



## GUIA 2 1ero medio

# DESCUBRIENDO EL ÁTOMO

# CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Alumno(a):

Curso:

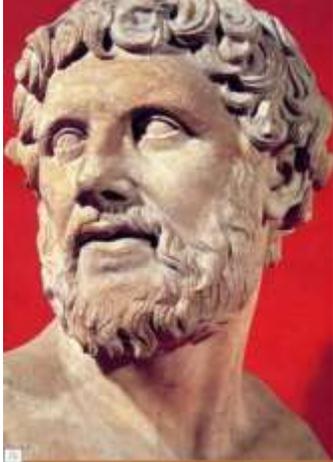
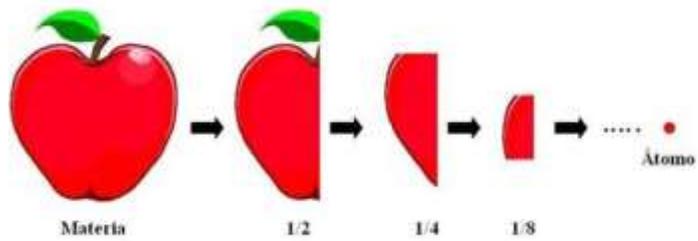
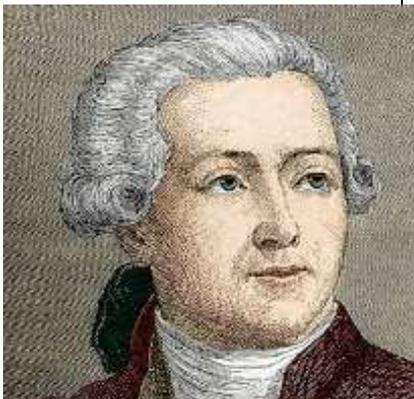


## Breve historia del átomo

Llamamos materia a todo aquello que nos rodea y que podemos distinguir físicamente, por ejemplo, tu Notebook, tus libros y cuadernos, etc. Pero sabemos intuitivamente que estas se encuentran formadas por unidades más pequeñas.

Esta interrogante nace siglos atrás cuando el hombre comenzó a interesarse del cómo y del qué permite la vida; primero la relacionó con aquellas sustancias de la vida cotidiana: el fuego, la tierra, el agua y el aire. Incluso muchas culturas les dieron categoría de dioses o les asignaron poderes milagrosos.

Algunos destacados aportes al conocimiento del átomo son:

 <p><b>Demócrito</b> (400 a de C) filósofo griego</p>	<p>En el siglo V a.c., los filósofos griegos <b>Demócrito</b> y <b>Leucipo</b> planteaban que las gotas de agua debían estar compuestas por unas partículas indestructibles, es decir, que no se podían dividir. A esta partícula se le denominó átomo (sin división). De acuerdo a estas ideas, al someter a divisiones sucesivas cualquier tipo de materia se llegaría siempre al átomo, una partícula indivisible.</p> 
 <p><b>Antoine Lavoisier</b> (1743-1794) químico, biólogo y economista francés</p>	<p>Se le considera el padre de la química moderna por sus detallados estudios sobre: la oxidación de los cuerpos, el fenómeno de la respiración animal y su relación con los procesos de oxidación, análisis del aire, estudios en calorimetría, uso de la balanza para establecer relaciones cuantitativas en las reacciones químicas utilizando el principio de conservación de la materia, "nada se pierde, nada se crea". Es el primero en utilizar el método científico en sus investigaciones. La obra de Lavoisier <i>Traité Élémentaire de Chimie</i> (Tratado elemental de <b>química</b>, 1789) fue el primer libro de texto de la <b>química</b> moderna, y presentaba un punto de vista unificado de las nuevas teorías <b>químicas</b>, contenía una declaración clara de la ley de conservación de la masa, y negaba la existencia del flogisto.</p>



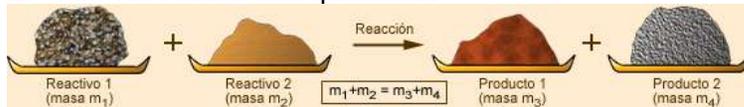
**John Dalton**  
 (1766-1844), científico inglés.

**1803** Conocido como el Padre de la teoría atómica moderna. Describe a los átomos como esferas rígidas indestructibles e inalterables. Crea una tabla de pesos relativos de los elementos, que contribuyeron a sentar las bases de la química moderna.



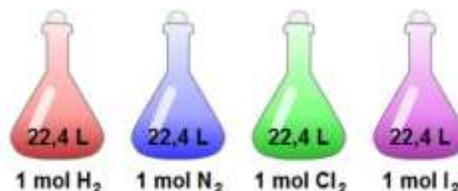
teoría átomos

Estudia las reacciones químicas:



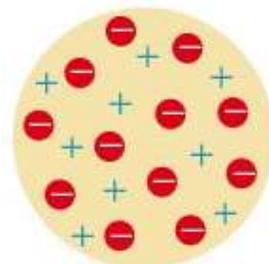
**Amedeo Avogadro**  
 (1776 -1856) químico Italiano

**1811** propone que volúmenes iguales de gases diferentes a la misma temperatura y presión contienen igual número de moléculas, átomos, iones, partículas, etc. llamado número de Avogadro es  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$



**Joseph John Thomson**  
 (1856-1940) físico británico  
 Premio Nobel de Física 1906

En **1897** descubre el electrón. En **1904** observó que al introducir dos imanes en el interior del tubo y al conectar los electrodos a la fuente de poder, los rayos catódicos se descomponían en tres partículas con carga diferente, unas eran atraídas por el campo magnético positivo del imán. Que los rayos catódicos no dependen de los materiales que constituyen los electrodos ni del gas que contenga el tubo, y que debido a esto, eran constituyentes de todos los átomos. Posteriormente introduce una rueda de paletas de metal delgado, y observó que el as luminoso al chocar con ella provoca movimiento e incandescencia, comprobando que las partículas presentan masa. Imaginó al átomo con cargas negativas dispersas (que llamó electrones) entre un número igual de cargas positivas (protones) semeando a un budín con pasas.





**Maria Skłodowska-Curie**  
 (1867-1934) físico  
 química polaca  
 Premio Nobel de Física,  
 en 1903 y Premio Nobel  
 Química, 1911

Marie y Pierre Curie, se interesaron en Becquerel, y las misteriosas radiaciones que emitía el Uranio. Marie Curie la llamó **Radiactividad**, tenía su origen en radiaciones atómicas. Prosigue sus investigaciones con muestras de la colección de minerales de la Escuela de Física y, en 1898, descubre que el Thorio, produce prácticamente los mismos efectos que el uranio.

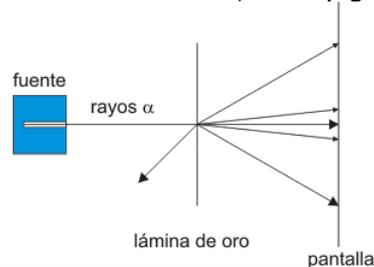
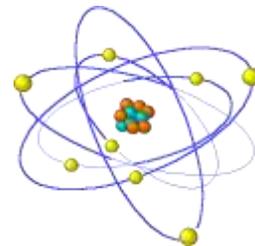
Más adelante, Marie Curie descubre el Polonio y el Radio, el cual es 300.000 veces más radiactivo que el Uranio. En **1899**, Marie descubre que un cuerpo expuesto a una fuente radiactiva se vuelve radiactivo y que esta radiactividad secundaria disminuye con el tiempo en una proporción mucho más rápida que la radiactividad primaria de la fuente.



**Ernest Rutherford**  
 (1871-1937) físico químico  
 neozelandés  
 Premio nobel de química,  
 1908

**1911** Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía.

Al bombardear con partículas alfa una lámina de oro, éstas atravesaban la lámina, pero una de cada 8000 era desviada en más de 90°, esto permitió establecer que el átomo era un gran espacio vacío y que las escasas desviaciones ocurrían debido a que las partículas alfa chocaban con densos núcleos cargados positivamente. Desarrolla el **modelo planetario** del átomo. Estudia las radiaciones y las clasifica en alfa, beta y gamma.



## Camino al modelo mecano cuántico

### Espectros ópticos

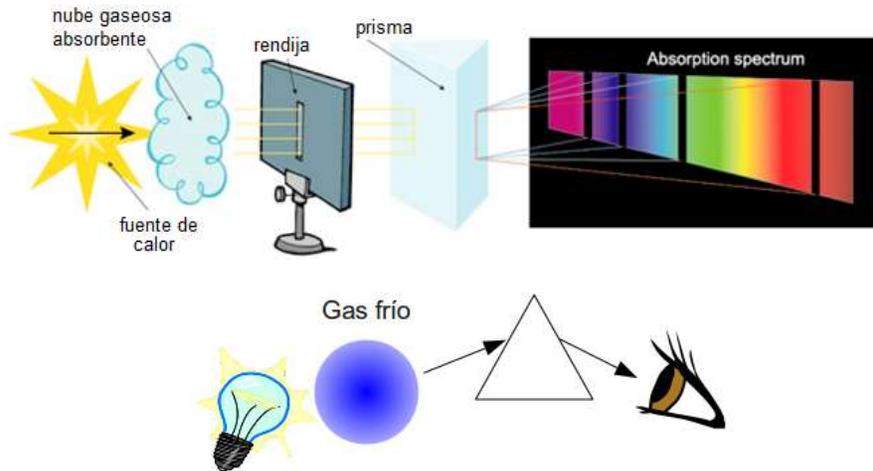
Cuando a un átomo se le suministra energía externa, éste es excitado, algún electron absorbe dicha energía saltando desde un nivel energético fundamental a niveles de mayor energía. Según Planck, la absorción de energía está cuantizada y la diferencia de energía entre ambos será  $h\nu$ .

El electrón absorbe solo una radiación de frecuencia  $\nu$ , y será mayor cuanto mayor sea el salto del electrón.

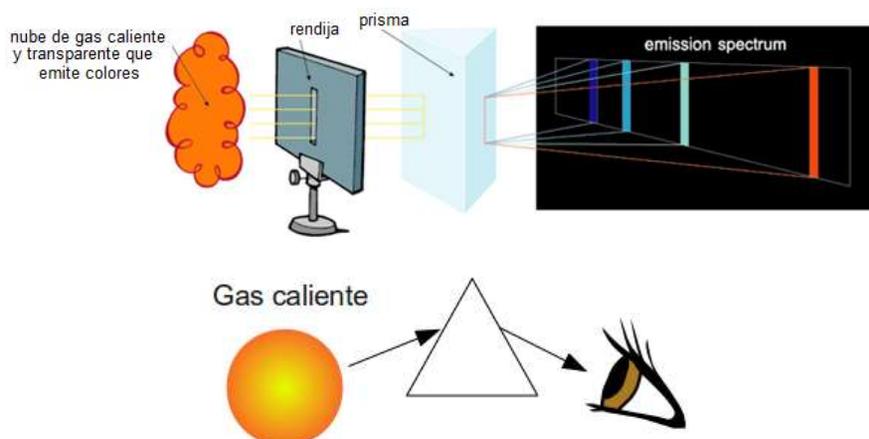
Cómo el átomo excitado es inestable, en un tiempo brevísimo del orden de  $10^{-8}$  s, los electrones desplazados vuelven a ocupar su nivel energético fundamental, emitiendo una energía de la misma frecuencia  $h\nu$ . que absorbió.

Los espectros pueden ser medidos como de absorción o de emisión.

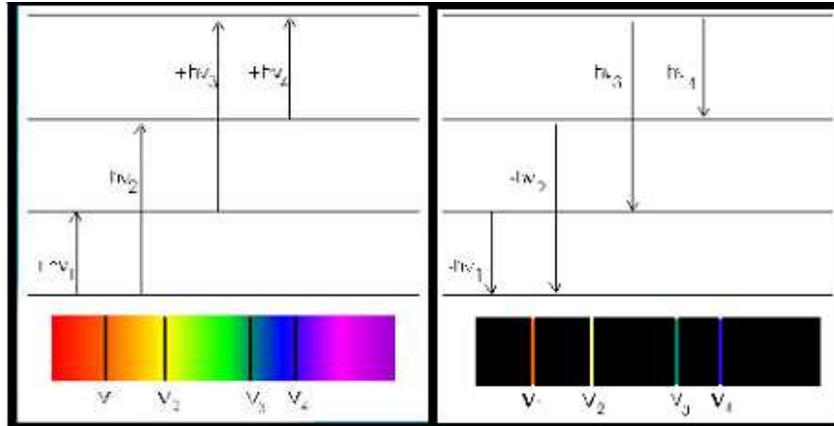
**Espectro de absorción:** Son los espectros resultantes de intercalar una determinada sustancia entre una fuente de luz y un prisma. Así, en el espectro de absorción aparecerá una banda continua con algunas rayas negras que corresponderán a aquellas frecuencias que los electrones han capturado para pasar de un nivel a otro más energético. Aparecen líneas negras sobre el espectro visible.



**Espectros de emisión:** Son aquellos que se obtienen al descomponer las radiaciones emitidas por un cuerpo previamente excitado. Aparecen líneas del color correspondiente a la energía absorbida, sobre un fondo negro.



Se cumple la **Ley de Kirchhoff**, que dice: "Todo cuerpo absorbe las mismas radiaciones que es capaz de emitir". Se obtiene una especie de código de barra para cada elemento.



**Espectro de absorción y de emisión del mismo elemento**

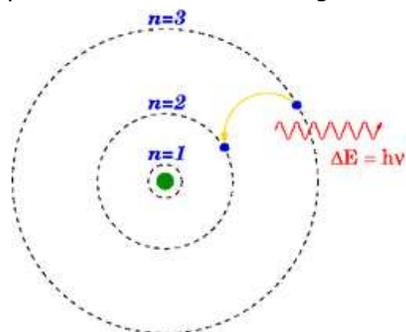
Cada elemento presenta su propio espectro

Cloruros	Fórmula	Color de la Llama
Sodio	NaCl	Amarillo Naranja
Potasio	KCl	Lila
Litio	LiCl	Carmesí
Calcio	CaCl <sub>2</sub>	Rojo anaranjado
Estroncio	SrCl <sub>2</sub>	Rojo
Bario	BaCl <sub>2</sub>	Verde amarillento
Cobre	CuCl <sub>2</sub>	Verde azul
Ácido bórico	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Verde
Fierro	Fe, C, Ti-Fe aleación	Dorado
Aluminio, Magnesio	Al, Ti, Mg	Blanco



**Niels Bohr**  
 (1885-1962) físico danés  
 Premio Nobel de Física, 1922

**1913 Niels Bohr**, fundamentado en la teoría cuántica del físico alemán Max Planck, afirmó que un electrón, para mantenerse en una órbita dada, debe conservar durante su movimiento una energía constante, y que un electrón no disipa energía continuamente, sino que la emite por pausas o cuantos de energía.

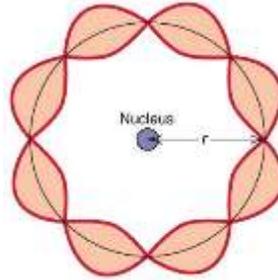


Los electrones en los átomos están localizados en órbitas o niveles de energía, alrededor del Núcleo. Los electrones de órbitas cercanas al núcleo tienen menor energía que aquellos ubicados en órbitas alejadas del Núcleo.



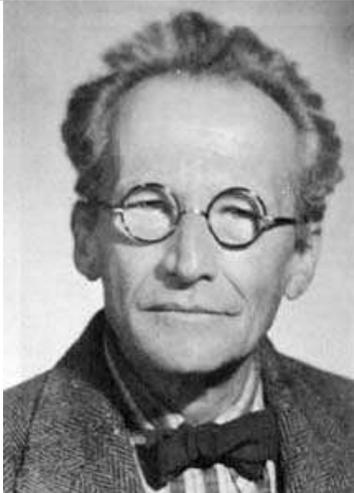
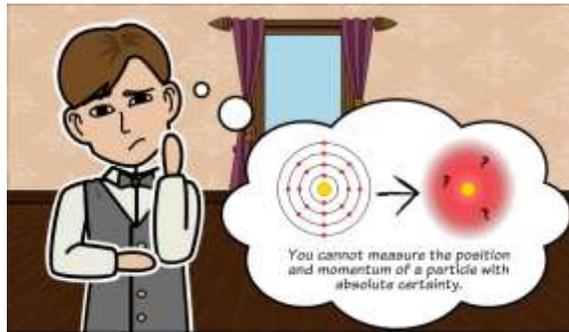
**Louis Victor De Broglie**  
 (1892 -1987) Físico francés  
 Premio nobel de física, 1922

**1923** estableció la dualidad onda-corpúsculo de la luz. El fotón puede ser considerado como un corpúsculo que parte del cuerpo luminoso y que en su rápido movimiento origina una onda electromagnética. Del mismo modo que el electrón transporta su campo eléctrico. Es decir que toda materia tiene asociada una onda, que se extiende por el espacio.



**Werner Karl Heisenberg**  
 (1901- 1976) físico alemán  
 Premio Nobel de Física, 1932

El **Principio de Indeterminación de Werner Heisenberg** establece que la interacción entre los aparatos de medida y los objetos de la medición hacen imposible determinar simultáneamente y con precisión la posición y la velocidad del electrón. Decisivo aporte a la mecánica cuántica.



**Erwin Schrödinger**  
 (1887-1961) físico y filósofo austríaco. Premio Nobel de Física, 1933

**1926, Schrödinger** basándose en la idea de órbitas permitidas de Bohr desarrolla la ecuación matemática probabilística que describe a los electrones.

$$\hat{H} |\Psi(t)\rangle = i\hbar \frac{d}{dt} |\Psi(t)\rangle = \frac{\hat{p}^2}{2m} |\Psi(t)\rangle + V(\hat{r}, t) |\Psi(t)\rangle$$

Las órbitas electrónicas quedan sustituidas por zonas del espacio en las que existe el 99% de encontrar al electrón, a la que llamamos orbitales.

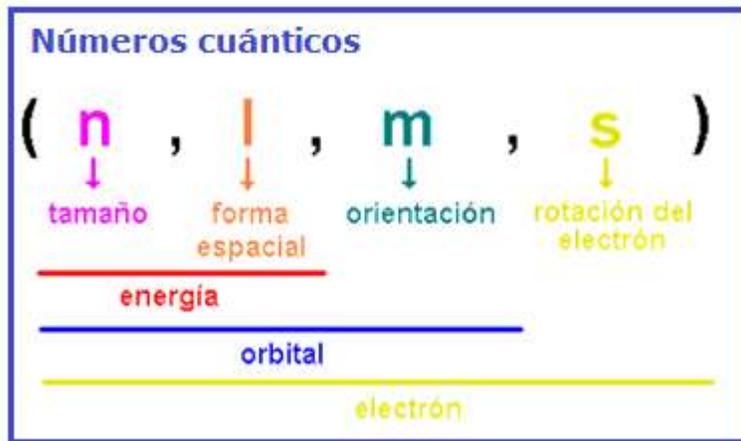
La **teoría cuántica** desarrollada por **Schrödinger** y avances tecnológicos, como el **microscopio atómico** ha permitido conocer con mayor detalle las propiedades físicas y químicas de los átomos.



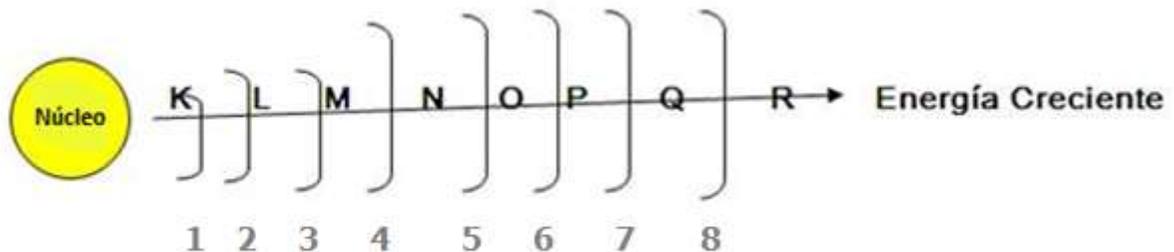
## CARACTERÍSTICAS DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

La resolución de la ecuación matemática de **Schrödinger**, entrega cuatro resultados para identificar a cada electrón, conocidos como los números cuánticos: **n, l, m y s**

Los números cuánticos de un electrón representan al **orbital, que** es una región del espacio en la que hay una máxima probabilidad de encontrar al electrón.



- **Número cuántico principal (n).** Determina el tamaño del orbital y la energía del electrón. Puede tomar los valores:  $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ , (o en letras: K, L, M, N, ...). Define el número de capas. Mientras mayor sea este número más alejados están los electrones del núcleo y mayor energía tienen. Por lo tanto, son estos últimos electrones los que son compartidos al formar enlaces.



- **Número secundario o azimutal (l).** Los estudios espectrales indican que un nivel de energía está constituido por varios subniveles energéticos agrupados. Por lo tanto,  $l$  identifica los subniveles y la forma del orbital. Puede tomar los valores:  $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n - 1$  (o en letras: **s, p, d, f, ...**)

Es decir:

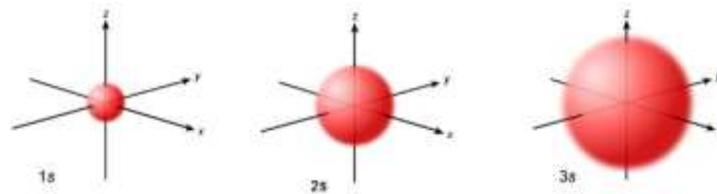
0	1	2	3
s	p	d	f
sharp	principal	diffuse	fundamental

- El **número cuántico magnético**, determina las posibles orientaciones de los subniveles (orbitales) y toma valores que van desde  $-l$  a  $+l$ .

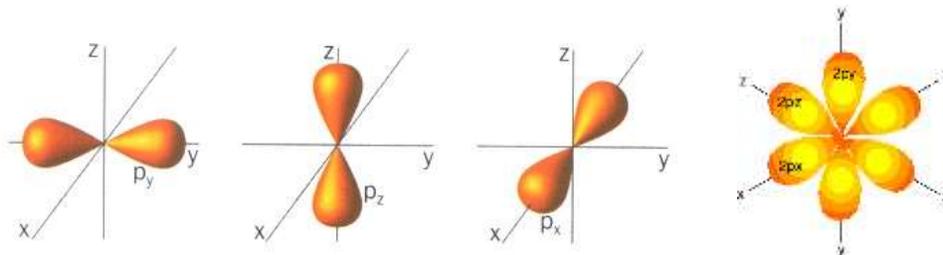
Es decir

Valor de $l$	Valores de $m$ ( $-l$ a $+l$ )						
Orbital 0				0			
orbital 1			-1	0	+1		
orbital 2		-2	-1	0	+1	+2	
orbital 3	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3

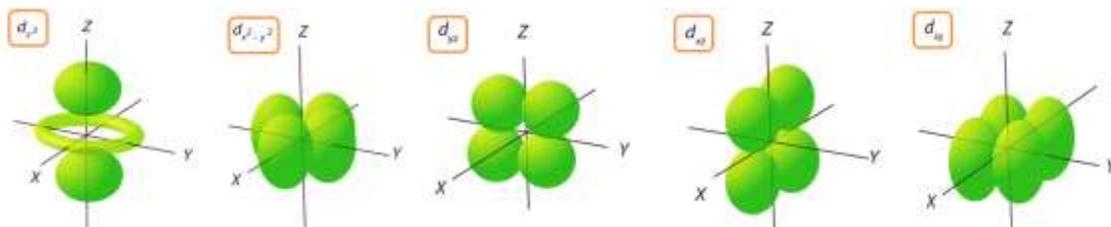
El orbital **0** o **s** es una esfera alrededor del núcleo.



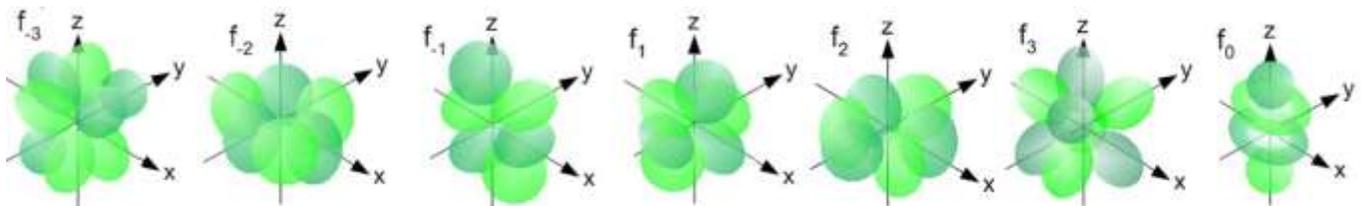
La forma del orbital **1** o **p** es bilobular con orientación en los tres ejes espaciales.



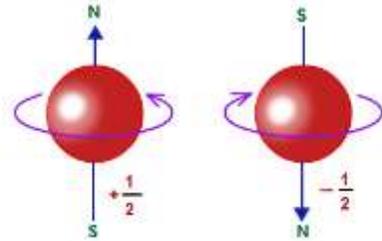
Los orbitales **2** o **d** son multilobulares exceptuando el  $3d_z^2$ . Todos tienen la misma energía.



Los orbitales **3** o **f** son siete. Todos tienen la misma energía.



- **Número cuántico de Spin o giro (ms o s):** Experimentalmente se han encontrado dos componentes magnéticos asociados al electrón, es decir presenta un dipolo magnético. El Sur del dipolo apunta hacia arriba (+1/2) y el Norte del Dipolo hacia abajo (-1/2). Así se evita la repulsión natural de dos cargas negativas.



**Cuadro resumen de los cuatro números cuánticos**

Tipo	Símbolo	Característica	Valores probables
Nº cuántico principal	<b>n</b>	Tamaño de la nube electrónica	<b>1, 2, 3, 4, 5, 6, 7</b>
Nº cuántico secundario	<b>l</b>	Forma de la nube electrónica	<b>0 hasta (n-1)</b>
Nº cuántico magnético	<b>m</b>	Orientación de la nube frente a un campo magnético	<b>-l a +l</b>
Nº cuántico de Spin	<b>s</b>	Dirección de giro del electrón sobre su eje	<b>+1/2 y -1/2</b>

## CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

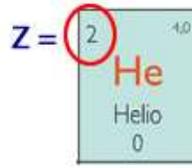
Se entiende por configuración electrónica a la distribución más estable de los electrones en torno al núcleo, para un átomo en estado fundamental. Para distribuir los electrones en los distintos niveles de energía tenemos en cuenta los siguientes principios y reglas:

- **Principio de relleno de Aufbau.** Los electrones entran en el átomo en los distintos niveles de energía, ocupando primero los de menor energía y cuando son rellenos, se pasa a un nivel de energía superior.



- **Principio de exclusión de Pauli.** No pueden existir dentro de un átomo dos electrones con sus 4 números cuánticos iguales. La consecuencia de esto es que en un orbital sólo puede haber 2 electrones con spines diferentes.

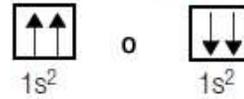
Por ejemplo la configuración electrónica del helio,  $Z = 2$



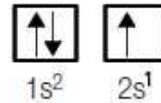
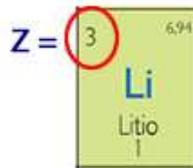
Posible



Imposibles según Pauli



Por ejemplo la configuración electrónica del litio,  $Z = 3$



- Principio de máxima multiplicidad de Hund.** Indica que un segundo electrón no entra en un orbital que esté ocupado por otro electrón mientras que haya otro orbital de la misma energía desocupado (o sea, iguales valores de  $n$  y  $l$ ). esto de acuerdo al tipo de orbital y la cantidad de electrones que ingresan. Por convención, ingresan primero los electrones con spin positivo (desde  $-l$  a  $+l$ ) y luego ingresa una segunda corrida de electrones con spin negativo en el mismo sentido.

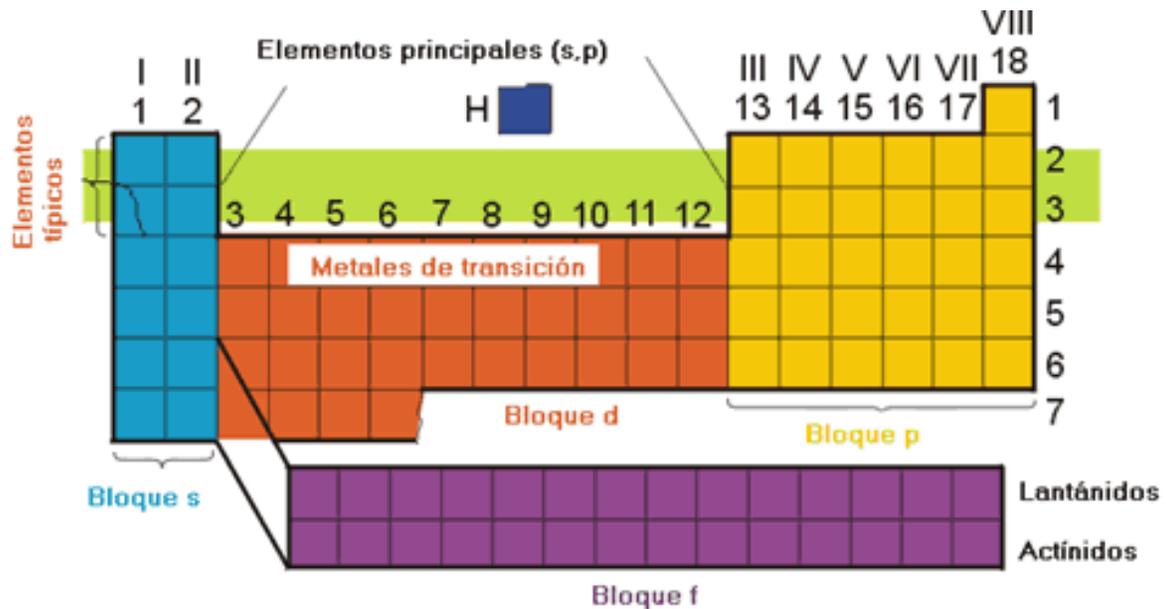
Por ejemplo: el subnivel  $p$  tiene 3 orbitales:  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ .

<p><b>Boro <math>Z = 3</math></b></p>	<p><b>Carbono <math>Z = 6</math></b></p>	<p><b>Oxígeno <math>O = 8</math></b></p>
<p>Configuración electrónica  <math>1s^2, 2s^2, 2p^1</math></p> <p>Diagrama de orbitales</p> <p><math>1s^2</math> <math>2s^2</math> <math>2p_x^1</math> <math>2p_y</math> <math>2p_z</math></p>	<p>Configuración electrónica  <math>1s^2, 2s^2, 2p^2</math></p> <p>Diagrama de orbitales</p> <p><math>1s^2</math> <math>2s^2</math> <math>2p_x^1</math> <math>2p_y^1</math> <math>2p_z</math></p>	<p>Configuración electrónica  <math>1s^2, 2s^2, 2p^4</math></p> <p>Diagrama de orbitales</p> <p><math>1s^2</math> <math>2s^2</math> <math>2p_x^1</math> <math>2p_y</math> <math>2p_z</math></p>

## LA LEY PERIÓDICA

La Tabla Periódica agrupa los elementos en orden correlativo de sus números atómicos (Z). Las Líneas horizontales se conocen como Períodos, tienen 7 períodos y los verticales como Grupos, tiene 18 grupos.

Los grupos tienen la misma configuración electrónica para sus últimos electrones. Esta capa más externa de electrones se llama capa de valencia; y se caracterizan por ser los electrones reactivos.

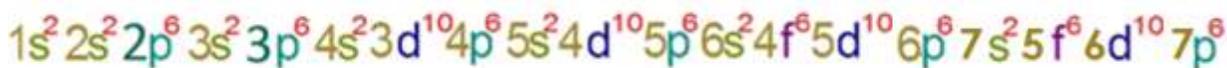


### Al relacionar la configuración con la tabla periódica

Periodo					Cantidad de electrones por periodo de la Tabla Periódica	N° atómico de los Gases Nobles	Símbolo del gas Noble
1	$1s^2$				2	2	He
2	$2s^2$			$2p^6$	8	10	Ne
3	$3s^2$			$3p^6$	8	18	Ar
4	$4s^2$		$3d^{10}$	$4p^6$	18	36	Kr
5	$5s^2$		$4d^{10}$	$5p^6$	18	54	Xe
6	$6s^2$	$4f^{14}$	$5d^{10}$	$6p^6$	32	86	Rn
7	$7s^2$	$5f^{14}$	$6d^{10}$	$7p^6$	32		



La **configuración electrónica extendida**, se escribe en el siguiente orden:



La **configuración electrónica resumida** incorpora al gas noble anterior más lo que falte por llenar del nivel.

### Ejemplo 1

**Para Z = 117** la configuración resumida es **[Rn]7s<sup>2</sup>5f<sup>14</sup>6d<sup>10</sup>7p<sup>5</sup>**

**Para Z = 25** la configuración resumida es **[Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>5</sup>**

**Para Z = 34** la configuración resumida es **[Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>4</sup>**

### Ejemplo 2

Determinar los 4 números cuánticos del último electrón del número atómico **Z = 34**

Como el último orbital ocupado es **4p<sup>4</sup>**, esto corresponde a los números cuánticos: **4, 1, -1, -1/2**

### Ejemplo 3

Para los siguientes números cuánticos **5, 2, 2, -1/2**. ¿A qué Z corresponde?

Estos números representan el último subnivel **5d<sup>10</sup>**, si desarrollamos la configuración electrónica extendida, esta es: **1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>6</sup>5s<sup>2</sup>4d<sup>10</sup>5p<sup>6</sup>6s<sup>2</sup>4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>** o resumida **[Xe]6s<sup>2</sup>4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>**

Al contar los electrones, tenemos **80**, lo que corresponde al elemento: **mercurio (Hg)**.

### Ejemplo 4

Determinar Z para un elemento cuyos números cuánticos del último electrón son: 3, 2, 0, -1/2

Esto corresponde a un elemento cuyo último electrón está en el nivel 3, la forma del orbital es 2 o d, y d tiene 5 sub formas -2, -1, 0, 1 y 2. Como los electrones ingresan desde -2 a +2 en sentido positivo ingresan 5 electrones, luego ingresan 3 electrones de spin negativo a las formas -2, -1 y 0, en total 8 electrones. Por lo tanto el último eslabón de la configuración electrónica es: **3d<sup>8</sup>**

Lo cual corresponde a la configuración resumida: **[Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>8</sup> Z = 28**

El elemento 28 es el Niquel, cuya configuración electrónica extendida es:



### Ejemplo 5

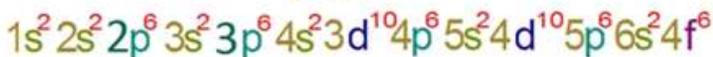
Determinar Z para un elemento cuyos números cuánticos del último electrón son: 4, 3, 2, +1/2

Esto corresponde a un elemento cuyo último electrón está en el nivel 4, la forma del orbital es 3 o f, y f tiene 7 sub formas: -3, -2, -1, 0, 1, 2 y -3. Como los electrones ingresan desde -3 a +3 en sentido positivo ingresan 6 electrones, en total 6 electrones. Por lo tanto el último eslabón de la configuración electrónica es: **4f<sup>6</sup>**

Lo cual corresponde a la configuración resumida: **[Xe]6s<sup>2</sup>4f<sup>6</sup> Z = 62**

Sm

El elemento 62 es el Samario, cuya configuración electrónica extendida es:



### Ejemplo 6

Para **elementos del grupo IB** se debe considerar una regla práctica adicional:

Por ej. la configuración para el **Cu, Z=29** es **[Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>9</sup>**

Sin embargo, lo correcto es anotar **[Ar] 4s<sup>1</sup>3d<sup>10</sup>**

**Plata, Ag, Z = 47**, configuración resumida **[Kr] 5s<sup>1</sup>4d<sup>10</sup>**

**Oro, Au, Z = 79**, configuración resumida **[Xe] 6s<sup>1</sup>4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>**

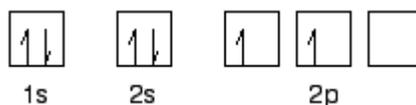
### Ejemplo 7

Notaciones con Flechas

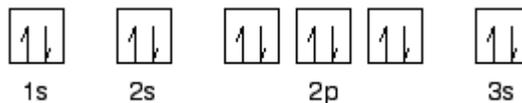
**Cl<sup>-</sup> 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>**



**C 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>**

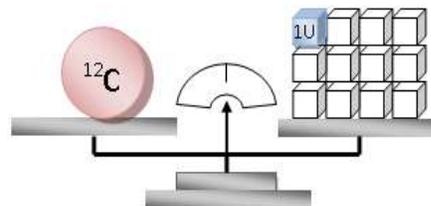


**Mg 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>**



La Unión internacional de Química Pura y Aplicada, celebra 100 años en 2019

**1961 La Unión internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC)**, acuerda tomar las masas atómicas de los elementos, tomando como referencia el **C-12**.



André Petermann



Murray Gell-Mann



George Zweig

**1964 André Peterman, Murray Gell-Mann y George Zweig**, físicos norteamericanos, postulan la existencia de tres componentes en las partículas básicas, los **quarks**. Más adelante dividen las partículas sub atómicas en leptones y **hadrones** y estos últimos en **mesones y bariones**.



# GUÍA EJERCICIOS

Esta guía será evaluada vía internet, **ya que no se vislumbra un pronto reingreso a clases.**

## ACTIVIDAD I TERMINOS PAREADOS

Completar Las siguientes afirmaciones indicando la alternativa numerada que le corresponde:

- A) Se le considera el padre de la química a -----
- B) El reordenamiento de los átomos en una reacción se llama -----
- C) Son las cargas negativas del átomo -----
- D) Generan el concepto de átomo -----
- E) Describe a los átomos como un pastel de pasas -----
- F) Desarrolla el modelo atómico planetario -----
- G) Describe que los átomos excitados liberan energía emitiendo una luz característica -----
- H) Es imposible conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón. Corresponde a -----
- I) El modelo mecano cuántico es atribuible a -----
- J) El número cuántico principal (n) -----
- K) El número cuántico magnético (m) -----
- L) El spín del electrón -----
- M) Los neutrones -----
- N) Un átomo neutro -----

## Respuestas

1. Edwin Schrödinger
2. Nos permite conocer la distancia entre el núcleo de un átomo y un determinado electrón.
3. Electrones
4. Describe las orientaciones de la nube electrónica de un átomo frente a un campo magnético.
5. Genera un campo magnético tal, que se opone a la repulsión natural de las cargas negativas.
6. Heisenberg
7. Tienen la función de mantener cohesionado el núcleo, impiden la repulsión de cargas positivas.



Colegio San Sebastián Santiago Centro  
Depto. Ciencias área Química  
Profesora Sra. Glenda Torres P.

8. Antoine Lavoisier
9. Tiene la misma cantidad de protones y electrones.
10. Cambio químico
11. Demócrito y Leucipo
12. Joseph J. Thomson
13. Ernest Rutherford
14. Max Planck

## **ACTIVIDAD II**

Explicar los 3 principios que rigen la configuración electrónica y dar un ejemplo en cada caso.



### ACTIVIDAD III

1. Desarrollar la configuración electrónica resumida y extendida de los siguientes elementos.

	Configuración electrónica resumida	Configuración electrónica extendida
A) $Z = 8$		
B) $Z = 44$		
C) $Z = 68$		
D) $Z = 78$		
E) $Z = 28$		
F) $Z = 98$		
G) $Z = 38$		
H) $Z = 17$		

2. Determinar los 4 números cuánticos del último electrón de 5 puntos

- A)  $1s^2 2s^2 2p^5$
- B)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
- C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$
- D)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$
- E)  $Z = 58$
- F)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{15} 5p^6 6s^2 4f^9$
- G)  $Z = 22$

n	l	m	s



3. Determinar configuración electrónica y Z dados los siguientes números cuánticos:

A) 2, 1, 0, + 1/2

B) 3, 2, 1, - 1/2

C) 5, 3, 0, + 1/2

D) 7, 0, 0, - 1/2

E) 4, 1, -1, - 1/2

F) 6, 1, 0, + 1/2

G) 5, 2, -2, + 1/2

	<b>Configuración electrónica resumida</b>	<b>Z</b>
A)		
B)		
C)		
D)		
E)		
F)		
G)		

#### ACTIVIDAD IV

#### SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. Si se conoce Z de un determinado átomo neutro, ¿Cuál de los siguientes aspectos de éste se pueden derivar de dicha información?

- I. Cantidad de electrones
- II. Período
- III. Grupo
- IV. Número de protones

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) Sólo IV
- E) Todos



2. ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones tiene(n) relación con el modelo atómico de Rutherford?
- En el núcleo se concentra la mayor parte de la masa del átomo.
  - Fue el primer modelo atómico nuclear propuesto.
  - Los electrones giran en órbitas circulares definidas.
- A) Sólo I  
B) Sólo II  
C) Sólo I y II  
D) Sólo I y III  
E) I, II y III
3. Respecto de los modelos atómicos. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
- Thomson propone a los átomos como un pastel de pasas
  - Goldstein denomina Rayos canales a los posteriormente llamados protones
  - Rutherford desarrolla el modelo planetario
  - Thomson estudia los rayos catódicos, posteriormente llamados electrones
  - Dalton descubre los neutrones
4. ¿Cuál es el número atómico de un átomo neutro, cuyo último electrón tiene los siguientes números cuánticos: 5, 3, 2,  $-\frac{1}{2}$
- 46
  - 58
  - 63
  - 94
  - 101
5. Cuando  $l = 0$  la forma de la nube electrónica es:
- bilobulada
  - elíptica
  - en roseta
  - esférica
  - no se puede determinar
6. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta para el Molibdeno ( $Z = 42$ )
- $[\text{Ar}] 4s^2 4p^6 4f^6$
  - El
  - $[\text{Kr}] 5s^2 4d^4$
  - $[\text{Kr}] 4d^6$
  - $[\text{Kr}] 5s^2 4d^5$



7. El número cuántico magnético toma los valores:

- A) 1, 2, 3, 4, etc.
- B) Que dependen de  $l$
- C) 0, 1, 2, 3
- D)  $-1/2$  y  $+1/2$
- E) que dependen de  $n$

8. El sub nivel \_\_\_\_\_ tiene 3 formas de orbital

- A) s
- B) p
- C) d
- D) f
- E) g

9. El número cuántico \_\_\_\_\_ se simboliza con la letra \_\_\_\_\_ y toma los valores 0, 1, 2, 3.

- A) Spín -  $m_s$
- B) Principal -  $n$
- C) Magnético -  $m_l$
- D) Azimutal -  $l$
- E) Nivel de energía  $n$

10.Cuál es la configuración electrónica de un elemento cuyo número atómico sea 87:

- A)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^5$
- B)  $[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^5$
- C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$
- D)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^7 6s^1$
- E)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^7$

11. ¿Cuál de estos valores no es utilizado en las orientaciones del orbital **d**?

- A) +3
- B) 0
- C) +1
- D) +2
- E) -2

