



**UAEM**

Universidad Autónoma  
del Estado de México



# **CENTRO UNIVERSITARIO UAEM VALLE DE MÉXICO**

## **PROGRAMA EDUCATIVO DE INGENIERÍA INDUSTRIAL**

**UNIDAD APRENDIZAJE**

**“INGENIERÍA DE MATERIALES”**

**UNIDAD DE COMPETENCIA**

**MATERIA Y SU NATURALEZA ATÓMICA**

**PROFESOR**

**DR. EN ING. JOSÉ GPE. MIRANDA HERNÁNDEZ**



**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DEL ESTADO DE MÉXICO**

**CENTRO UNIVERSITARIO UAEM VALLE DE MÉXICO**  
**COORDINACIÓN DE INGENIERÍA INDUSTRIAL**

**PROGRAMA PERMANENTE DE ELABORACIÓN Y ACTUALIZACIÓN DE UNIDADES DE APRENDIZAJE**

Unidad de Aprendizaje

**INGENIERÍA DE MATERIALES**

**Elaborado por:**

M. en C. Armando Vargas Gómez  
Profesor de Asignatura  
Fecha: 10 Diciembre 2004

**Actualizado por:**

Dr. José Gpe. Miranda Hernández  
Profesor-Investigador  
Fecha: 10 de Agosto de 2012

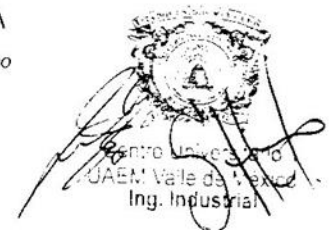
**Revisado por:**

La Comisión Permanente de Elaboración y Actualización de Unidades de Aprendizaje de  
la Academia de Ingeniería Industrial del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Fecha: 13 de septiembre de 2012

**Aprobado y avalado por:**

H. Consejo Académico  
del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Acta en Sesión Extraordinaria no.: 28  
Fecha: 17 de septiembre de 2012

H. Consejo de Gobierno  
del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Acta en Sesión Extraordinaria no.: 28  
Fecha: 17 de septiembre de 2012





**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DEL ESTADO DE MÉXICO**

**CENTRO UNIVERSITARIO UAEM VALLE DE MÉXICO  
COORDINACIÓN DE INGENIERÍA INDUSTRIAL**

**PROGRAMA PERMANENTE DE ELABORACIÓN Y ACTUALIZACIÓN DE UNIDADES DE APRENDIZAJE**

Unidad de Aprendizaje

**INGENIERÍA DE MATERIALES**

**Elaborado por:**

M. en C. Armando Vargas Gómez  
Profesor de Asignatura  
Fecha: 10 Diciembre 2004

**Actualizado por:**

Dr. José Gpe. Miranda Hernández  
Profesor-Investigador  
Fecha: 10 de Agosto de 2012

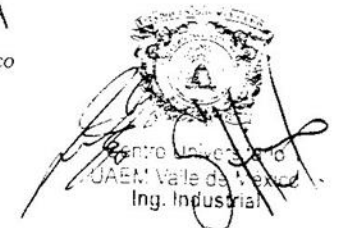
**Revisado por:**

La Comisión Permanente de Elaboración y Actualización de Unidades de Aprendizaje de  
la Academia de Ingeniería Industrial del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Fecha: 13 de septiembre de 2012

**Aprobado y avalado por:**

H. Consejo Académico  
del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Acta en Sesión Extraordinaria no.: 28  
Fecha: 17 de septiembre de 2012

H. Consejo de Gobierno  
del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Acta en Sesión Extraordinaria no.: 28  
Fecha: 17 de septiembre de 2012





**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DEL ESTADO DE MÉXICO**

**CENTRO UNIVERSITARIO UAEM VALLE DE MÉXICO  
COORDINACIÓN DE INGENIERÍA INDUSTRIAL**

**PROGRAMA PERMANENTE DE ELABORACIÓN Y ACTUALIZACIÓN DE UNIDADES DE APRENDIZAJE**

Unidad de Aprendizaje

**INGENIERÍA DE MATERIALES**

**Elaborado por:**

M. en C. Armando Vargas Gómez  
Profesor de Asignatura  
Fecha: 10 Diciembre 2004

**Actualizado por:**

Dr. José Gpe. Miranda Hernández  
Profesor-Investigador  
Fecha: 10 de Agosto de 2012

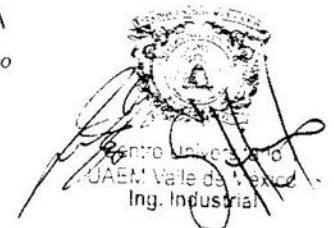
**Revisado por:**

La Comisión Permanente de Elaboración y Actualización de Unidades de Aprendizaje de  
la Academia de Ingeniería Industrial del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Fecha: 13 de septiembre de 2012

**Aprobado y avalado por:**

H. Consejo Académico  
del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Acta en Sesión Extraordinaria no.: 28  
Fecha: 17 de septiembre de 2012



H. Consejo de Gobierno  
del Centro Universitario UAEM Valle de México  
Acta en Sesión Extraordinaria no.: 28  
Fecha: 17 de septiembre de 2012





2. Materia y su naturaleza atómica.	2.1	Estructura del átomo.	
	2.2	Configuración electrónica.	
	2.3	Números cuánticos.	
	2.4	Enlaces atómicos y moleculares.	
3. Estructuras cristalina.	3.1	Sistemas cristalinos.	
	3.2	Redes de Bravais	
	3.3	Parámetros de red, número de átomos por celda, número de coordinación y factor de empaquetamiento.	
	3.4	Índices de Miller, Direcciones y Planos cristalográficos.	
4. Imperfecciones reticulares	4.1	Imperfecciones cristalinas.	
	4.2	Defectos puntuales.	
	4.3	Defectos lineales (o dislocaciones).	
	4.4	Defectos superficiales.	
5. Difusión y procesamiento de materiales	5.1	Mecanismos de difusión y energía de activación.	
	5.2	Leyes de Fick.	
	5.3	Difusión y el efecto en el procesamiento de materiales.	



2. Materia y su naturaleza atómica.	2.1	Estructura del átomo.	
	2.2	Configuración electrónica.	
	2.3	Números cuánticos.	
	2.4	Enlaces atómicos y moleculares.	
3. Estructuras cristalina.	3.1	Sistemas cristalinos.	
	3.2	Redes de Bravais	
	3.3	Parámetros de red, número de átomos por celda, número de coordinación y factor de empaquetamiento.	
	3.4	Índices de Miller, Direcciones y Planos cristalográficos.	
4. Imperfecciones reticulares	4.1	Imperfecciones cristalinas.	
	4.2	Defectos puntuales.	
	4.3	Defectos lineales (o dislocaciones).	
	4.4	Defectos superficiales.	
5. Difusión y procesamiento de materiales	5.1	Mecanismos de difusión y energía de activación.	
	5.2	Leyes de Fick.	
	5.3	Difusión y el efecto en el procesamiento de materiales.	

# GUIÓN

**Este material didáctico tiene la intención de ser un herramienta de apoyo con el fin de establecer un armonía entre los estudiantes y el profesor en la dinámica de enseñanza-aprendizaje. Este material pretende ser ilustrativo, objetivo y concreto para el mejor entendimiento conceptual de las unidades temáticas abordadas en esta unidad de competencia.**

**La forma de introducirse a la unidad de competencia inicia con una introducción general al respecto y así mismo también en cada unidad temática se introduce y se desarrolla el tema. En cada sección se encuentra una breve descripción, así como tablas e imágenes que sean representativas en la acción del aprendizaje de los alumnos.**

**En esta unidad de competencia existen ejercicios cuantitativo a resolver. La retroalimentación profesor alumno es mediante ejercicios resueltos por los alumnos posterior a los ejemplos resueltos por el profesor mediante la respuesta a preguntas específicas de los problemas y finalmente como evidencia se pide la resolución de ejercicios.**

# UNIDAD DE COMPETENCIA 2

## Materia y su naturaleza atómica





## **OBJETIVO**

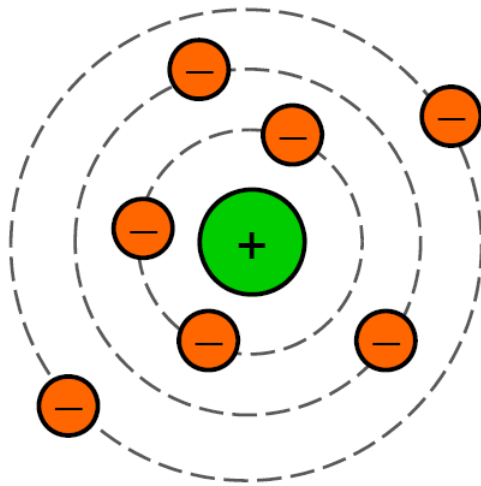
**Conocer la estructura atómica de los materiales sólidos en función de la disposición y organización geométrica de los átomos y sus interacciones entre ellos.**

## **UNIDADES TEMÁTICAS**

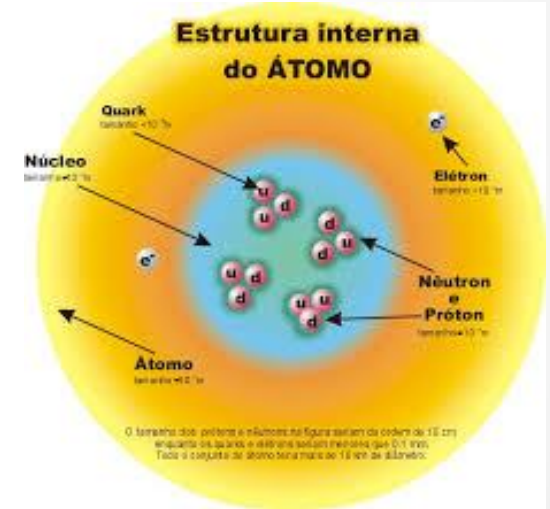
- 2.1 Estructura del átomo.**
- 2.2 Configuración electrónica.**
- 2.3 Números cuánticos.**
- 2.4 Enlaces atómicos y moleculares.**

## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

**ÁTOMO:** son la unidad básica de toda la materia, la estructura que define a todos los elementos y tiene propiedades químicas bien definidas.



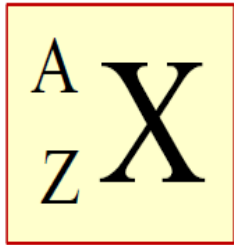
- PROTONES
  - NEUTRONES
  - ELECTRONES
- } *núcleo*



	Carga eléctrica	Masa
PROTÓN	$+ 1.602176487 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$1.672621637 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
NEUTRÓN	0	$1.674 927293 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
ELECTRÓN	$- 1.602176487 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$9.109382914 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

### NOMENCLATURA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS



- **X**: *símbolo del elemento químico*
- **A**: *número másico* =  $n^{\circ}$  protones +  $n^{\circ}$  neutrones
- **Z**: *número atómico* =  $n^{\circ}$  protones

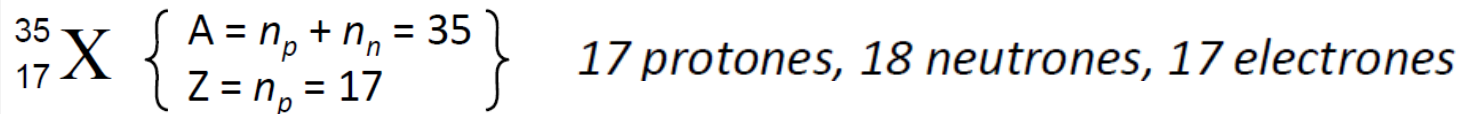
### NATURALEZA ELÉCTRICA DEL ÁTOMO

- **Átomo neutro**:  $n^{\circ}$  electrones =  $n^{\circ}$  protones

## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

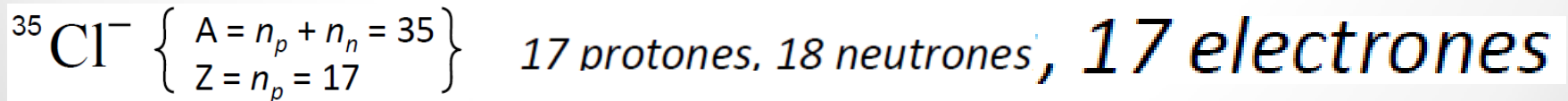
El nº de protones en un núcleo determina el elemento químico a que corresponde un átomo

### EJEMPLO A



17	<sup>2</sup> p <sub>0</sub> <sup>32</sup>
<b>Cl</b>	
Chlorine	
35.453	
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	
12.9676	

### EJEMPLO B



## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

### HISTORIA

**Demócrito:** fue el primero en afirmar que la materia está compuesta por átomos, y que estos eran indivisibles.

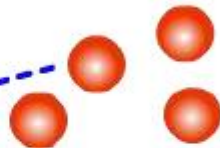


Y hay quedo la cosa hasta que

## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

**Dalton:** en 1803 lanzó su teoría atómica de la materia. En ella decía que todos los elementos que se conocen están constituidos por átomos y que estos eran lo más pequeño en que se podía dividir la materia, es decir eran indivisibles.

1.- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas **ÁTOMOS**.



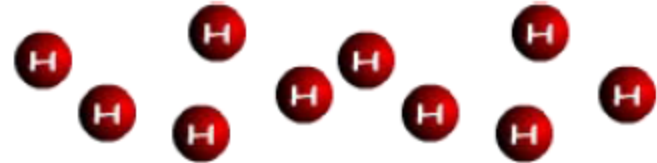
Átomos de cobre



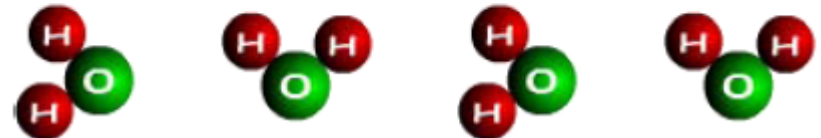
Átomos de oro



2.- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí y diferentes a los átomos de los demás elementos.



3.- Los compuestos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos en proporciones constantes y sencillas.



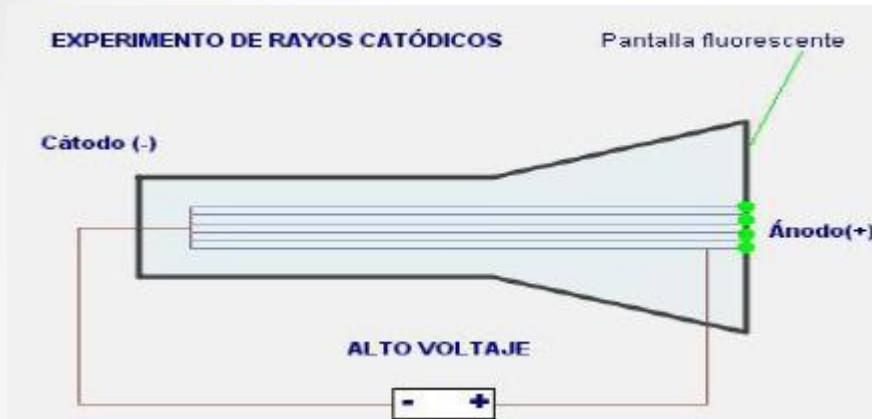
## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

**Amadeo Avogadro:** En 1811 formuló una ley que lleva su nombre “Ley de Avogadro”. Esta ley viene a decir que dos volúmenes iguales de diferentes gases y en las mismas condiciones tienen el mismo número de moléculas, pero no el mismo número de átomos.

**J.J. Thomson:** En 1906, supuso que Dalton estaba equivocado, porque el átomo estaba compuesto de electrones.

**“DESCUBRE EL ELECTRÓN”**

## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO



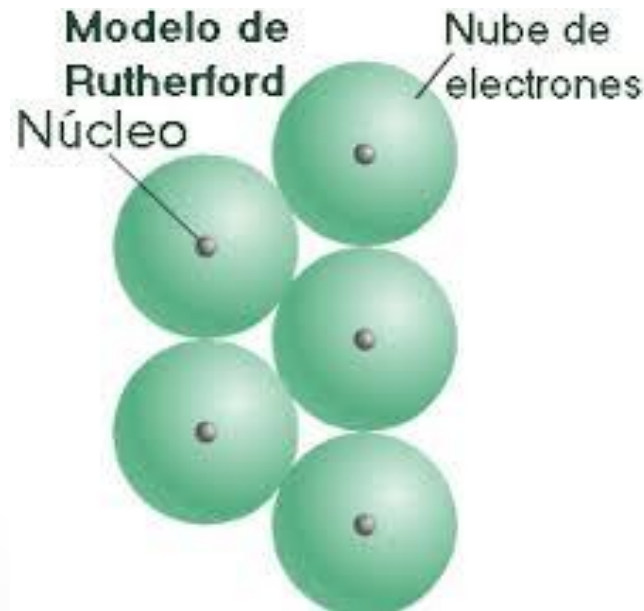
Al estudiar las partículas que formaban estos rayos se observó que eran las mismas siempre, cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. Por tanto, en el interior de todos los átomos existían una o más partículas con carga negativa llamadas **electrones**.





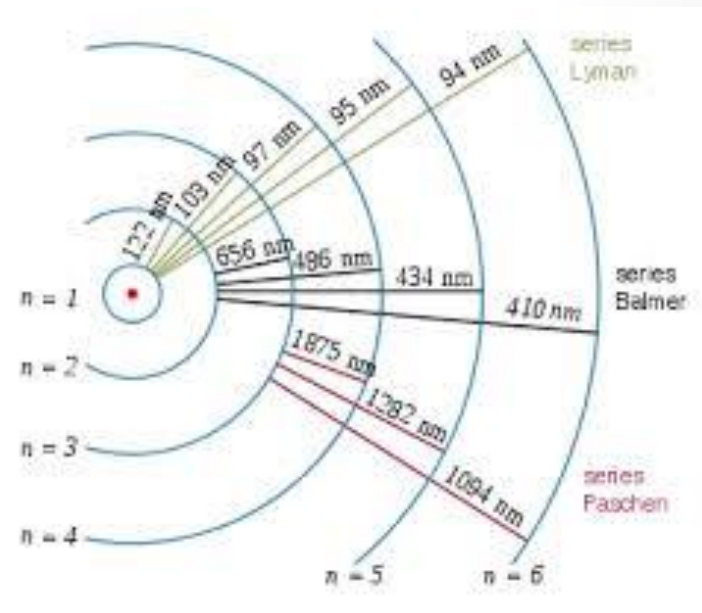
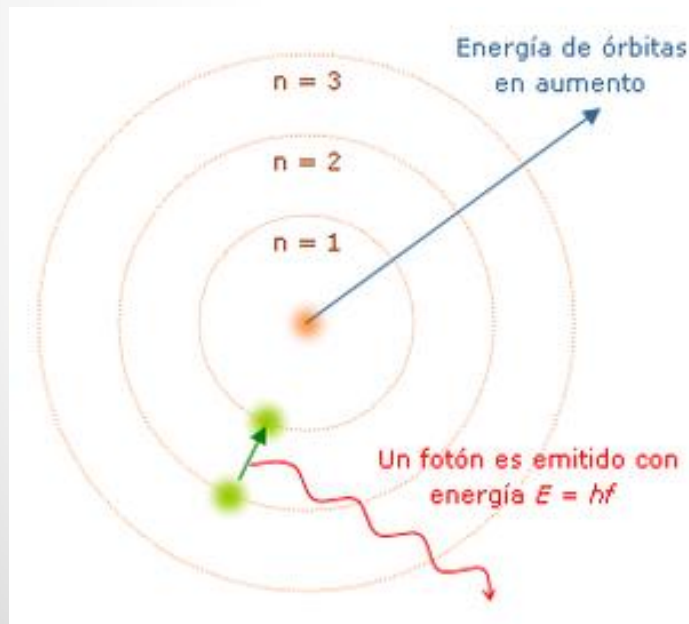
## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

**Rutherford:** En 1911 lanzó la primera teoría sobre la estructura del átomo, en ella decía que los electrones giraban alrededor del núcleo como si fuera un sistema solar en miniatura. Esta teoría se mantuvo hasta 1913.



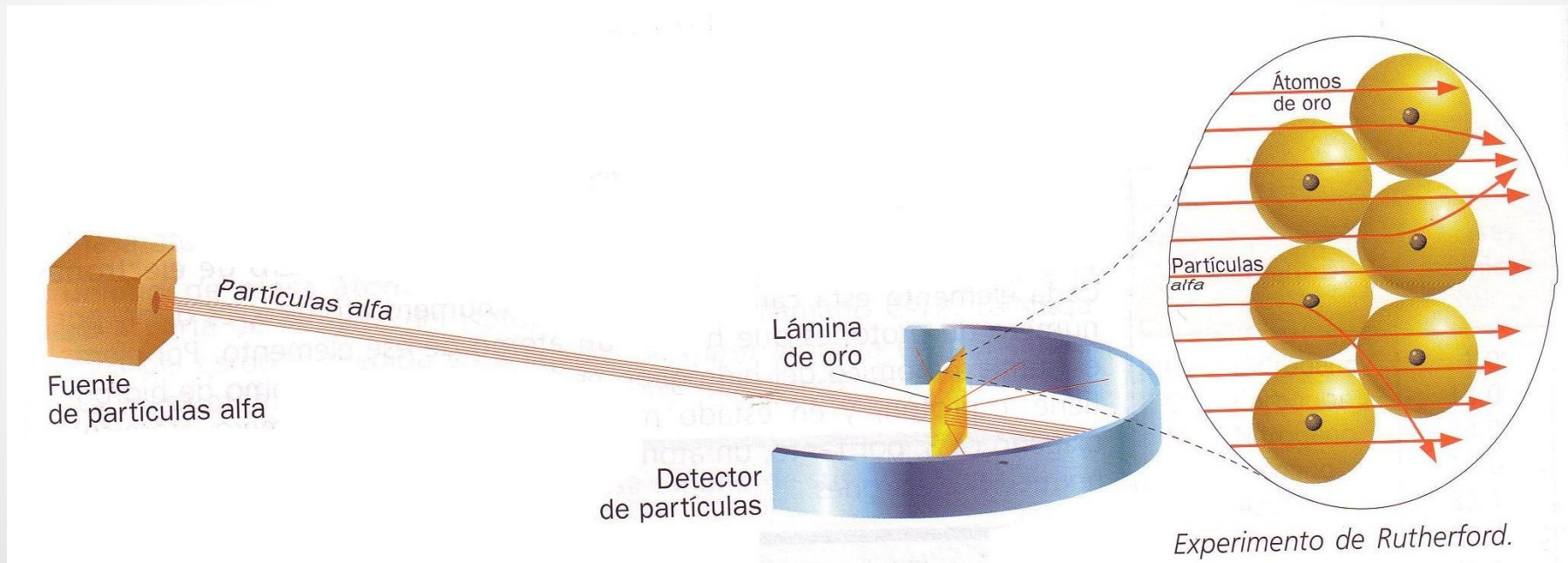
## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

**Bohr:** En 1913 lanzó una nueva teoría atómica, en ella decía que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas. Esta teoría fué y es de las más importantes, llamada Teoría Atómica de Bohr.



## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

En 1919 **Rutherford**, descubrió que el núcleo de los átomos.



## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

### “DESCUBRIMIENTO DEL PROTÓN”

El físico alemán E. Goldstein realizó algunos experimentos con un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado. Observó unos rayos que atravesaban al cátodo en sentido contrario a los rayos catódicos. Recibieron el nombre de **rayos canales**.



El estudio de estos rayos determinó que estaban formados por partículas de carga positiva y que tenían una masa distinta según cual fuera el gas que estaba encerrado en el tubo. Esto aclaró que las partículas salían del seno del gas y no del electrodo positivo.

Al experimentar con hidrógeno se consiguió aislar la partícula elemental positiva o **protón**, cuya carga es la misma que la del electrón pero positiva y su masa es 1837 veces mayor.

## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Y en 1932 **Chadwick**, descubrió el neutrón, una de las partículas fundamentales de la materia que se encuentra en el núcleo del átomo.

**Schrödinger** → *ecuación de onda para el movimiento del electrón*: el electrón puede ser descrito mediante una ecuación matemática denominada **función de onda,  $\psi$** , que se obtiene resolviendo una ecuación de ondas, llamada **ecuación de Schrödinger**.

$$-\frac{\hbar}{2m_e} \left( \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 x} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 y} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 z} \right) + V\psi = -\frac{\hbar}{i} \frac{\partial \psi}{\partial t} \quad \psi = \psi(x, y, z, t)$$

■ En el caso de estados que no varían con el tiempo (estacionarios):

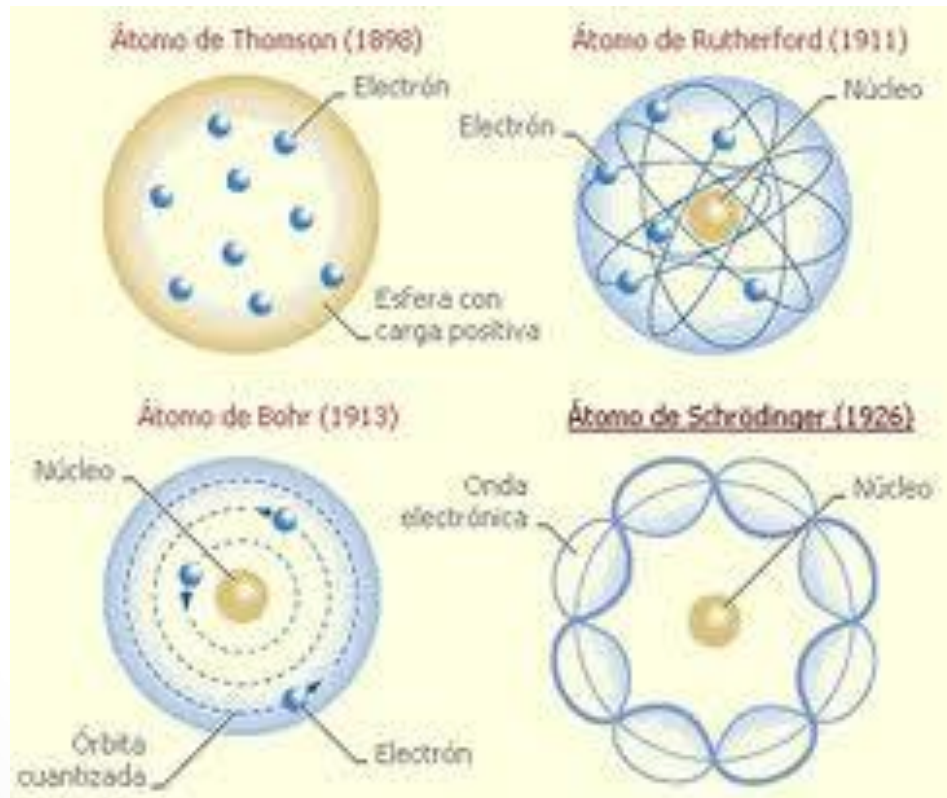
$$\underbrace{-\frac{\hbar}{2m_e} \left( \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 x} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 y} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 z} \right) + V\psi}_{\hat{H}\psi} = E\psi \quad \psi = \psi(x, y, z)$$

$$\boxed{\hat{H}\psi = E\psi}$$

*Ecuación Schrödinger independiente del tiempo*

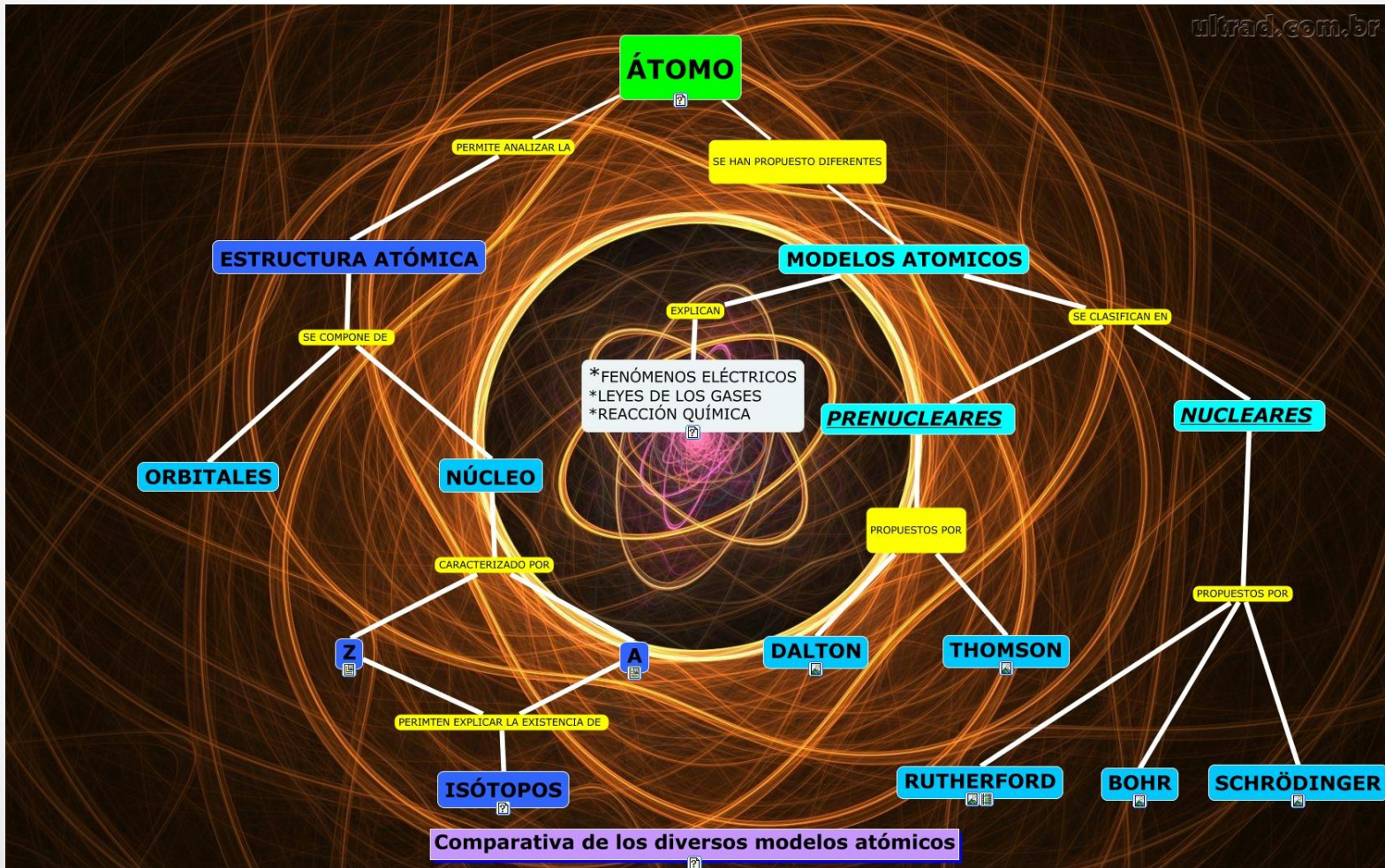
## 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

### “CONCLUSIÓN”



# 2.1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

## “CONCLUSIÓN”



## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

Los números cuánticos son variables involucradas en la ecuación de onda de Schrödinger.

Dependiendo de los valores de los números cuánticos, se obtienen diferentes soluciones para la ecuación de onda. Estas soluciones permiten conocer los lugares de máxima probabilidad para ubicar a un electrón dentro de un átomo.

**Schrödinger** → *ecuación de onda para el movimiento del electrón*: el electrón puede ser descrito mediante una ecuación matemática denominada **función de onda,  $\psi$** , que se obtiene resolviendo una ecuación de ondas, llamada **ecuación de Schrödinger**.

$$-\frac{\hbar}{2m_e} \left( \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 x} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 y} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 z} \right) + V\psi = -\frac{\hbar}{i} \frac{\partial \psi}{\partial t} \quad \psi = \psi(x, y, z, t)$$

■ En el caso de estados que no varían con el tiempo (estacionarios):

$$\underbrace{-\frac{\hbar}{2m_e} \left( \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 x} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 y} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial^2 z} \right) + V\psi}_{\hat{H}\psi} = E\psi \quad \psi = \psi(x, y, z)$$

$$\boxed{\hat{H}\psi = E\psi}$$

*Ecuación Schrödinger independiente del tiempo*



## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

Los números cuánticos obtenidos de la ecuación de onda son:

### a) Número cuántico principal

El número cuántico principal, se denota con una letra ***n*** y su valor indica la órbita o nivel energético en el que se encuentra el electrón, mientras mayor sea el valor de ***n***, más alejado está el electrón del núcleo, y mayor es su contenido energético.

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

Los valores que adquiere  $n$ , son números enteros mayores de cero; así por ejemplo:

Cuando  $n = 1$ , el electrón se encuentra en la órbita **1**

Cuando  $n = 2$ , el electrón se encuentra en la órbita **2**

Cuando  $n = 3$ , el electrón se encuentra en la órbita **3**

.

.

.

Cuando  $n = x$ , el electrón se encuentra en la órbita  **$x$**

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

### b) Número cuántico secundario

El número cuántico secundario, se denota con una letra  $l$  y su valor indica la subórbita o subnivel de energía en el que se encuentra el electrón.

Dicha subórbita o subnivel energético, también llamado orbital, se puede entender como la forma geométrica que describe el electrón al moverse dentro del átomo.

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

Para cada valor de  $n$ ,  $l$  adquiere diferentes valores enteros, que van desde **cero** hasta  $n-1$ ; así por ejemplo:

Cuando  $n = 1$ ,  $l$  adquiere un solo valor: **0**

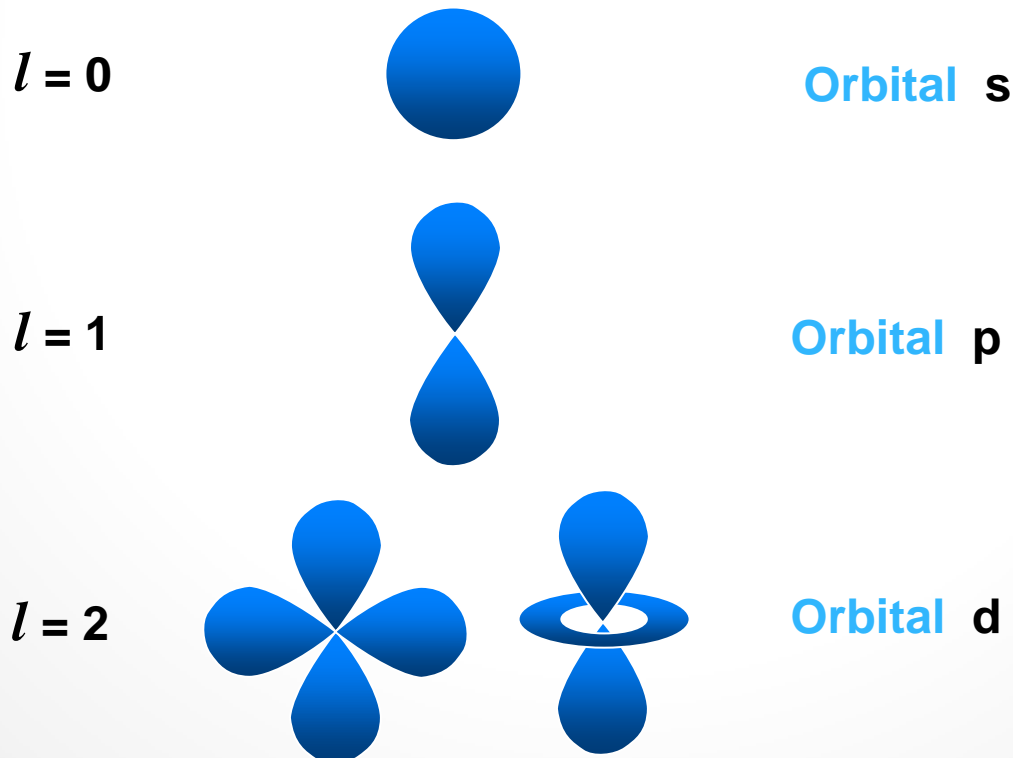
Cuando  $n = 2$ ,  $l$  adquiere dos valores: **0 y 1**

Cuando  $n = 3$ ,  $l$  adquiere tres valores: **0, 1 y 2**

- 
- 
-

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

Como se mencionó anteriormente, los orbitales son formas geométricas que describen los electrones al moverse en el interior del átomo. Estas formas geométricas son diferentes para cada valor de  $l$  y a cada orbital se le asigna una literal.



## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

Cuando  $l = 3$ , los orbitales son del tipo **f**; cuando  $l = 4$ , los orbitales son del tipo **g** y a partir de aquí, se van asignando las letras siguientes del abecedario. Conforme aumenta el valor de  $l$ , aumenta la complejidad de la figura geométrica que describe el electrón; de hecho, aún no se han determinado las formas que presentan los orbitales del tipo **g**.

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

### c) Número cuántico magnético

El número cuántico magnético, se denota con una letra  $m$  y sus valores indican las orientaciones que tienen los orbitales en el espacio.

Para cada valor de  $l$ ,  $m$  adquiere diferentes valores enteros que van desde  $-l$  hasta  $+l$ , pasando por **cero**; así por ejemplo:

Cuando  $l = 0$ ,  $m$  adquiere un solo valor: **0**

Cuando  $l = 1$ ,  $m$  adquiere tres valores: **-1, 0 y +1**

Cuando  $l = 2$ ,  $m$  adquiere cinco valores: **-2, -1, 0, +1 y +2**

•  
•  
•

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

Con base en lo anterior, para las tres primeras órbitas de un átomo, se puede establecer la tabla siguiente:

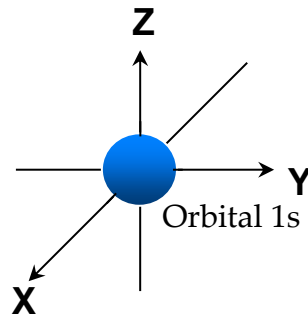
	1a. Órbita	2a. Órbita			3a. Órbita									
$n$	1	2			3									
$l$ (Orbital)	0 (s)	0 (s)	1 (p)		0 (s)	1 (p)		2 (d)						
$m$	0	0	-1	0	+1	0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2



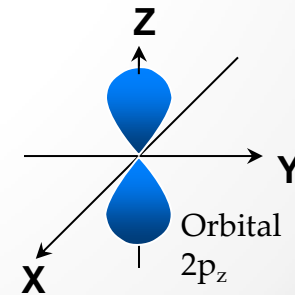
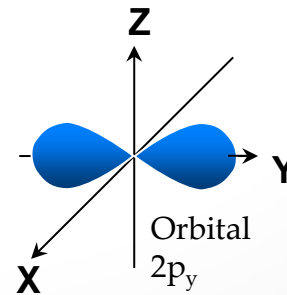
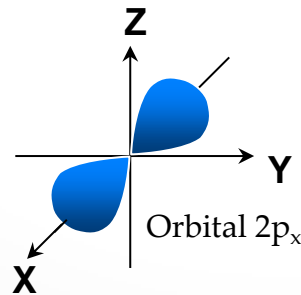
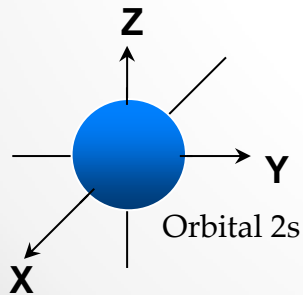
## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

	1a. Órbita	2a. Órbita				3a. Órbita								
$n$	1	2				3								
$l$ (Orbital)	0 (s)	0 (s)	1 (p)			0 (s)	1 (p)			2 (d)				
$m$	0	0	-1	0	+1	0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2

### 1a. Órbita



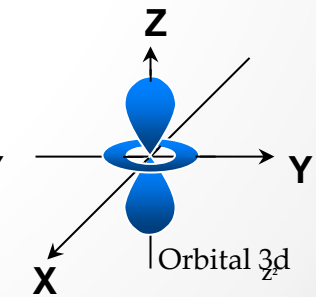
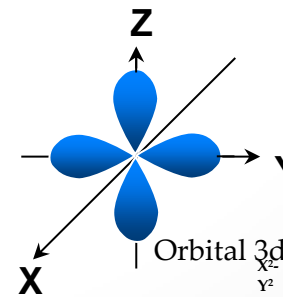
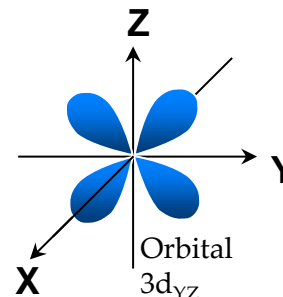
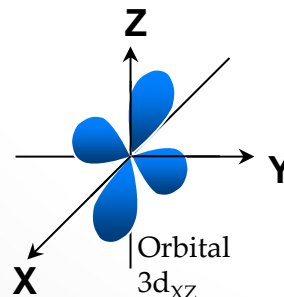
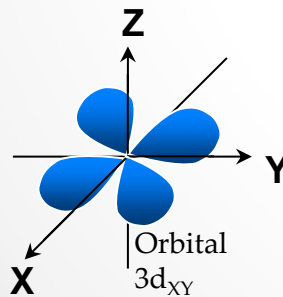
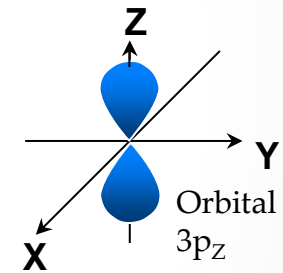
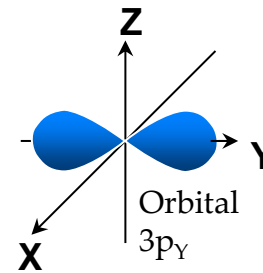
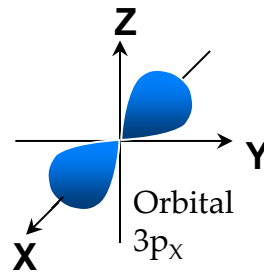
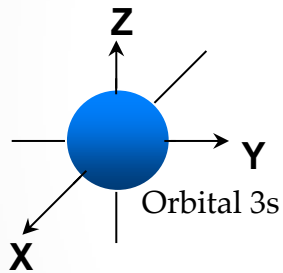
### 2a. Órbita



## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

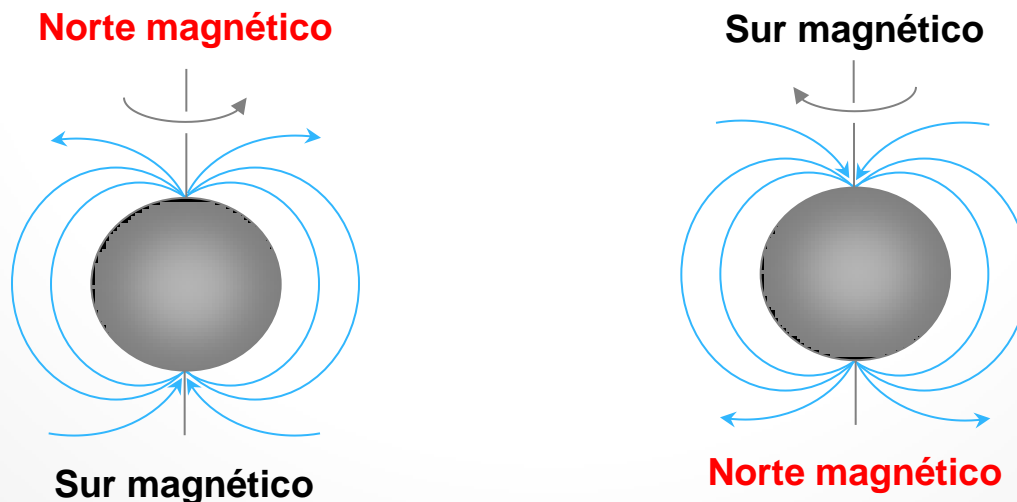
	1a. Órbita	2a. Órbita			3a. Órbita									
$n$	1	2			3									
$l$ (Orbital)	0 (s)	0 (s)	1 (p)		0 (s)	1 (p)			2 (d)					
$m$	0	0	-1	0	+1	0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2

### 3a. Órbita



## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

Al emplear los parámetros  $n$ ,  $l$  y  $m$  en la ecuación de onda de Schrödinger, se logró conocer los lugares de máxima probabilidad (orbitales) para ubicar a un electrón dentro de un átomo, esto fue un gran avance para conocer la estructura electrónica del átomo y permitió justificar muchas características físicas y químicas de los elementos; **sin embargo, fue necesario introducir un cuarto número cuántico**, para tomar en cuenta los efectos relativistas y poder explicar el diamagnetismo y paramagnetismo que presentan los átomos de los elementos.



## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

### d) Número cuántico de spin

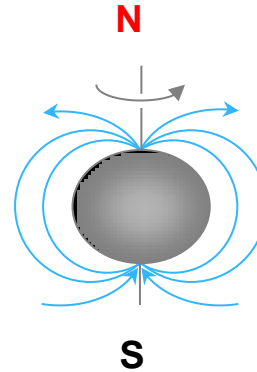
El cuarto número cuántico se denota con una letra  $s$  y se le denomina número cuántico de espín o de giro del electrón. Este número tiene dos valores por cada valor del número cuántico  $m$ ; los valores son  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ , y denotan los dos posibles giros del electrón alrededor de su propio eje.



El cuarto número cuántico se denota con una letra  $s$  y se le denomina número cuántico de espín o de giro del electrón.

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

### Ejemplo: Hidrógeno

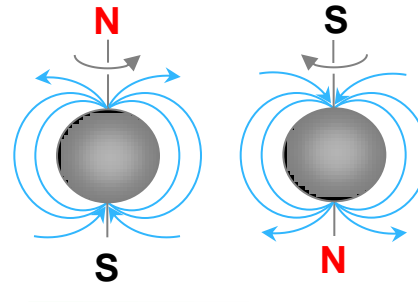


Orbital	→	1s
Números cuánticos del electrón	→	$n = 1$ $l = 0$ $m = 0$ $s = +1/2$

**PARAMAGNÉTICO**

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

### Ejemplo: Helio



Orbital



1s

Números cuánticos  
de los electrones



$n = 1$

$n = 1$

$l = 0$

$l = 0$

$m = 0$

$m = 0$

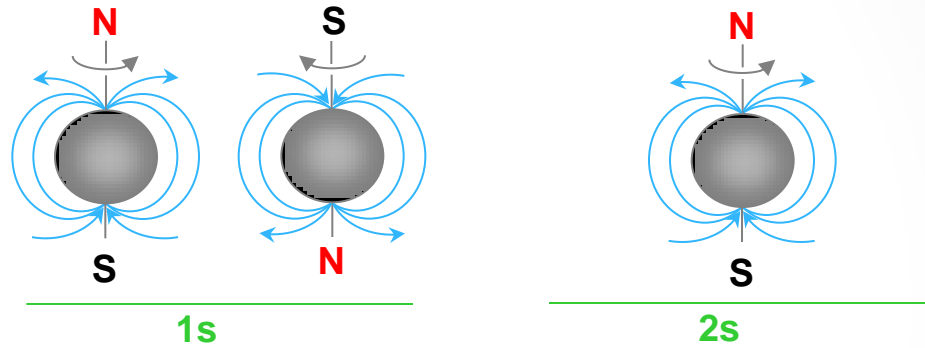
$s = +1/2$

$s = -1/2$

**DIAMAGNÉTICO**

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

### Ejemplo: Litio



Números cuánticos  
de los electrones →

$$n = 1$$

$$l = 0$$

$$m = 0$$

$$s = +1/2$$

$$n = 1$$

$$l = 0$$

$$m = 0$$

$$s = -1/2$$

$$n = 2$$

$$l = 0$$

$$m = 0$$

$$s = +1/2$$

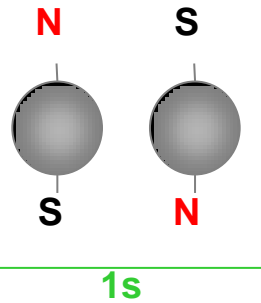
**PARAMAGNÉTICO**

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

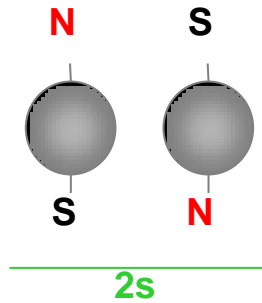
### Ejemplo: Berilio



Orbitales



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



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

**DIAMAGNÉTICO**

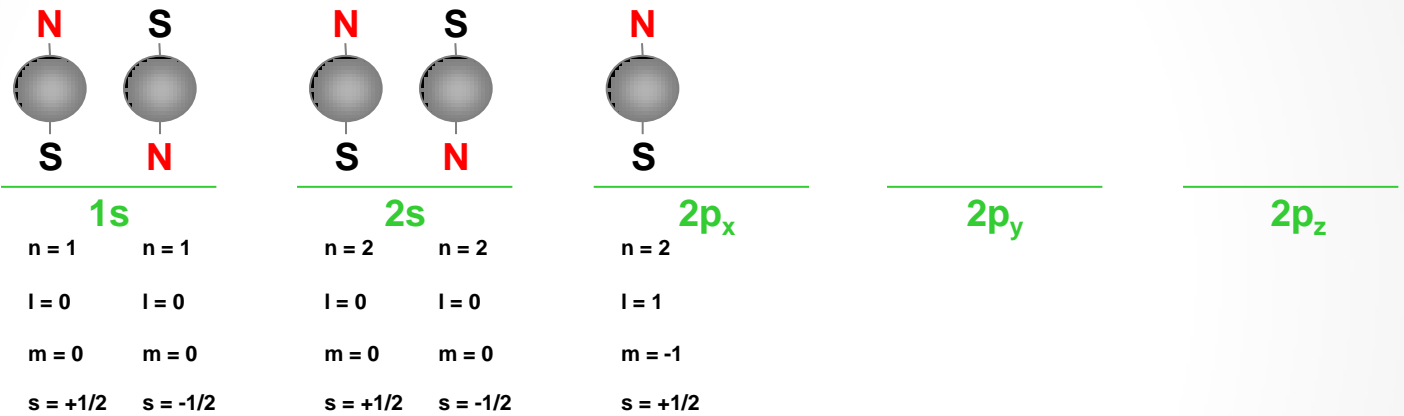


## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS

### Ejemplo: Boro



Orbitales →



**PARAMAGNÉTICO**

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS



### REPASO

#### Enunciado:

a) El número cuántico \_\_\_\_ indica el tipo de orbital que describe el electrón.

Presiona el número que corresponde a tu elección aquí

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

#### Opciones

- 1 Esférica
- 2 p
- 3 De 0 a infinito
- 4 d
- 5 De  $-l$  a  $l$
- 6 Secundario
- 7 Diamagnético
- 8 s
- 9 De 0 a  $n$
- 10 Con dos lóbulos
- 11 Magnético
- 12 Paramagnético
- 13 Principal
- 14 De espín

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS



### REPASO

#### Enunciado:

b) Cuando el número cuántico azimutal adquiere el valor de 2, el orbital es del tipo \_\_\_\_.

Presiona el número que corresponde a tu elección aquí

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

#### Opciones

- 1 Esférica
- 2 p
- 3 De 0 a infinito
- 4 d
- 5 De  $-l$  a  $l$
- 6 Secundario
- 7 Diamagnético
- 8 s
- 9 De 0 a  $n$
- 10 Con dos lóbulos
- 11 Magnético
- 12 Paramagnético
- 13 Principal
- 14 De espín

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS



### REPASO

#### Enunciado:

c) El número cuántico \_\_\_\_, se denota con una letra *m*

Presiona el número que corresponde a tu elección aquí

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

#### Opciones

- 1 Esférica
- 2 p
- 3 De 0 a infinito
- 4 d
- 5 De  $-l$  a  $+l$
- 6 Secundario
- 7 Diamagnético
- 8 s
- 9 De 0 a  $n$
- 10 Con dos lóbulos
- 11 Magnético
- 12 Paramagnético
- 13 Principal
- 14 De espín

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS



### REPASO

#### Enunciado:

d) El número cuántico magnético, adquiere valores que van \_\_\_\_.

Presiona el número que corresponde a tu elección aquí

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

#### Opciones

- 1 Esférica
- 2 p
- 3 De 0 a infinito
- 4 d
- 5 De  $-l$  a  $l$
- 6 Secundario
- 7 Diamagnético
- 8 s
- 9 De 0 a  $n$
- 10 Con dos lóbulos
- 11 Magnético
- 12 Paramagnético
- 13 Principal
- 14 De espín

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS



### REPASO

#### Enunciado:

e) Cuando un átomo tiene electrones desapareados, se dice que es un átomo \_\_\_\_.

Presiona el número que corresponde a tu elección aquí

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

#### Opciones

- 1 Esférica
- 2 p
- 3 De 0 a infinito
- 4 d
- 5 De  $-l$  a  $l$
- 6 Secundario
- 7 Diamagnético
- 8 s
- 9 De 0 a  $n$
- 10 Con dos lóbulos
- 11 Magnético
- 12 Paramagnético
- 13 Principal
- 14 De espín

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS



### REPASO

#### Enunciado:

f) El número cuántico \_\_\_\_ indica la órbita o nivel energético en el que se encuentra el electrón.

Presiona el número que corresponde a tu elección aquí

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

#### Opciones

- 1 Esférica
- 2 p
- 3 De 0 a infinito
- 4 d
- 5 De  $-l$  a  $l$
- 6 Secundario
- 7 Diamagnético
- 8 s
- 9 De 0 a  $n$
- 10 Con dos lóbulos
- 11 Magnético
- 12 Paramagnético
- 13 Principal
- 14 De espín

## 2.2 NÚMEROS CUÁNTICOS



### REPASO

#### Enunciado:

g) Cuando el número cuántico secundario adquiere el valor de cero, la forma geométrica que describe el electrón es \_\_\_\_.

Presiona el número que corresponde a tu elección aquí

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

#### Opciones

- 1 Esférica
- 2 p
- 3 De 0 a infinito
- 4 d
- 5 De  $-l$  a  $l$
- 6 Secundario
- 7 Diamagnético
- 8 s
- 9 De 0 a  $n$
- 10 Con dos lóbulos
- 11 Magnético
- 12 Paramagnético
- 13 Principal
- 14 De espín



## 2.3 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

### Configuraciones electrónicas y números cuánticos

Es la distribución de los electrones en los diferentes niveles y subniveles atómicos. Se basa en tres reglas o principios que rigen la configuración electrónica:

#### 1. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales.

El enunciado anterior implica que si tenemos dos electrones en el mismo subnivel,  $2p_x$ , por ejemplo, sus números cuánticos de espín deben ser diferentes:

$+1/2$  y  $-1/2$ , ya que  $n$ ,  $l$  y  $m$  son iguales para ambos electrones (2, 1 y -1, respectivamente) y como sólo existen 2 números cuánticos de espín (para diferenciar los números cuánticos de 2 electrones que se encuentran en un mismo sub-nivel) cada orbital puede tener como máximo dos electrones .

## 2.3 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

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

Primero se llenan los orbitales de menor energía y después los de mayor energía

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

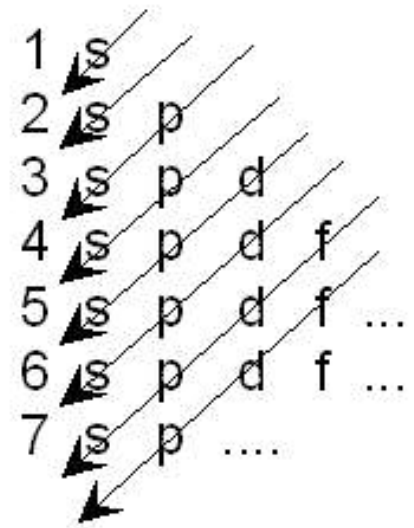


Diagrama de Moeller.

## 2.3 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

**3. 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).

En niveles de igual energía los electrones tienden a ubicarse con valores de espín paralelos. Si sólo hay un electrón en un orbital, éste puede representarse mediante una flecha hacia arriba o hacia abajo, de manera que cualquiera de los dos diagramas es correcto en este caso.

**Ejemplo:** En el caso de los orbitales p (son tres:  $P_x$  ,  $P_y$  ,  $P_z$ ) entrarán uno en cada orbital

Después, entrará el segundo electrón en cada orbital



## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### ENLACE IÓNICO

El enlace iónico se establece por **cesión de electrones** (uno o más) de un átomo **metálico** a un átomo **no metálico**.

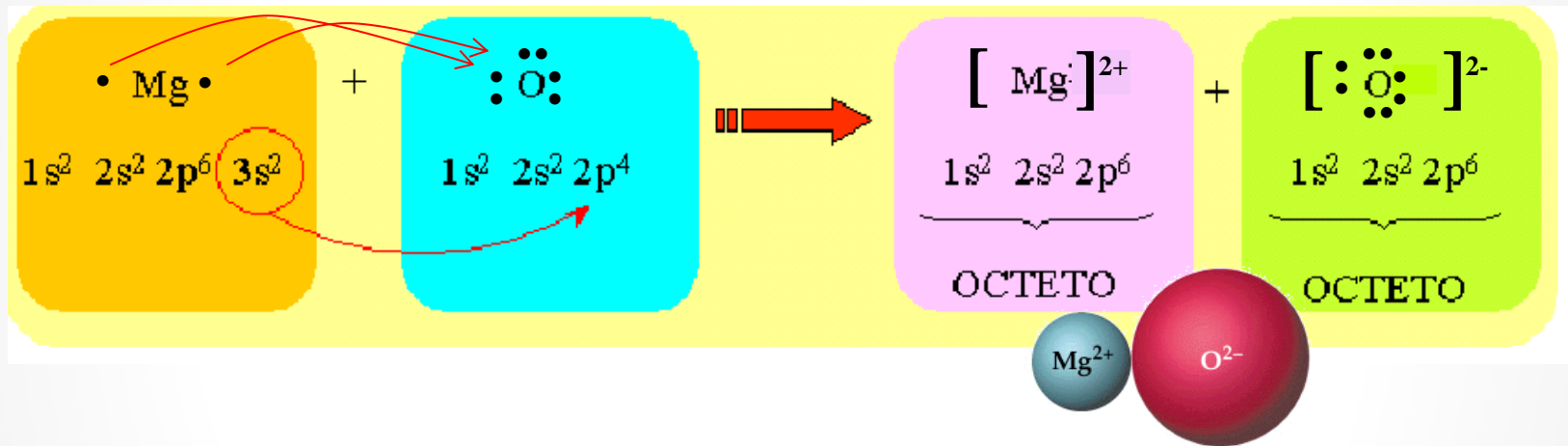
El átomo metálico se convierte así en un catión y el no metálico en un anión.

Estos iones quedan unidos por fuerzas de atracción electrostática.

Este enlace se establece entre átomos de elementos **poco electronegativos** con los de elementos **muy electronegativos**.

## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### EJEMPLO: ENLACE IÓNICO

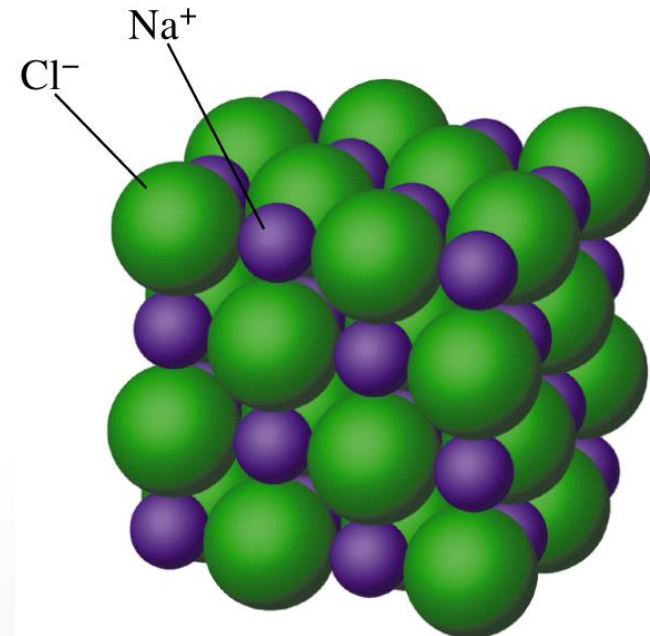
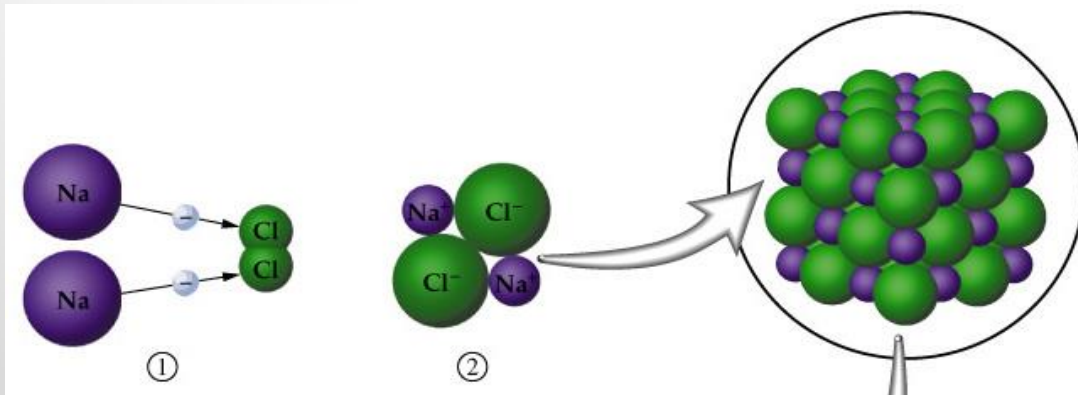
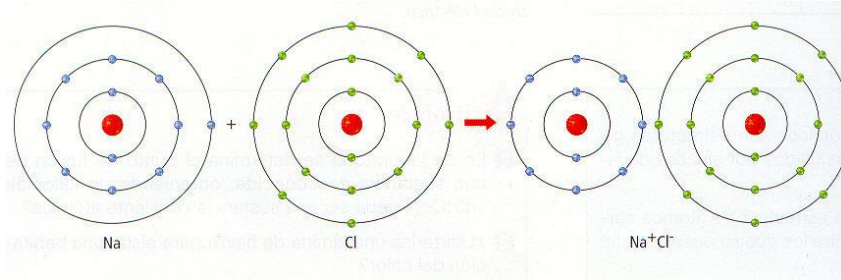
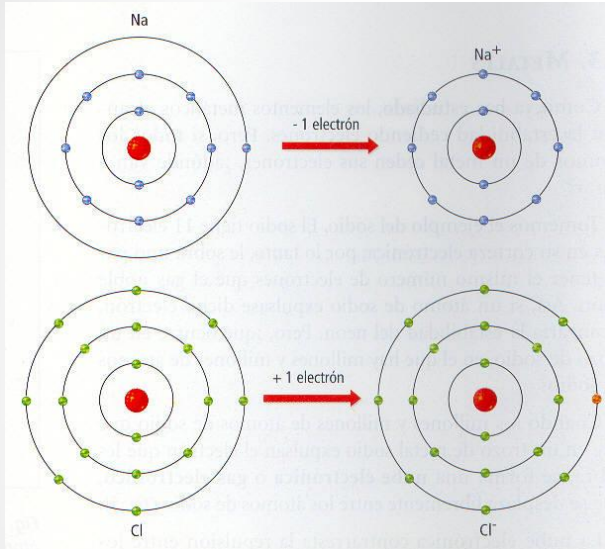


En la mayoría de los casos, el número de electrones ganados o perdidos es tal que cada uno de los iones resultantes adquiere la configuración electrónica de gas noble, es decir completa su octeto.

# 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

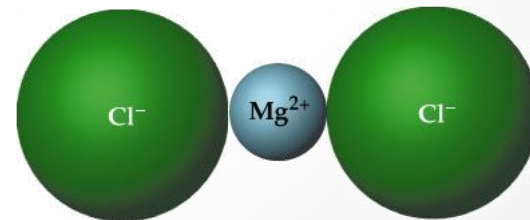
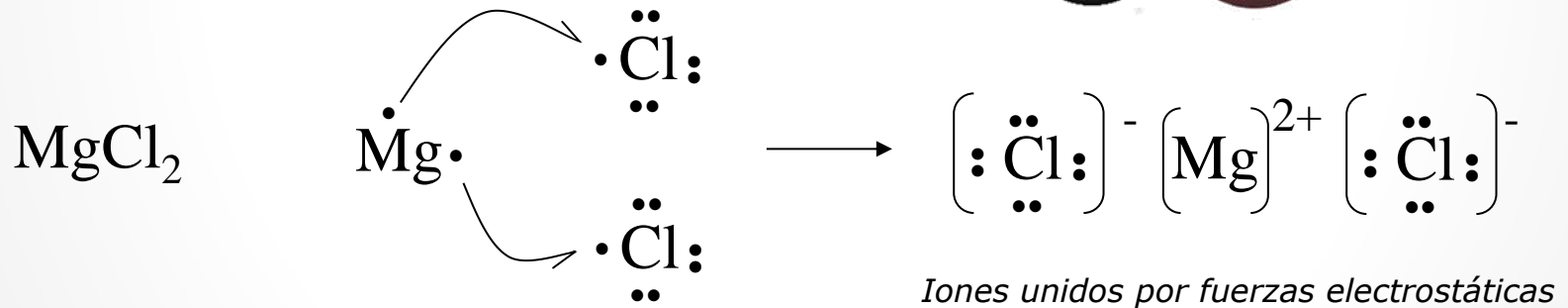
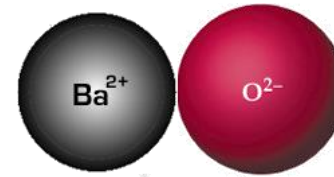
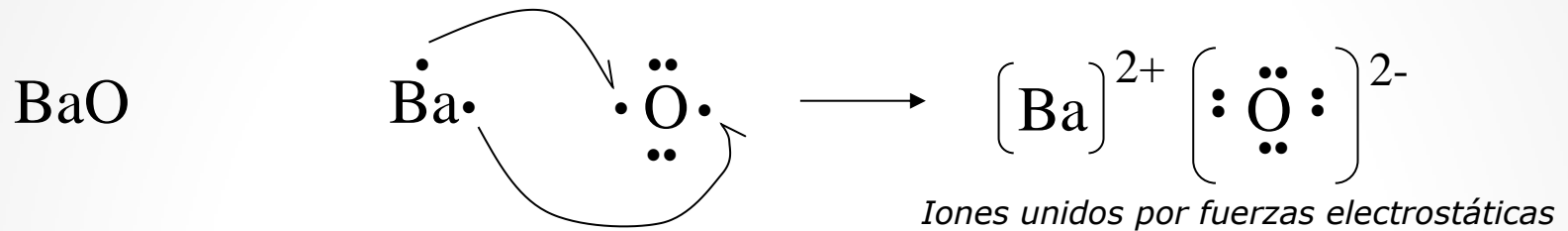
## EJEMPLO: ENLACE IÓNICO

### NaCl



## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### EJEMPLO: ENLACE IÓNICO



## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### PROPIEDADES ENLACE IÓNICO

1. Son **sólidos a temperatura ambiente**. Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por tanto, son **rígidos** y **funden a temperaturas elevadas**.
2. En estado **sólido no conducen la corriente eléctrica**, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos
3. Tienen **altos puntos de fusión y de ebullición** debido a la fuerte atracción entre los iones. Por ello pueden usarse como material refractario.
4. Son frágiles y quebradizos.
5. Ofrecen mucha **resistencia a la dilatación**. Porque esta supone un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares o iónicas
6. Son muy **solubles en agua**. Estas disoluciones son buenas conductoras de la electricidad (se denominan electrólitos).



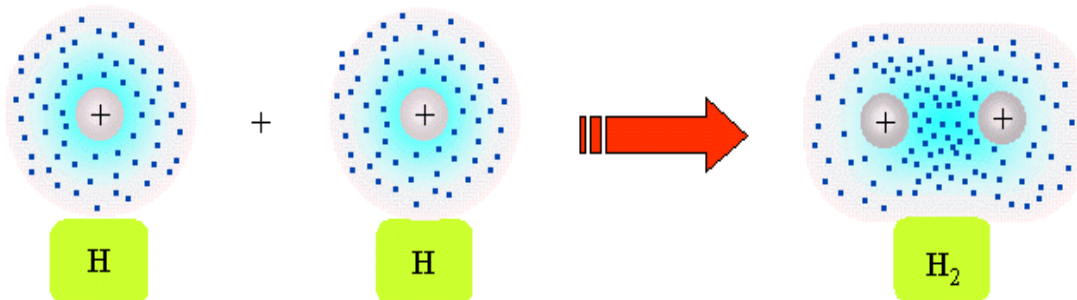
## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### ENLACES COVALENTE

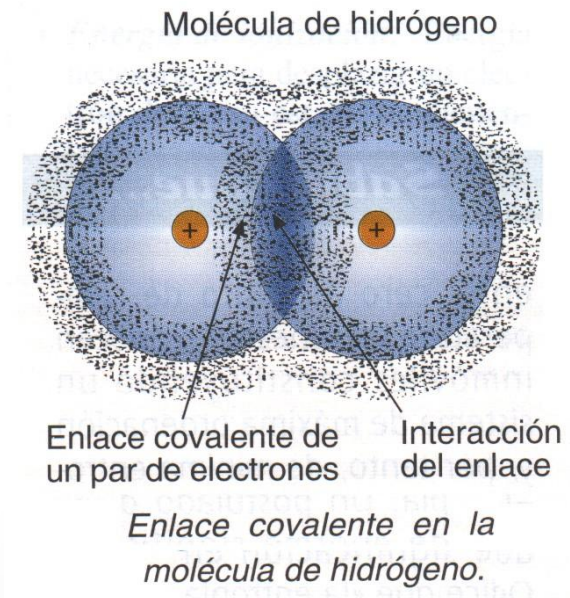
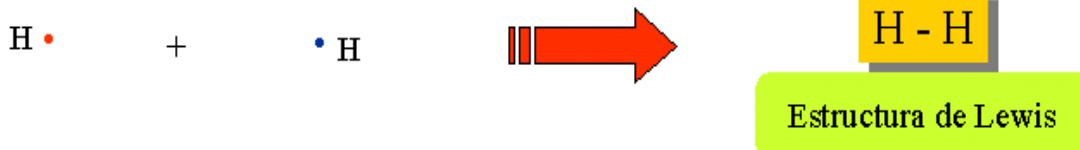
El enlace covalente se establece por **compartición de uno o mas pares de electrones** entre dos átomos de elementos **no metálicos** (elevada electronegatividad).

En la mayoría de los casos, cada átomo adquiere la configuración electrónica de gas noble (octeto completo).

#### Molécula de hidrógeno

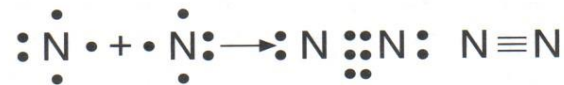
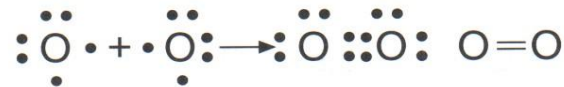
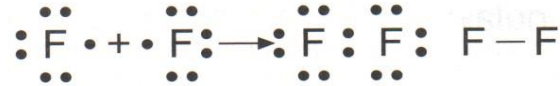


Dos átomos de hidrógeno comparten un par de electrones



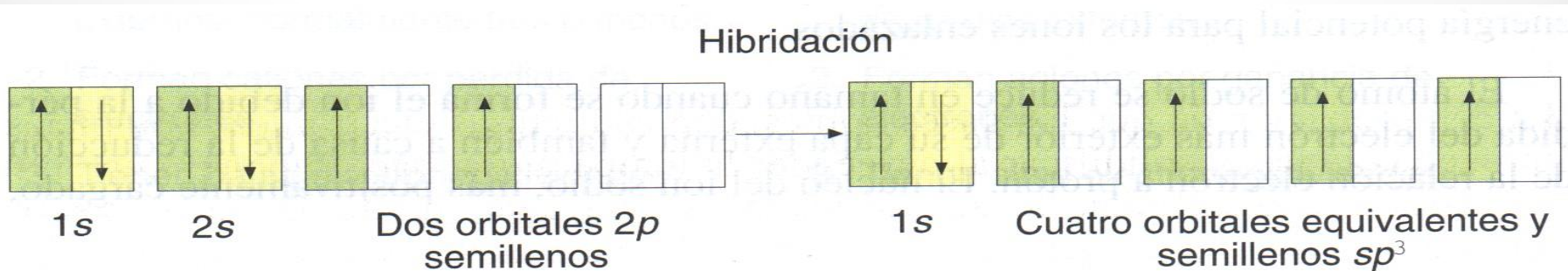
## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### EJEMPLO: ENLACES COVALENTE



*Enlace covalente en moléculas de flúor (enlace simple), oxígeno (enlace doble) y nitrógeno (enlace triple).*

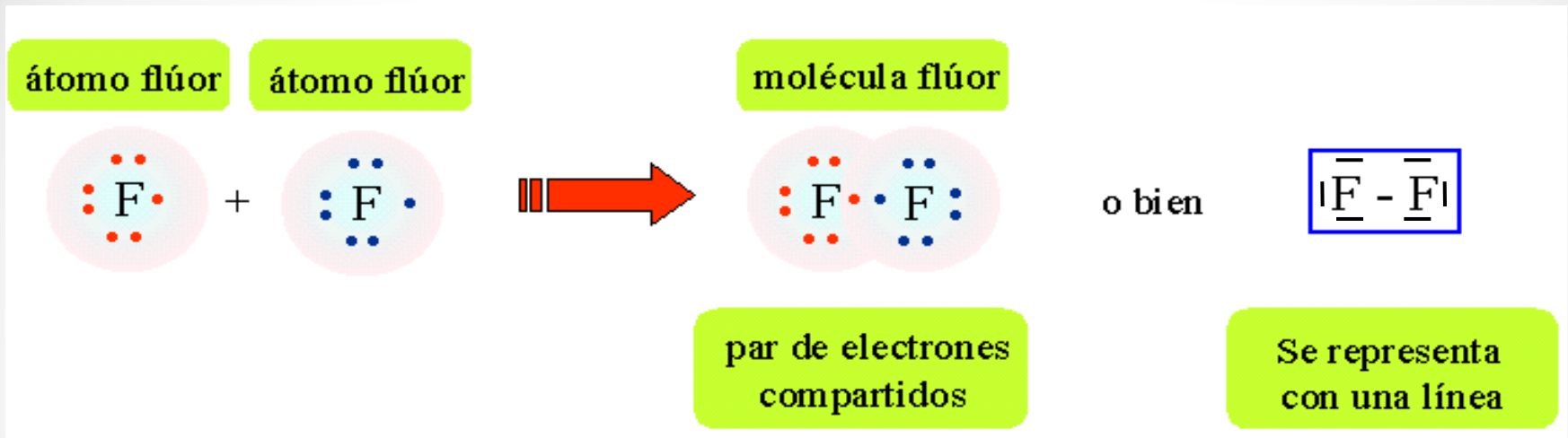
### Átomo de carbono



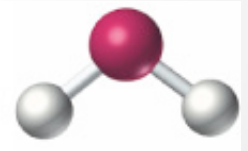
*Hibridación de los orbitales de carbono.*

## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

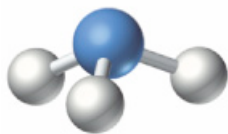
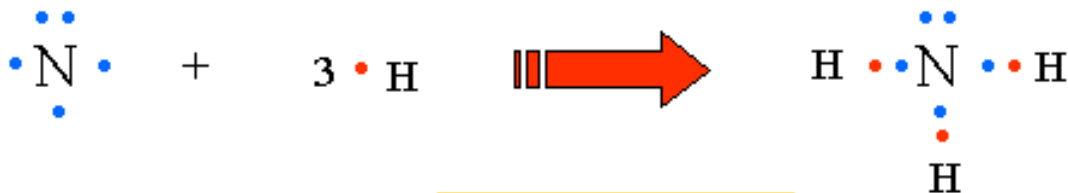
### EJEMPLO: ENLACES COVALENTE



#### Molécula de agua

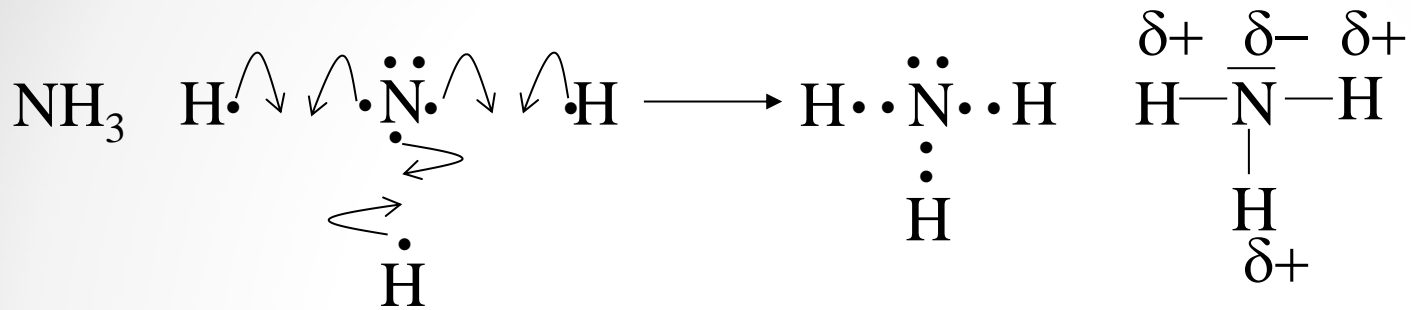


#### Molécula de amoníaco

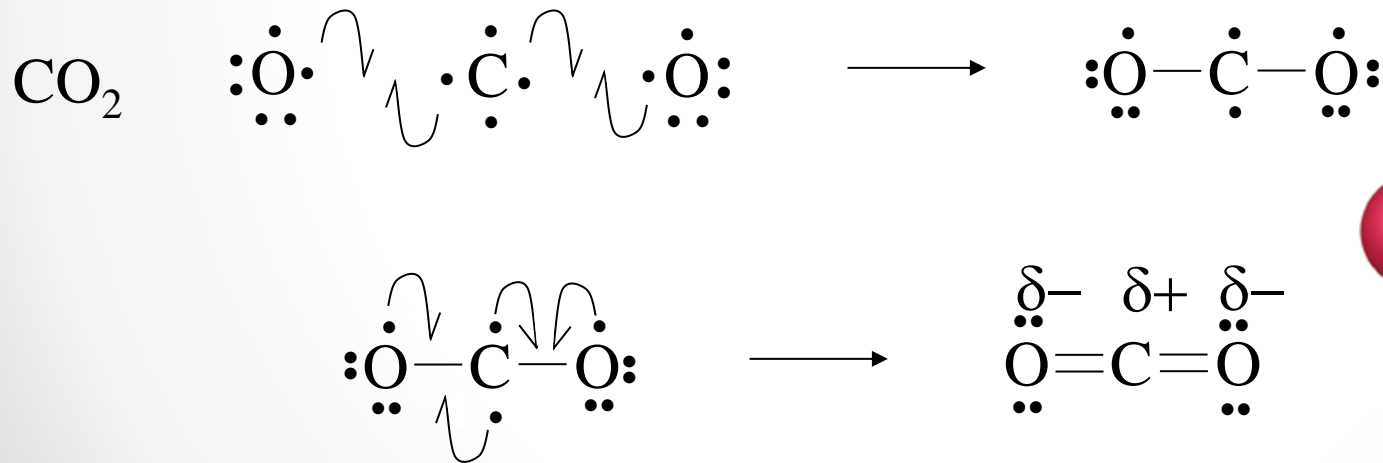


## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### EJEMPLO: ENLACES COVALENTE



*3 enlaces covalentes polares sencillos*



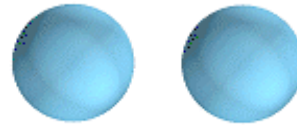
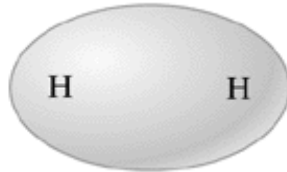
*2 enlaces covalentes polares dobles*

## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

Los enlaces covalentes y las moléculas unidas por ellos pueden ser:

■ **No polares (Apolares):** Se presentan cuando el par o pares de electrones son compartidos por **átomos iguales** (igual electronegatividad), entonces el par o pares de electrones compartidos son igualmente atraídos por ambos átomos y los electrones están a igual distancia de ambos átomos. **Existe una distribución simétrica de los electrones.**

H-H

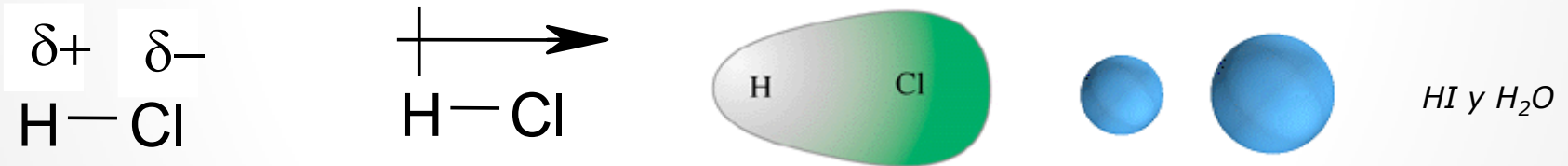


Cl<sub>2</sub>

## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

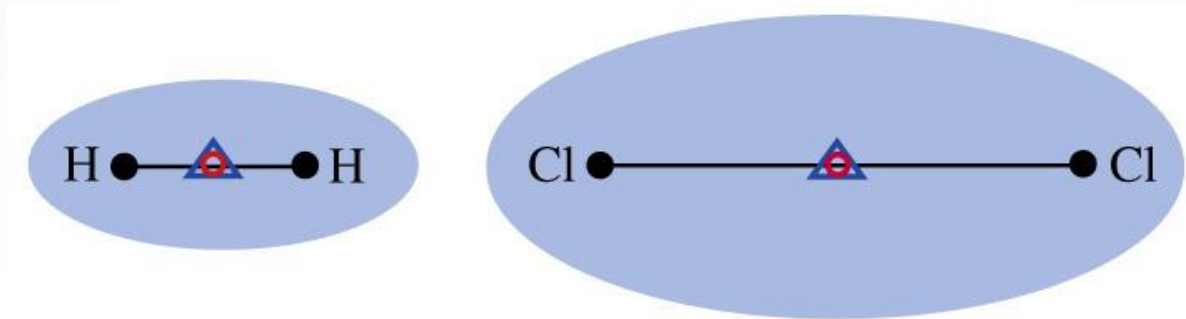
Los enlaces covalentes y las moléculas unidas por ellos pueden ser:

■ **Polares:** Se presentan cuando el par o pares de electrones son compartidos por **átomos diferentes** (distinta electronegatividad), entonces el átomo más electronegativo atrae hacia sí con mayor intensidad los electrones compartidos, produciéndose cierta asimetría en la distribución de las cargas en la molécula formada, que posee un polo **+** y uno **-**, constituye un dipolo eléctrico.

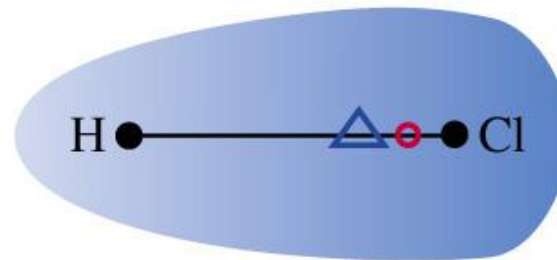


El grado de polaridad de un enlace covalente está relacionado con la diferencia de electronegatividad de los átomos unidos.

## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES



(a) Nonpolar covalent bonds



(b) Polar covalent bond

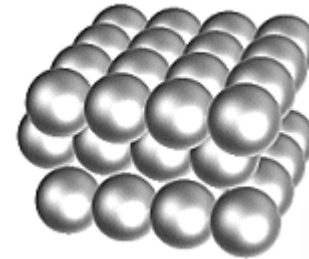
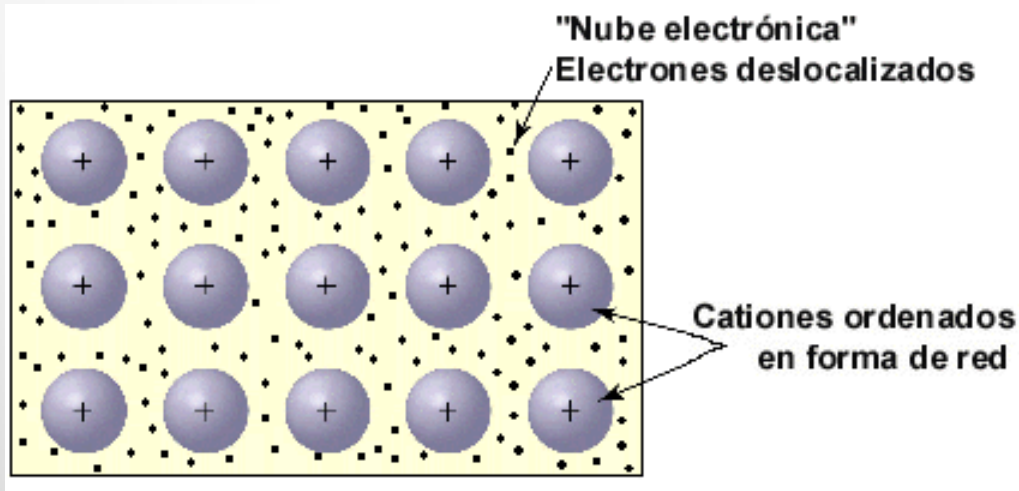
- = Atomic nucleus
- △ = Center of positive charge
- = Center of negative charge

## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### ENLACES METÁLICO

El enlace metálico se establece entre **átomos metálicos**. Los átomos metálicos dejan libres electrones s y d adquiriendo estructura de gas noble u otras estructuras electrónicas especialmente estables.

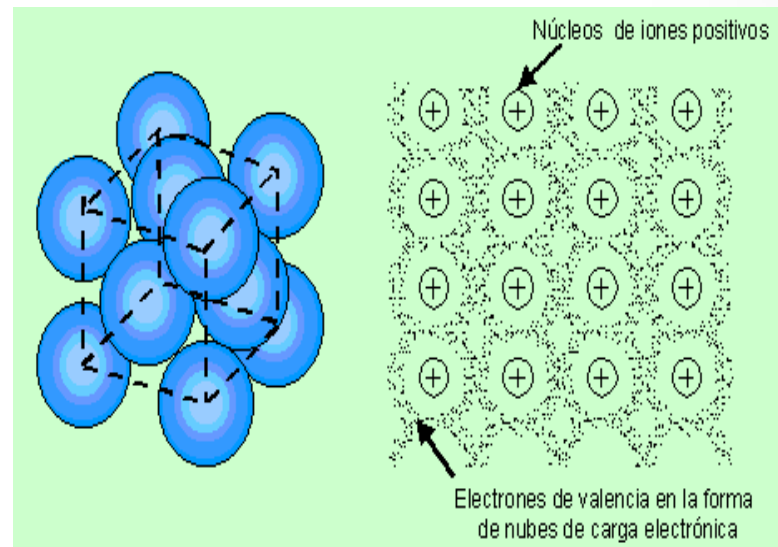
Se forma así, un conjunto de **iones positivos** (restos positivos) que se ordenan en forma de **redes**, los **electrones** liberados se **deslocalizan**, moviéndose libremente por una extensa región entre los iones positivos, formando lo que se conoce con el nombre de "**nube electrónica**".





## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### ENLACES METÁLICO



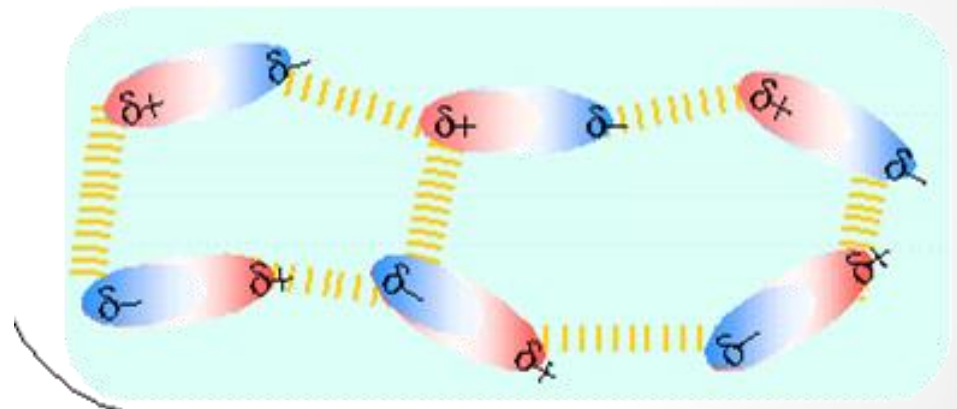
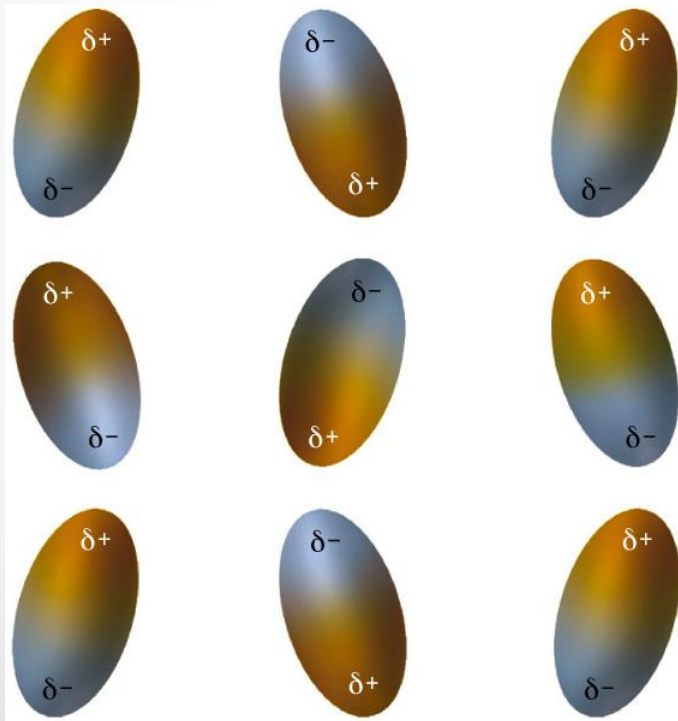
## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### ENLACES MOLECULARES

#### Enlace por fuerzas de Van der Waals dipolo-dipolo

Se presentan entre **moléculas covalentes polares**.

Se deben a la **interacción entre los dipolos** que constituyen las moléculas.



*Las moléculas polares se atraen entre sí debido a las atracciones entre sus dipolos*

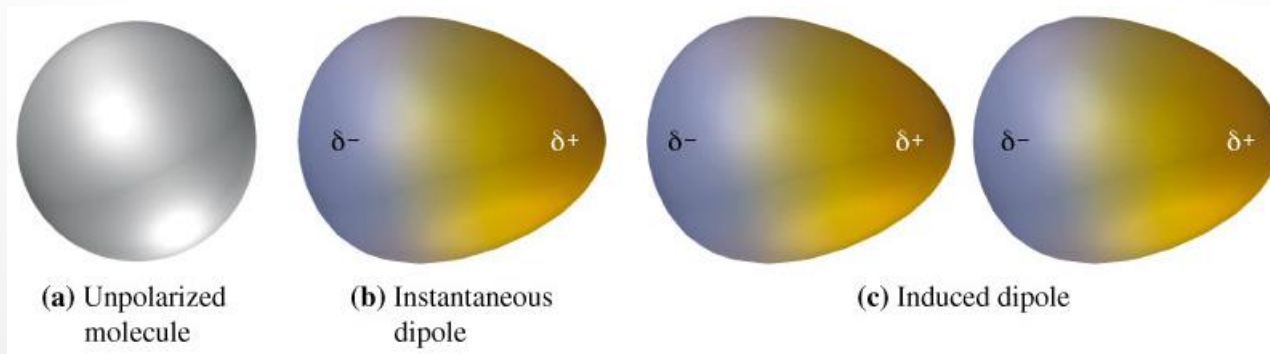
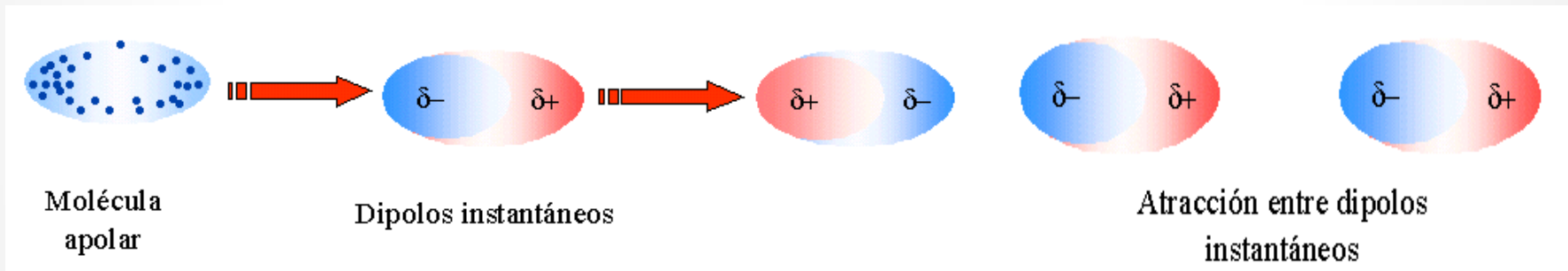
## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### ENLACES MOLECULARES

#### Enlace por fuerzas de Van der Waals de dispersión

Se presentan entre **moléculas covalentes apolares**.

Se deben a la **aparición de dipolos instantáneos** que se crean con el movimiento de los electrones.

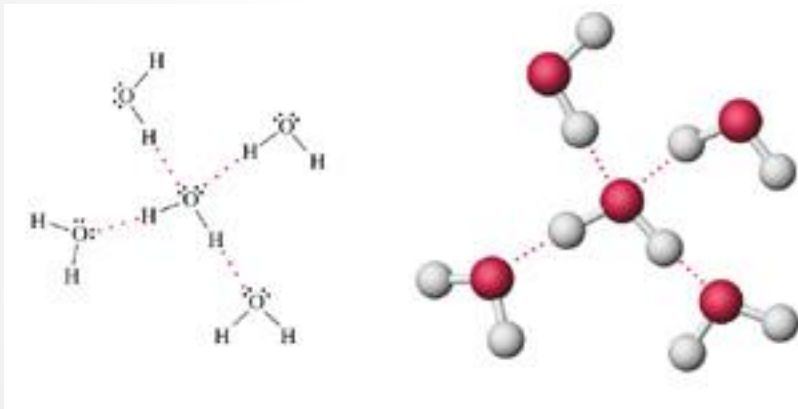


## 2.4 ENLACES ATÓMICOS Y MOLECULARES

### ENLACES MOLECULARES

#### Enlace por puentes de hidrógeno

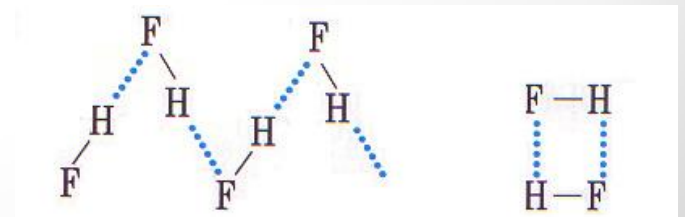
Se presenta entre **moléculas** que tienen el **hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo: F, N, O.**



Al estar unido el átomo de hidrógeno con un elemento muy electronegativo, oxígeno en este caso, el par de electrones del enlace estará muy atraído por éste último. En la molécula de agua se forman dos polos, O polo negativo y H polo positivo.

Entonces el átomo de H forma una unión electrostática con el átomo de O de una molécula vecina. Esta unión es un enlace por puentes de hidrógeno.

También presentan este tipo de enlace otras moléculas como **HF**, **NH<sub>3</sub>** y otras **muchas moléculas orgánicas.**



# **Agradecimiento en parte de esta presentación a**

**Alfredo Velásquez Márquez, Profesor de Carrera de la División de Ciencias Básicas de la Facultad de Ingeniería de la UNAM.**

**Edmundo Olave San Martín, Profesor de Química, Universidad de Chile.**

## **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS**

- 1. Michael F. Ashby, “Materials Selection in Mechanical Design”, Elsevier Butterworth-Heinemann, Third edition, London, England 2005.**
- 2. Donald R. Askeland, “Ciencia e Ingeniería de los Materiales”, International Thomson Editores, 4ta edición México D.F. 2004.**
- 3. George E. Totten. “Steel Heat Treatment Metallurgy and technologies Handbook” Taylor Francis Group, LLC. Second Edition USA 2007.**
- 4. Michael F. Ashby, David R. H. Jones. “Engineering Materials1. An Introduction to Properties, Applications and Design”, Editorial Reverte, 1ra edición, Barcelona España 2008.**
- 5. William D. Callister, Jr. “Introducción a la Ciencia e Ingeniería de los Materiales”, Editorial Reverte, 1ra edición, Barcelona España 2004.**
- 6. James F. Shackelford, “Introducción a la Ciencia de Materiales para Ingenieros”, Editorial Pearson, 6ta edición, Madrid España 2005.**

## Ejercicios de Trabajo-Unidad 2

### Materia y su Naturaleza Atómica

1. Completar los espacios en blanco en la siguiente tabla y escribir los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador(es el último electrón que entra en la configuración electrónica) de los siguientes elementos.

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

2. Si los números atómicos respectivos de nitrógeno, argón, magnesio y cobalto son 7, 18, 12 y 27. Escriba el diagrama de orbitales y las configuraciones electrónicas de los átomos referidos.
3. Escriba el diagrama de orbitales y las configuraciones electrónicas de los iones  $N^{3-}$ ,  $Mg^{2+}$  y  $Co^{3+}$ .
4. Indique el número de electrones desapareados que existen en el elemento nitrógeno y en los iones  $Mg^{2+}$  y  $Co^{3+}$  utilizando la información de las preguntas anteriores.
5. ¿Cuáles de entre las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli?. Explicar por qué.
- $1s^2 2s^2 2p^4$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
  - $1s^2 3p^1$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$
6. De los siguientes elementos O, F, Al, P determina:
- Sus números cuánticos realizando una tabla.
  - Su diagrama de orbitales o regla de Hund.
  - Su configuración electrónica.
  - La representación gráfica de cada uno de los elementos utilizando la forma de los orbitales.
7. 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  $n = 4$ ?
8. Justifique, de un modo razonado, si pueden existir en un átomo electrones cuyos números cuánticos ( $n, l, m$  y  $s$ ) sean: A)  $(2, -1, 1, \frac{1}{2})$ ; B)  $(2, 1, -1, \frac{1}{4})$ ; C)  $(1, 1, 0, -\frac{1}{2})$ ; D)  $(3, 1, 2, \frac{1}{2})$ .