

CÁTEDRA DE QUÍMICA GENERAL.

Prof. TERNOUSKI Carmen Edith.

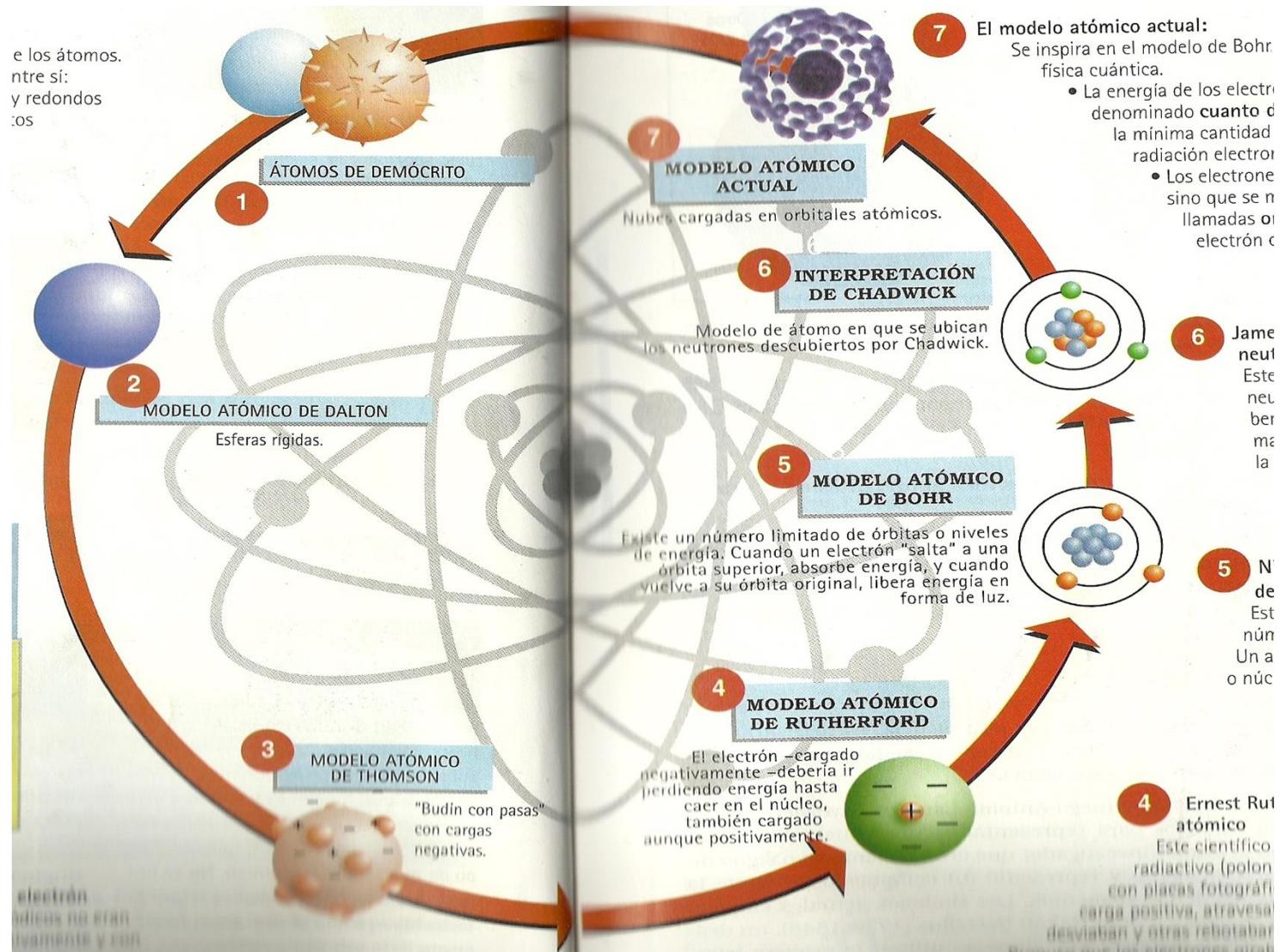
TEMA III MODELOS ATÓMICOS

- EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO.
- TEORÍA ATÓMICA MODERNA.
- DUALIDAD ONDA PARTÍCULA.
- MODELO BASADO EN LA ECUACIÓN DE ONDA.
- NÚMEROS CUÁNTICOS.
- CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.
- ESTRUCTURAS DE LEWIS.
- ENLACES QUÍMICOS. CLASIFICACIÓN.
- FUERZAS INTERMOLECULARES. PUENTES DE HIDRÓGENO.

BIBLIOGRAFÍA

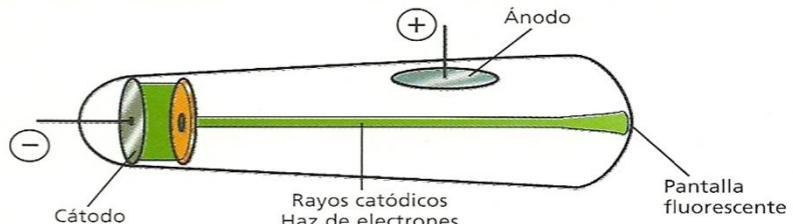
- 1.- Angelini, M. C. y col. 2012. "Temas de Química General " Ed.Eudeba.
- 2.- Chang, R. y Goldsby, K. A. 2013. " Química ". 11° Edición. Editorial Mc Graw Hill.
- 3.- Babor-Ibarz Marín. 1983. "Química General Moderna ". Ed.Marín.
- 4.- Santillana, Aristegui y otros. 2005."Fisicoquímica". Ed.

EVOLUCIÓN Del MODELO ATÓMICO

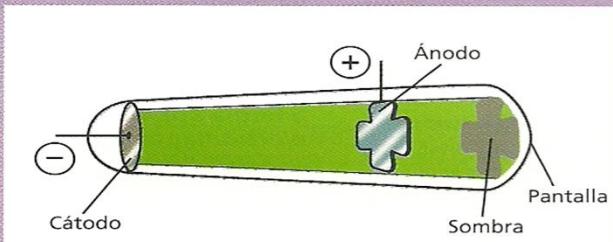


DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

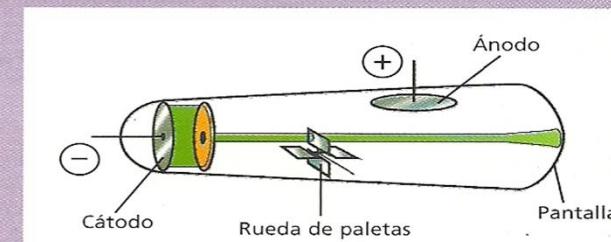
El tubo de rayos catódicos es un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, uno positivo o ánodo y otro negativo o cátodo, conectados a una fuente de alto voltaje (de varios miles de voltios). En el interior del tubo se encierra un gas a baja presión. Cuando se cierra el circuito, se produce el paso de corriente a través del gas, al mismo tiempo que se desprenden "rayos" del cátodo que, al desplazarse en línea recta hasta el ánodo, permiten que las paredes opuestas al cátodo emitan una luminiscencia.



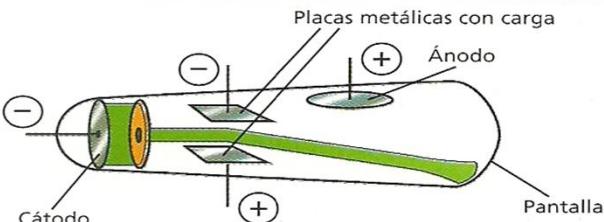
Si se coloca un objeto en la trayectoria de los rayos catódicos, éste proyectará su sombra sobre la pantalla de sulfuro de cinc, situada cerca del ánodo. Esta sombra indica, de modo inequívoco, que estos "rayos" viajan desde el cátodo hasta el ánodo, por lo cual deben tener carga negativa.



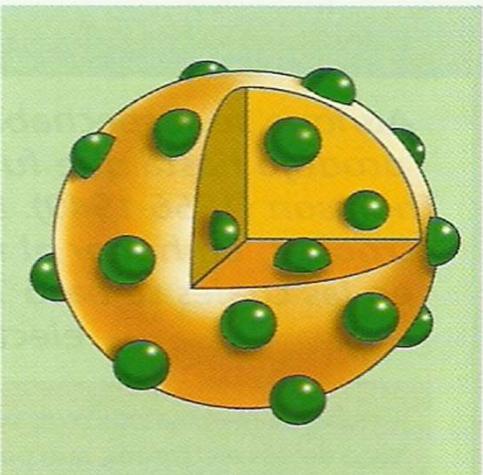
Cuando los "rayos" chocan con una pequeña rueda con paletas (a modo de molino), la hacen girar: con esto se comprueba que además de carga tienen masa.



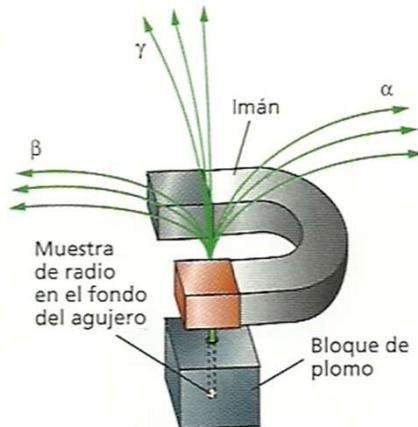
Para confirmar la carga negativa de los "rayos", se puede colocar en la trayectoria un campo eléctrico o magnético. Los rayos se desvían en la dirección esperada para las partículas negativas.



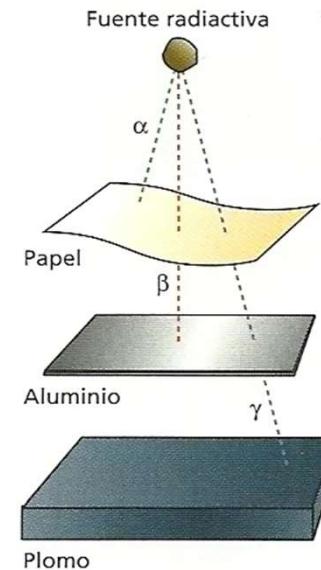
MODELO ATÓMICO DE THOMSON – EXPERIENCIA DE RUTHERFORD



El modelo de Thomson, debido a su apariencia, se conoce como modelo "pastel de pasas" o modelo "sandía".



Esquema simplificado del dispositivo experimental que permite separar las partículas α y β y la radiación γ . Una pequeña muestra de



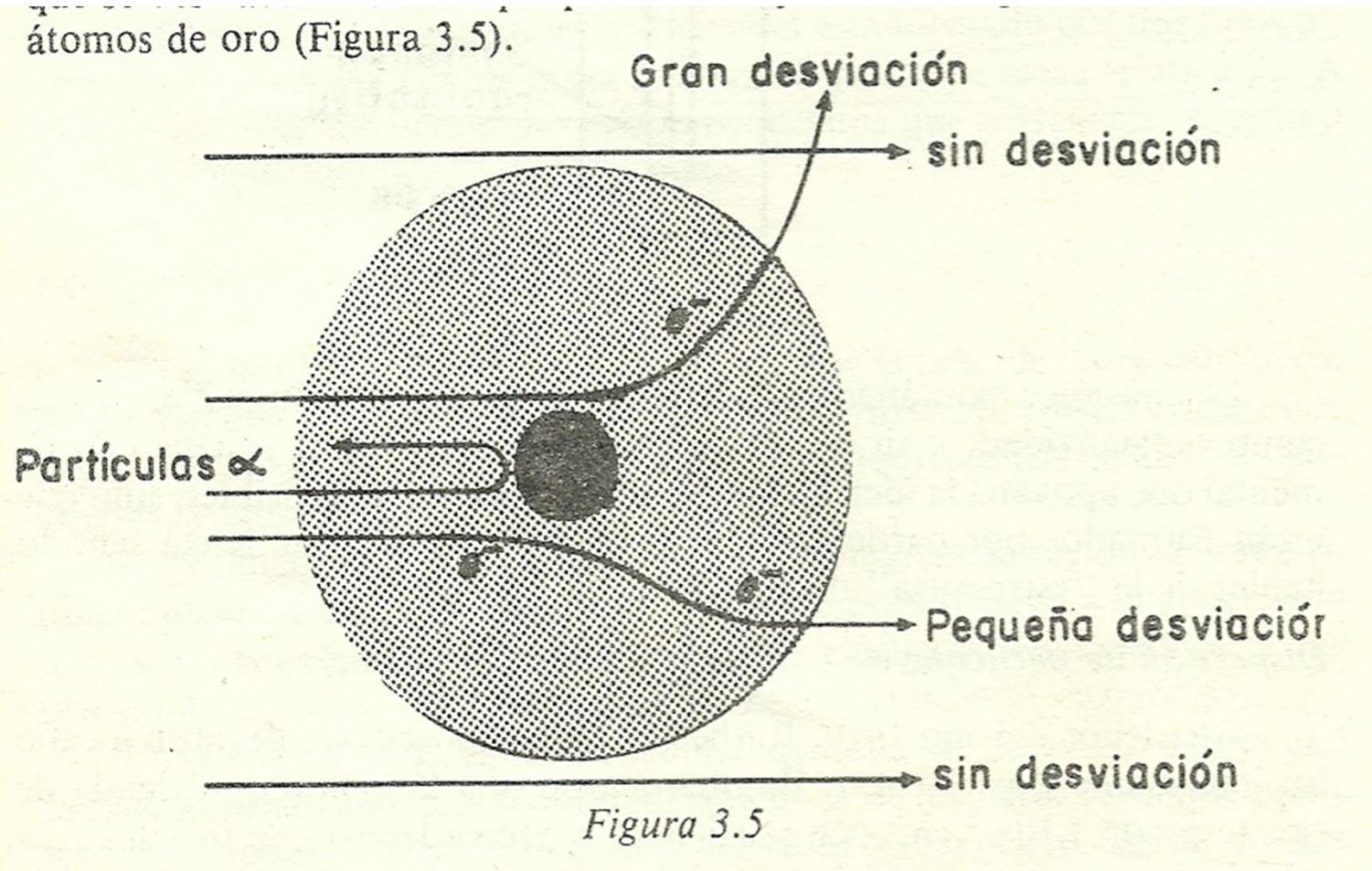
1. La mayoría de las partículas α atravesaban la lámina sin sufrir ninguna desviación.

2. Algunas partículas eran desviadas, aunque la magnitud de estas desviaciones no resultaba la misma para todas ellas.

3. Una pequeña fracción de las partículas era fuertemente repelida e invertía su trayectoria con un ángulo de 180° .

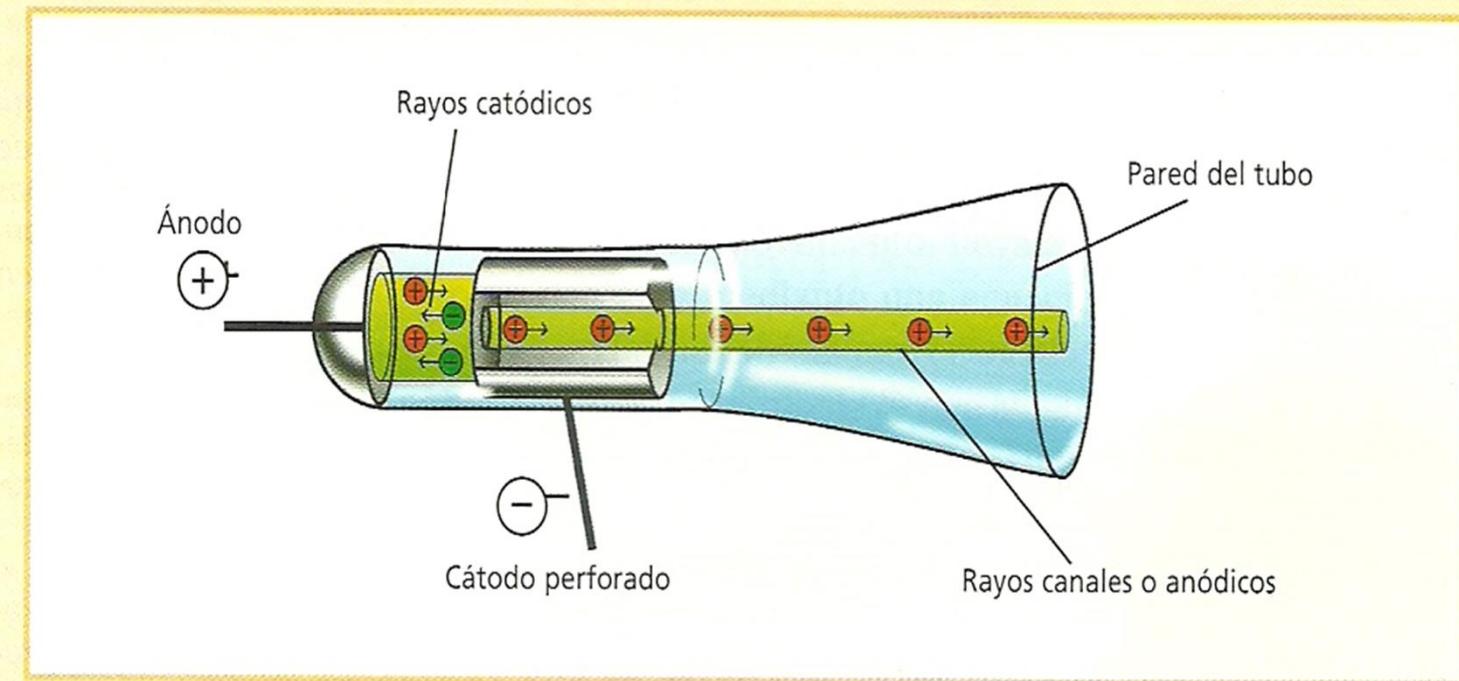
EXPERIENCIA DE RUTHERFORD: Existencia de un núcleo central

átomos de oro (Figura 3.5).



DESCUBRIMIENTO DEL PROTÓN Y DEL NEUTRÓN

Hacia fines del siglo XIX, mientras trabajaba con tubos de descarga similares a los utilizados por Thomson pero con el cátodo perforado, Eugen Goldstein (1850-1930) observó que, además de los rayos catódicos, existen unos rayos que son emitidos por el ánodo y que se propagan en sentido contrario al de los rayos catódicos. Los llamó rayos canales o rayos anódicos.



La interpretación de la experiencia es la siguiente: en el tubo, los electrones viajan desde el cátodo hacia el ánodo. Cuando chocan con átomos (o moléculas) del gas presente en el tubo “arrancan” los electrones de esos átomos, y las partículas positivas remanentes viajan hacia el cátodo. Como el cátodo está perforado, las partículas positivas lo atraviesan y se forman los rayos canales que se detectan en la pared del tubo. Si el gas es hidrógeno, las partículas positivas son directamente protones.

Evolución del modelo atómico

1 Demócrito (siglo V a.C.):

Fue el primer científico que postuló la existencia de los átomos. Las partículas de Demócrito diferían físicamente entre sí: así, por ejemplo, los átomos del agua eran suaves y redondos y podían fluir libremente, y los del fuego, recubiertos de espinas, provocaban dolorosas quemaduras.

2 John Dalton (1766-1844):

Fue el primer científico moderno, de origen inglés, que introdujo el concepto de átomo. Postuló que:

- La materia está formada por átomos, pequeñas esferas rígidas indivisibles e indestructibles.
- Los átomos de una misma sustancia son iguales entre sí.
- Los átomos de sustancias diferentes se combinan para formar átomos de otras sustancias diferentes.
- Sólo átomos enteros y no fracciones de ellos se combinan entre sí.

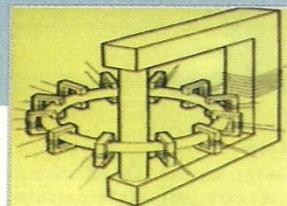
Antoine-Henri Becquerel (1852-1908) Descubrimiento de la radiactividad.

En febrero de 1896, estudiando piedras fluorescentes (de uranio), este científico francés descubrió que emitían otras radiaciones invisibles y penetrantes. Este fenómeno se denomina radactividad y ocurre cuando ciertos átomos se transforman en otros. Este tan importante descubrimiento

indicaba dos cosas:

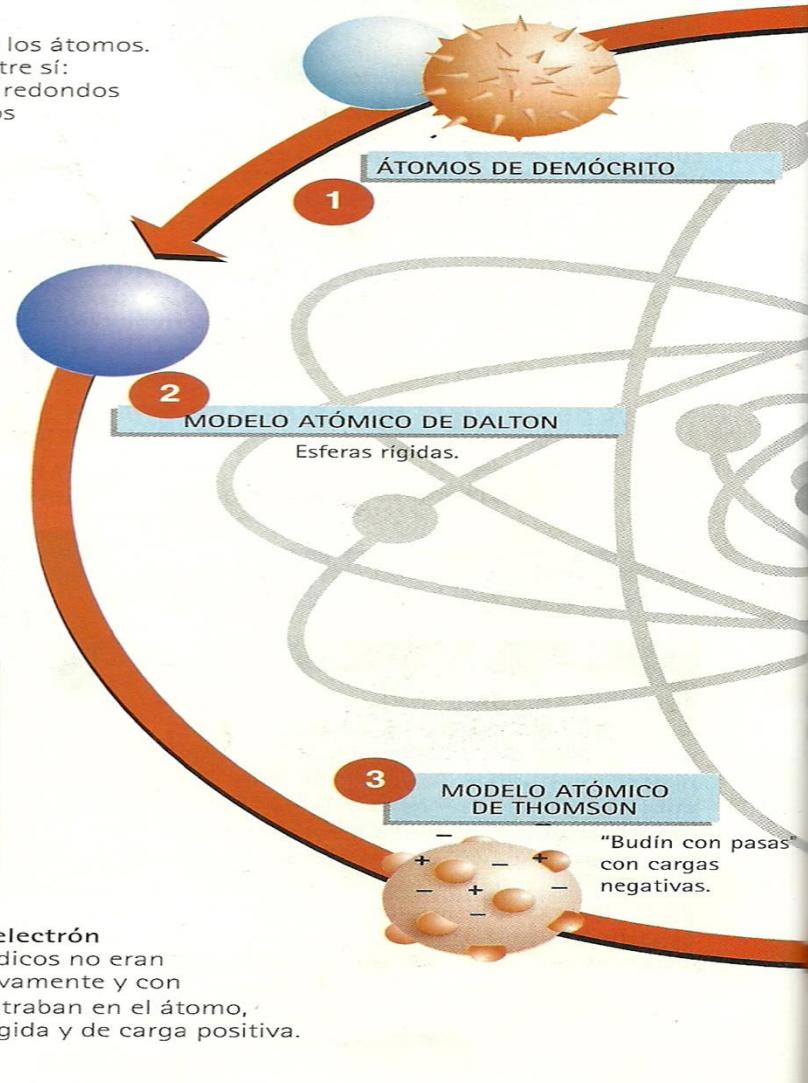
- ✓ Los átomos pueden dividirse;
- ✓ Los átomos de elementos diferentes están constituidos de manera semejante.

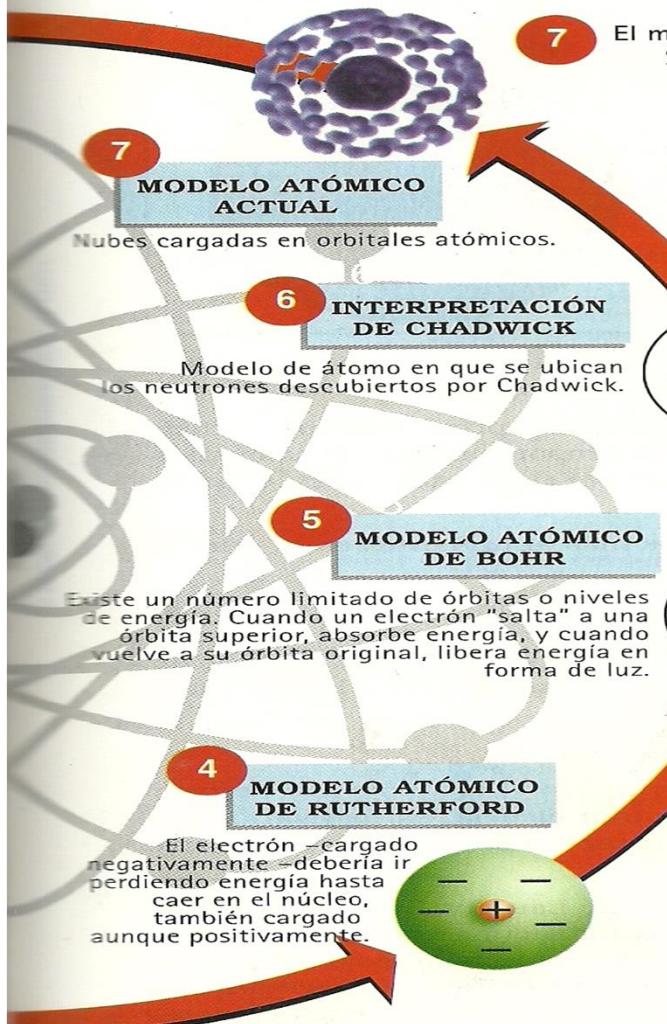
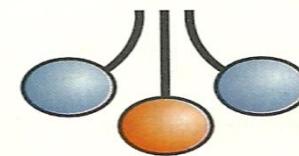
- Esquema de un betatrón, utilizado para estudiar la radiación atómica.



3 Joseph John Thomson (1856-1940): Descubrimiento del electrón

Este científico británico descubrió en 1897 que los rayos catódicos no eran un fluido sin masa sino chorros de partículas cargadas negativamente y con masa, a las que llamó **electrones**. Propuso que éstos se encontraban en el átomo, como las pasas de un pastel, envueltos como una sustancia rígida y de carga positiva.





7 El modelo atómico actual:

Se inspira en el modelo de Bohr pero agrega varios elementos de la física cuántica.

- La energía de los electrones sólo tienen determinado valor, denominado **cuanto de energía** -el cuanto se puede definir como la mínima cantidad de energía que se propaga en forma de radiación electromagnética- y no puede tener ningún otro.
- Los electrones no giran en órbitas circulares definidas, sino que se mueven en zonas o nubes que rodean al núcleo llamadas **orbitales**. Allí la probabilidad de encontrar un electrón con cierta energía es muy elevada.

6

James Chadwick (1891-1974): Descubrimiento del neutrón

Este físico británico descubrió la existencia del neutrón en 1932, cuando comprobó que los núcleos de berilio podían emitir partículas sin carga eléctrica, cuya masa era igual, aproximadamente a la del protón.

5

Niels Bohr (1885-1962): Descubrimiento de órbitas definidas circulares con energía determinada

Este científico danés descubrió en 1913 que existe un número limitado de órbitas o **niveles de energía**. Un año antes, en 1912, Thomson había descubierto el protón o núcleo de hidrógeno.

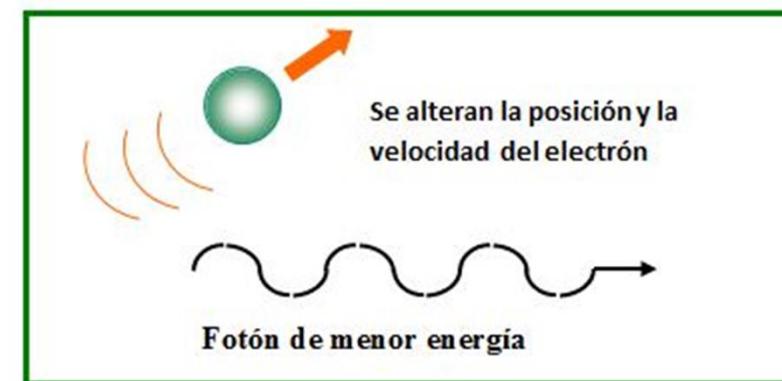
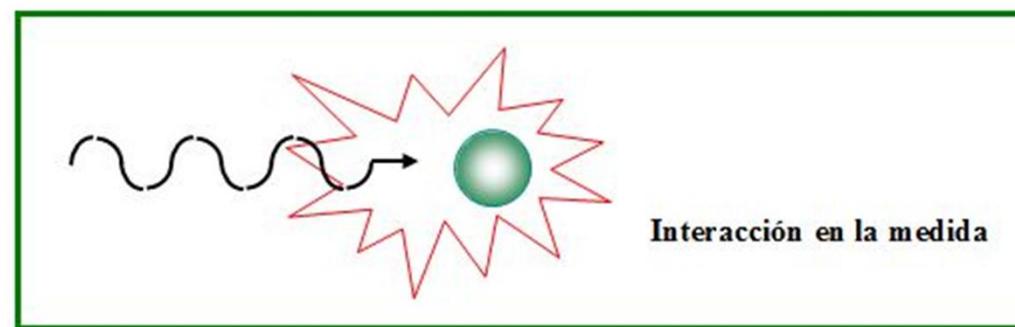
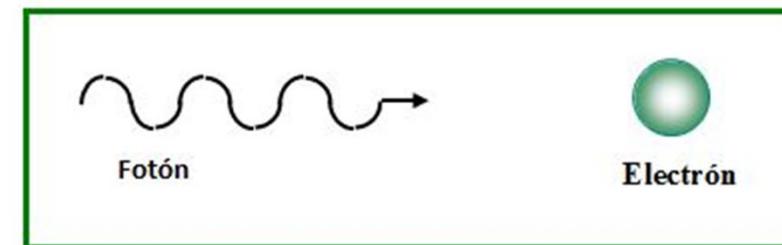
4

Ernest Rutherford (1871-1937): Descubrimiento del núcleo atómico

Este científico neocelandés colocó una muestra de material radiactivo (polonio) junto a una lámina de oro, a las que recubrió con placas fotográficas. Al observar cómo las partículas alfa, que poseen carga positiva, atravesaban la lámina de oro, comprobó que algunas se desviaban y otras rebotaban. Este hecho contradecía el modelo de Thomson.

Propuso que los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas, igual que lo hacen los planetas alrededor del Sol.

Por ej., cuando queremos ver el lugar donde se halla un electrón, dentro del átomo, es necesario iluminarlo directamente con una determinada radiación, cuyos fotones poseen una energía similar a la del electrón, por lo que al incidir sobre él influyen en su movimiento, provocando un aumento en el error en la determinación de la velocidad del electrón.



PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISEMBERG:

No se puede conocer simultáneamente y con una precisión absoluta la POSICIÓN y la CANTIDAD DE MOVIMIENTO de un electrón.

ERWIN SCHRÖEDINGER:

Propone una ECUACIÓN matemática, “**ECUACIÓN DE ONDAS**”, para describir a un electrón en movimiento, alrededor de un núcleo.

Al resolverla obtuvo un conjunto de FUNCIONES MATEMÁTICAS, llamadas **FUNCIONES DE ONDA ORBITAL ψ** , que describen: el MOVIMIENTO, el ESTADO ENERGÉTICO del electrón dentro de los límites impuestos por el Principio de Incertidumbre de Heisemberg.

Las distintas soluciones se obtienen introduciendo determinados números, llamados **NÚMEROS CUÁNTICOS**, cuyos valores varían dentro de límites precisos.

Los resultados de estas Ecuaciones de Ondas, son la **PROBABILIDAD** de encontrar el electrón en una región del espacio, que es ALTA cerca del núcleo y DISMINUYE al aumentar esa distancia.

Esta región de alta probabilidad alrededor del núcleo se llama **ORBITAL**. (Nube electrónica de carga negativa).

UN ELECTRÓN SE CARACTERIZA POR MEDIO DE CUATRO NÚMEROS CUÁNTICOS.
A cada uno de ellos, puede atribuirse un determinado sentido físico.

n = Nº cuántico principal. Indica el NIVEL. Y coincide con el Nº del período.

l = Nº cuántico azimutal. Indica el SUBNIVEL. $l = 0 \Rightarrow$ (SUBNIVEL "s")

$l = 1 \Rightarrow$ (SUBNIVEL "p")

$l = 2 \Rightarrow$ (SUBNIVEL "d")

$l = 3 \Rightarrow$ (SUBNIVEL "f")

m = Nº cuántico magnético. Indica la orientación espacial del orbital.

m_s = Nº cuántico de spin. Indica el sentido de giro del electrón sobre su eje.

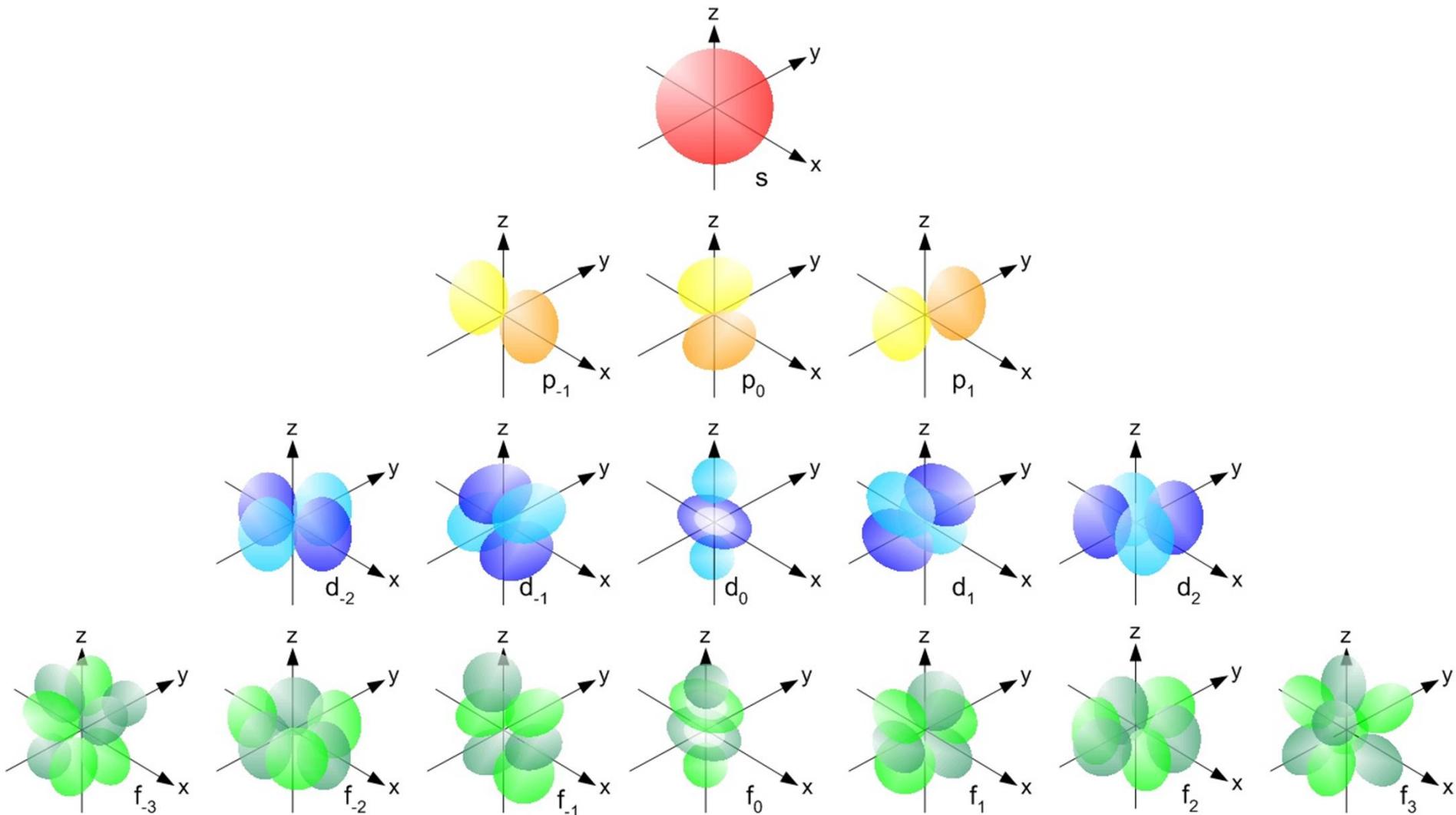
PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI:

En un átomo NO PUEDEN EXISTIR dos electrones cuyo cuatro números cuánticos sean iguales.

REGLA DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND:

Los electrones tenderán a ocupar diferentes ORBITALES del mismo SUBNIVEL, dando un orden de llenado en el que haya la máxima cantidad de orbitales SEMILLENOS.

ORBITALES ATÓMICOS: Representación gráfica en el espacio.



VALORES QUE PUEDEN TOMAR LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

n = NIVEL. (Nº naturales distintos de cero. Coincide con el Nº del Período).

l = SUBNIVEL. [desde 0 hasta (n-1)] $l = 0$ (SUBNIVEL "s") (1 orbital)
 $l = 1$ (SUBNIVEL "p") (3 orbitales)
 $l = 2$ (SUBNIVEL "d") (5 orbitales)
 $l = 3$ (SUBNIVEL "f") (7 orbitales)

m = ORIENTACIÓN ESPACIAL ($-l$), 0 , ($+l$)

m_s = Spin. (+1/2 y -1/2).

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA QUE LE CORRESPONDE A CADA ÁTOMO FIGURA EN LA TABLA PERIÓDICA.

ARQUITECTURA ELECTRÓNICA

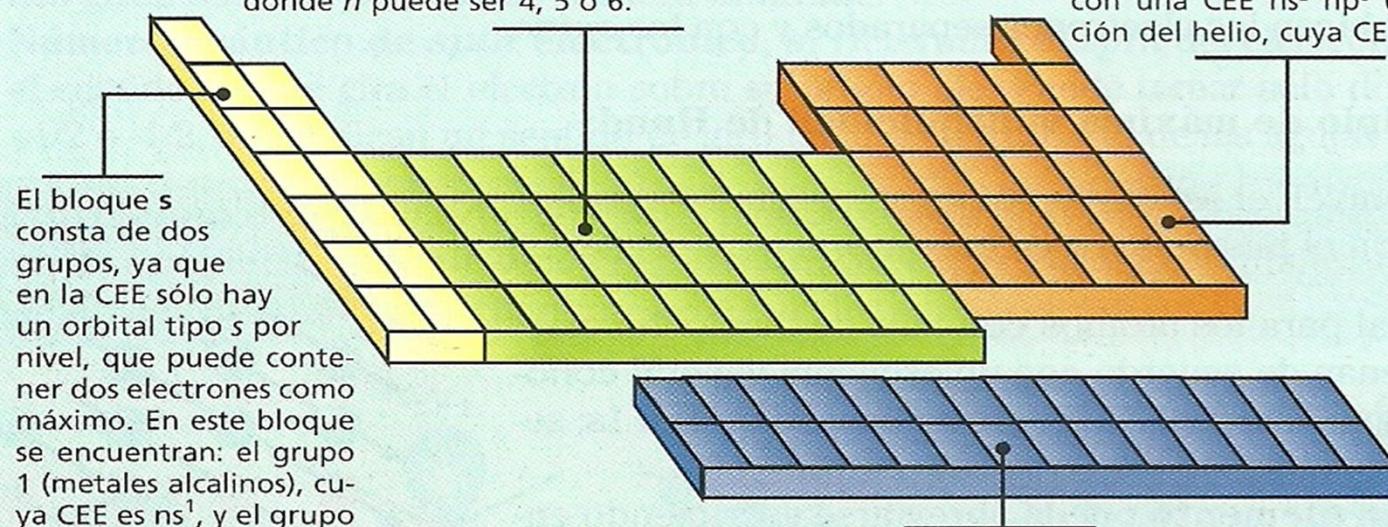
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO EN SU ESTADO FUNDAMENTAL

<i>n</i> Nivel de energía	<i>l</i> Subnivel de energía	<i>m</i> Orientación espacial del orbital	<i>s</i> <i>Spin</i> electrónico	Capacidad electrónica de cada subnivel	Capacidad electrónica del nivel de energía
1	0 (1s)	0	$\pm 1/2$	2	2
2	0 (2s)	0	$\pm 1/2$ para cada <i>m</i>	2	8
	1 (2p)	-1; 0; 1	$\pm 1/2$ para cada <i>m</i>	6	
3	0 (3s)	0	$\pm 1/2$	2	18
	1 (3p)	-1; 0; 1	$\pm 1/2$ para cada <i>m</i>	6	
	2 (3d)	-2; -1; 0; 1; 2	$\pm 1/2$ para cada <i>m</i>	10	
4	0 (4s)	0	$\pm 1/2$	2	32
	1 (4p)	-1; 0; 1	$\pm 1/2$ para cada <i>m</i>	6	
	2 (4d)	-2; -1; 0; 1; 2	$\pm 1/2$ para cada <i>m</i>	10	
	3 (4f)	-3; -2; -1; 0; 1; 2; 3	$\pm 1/2$ para cada <i>m</i>	14	

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y TABLA PERIÓDICA

El bloque d consta de diez grupos que corresponden a cinco orbitales *d*, que pueden albergar hasta diez electrones. Comprende los grupos 3 al 12, cuyos elementos se caracterizan por tener átomos con su último electrón en un orbital *d*, correspondiente al nivel *n*-1. Sus CEE varían de $(n-1)d^1 ns^2$ para el grupo 3 hasta $(n-1)d^{10} ns^2$ para el grupo 12, donde *n* puede ser 4, 5 o 6.

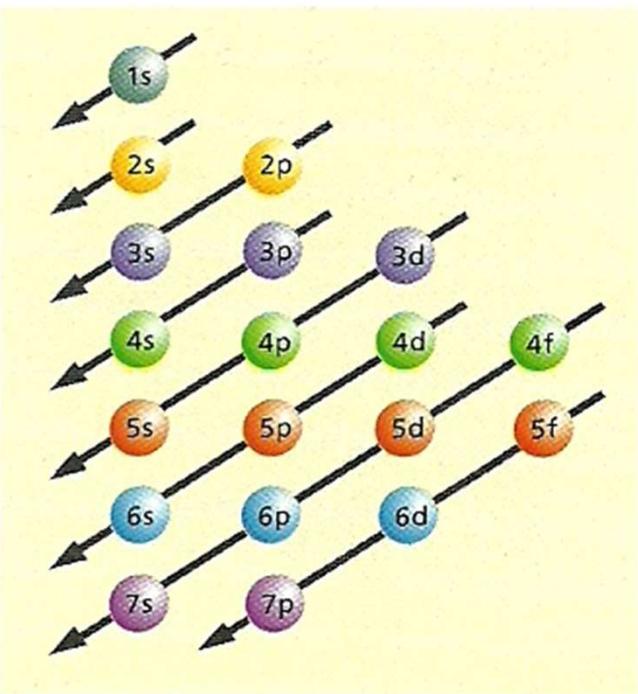
El bloque p tiene seis columnas correspondientes a los tres orbitales *p* por nivel, que pueden alojar seis electrones. Este bloque abarca desde el grupo 13, que tiene una CEE $ns^2 np^1$, hasta el grupo 18 (gases nobles) con una CEE $ns^2 np^6$ (a excepción del helio, cuya CEE es $1s^2$).



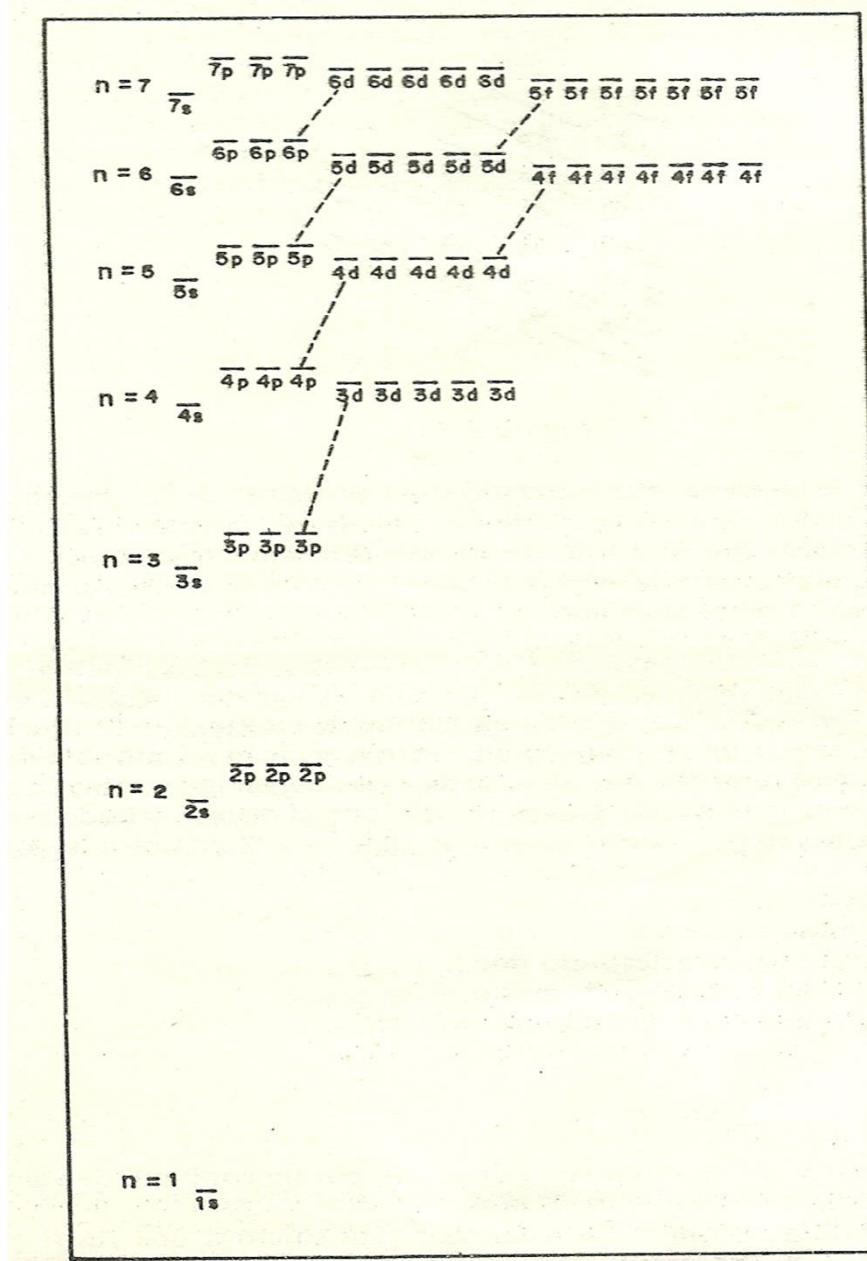
El bloque s consta de dos grupos, ya que en la CEE sólo hay un orbital tipo *s* por nivel, que puede contener dos electrones como máximo. En este bloque se encuentran: el grupo 1 (metales alcalinos), cuya CEE es ns^1 , y el grupo 20 (metales alcalino-térreos), cuya CEE es ns^2 .

El bloque f consta de catorce columnas correspondientes a siete orbitales, que pueden tener como máximo catorce electrones. Incluye dos series, los lantánidos y los actínidos, situadas fuera de la tabla por razones de espacio, donde los elementos se caracterizan porque sus últimos electrones se ubican en orbitales *f* del nivel *(n-2)*. La CEE, aunque con muchas excepciones, puede escribirse como $(n-2)f^{1a14}(n-1)d^1 ns^2$, donde *n* puede ser 6 o 7.

NIVELES RELATIVOS DE ENERGÍA DE LOS ORBITALES ATÓMICOS



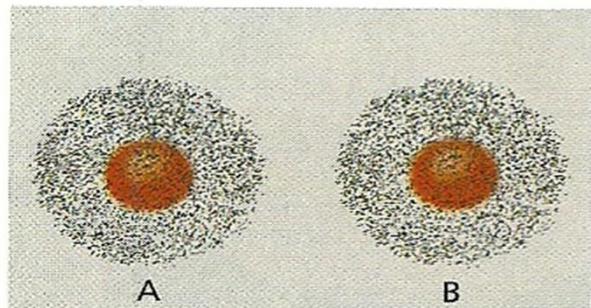
Regla de las diagonales.



ENLACE QUÍMICO

¿Cómo se forman los enlaces químicos?

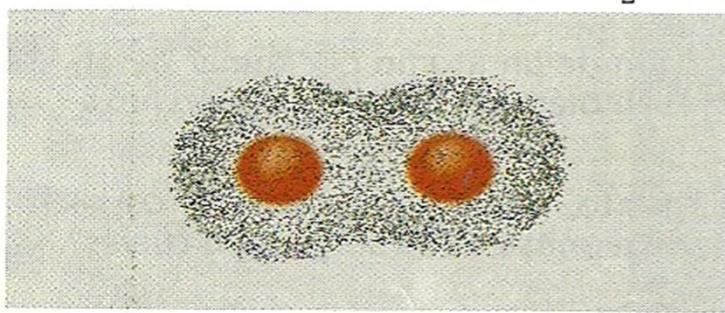
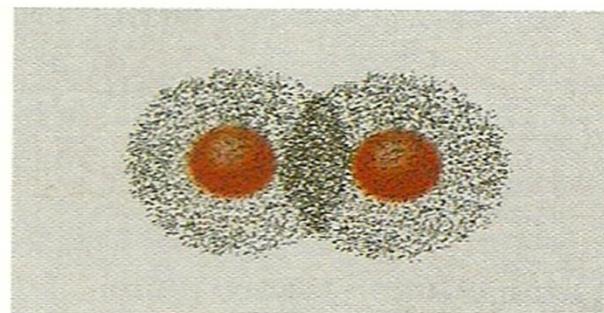
Supongan dos átomos de hidrógeno aislados, que llamaremos A y B. Cada uno de ellos está formado por un protón con carga positiva, que constituye el núcleo, y por un electrón con carga negativa, que lo rodea. Los electrones estarán dispuestos en orbitales 1s. Estos orbitales tienen forma de esfera. Los núcleos de cada átomo son esferas muchísimo más pequeñas.



Al acercarse los átomos A y B, hay distintas interacciones electrostáticas entre ellos:

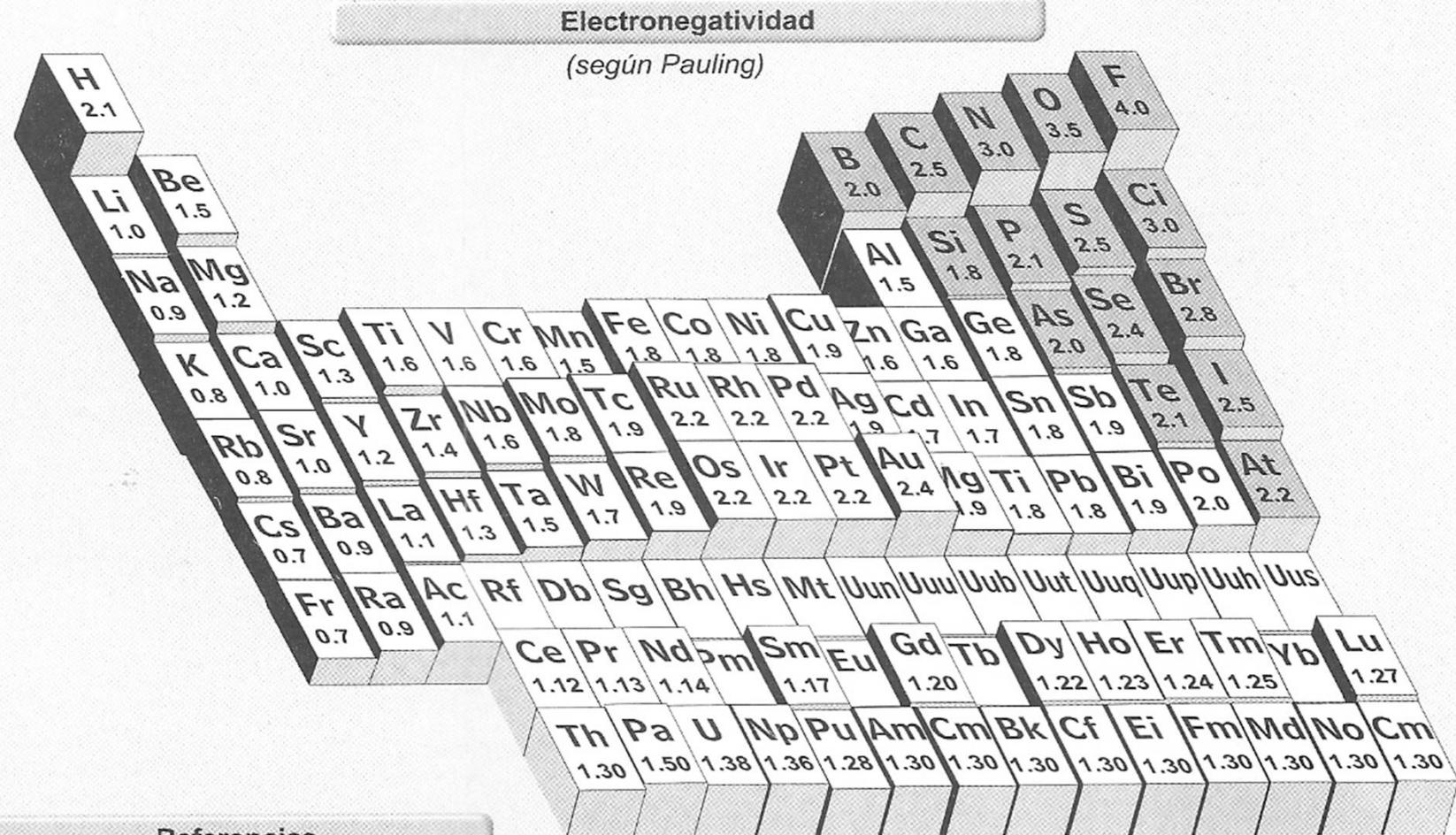
- atracción del núcleo A por el electrón B;
- atracción del núcleo B por el electrón A;
- repulsión de los núcleos entre sí;
- débil repulsión de los electrones entre sí.

Si los átomos continúan acercándose, a una distancia entre los núcleos de 0,74 Å el sistema alcanza la estabilidad máxima: la repulsión entre los núcleos es compensada por la fusión o el solapamiento de los dos orbitales 1s que forman un orbital molecular, en el cual se situará el par de electrones, y habrá liberación de energía (104 Kcal por cada mol de H_2 formado).



El orbital molecular engloba los dos núcleos de hidrógeno y se denomina **orbital enlazante sigma (σ)**. La energía liberada en la formación del enlace se conoce como **energía de formación**, y la distancia entre los núcleos, como **longitud de enlace**.

ELECTRONEGATIVIDAD según Pauling



Referencias

metales

no metales

ENLACES QUÍMICOS o UNIONES QUÍMICAS

Conjunto de fuerzas electrostáticas que mantiene unidos los átomos, iones, moléculas, cuando forman distintas agrupaciones estables. Se debe a las interacciones entre núcleos y electrones

TIPOS DE ENLACES

Según sea la diferencia entre las electronegatividades de dos átomos unidos, mediante un enlace químico, este podrá ser:

- Enlaces iónicos. → $\Delta EN > 2$
- Enlaces covalentes → $\Delta EN < 2$
- Uniones metálicas → se da en los metales.

El enlace covalente a su vez podrá ser:

- Covalente No polar → ΔEN (entre 0 y 0,4)
- Covalente polar → ΔEN (entre 0,4 y 2)

Según la forma de compartir los electrones de la unión:

- Covalente puro
- Covalente dativo o coordinado

ENLACE IÓNICO o ELECTROVALENTE

- ✓ Se da entre un Metal y un No-Metal. O sea entre átomos con una marcada diferencia de electronegatividad. ($\Delta EN > 2$)
- ✓ Existe una transferencia completa de electrones, de un átomo a otro. Se forman cationes y aniones; ambos iones con la configuración de gas noble, con alta estabilidad.
- ✓ La unión es por una atracción electrostática y la fuerza o intensidad de atracción es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa.

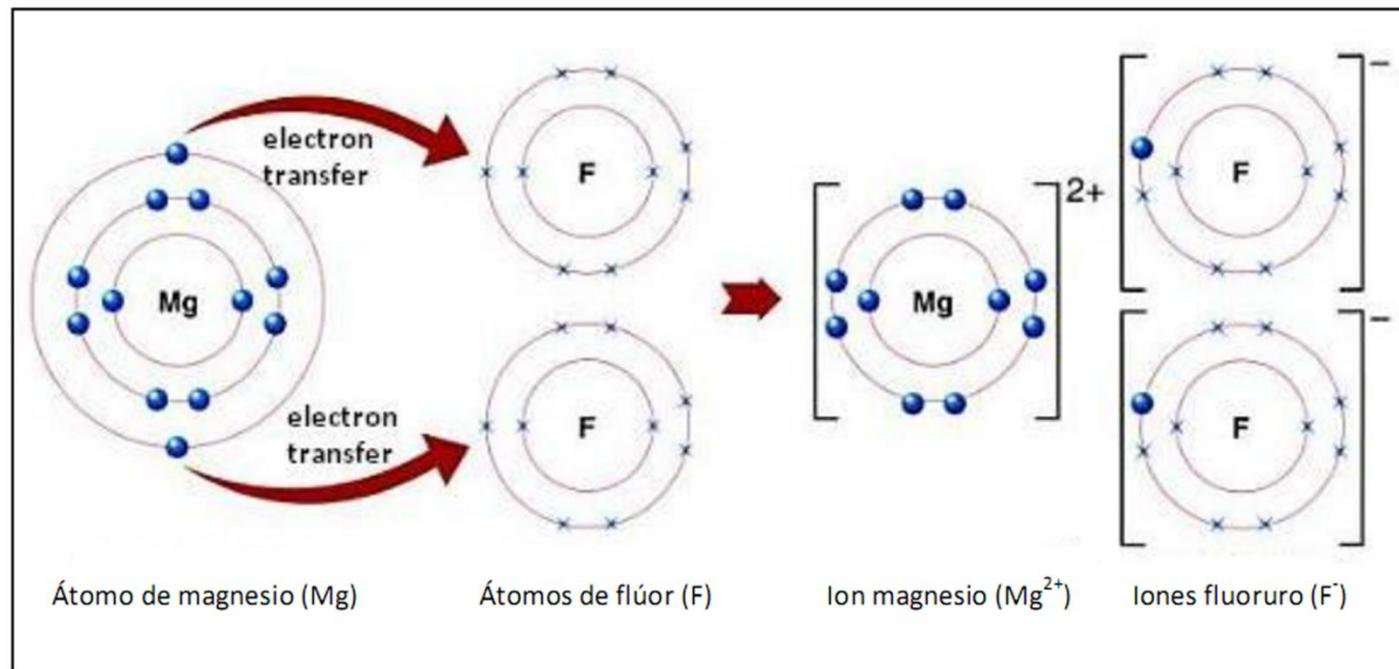
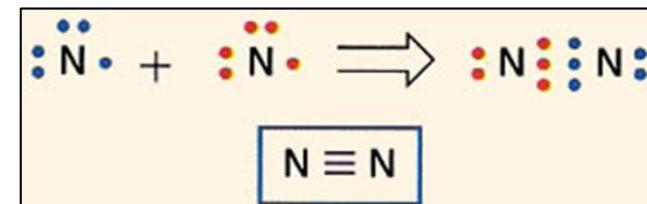
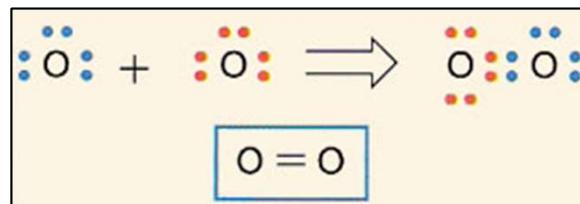
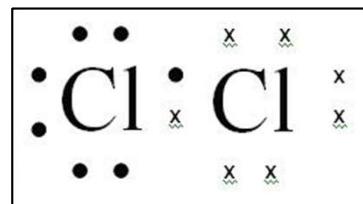


Figura 4. Formación del compuesto iónico fluoruro de magnesio.

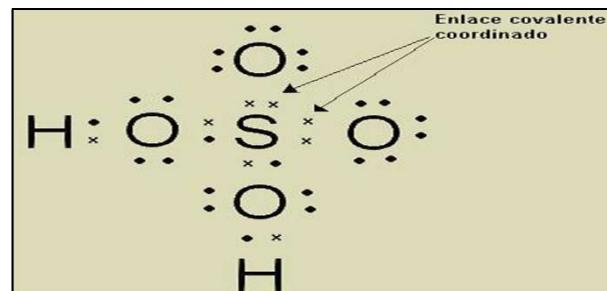
ENLACE COVALENTE

ENLACE COVALENTE: se da entre No-Metales, átomos electronegativos pero con poca diferencia de EN, entre sí. Los dos átomos tenderán a atraer los electrones, los cuales serán compartidos de a pares por ambos átomos indistintamente, para completar su octeto/dueto.

- **ENLACE COVALENTE PURO:** Unión química entre dos átomos en la que el par de electrones compartidos se forma con un electrón de cada uno de los átomos enlazados. Dos átomos pueden compartir hasta tres pares de electrones.

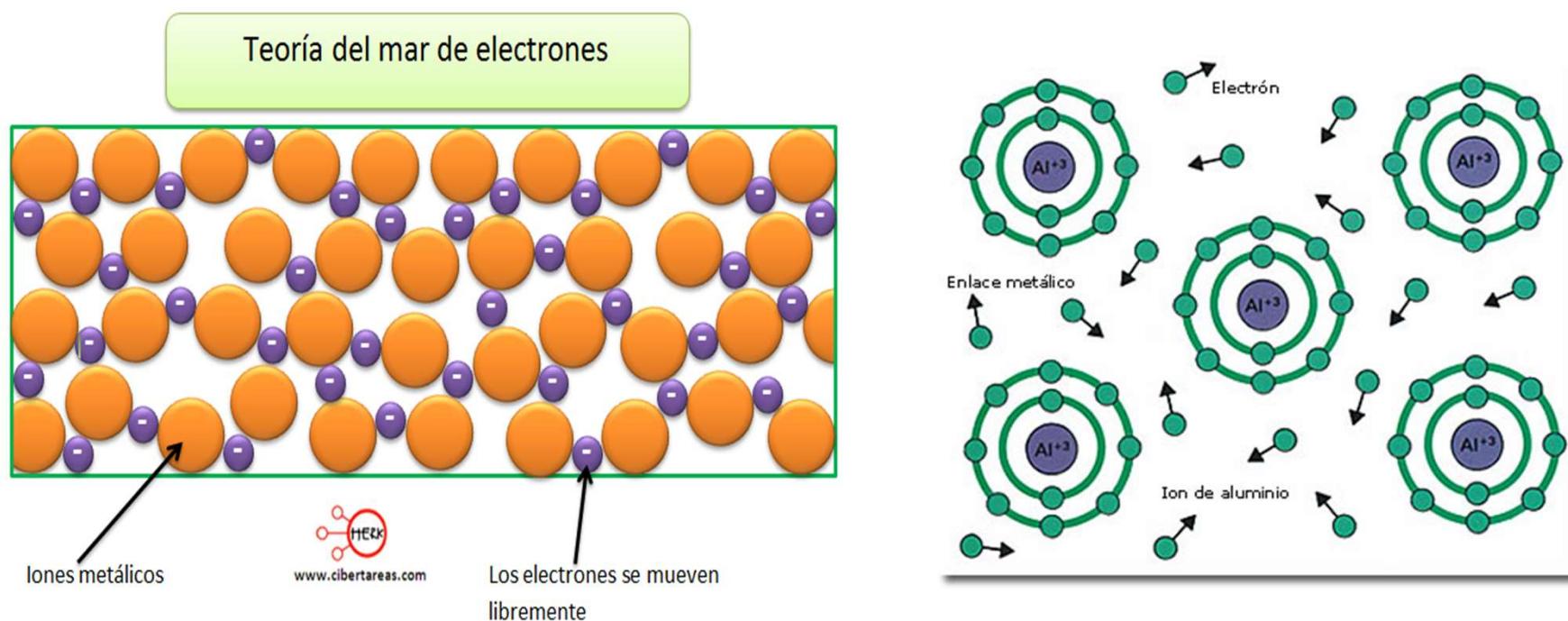


- **ENLACE COVALENTE DATIVO O COORDINADO:** Unión química entre dos átomos en la que el par de electrones compartidos es aportado por uno solo uno de los átomos que se unen.



ENLACE METÁLICO

- ✓ Se da entre átomos de elementos de electronegatividad muy baja y semejante.
- ✓ Entre los átomos de un mismo Metal o con otro metal.
- ✓ Como los átomos no tienen afinidad por los electrones de la última capa, estos serán compartidos por todos los átomos.
- ✓ Agrupaciones de núcleos con sus electrones de los niveles internos, en un mar de electrones, formados por los electrones de valencia, deslocalizados alrededor de los núcleos. «teoría del mar de electrones».



(a) ENLACE COVALENTE NO POLAR. $\Delta\text{EN} = 0$

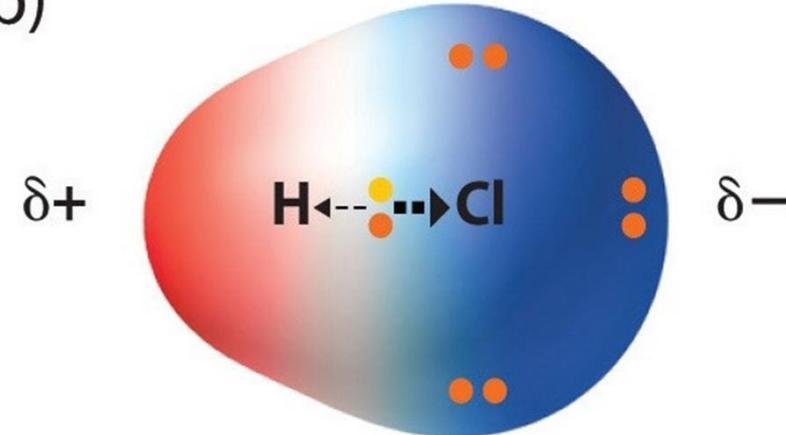
(b) ENLACE COVALENTE POLAR. $\Delta\text{EN} = 0,96$

(c) ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE. $\Delta\text{EN} = 2,23$

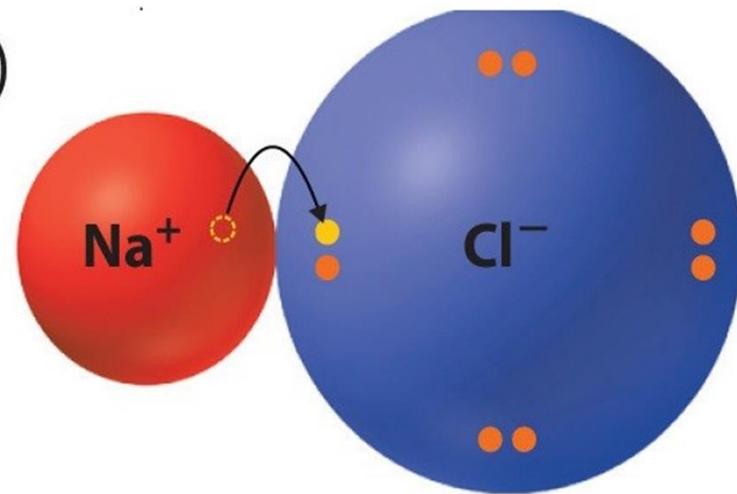
(a)



(b)



(c)



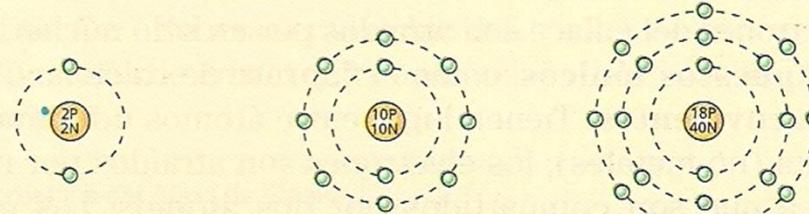
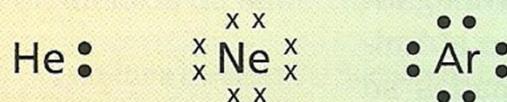
PARA QUÉ SE UNEN LOS ÁTOMOS?

Teoría del octeto / dueto.

- ✓ Los átomos se combinan para formar estructuras más estables.
De menor contenido energético.
- ✓ Al formarse un enlace estable, se libera una cierta cantidad de Energía, por lo que resulta un sistema energéticamente favorable, de menor Energía que los átomos por separado.
- ✓ Todos los átomos, al combinarse, tienden a adquirir una configuración igual a la del **gas noble** más cercano en la Tabla Periódica y lograr de esta manera su máxima estabilidad.
- ✓ Para esto, se unen entre sí, con el objeto de lograr que todos tengan, su última capa electrónica completa, con **ocho electrones**.

LEWIS ideó un sistema para representar los electrones del último nivel

Los gases nobles se pueden representar de la siguiente manera:

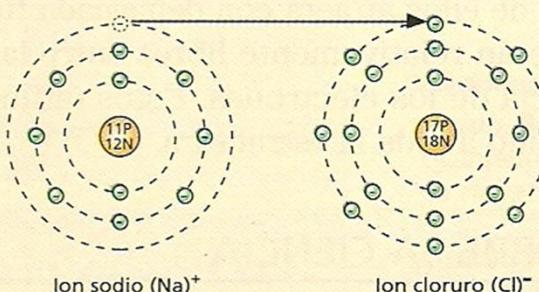
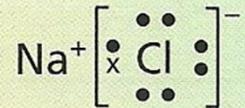


Helio (He): $1s^2$

Neón (Ne): $1s^2, 2s^2 2p^6$

Argón (Ar): $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6$

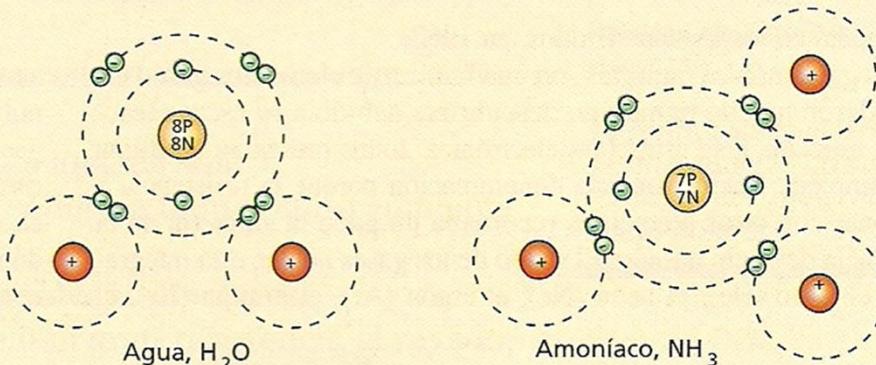
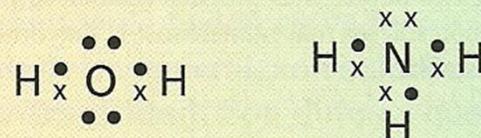
Para Kossel, en determinadas uniones denominadas **enlaces iónicos**, algunos átomos ceden electrones y otros los aceptan. Por ejemplo, en la formación del cloruro de sodio, el sodio pierde un electrón de su último nivel, y el cloro toma ese electrón.



Ion sodio (Na^+)

Ion cloruro (Cl^-)

Lewis, por su parte, explicó que, en la formación de los **enlaces covalentes**, los átomos que intervienen comparten electrones de su última capa para adquirir la estructura de gas noble. Así se explica la formación de moléculas de H_2O y NH_3 :



Agua, H_2O

Amoníaco, NH_3

Estructuras de Lewis

Es una herramienta práctica para representar las UNIONES QUÍMICAS.

Consiste en escribir el SIMBOLO del elemento rodeado por los ELECTRONES DE VALENCIA (representados por puntos, cruces, etc.)

REGLAS:

1. **Sumar los ELECTRONES DE VALENCIA** de todos los átomos que forman la molécula.
 - a) En el caso de un IÓN NEGATIVO, sumar al total del Nº de electrones igual a la carga negativa del ión.
 - b) En el caso de un IÓN POSITIVO, restar al total del Nº de electrones, el número de electrones igual a la carga positiva del ión.
2. **Elegir el ÁTOMO CENTRAL.**
Como átomo central de la molécula se elige al que está en menor cantidad y el más electronegativo. Los átomos centrales más comunes son (C, N, P, S y a veces O en H₂O, HOCl, O₃).

3. Escribir el símbolo del átomo central y distribuir los demás átomos alrededor de este. **Conectarlos con enlaces sencillos o simples.** (o sea UN PAR DE ELECTRONES).
4. **COMPLETAR LOS OCTETOS** de los átomos unidos al átomo central.
(El H completa con 2 e⁻). (Contar los electrones utilizados).
5. Colocar los electrones que sobran alrededor del átomo central. Si no hay suficiente electrones para que el átomo central complete su octeto probar formando enlaces múltiples (dobles o triples) desplazando pares de electrones, no compartidos, de los átomos periféricos.
6. En las estructuras grandes que contienen hidrógeno como H_2SO_4 , y H_3PO_4 , **los átomos de hidrógeno se enlazan al oxígeno** el que a su vez se enlaza al átomo central.

En resumen:

- ✓ Sumar los electrones de valencia.
- ✓ Elegir el átomo central.
- ✓ Unir con enlaces simples.
- ✓ Completar los octetos de los átomos periféricos.
- ✓ Por último el octeto del átomo central.
- ✓ Si es un ión, la carga negativa va sobre un OXÍGENO.

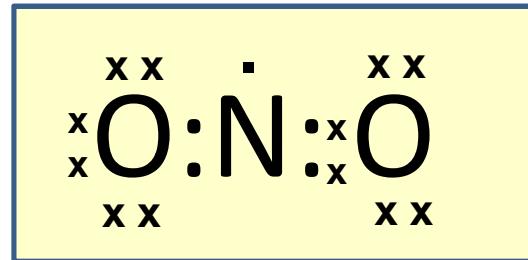
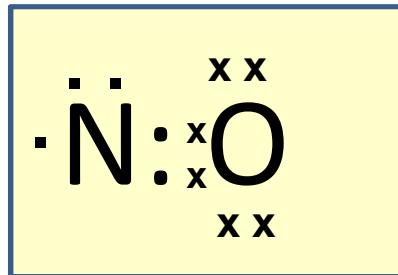
- ❖ Hay un **doble enlace** cuando faltan 2 e⁻.
Hay un **triple enlace** o **dos dobles enlaces** cuando faltan 4 e⁻, para completar el octeto del átomo central.

Ejercicios:



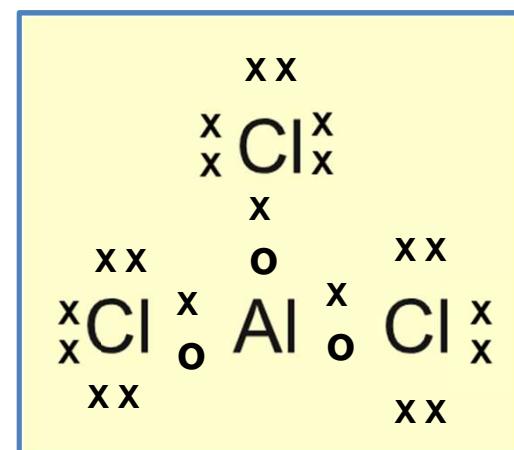
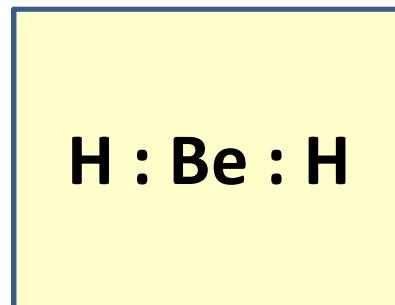
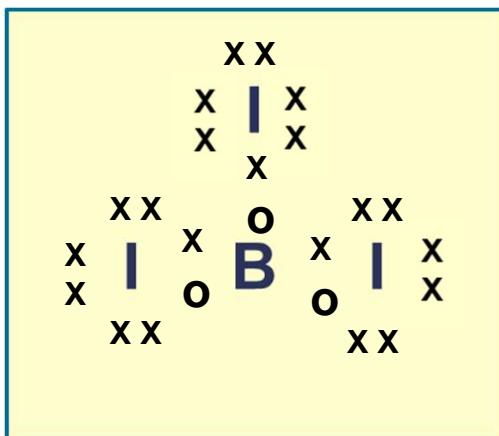
❖ Excepciones a la Regla del Octeto

Moléculas con número impar de electrones de valencia: NO y NO₂.



Octeto Incompleto:

Se presentan cuando hay menos de 8 electrones de valencia alrededor de un átomo central. Es mas frecuente en compuestos de **Boro** y **Berilio**. Ejemplo : Bl₃ , BeH₂ , AlCl₃

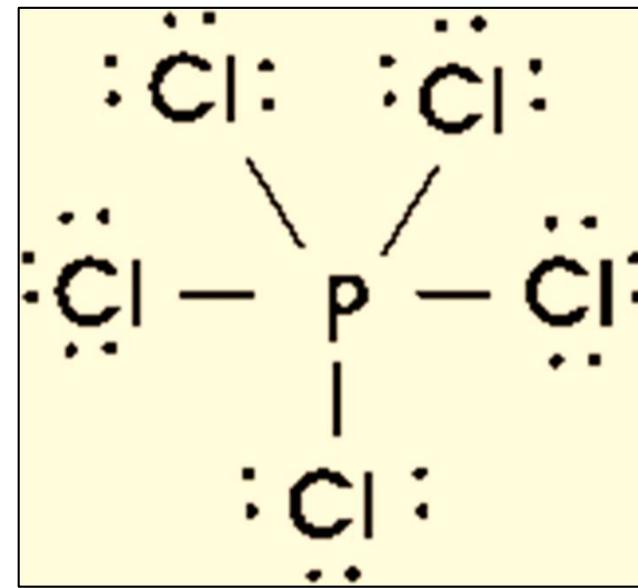
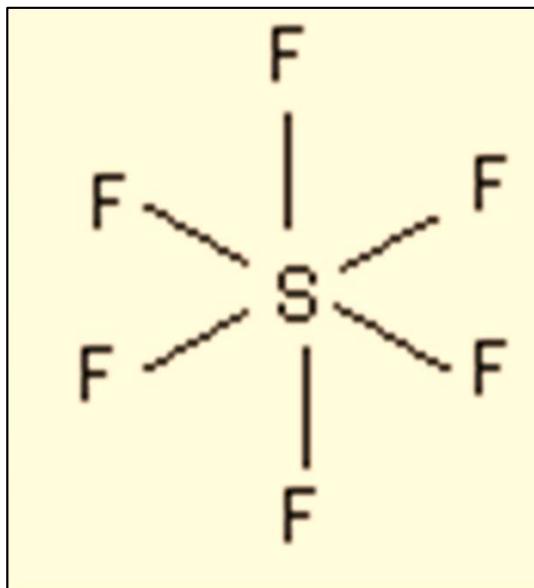


Octeto expandido:

Se presentan cuando hay mas de ocho electrones de valencia.

Solo ocurre alrededor de los átomos del tercer periodo o superior.

Ejemplo:



FUERZAS INTERMOLECULARES

Las fuerzas **intermoleculares** son las atracciones mutuas **entre las moléculas**.

Son mucho mas débiles que las fuerzas **intramoleculares** o enlaces químicos, pero contribuyen a determinar las **propiedades físicas** de las sustancias.

Como grupo también reciben el nombre de **fuerzas de Van der Waals**.

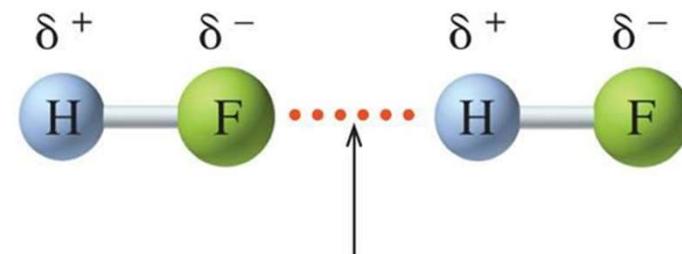
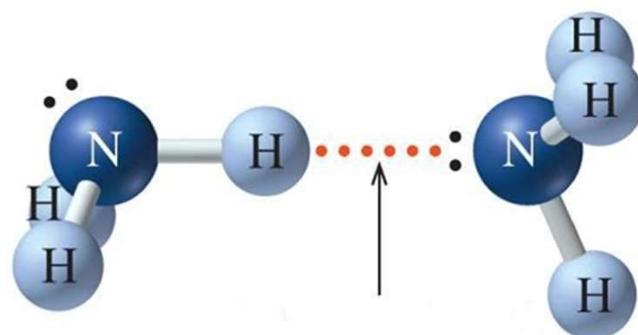
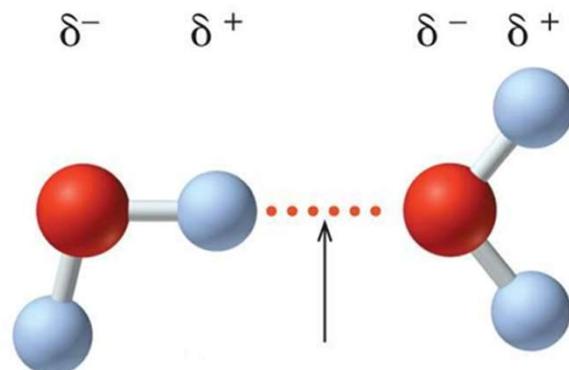
Tipos de Fuerzas Intermoleculares

- Puentes de hidrógeno
- Fuerzas dipolares (dipolo-dipolo)
- Fuerzas de dispersión (Fuerzas de London)

Puentes de Hidrógeno

- ✓ Son las fuerzas intermoleculares entre moléculas polares que contienen átomos de Hidrógeno unidos a átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno.
- ✓ Son mas intensas de lo que seria de esperar con base en las fuerzas dipolares de atracción únicamente.
- ✓ Cada molécula que forma el puente de hidrógeno tiene un átomo de Hidrógeno unido de forma covalente, a un átomo muy electronegativo (F,O,N).
- ✓ En el agua líquida las uniones puentes de hidrógeno se forman y se rompen constantemente.

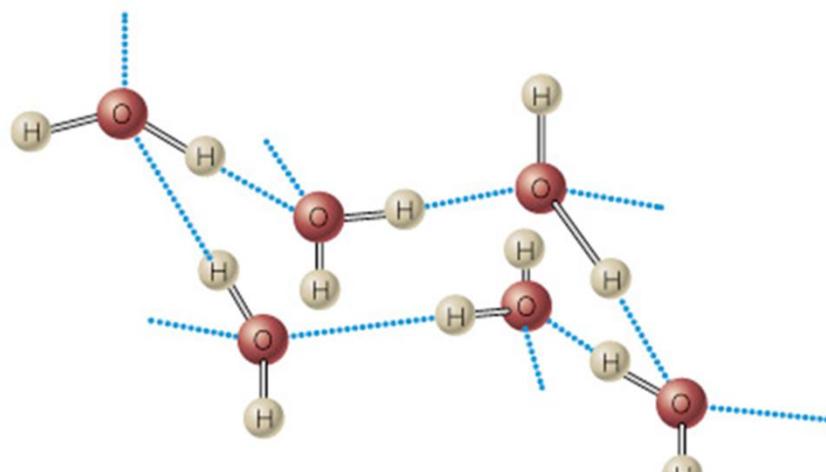
Puentes de Hidrogeno



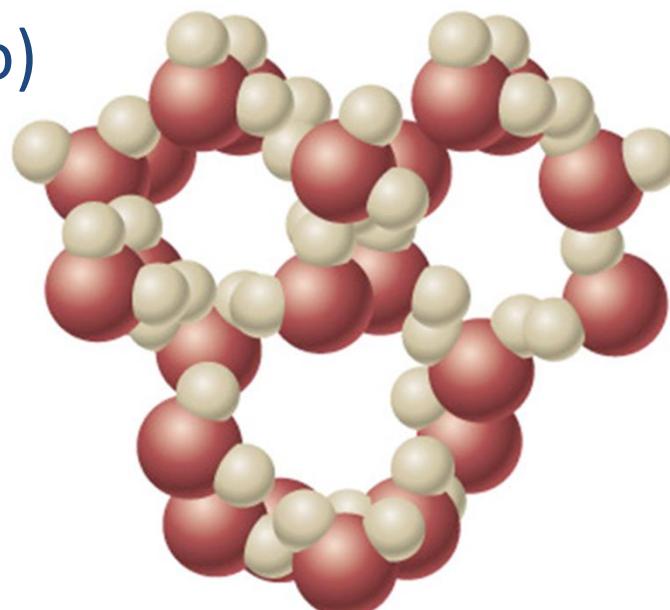
Puentes de Hidrógeno

Porqué el hielo es más liviano que el agua líquida?

Molécula de Agua (hielo)



(a)

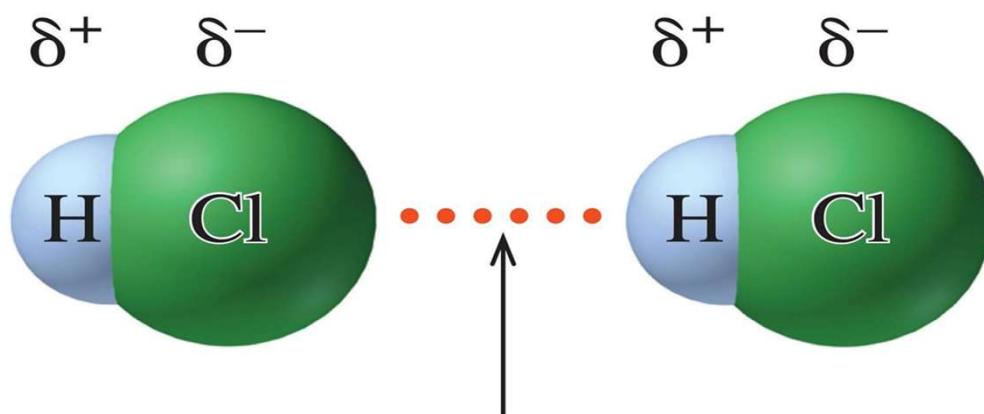


(b)

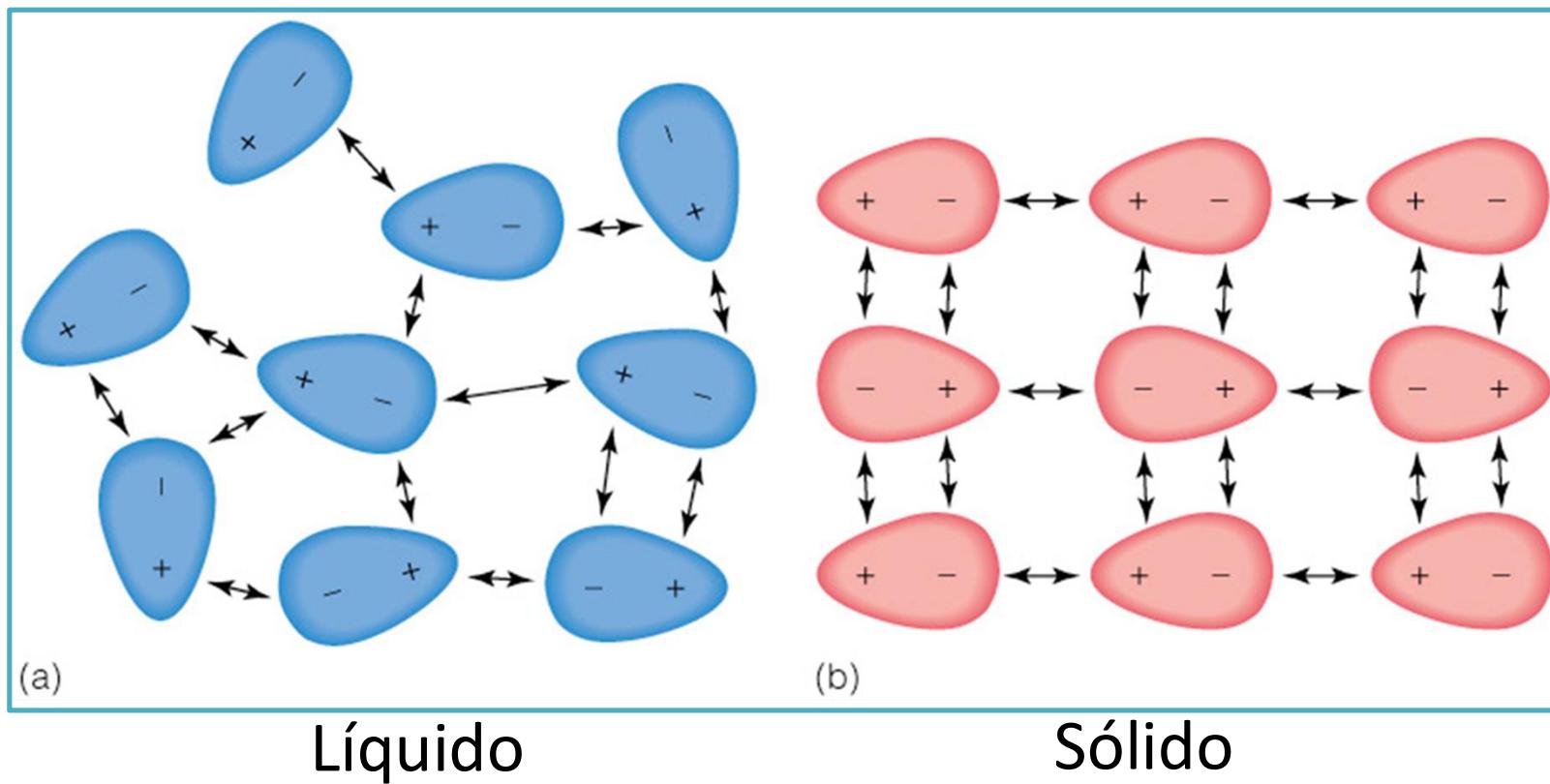
Fuerzas Dipolares (dipolo-dipolo)

- ✓ Las moléculas que tienen centros separados y no equilibrados de carga parcial negativa y carga parcial positiva reciben el nombre de **dipolos**.
- ✓ Cuando se aproximan lo suficiente, moléculas que son dipolos, el extremo positivo de una molécula atrae al extremo negativo de otra.

Ejemplo de compuestos con moléculas dipolares; HCl, HBr.



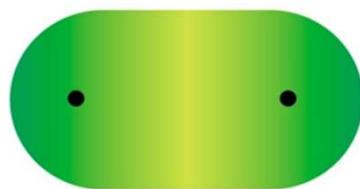
Fuerzas Dipolares



Fuerzas de Dispersión (*Fuerzas de London*)

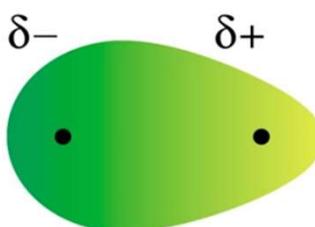
- ✓ Las fuerzas de dispersión son pequeñas y transitorias fuerzas de atracción entre moléculas NO polares.
- ✓ En un instante dado los electrones pueden estar en un extremo de la molécula y en otro momento puede hallarse en el otro extremo de ella.
- ✓ Estos desplazamientos de los electrones dan origen a dipolos momentáneos.
- ✓ Las fuerzas de dispersión son mas intensas en las moléculas no polares mas grandes que en las pequeñas. Estas fuerzas son de mayor magnitud en el Br_2 y en el I_2 que en el F_2 .
- ✓ Las fuerzas de dispersión determinan en gran medida las propiedades físicas de los compuestos no polares.
- ✓ Las fuerzas de dispersión de London son importantes incluso en presencia de otros tipos de fuerzas.

✓ Un dipolo, por más momentáneo que sea puede inducir un dipolo similar en la molécula vecina, esto da por resultado una fuerza de atracción entre el extremo rico en electrones de una molécula y el extremo deficiente en electrones de la molécula vecina.



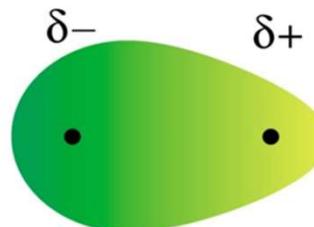
Unpolarized

(a)



Momentary dipole

(b)



Induced dipole

(c)

Comparación de las Fuerzas Intermoleculares

De las más intensas a las más débiles:

- Puentes de hidrógeno
- Fuerzas dipolares
- Fuerzas de dispersión o de London

