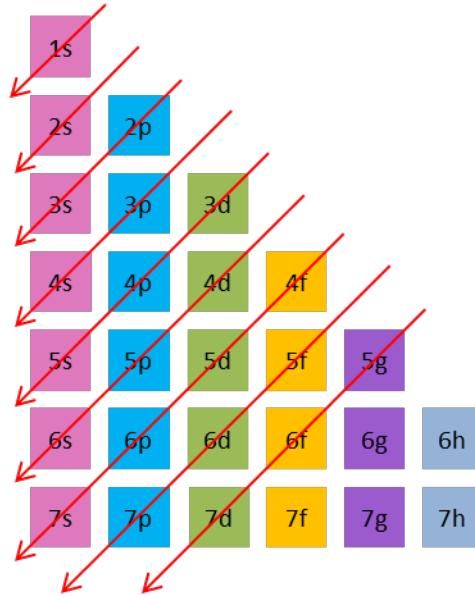


Figura 3. 3. Diagrama de Moeller que indica el orden creciente de energía de los distintos orbitales. Los electrones entran en los orbitales según el orden indicado por la flecha.

Esta secuencia es fácil de recordar con la regla mnemotécnica de la Figura (diagrama de Moeller), que nos permite, teniendo en cuenta las consideraciones anteriores, escribir la configuración electrónica de un átomo o ion. No obstante, del análisis de espectros se deduce que este orden no es

totalmente estricto en algunos elementos de transición, y existen algunas excepciones a esta regla general. La configuración electrónica de un elemento se obtiene con la configuración del elemento del anterior añadiéndole un electrón, denominado electrón diferenciador, el cual va ocupando distintos orbitales atómicos para cada elemento, pero siempre con el contenido energético mínimo entre todos los posibles.

En estos principios se fundamenta la ley periódica, que establece que las propiedades de los átomos dependen de su número atómico. El comportamiento químico de un átomo depende fundamentalmente de los electrones más externos, es decir, de los electrones que tienen el número cuántico n más alto. Por tanto, átomos que tengan la capa más externa ocupada por el mismo número de electrones presentarán semejanzas químicas.

• Principio de máxima multiplicidad de Hund

Una vez aplicadas las anteriores reglas aún pueden presentarse dudas a la hora de elegir entre varias posibles configuraciones. El principio de máxima multiplicidad establece que, *si para un valor de $(n + l)$, un subnivel de energía, hay disponibles varios orbitales, los electrones se colocan de forma que ocupan el máximo número de orbitales y, además se situarán con los espines paralelos (electrones desapareados)*. Esto justifica las propiedades magnéticas de determinados átomos o iones.

3.6. SISTEMA PERIÓDICO

En el sistema periódico de los elementos o tabla periódica, los elementos están ordenados según su número atómico creciente. Los elementos que tienen propiedades químicas parecidas están situados en la misma columna formando un grupo o familia. Los elementos de una misma fila forman un periodo.

Los elementos de un mismo grupo tienen la misma configuración más externa, lo que significa que la configuración electrónica varía de forma periódica.

El sistema periódico está constituido por cuatro bloques:

Elementos representativos. Son los situados en ambos extremos. Un período empieza con una estructura más externa ns^1 y termina en el otro extremo del sistema con una configuración ns^2np^5 .

Elementos tipo gas noble. Estos elementos de la columna situada en el extremo derecho de la tabla presentan niveles electrónicos completos. Salvo el primero del grupo, el helio, que tiene una configuración $1s^2$, los demás tienen una configuración $ns^2 np^6$.

Elementos de transición. Forman el bloque central. A lo largo de él se van ocupando los orbitales $(n - 1)d$.

Elementos de transición interna (lantánidos y actínidos). Estos dos períodos están separados del resto de la tabla, situados en la parte inferior, porque tienen propiedades muy parecidas entre sí. A lo largo de ellos se van ocupando los orbitales $(n - 2)f$

3.7. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Estas propiedades, que varían de forma periódica según el número atómico de los elementos, tienen gran importancia en el comportamiento químico de los elementos. Trataremos las siguientes: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, y electronegatividad.

- **Radio atómico o covalente**

Es una medida del tamaño del átomo. Son valores medios obtenidos experimentalmente de las medidas de longitudes de enlace en moléculas que contienen el átomo en cuestión.

Disminuye a lo largo de un periodo, y aumenta según se desciende en un grupo.

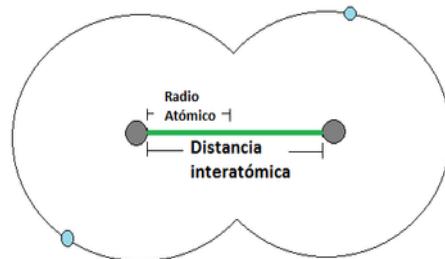


Figura 3. 4. Radio atómico

- **Energía de ionización**

Es la energía necesaria para arrancarle a un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental el electrón más débilmente retenido. Por tanto, se define como la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo gaseoso aislado. Así



También se suele llamar potencial de ionización, y se suele medir en eV (electrón-voltio), o también en Julio o calorías por mol.

Recordemos la relación de conversión entre estas unidades es, $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$.

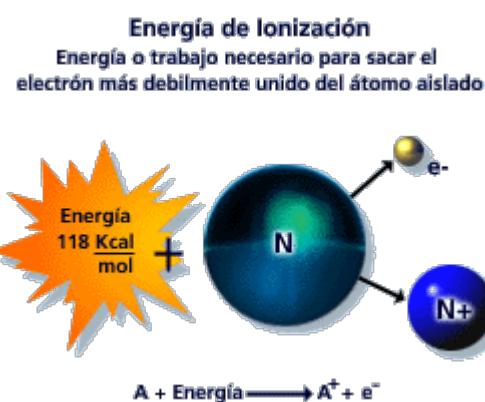
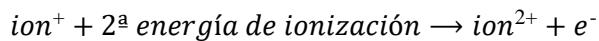


Figura 3. 5. Energía de ionización

Una vez arrancado el electrón, el radio del ión es menor que el del átomo, ya que al haber menos carga negativa, los protones atraerán con más fuerza al resto de los electrones.

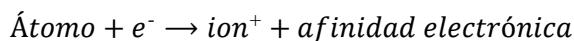
La energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo y disminuye según se desciende en un grupo. Cuanto menor sea la energía de ionización más fácil de ionizar será el átomo, es decir, más electropositivo.

De forma análoga se pueden definir la 2^a, 3^a energías de ionización, siendo su orden creciente.



• Afinidad electrónica

Se denomina afinidad electrónica o electroafinidad a la energía desprendida cuando un átomo capta un electrón. Así,



Se suele medir en eV, o también en Julios o calorías por mol.

Una vez captado el electrón, el radio del ion es mayor que el del átomo.

La afinidad electrónica aumenta a lo largo de un período y disminuye según se desciende en un grupo.

• Electronegatividad

Cuando se forma un enlace covalente, los electrones que forman ese enlace pertenecen a ambos átomos, pero pueden estar más atraídos por un átomo que por el otro (en caso de ser átomos distintos), es decir estar más tiempo cerca de un átomo que del otro. Esto lo mide la electronegatividad, que es una medida de la capacidad de un átomo para atraer el par de electrones de enlace.

La electronegatividad aumenta a lo largo de un período y disminuye según se desciende en un grupo. Por tanto, los elementos más electronegativos están situados en la parte superior derecha de la tabla periódica.

Pauli construyó una tabla de electronegatividades donde se encuentra el valor de la electronegatividad de cada átomo.

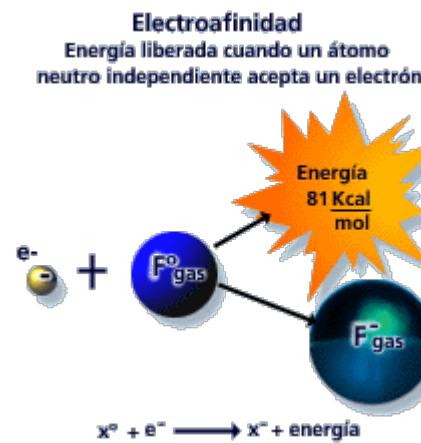


Figura 3. 6. Afinidad electrónica

En la siguiente figura se resume como varían las distintas propiedades en la tabla periódica

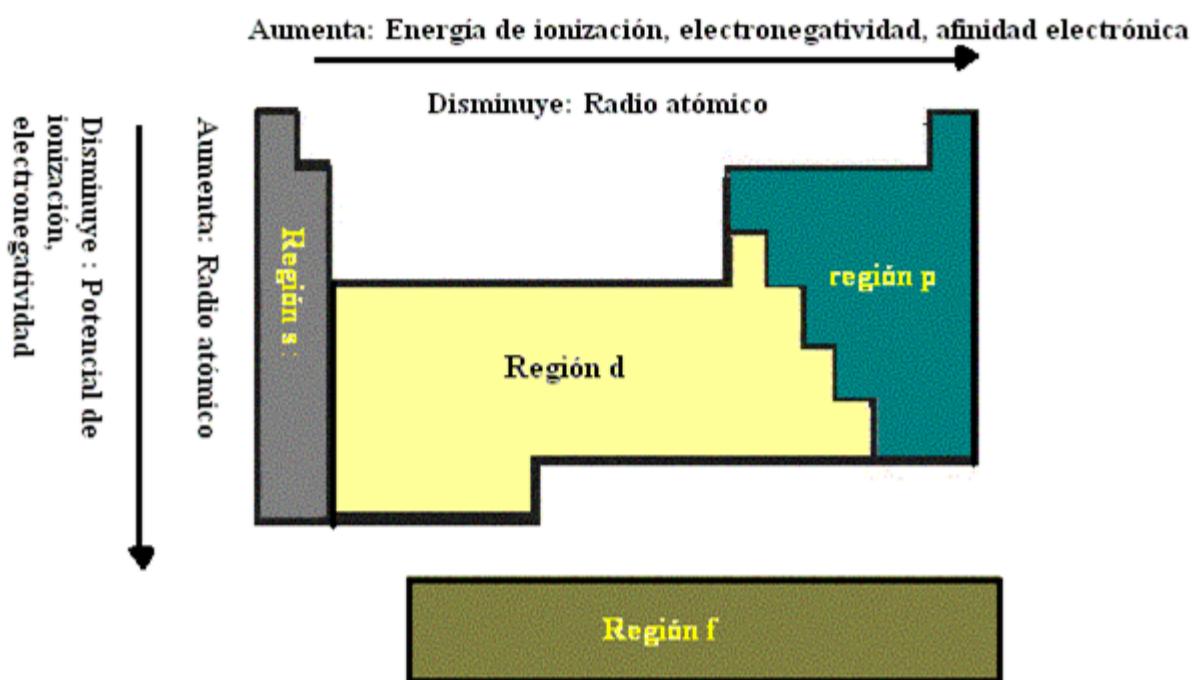


Figura 3. 7. Variación de propiedades

Resumen

Números cuánticos: La corteza electrónica está organizada en distintas capas que nos indican el número cuántico principal (n), y que refleja la distancia al núcleo. Dentro de cada una de las capas existen distintos orbitales, especificados por el número cuántico azimutal, l , y que indica la forma del orbital. El número de orbitales de cada tipo está dado por el número cuántico magnético, m , que nos señala la orientación del orbital. Además, hay otro número cuántico, de espín, s , que sólo puede tomar dos valores e indica el giro del electrón sobre sí mismo.



CONCEPTOS BÁSICOS A RETENER

De esta Unidad didáctica 3 es imprescindible conocer los siguientes conceptos clave:

- Átomo
- Configuración electrónica
- Electrón
- Neutrón
- Núcleo
- Número atómico
- Número másico
- Número cuántico principal
- Orbitales
- Protón



EJERCICIOS RESUELTOS

Problema 1. Completar los espacios en blanco en la siguiente tabla y escribir los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador de los siguientes elementos

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

Solución

Nº atómico	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

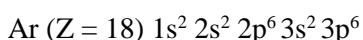
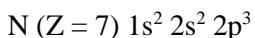
[Youtube A-01](#)

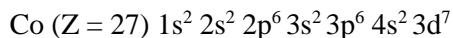
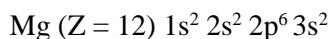
Problema 2. Si los números atómicos respectivos de nitrógeno, argón, magnesio y cobalto son 7, 18, 12 y 27.

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

Solución

- 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.

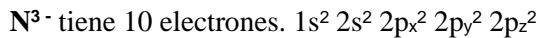




b) Los iones tienen más o menos electrones que el átomo neutro, según nos indique su carga negativa o positiva, respectivamente. Si la carga es positiva pierde los electrones de valencia: los más externos y los más débilmente retenidos



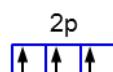
c) Si escribimos las configuraciones electrónicas teniendo en cuenta el Principio de máxima multiplicidad de Hund, nos quedarán:



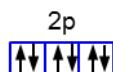
No tiene ningún electrón desapareado. Pueden representarse los tres orbitales p también así:



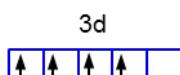
El elemento **Nitrógeno** tiene 7 electrones que se situarían en los orbitales $1s^2 \ 2s^2 \ 2p_x^1 \ 2p_y^1 \ 2p_z^1$. Tiene tres electrones desapareados. El subnivel p tiene tres orbitales, en los cuales se sitúa un electrón en cada una (según el principio de máxima multiplicidad de Hund). Los electrones existentes en este subnivel pueden representarse también así:



No tiene ningún electrón desapareado. Pueden representarse los tres orbitales p también así:



Co^{3+} tiene 24 electrones que se situarán en los orbitales $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^4$. El subnivel d tiene cinco orbitales, por lo que los cuatro electrones existentes en este subnivel se distribuirán lo más desapareados posible (según el principio de máxima multiplicidad de Hund)

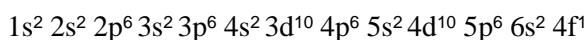


Por tanto, existirán 4 electrones desapareados y un orbital vacío.

Problema 3. Complete la configuración electrónica de un elemento X cuyo electrón diferenciador es $4f^1$, 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?

Solución

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 $4, 3, -3, \frac{1}{2}$.

Como curiosidad decir que en realidad, en el caso del Lantano, el electrón diferenciador entra en el subnivel $5d^1$ y no en el $4f^1$, como le correspondería según el diagrama de Moeller (ya que estos dos orbitales presentan un nivel de energía muy similar). Entonces, debería ser el siguiente elemento, el 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, la configuración electrónica del Cerio 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 $4f^1$.

Problema 4. Indíquese entre las siguientes configuraciones electrónicas cuáles de ellas no son posibles, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli. Explíquese por qué.

- a) $1s^2 2s^2 2p^4$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ c) $1s^2 3p^1$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$

Solución

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° 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 nº 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.

Problema 5. Dos elementos neutros presentan las configuraciones electrónicas siguientes:

$$A = 1s^2 2s^2 2p^2 \quad \text{y} \quad B = 1s^2 2s^2 2p^1 3s^1.$$

Indíquese de forma razonada, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

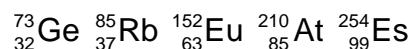
- a) La configuración electrónica del elemento B es imposible;
- b) Las dos configuraciones electrónicas corresponden al mismo elemento;
- c) Para separar un electrón del elemento B se necesitará más energía que para separarlo del A.

Solución

Al tratarse de 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 $3s$.

- A) La configuración B sí es posible pues corresponde a un estado excitado
- B) Ambas configuraciones corresponden al mismo átomo: el de Carbono
- C) 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 $2p$.

Problema 6. Escriba la configuración electrónica y la composición del núcleo de los siguientes elementos:



Solución



Corteza: 32 electrones

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

$^{85}_{37}\text{Rb}$ Núcleo: 37 protones y $(85 - 37) = 48$ neutrones

Corteza: 37 electrones

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

$^{152}_{63}\text{Eu}$ Núcleo: 63 protones y $(152 - 63) = 89$ neutrones

Corteza: 63 electrones

Configuración electrónica:

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

$^{210}_{85}\text{At}$ Núcleo: 85 protones y $(210 - 85) = 125$ neutrones

Corteza: 85 electrones

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

$^{254}_{99}\text{Es}$ Núcleo: 99 protones y $(254 - 99) = 155$ neutrones

Corteza: 99 electrones

Configuración electrónica:

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

Problema 7. 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:

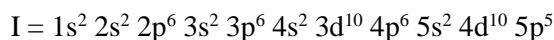
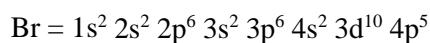
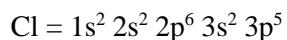
- Escriba la configuración electrónica de los tres elementos
- Defina el primer potencial de ionización de un elemento químico y asigne a cada uno de los tres elementos el potencial de ionización que pueda corresponderle entre los siguientes; 10,4; 11,8 y 13,1 eV
- Defina qué es la afinidad electrónica

Solución

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 la tabla periódica 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.

Problema 8. Indicar a qué orbital corresponde el siguiente valor de números cuánticos:

$$n=4, l=3, m= -1$$

¿Cuantos orbitales de cada tipo hay en la capa electrónica n = 4?

Solución

Lo primero, recordar que el tipo de orbital nos lo indica el segundo número cuántico (l), y recordemos que la equivalencia en función de su valor es:

s (para $l = 0$)

p (para $l = 1$)

d (para $l = 2$)

f (para $l = 3$);

por lo que como en este caso tiene el valor 3, le corresponde a un orbital tipo f.

Respecto a la segunda pregunta, 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” (un solo orbital)

$l = 1$ 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)

Si sumamos todos, en total tendrá: $1 + 3 + 5 + 7 = 16$ orbitales

Problema 9. Justifique, razonadamente

- si pueden existir en un átomo electrones cuyos números cuánticos (n , I , 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. $(3, 1, 2, \frac{1}{2})$.
- 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, $Z=11$).

Solución

- Justifique, de un modo razonado, si pueden existir en un átomo electrones cuyos números cuánticos (n , I , 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 : Nos indica la orientación del orbital en el espacio

Valores posibles: -1, ..., -1, 0, +1, ..., +1

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:

- $(2, -1, 1, \frac{1}{2})$ No es posible ya que el 2º número cuántico debe ser siempre positivo.
 - $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$ Sí es posible.
 - $(1, 1, 0, -\frac{1}{2})$ No es posible ya que el valor del 2º número cuántico es siempre menor que el del primero.
 - $(3, 1, 2, \frac{1}{2})$ 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:

$$F = K \frac{Q \cdot Q'}{d^2}$$

donde Q es la carga del núcleo, la cuales 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 Neón

Problema 10. 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.

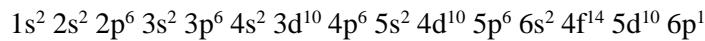
Solución

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:

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

que es su peso atómico medio

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:

$$n: 6 \quad m: 1 \quad l: -1 \quad m_s: +\frac{1}{2}$$

Problema 11. 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.

Solución

El peso atómico o masa atómica media es la media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos del 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:

$$63,54 = \frac{X \cdot 62,9298 + (100 - X) \cdot 64,9278}{100} \rightarrow 6354 = 62,9298 \cdot X + 6492,78 - 64,9278 \cdot X$$

y de ahí calculamos la composición de la muestra, que será:

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



REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Básica

AMERICAN CHEMICAL SOCIETY. (2005) *Química, un proyecto de la A.C.S.* Barcelona, Reverte,
PETRUCCI, R. H. (2013) *Química General.* México, Pearson Education.

En la red:

<http://www.ptable.com/?lang=es>

<http://www.acienciasgalilei.com/qui/tablaperiodica0.htm>

http://www.mcgraw-hill.es/bcv/tabla_periodica/mc.html

<http://profmokeur.ca/quimica/>

Complementaria: