

# QUIMICA ORGÁNICA



- **UNIDAD 1:**

**INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL  
CARBONO, HIDROCARBUROS Y  
COMPUESTOS AROMÁTICOS**

# INTRODUCCIÓN



- DURANTE MUCHAS DÉCADAS, LA SOCIEDAD HUMANA HA LIBERADO A PROPÓSITO NUMEROSOS PRODUCTOS QUÍMICOS ORGÁNICOS A NUESTRO AMBIENTE EN UN ESFUERZO POR CONTROLAR ORGANISMOS NO DESEADOS TALES COMO MALEZAS, PLAGAS DE INSECTOS, ROEDORES Y PATÓGENOS. POR EJEMPLO, SE ROCIÓ DDT HACE MÁS DE 50 AÑOS PARA CONTROLAR LOS MOSQUITOS (STORER, 1946).
- POR OTRO LADO, MUCHOS OTROS PRODUCTOS QUÍMICOS HAN PERMITIDO A NUESTRA SOCIEDAD LOGRAR GRANDES AVANCES TÉCNICOS. POR EJEMPLO, HEMOS APRENDIDO A RECUPERAR HIDROCARBUROS FÓSILES DE LA TIERRA Y UTILÍCELOS PARA CALEFACCIÓN, COMBUSTIBLES DE TRANSPORTE Y FABRICAR DIVERSIDAD DE PRODUCTOS

# ESTRUCTURA DE LA MATERIA

- LOS FILÓSOFOS GRIEGOS FUERON DE LOS PRIMEROS EN EXPLORAR LA NATURALEZA DE UN MODO RACIONAL Y EN PROPONER HIPÓTESIS BASADAS EN LA RAZÓN SOBRE LA CREACIÓN DEL MUNDO Y DEL UNIVERSO. POR ELLO, SE ASUME QUE LA GRECIA ANTIGUA ES LA CUNA DE NUESTRA CIVILIZACIÓN.

- LEUCIPPO Y SOBRE TODO SU DISCÍPULO DEMÓCRITO, RESUELVEN FILOSÓFICAMENTE EL PROBLEMA DE LA CONSTITUCIÓN DE LA MATERIA INVENTANDO, SIN NINGUNA PRUEBA EXPERIMENTAL, EL CONCEPTO DE ÁTOMO.

átomos = (*del griego*) a-tomos = indivisible

- PARECE LÓGICO PENSAR QUE DIVIDIENDO LAS COSAS POR DOS, CADA MITAD POR DOS Y ASÍ SUCESIVAMENTE, PUEDA LLEGARSE A UNA PARTÍCULA TAN PEQUEÑA QUE RESULTE INDIVISIBLE.

## DEMÓCRITO (460 A.C.)

- LA NATURALEZA ESTÁ COMPUESTA DE VACÍO Y ÁTOMOS O PARTÍCULAS MATERIALES INDIVISIBLES, ETERNAS E INVARIABLES. LOS ÁTOMOS SÓLO DIFIEREN ENTRE SÍ POR SUS FORMAS Y DIMENSIONES. EL ALMA MISMA ES UN CONJUNTO DE ÁTOMOS SUTILES, REDONDOS Y LIGEROS. EL CONOCIMIENTO SENSORIAL ES DEBIDO A QUE LOS OBJETOS EMITEN SUSTANCIAS MUY FINAS QUE ACTÚAN SOBRE LOS SENTIDOS.

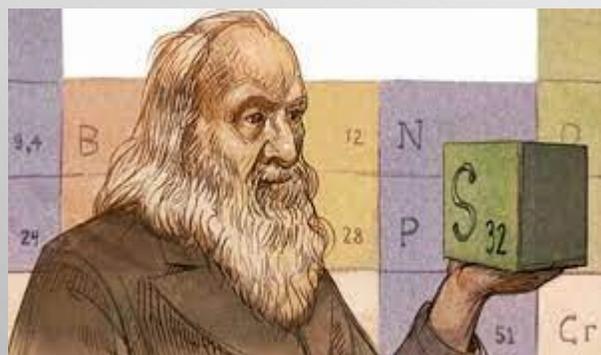


## PRIMERAS IDEAS CIENTÍFICAS: ÁTOMOS Y ELEMENTOS

Tuvo que ser después de más de 2.000 años cuando Dalton (1766-1844) sentara las bases de la teoría atómica moderna:

- Los cuerpos puros están formados por átomos idénticos, que son las partículas básicas e indivisibles de la materia.
- Los átomos de cuerpos puros diferentes (elementos químicos) se combinan entre sí, en relaciones enteras sencillas, para formar moléculas.
- Los átomos de elementos diferentes pueden combinarse en más de una proporción para formar distintos compuestos (Ley de las proporciones múltiples).
- Las reacciones químicas son el producto de la reorganización de los átomos.

En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeleïev ordenó los elementos químicos conocidos de acuerdo a sus propiedades químicas. Para ello construyó una tabla, La Tabla Periódica de los Elementos, que ha servido de base para la moderna clasificación metódica de todos los átomos en función de su número atómico, tanto de los elementos naturales como los producidos por el hombre



# ÁTOMOS Y ELEMENTOS

La idea de que la materia debe estar formada por partículas de ínfimo tamaño e indivisibles es ciertamente antigua.

Pero no fue hasta los comienzos del siglo XVIII que se dispuso de pruebas experimentales de la existencia de los átomos.

Los experimentos de Thompson y Rutherford, entre otros, pusieron de manifiesto de forma definitiva la estructura del átomo.

Hoy en día los átomos se pueden ver con el instrumental apropiado como por ejemplo, utilizando un microscopio de fuerza atómica.



Átomos



Estructura



Composición

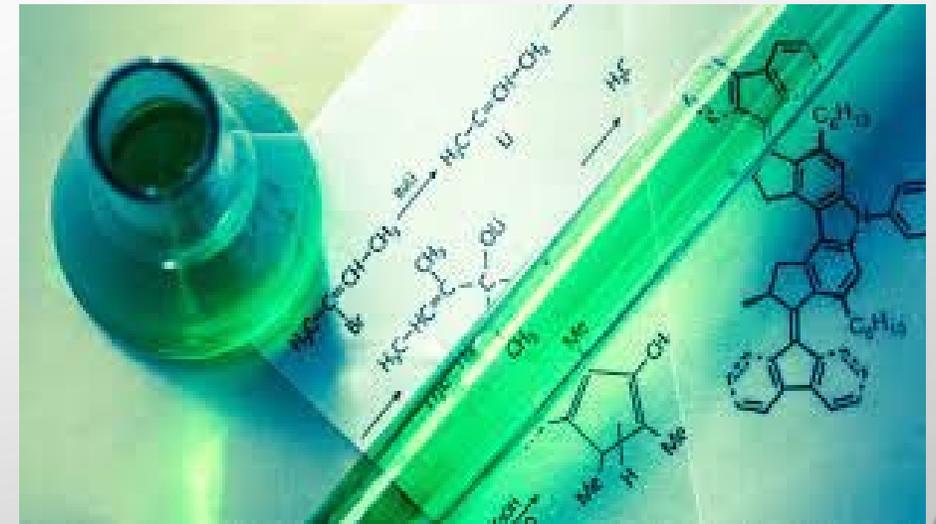


## Ejercicios de práctica ( No calificado)

1. ¿A dónde podríamos llegar dividiendo los objetos en dos, y otra vez en dos, y así hasta el infinito?
2. ¿Son los átomos realmente indivisibles?  
Sí  
No
3. ¿Qué científicos demostraron la divisibilidad del átomo?  
a) Thomson  
b) Heisenberg  
c) Rutherford  
d) Einstein
4. ¿Qué significaba átomo en griego?
5. Según los griegos, ¿los átomos eran eternos o temporales?  
a) Eternos  
b) Temporales
6. Según los griegos, ¿los átomos diferían en sus formas y dimensiones?  
Sí  
No

# QUÍMICA ORGÁNICA

- ES UNA **CIENCIA** QUE ESTUDIA LA **ESTRUCTURA, PROPIEDADES, SÍNTESIS Y REACTIVIDAD DE COMPUESTOS QUÍMICOS FORMADOS PRINCIPALMENTE POR CARBONO E HIDRÓGENO**, LOS CUALES PUEDEN CONTENER OTROS ELEMENTOS, GENERALMENTE EN PEQUEÑA CANTIDAD COMO OXÍGENO, AZUFRE, NITRÓGENO, HALÓGENOS, FÓSFORO, SILICIO.
- EL TÉRMINO “ORGÁNICO” PROCEDE DE LA RELACIÓN EXISTENTE ENTRE ESTOS COMPUESTOS Y LOS PROCESOS VITALES, SIN EMBARGO, EXISTEN MUCHOS COMPUESTOS ESTUDIADOS POR LA QUÍMICA ORGÁNICA QUE NO ESTÁN PRESENTES EN LOS SERES VIVOS, MIENTRAS QUE NUMEROSOS COMPUESTOS INORGÁNICOS FORMAN PARTE DE PROCESOS VITALES BÁSICOS, TALES COMO, SALES MINERALES, METALES COMO EL HIERRO QUE SE ENCUENTRA PRESENTE EN LA HEMOGLOBINA....
- LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS PRESENTAN UNA ENORME VARIEDAD DE PROPIEDADES Y APLICACIONES Y SON LA BASE DE NUMEROSOS COMPUESTOS BÁSICOS EN NUESTRAS VIDAS, ENTRE LOS QUE PODEMOS CITAR: PLÁSTICOS, DETERGENTES, PINTURAS, EXPLOSIVOS, PRODUCTOS FARMACÉUTICOS, COLORANTES, INSECTICIDAS..... ETC.



# DIFERENCIAS ENTRE COMPUESTOS ORGÁNICOS E INORGÁNICOS

<b>Compuestos Orgánicos</b>	<b>Compuestos Inorgánicos</b>
<b>Están constituidos básicamente de C e H.</b>	Están constituidos por combinaciones de casi todos los elementos de la tabla periódica.
<b>Se forman naturalmente en los vegetales y animales pero principalmente en los primeros, mediante la acción de los rayos ultravioleta durante el proceso de la fotosíntesis: el gas carbónico y el oxígeno tomados de la atmósfera y el agua, el amoníaco, los nitratos, los nitritos y fosfatos absorbidos del suelo.</b>	En su origen se forman ordinariamente por la acción de las fuerzas fisicoquímicas: fusión, sublimación, difusión, electrolisis y reacciones químicas a diversas temperaturas.
<b>Se forman por enlaces covalentes</b>	En su mayoría se forman por enlaces iónicos.
<b>Son termolábiles, es decir, son poco estables al calor y se descomponen por debajo de los 300°C.</b>	Son termoestables, es decir, resisten al calor y se descomponen a temperaturas superiores a los 700°C.
<b>En su mayoría presentan isomería</b>	No se presenta isomería en los compuestos inorgánicos
<b>Tienen puntos de fusión y ebullición bajos.</b>	Tienen puntos de fusión y ebullición elevados
<b>Son solubles en solventes no polares</b>	Son solubles en el agua y en solventes polares.



## Ejercicios de práctica ( No calificado)

1. ¿Qué estudia la Química Orgánica?.
2. ¿Qué elementos son constituyentes de los compuestos orgánicos?
3. ¿Los compuestos orgánicos se forman por enlaces:
  - a) Iónicos
  - b) Covalente
4. ¿Qué significaba termolábil?
5. ¿Qué significa termoestable?

# ENLACES QUÍMICOS

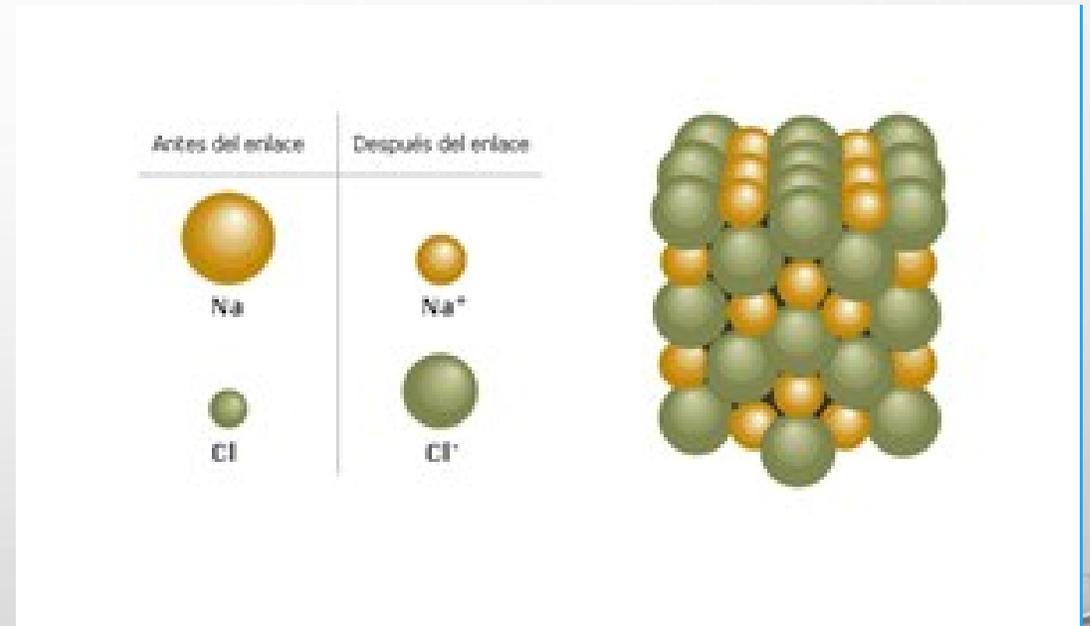
Los enlaces químicos son la fuerza o fuerzas que mantienen unidos a los átomos para formar compuestos.

¿Por qué se unen o enlazan los átomos entre sí?

Lo hacen por razones energéticas. La energía del combinado atómico (molécula), es menor que la suma de energías de los átomos por separado. Los procesos naturales tienden a la mínima energía, ya que los sistemas con menor energía son más estables, por tanto, los átomos unidos son más estables que por separado.

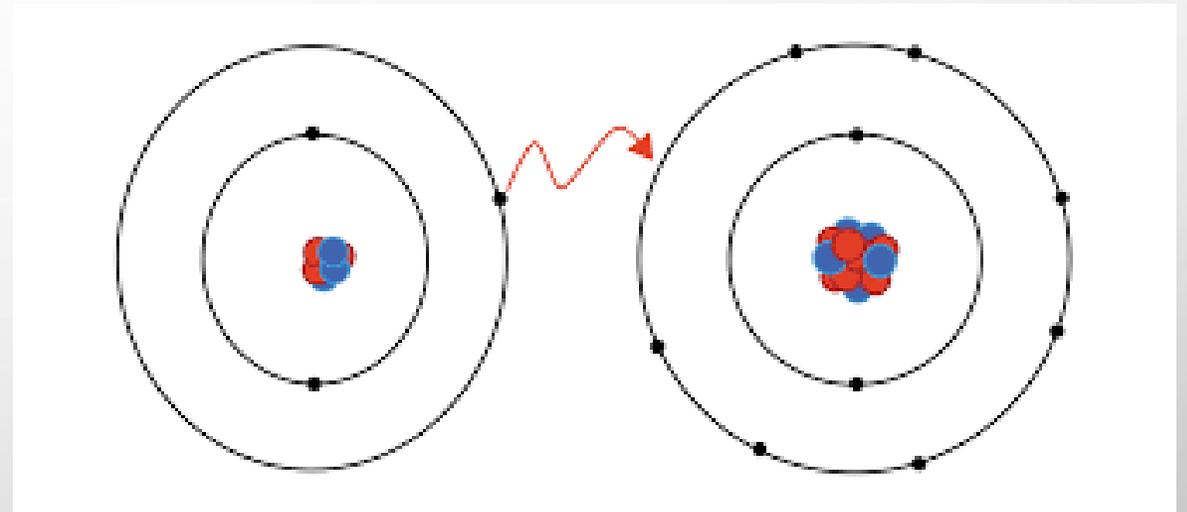
Existen básicamente dos tipos de enlace:

- enlace iónico
- enlace covalente



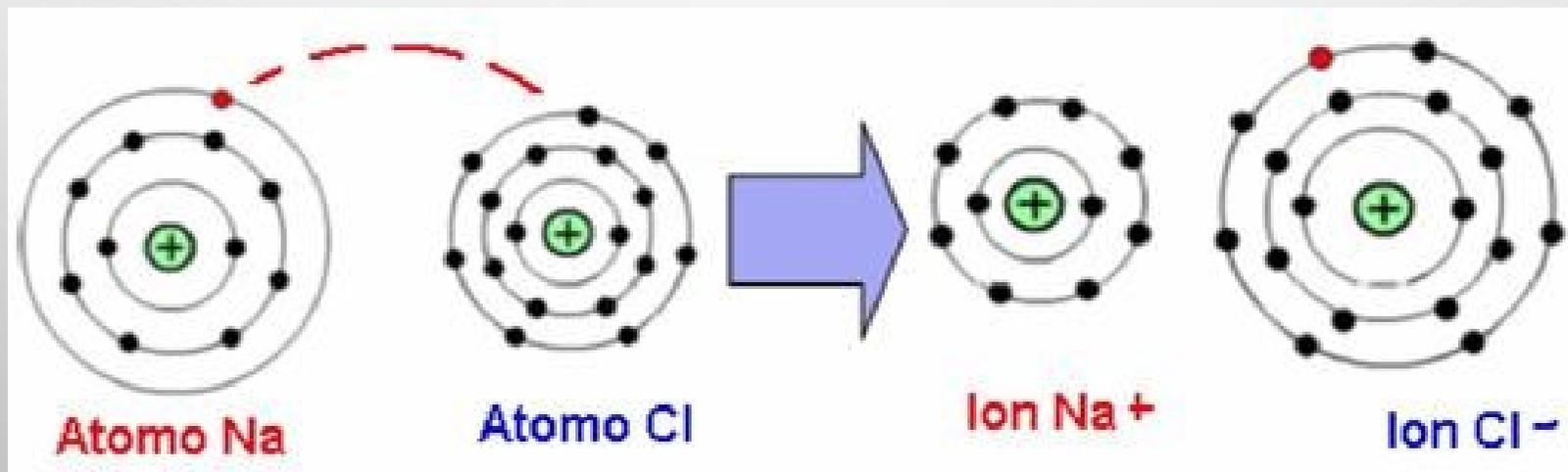
# ENLACES QUÍMICOS

**ENLACE IÓNICO.-** se define como la transferencia de uno más electrones de un átomo a otro, de tal manera que se forman iones positivos y negativos por la pérdida y ganancia de electrones respectivamente. es una forma de cumplir la regla del octeto y darle estabilidad a los átomos formando moléculas.

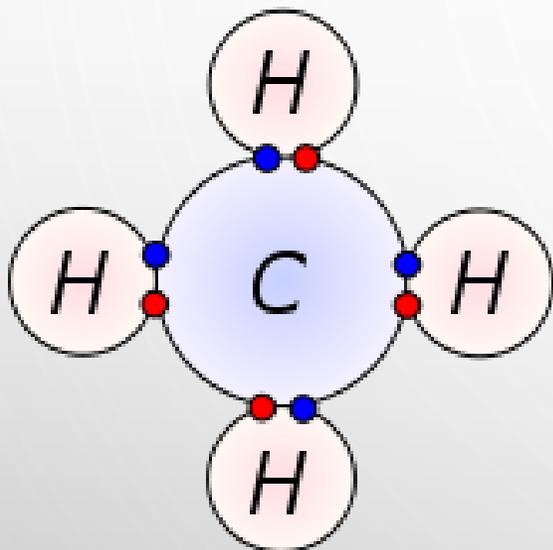


# ENLACES QUÍMICOS

**Enlace Iónico.** Como sabemos, en forma general los elementos metálicos del lado derecho de la tabla periódica, que tienen 1 o 2 electrones en su último nivel, ceden electrones a los elementos no metálicos, que tienen 6 o 7 electrones en su último nivel. De aquí, que los elementos electronegativos tienden a ganar electrones, mientras que los electropositivos tienden a perderlos.



# ENLACES QUÍMICOS



- Electron from hydrogen
- Electron from carbon

En este caso, dada la igualdad de la nube electrónica y geometría de la molécula, el compuesto es no polar

**Enlace Covalente.-** El modelo covalente, o de par de electrones compartido, del enlace químico fue sugerido por primera vez por G. N. Lewis de la Universidad de California en 1916. Lewis propuso que dos átomos de hidrógeno que *comparten* dos electrones permiten a cada uno tener una configuración electrónica estable de capa completa análoga a la del helio.

Se acostumbra representar un enlace de un par de electrones compartidos con una línea. Por tanto,

H:H se vuelve H-H.

Este enlace es característico de los compuestos orgánicos. En los compuestos orgánicos, el C comparte sus 4 electrones con otros 4 átomos o grupos de átomos iguales o diferentes, completando el octeto y alcanzando así la estabilidad



## Ejercicios de práctica ( No calificado)

1. ¿Qué es un enlace químico?.
2. ¿Por qué se forman los enlaces químicos?
3. ¿Durante la formación de un enlace covalente, los electrones:
  - a) Se transfieren
  - b) Se comparten
4. ¿ Cuáles de los siguientes compuestos esperaría usted que fuesen iónicos y cuáles no? Dibuje una estructura electrónica simple de Lewis, para cada uno de ellos:
  - a) KBr
  - b) H<sub>2</sub>S
  - c) NF<sub>3</sub>
  - d) CHCl<sub>3</sub>
  - e) CaSO<sub>4</sub>

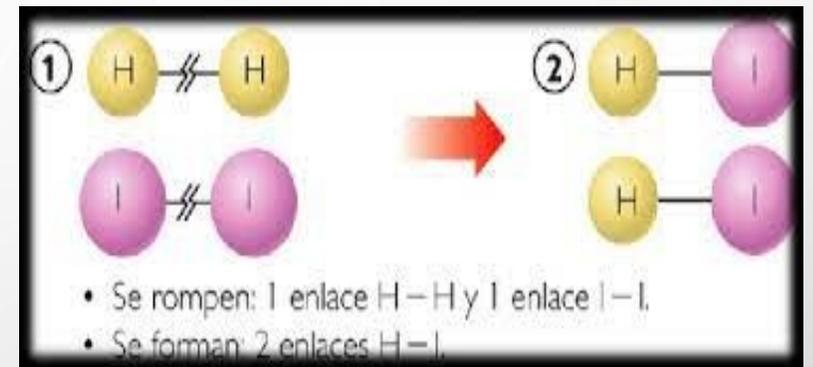
# ENERGÍA DE ENLACE (ENTALPIAS)

Un aspecto importante del enlace químico, es la fuerza de este en una molécula orgánica, es decir, deberíamos tener una idea general de la energía involucrada en mantener juntos a los átomos en un enlace covalente.

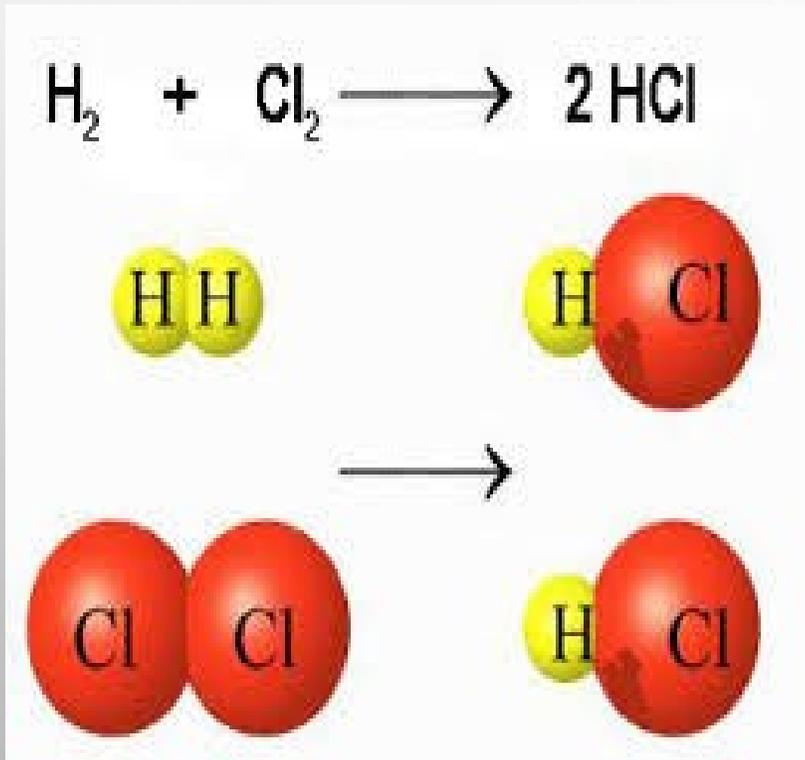
La forma más conveniente de medir la **energía de enlace** es la **entalpía de enlace**  $\Delta H^\circ_{A-B}$ , para una molécula diatómica. Esto en realidad es el cambio del calor de reacción en fase gaseosa:



Entonces, cuando se forma un enlace químico estable, se desprende una cierta cantidad de energía que se debe aportar posteriormente para romper el enlace formado. Así, podemos definir la entalpía de enlace normal o estándar, como la variación de la entalpía o calor liberado en condiciones estándar (25°C y 1 atm), que acompaña a la reacción de formación de una mol de enlaces a partir de los átomos aislados en fase gaseosa.



# ENERGÍA DE ENLACE (ENTALPIAS)



Por lo tanto, la cantidad de energía que se libera o que se consume cuando se rompe o se forma un enlace, se denomina **energía de disociación de enlace** o **energía de enlace**, (d), y es característica del enlace específico.

Por ejemplo: el enlace I --- I requiere 36 kcal/mol (débil)  
el enlace H --- F requiere 136 kcal/mol (fuerte)  
el enlace Cl --- Cl requiere 58 kcal/mol (moderado)

Entonces, cuando se forman enlaces, se desprende energía, y por tanto la entalpia de enlace de este proceso **será negativa**. mientras que cuando se rompen enlaces, la entalpia de reacción tendrá la misma magnitud, pero el valor **será positivo**.

# CÁLCULO DE LA ENTALPÍA DE REACCIÓN A PARTIR DE LAS ENTALPÍAS DE ENLACE

Una **reacción química** consiste en el reagrupamiento o reordenamiento de los átomos de los reactivos para formar los productos. Así, algunos enlaces de los reactivos se rompen y se forman enlaces nuevos para dar las moléculas de los productos. Conociendo qué enlaces se rompen y qué enlaces se forman durante una reacción, es posible calcular su entalpía de reacción a partir de las energías de dichos enlaces. Ahora bien, los valores de entalpía de enlace son valores medios e imprecisos, y por este motivo sólo se usan para **calcular entalpías de reacción de forma aproximada, cuando no se dispone de valores experimentales de entalpías de formación**. En todo caso, son más fiables las entalpías de reacción calculadas a partir de las entalpías de formación que de las entalpías de enlace.

La fórmula empleada para calcular la **entalpía de reacción con las energías de enlaces rotos y enlaces formados** es:

$$\Delta H_r^\circ = \sum E_{\text{enlaces rotos}} - \sum E_{\text{enlaces formados}}$$

# ENERGÍA DE ENLACE (ENTALPIAS)

En la siguiente tabla, se pueden observar los valores de las energías de disociación de algunos enlaces diatómicos.

Pero cuando tenemos moléculas poliatómicas con enlaces de distinto tipo, puede ser complejo determinar la energía de enlace, por esta razón, los valores que se encuentran en las tables presentan un margen de error y se utilizan únicamente para realizar cálculos aproximados, cuando no se dispone de datos experimentales.

## Energía de disociación de enlaces:

La cantidad de energía que se consume o libera cuando se rompe o forma un enlace

**Tabla 1.2** ENERGÍAS DE DISOCIACIÓN DE ENLACES KCAL/MOL

$A : B \rightarrow A \cdot + \cdot B$      $\Delta H =$  Energía de disociación de enlace o  $D(A-B)$

H—H	104			CH <sub>3</sub> —H	104		
H—F	136	F—F	38	CH <sub>3</sub> —F	108		
H—Cl	103	Cl—Cl	58	CH <sub>3</sub> —Cl	84		
H—Br	88	Br—Br	46	CH <sub>3</sub> —Br	70		
H—I	71	I—I	36	CH <sub>3</sub> —I	56		
CH <sub>3</sub> —H	104	CH <sub>3</sub> —CH <sub>3</sub>	88	CH <sub>3</sub> —Cl	84	CH <sub>3</sub> —Br	70
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> —H	98	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> —CH <sub>3</sub>	85	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> —Cl	81	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> —Br	69
<i>n</i> -C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —H	98	<i>n</i> -C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —CH <sub>3</sub>	85	<i>n</i> -C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —Cl	82	<i>n</i> -C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —Br	69
<i>i</i> -C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —H	95	<i>i</i> -C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —CH <sub>3</sub>	84	<i>i</i> -C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —Cl	81	<i>i</i> -C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —Br	68
<i>t</i> -C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> —H	91	<i>t</i> -C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> —CH <sub>3</sub>	80	<i>t</i> -C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> —Cl	79	<i>t</i> -C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> —Br	63
H <sub>2</sub> C=CH—H	104	H <sub>2</sub> C=CH—CH <sub>3</sub>	92	H <sub>2</sub> C=CH—Cl	84		
H <sub>2</sub> C=CHCH <sub>2</sub> —H	88	H <sub>2</sub> C=CHCH <sub>2</sub> —CH <sub>3</sub>	72	H <sub>2</sub> C=CHCH <sub>2</sub> —Cl	60	H <sub>2</sub> C=CHCH <sub>2</sub> —Br	47
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> —H	112	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> —CH <sub>3</sub>	93	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> —Cl	86	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> —Br	72
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CH <sub>2</sub> —H	85	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CH <sub>2</sub> —CH <sub>3</sub>	70	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CH <sub>2</sub> —Cl	68	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CH <sub>2</sub> —Br	51

# Ejercicio de aplicación

Determine la energía de enlace (entalpía) para la molécula de metano (CH<sub>4</sub>), utilizando los datos disponibles en tablas:

Solución

Observando los datos dispuestos en la tablas, se encuentra lo siguiente:

CH <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> ---H	$\Delta H^\circ = 104 \text{ Kcal/mol}$
CH <sub>3</sub>	CH <sub>2</sub> ---H	$\Delta H^\circ = 106 \text{ Kcal/mol}$
CH <sub>2</sub>	CH---H	$\Delta H^\circ = 106 \text{ Kcal/mol}$
CH	C---H	$\Delta H^\circ = 81 \text{ Kcal/mol}$

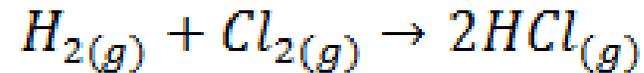
La entalpía se obtiene mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta H^\circ_{\text{total}} = \Sigma \Delta H^\circ_{\text{individuales}} / \# \text{enlaces}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{total}} = 104 + 106 + 106 + 81 = 397 \text{ Kcal/mol} / 4 = 99 \text{ Kcal/mol}$$

## Ejercicio de aplicación

Calcule la entalpía de reacción para el cloruro de hidrógeno, HCl, utilizando los valores de la tabla:



$$\sum E_{\text{enlaces rotos}} = H - H + Cl - Cl = 436 + 244 = 680 \text{ kJ}$$

$$\sum E_{\text{enlaces formados}} = 2 \cdot (H - Cl) = 2 \cdot 430 = 860 \text{ kJ}$$

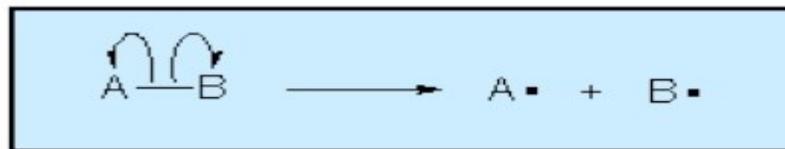
$$\Delta H_r^\circ = \sum E_{\text{enlaces rotos}} - \sum E_{\text{enlaces formados}} = 680 - 860 = -180 \text{ kJ}$$

# ENERGÍA DE DISOCIACIÓN: HOMÓLISIS Y HETERÓLISIS

Como ya sabemos, cuando se rompe un enlace se libera energía . Esta ruptura puede producirse de dos formas:

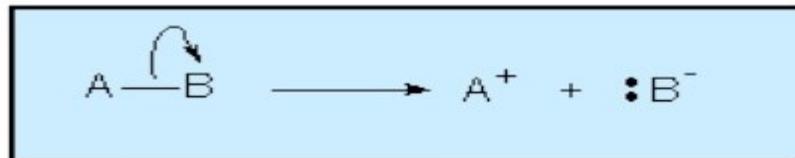
## FORMACION DE INTERMEDIARIOS

### Ruptura homolítica u homolisis



DA LUGAR A RADICALES LIBRES

### Ruptura heterolítica o heterolisis



DA LUGAR A IONES

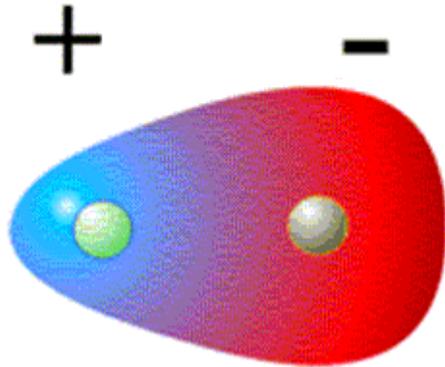
# PROPIEDADES QUÍMICAS

- **ELECTRONEGATIVIDAD.-** ES LA CAPACIDAD QUE TIENE UN ÁTOMO PARA ATRAER A LOS ELECTRONES DE OTRO ÁTOMO CUANDO LOS DOS FORMAN UN ENLACE QUÍMICO. POR LO TANTO, UN ÁTOMO QUE CUANDO SE AÍSLAN, TIENE UN GRAN POTENCIAL DE IONIZACIÓN Y AFINIDAD ELECTRÓNICA TAMBIÉN ESTÁ PRESENTE CUANDO SE CONECTA A OTRO ÁTOMO, GRAN ATRACCIÓN PARA LOS ELECTRONES, ES DECIR, TENER UNA ELECTRONEGATIVIDAD ALTA.
- **POLARIDAD.-** ES LA DISTRIBUCIÓN ASIMÉTRICA DE LA NUBE ELECTRÓNICA DEL ENLACE EN TORNO A LOS DOS ÁTOMOS QUE FORMAN DICHO ENLACE. ESTO SUCEDE CUANDO AMBOS ÁTOMOS TIENEN DISTINTA ELECTRONEGATIVIDAD. POR EJEMPLO, SI CONSIDERAMOS LA MOLÉCULA DE H<sub>2</sub>, FORMADA POR DOS ÁTOMOS IDÉNTICOS, NO HAY DISTINTA ELECTRONEGATIVIDAD ENTRE ELLOS Y, POR TANTO, EL ENLACE NO ES POLAR, SINO APOLAR. LA NUBE ELECTRÓNICA SE DISTRIBUYE DE FORMA SIMÉTRICA EN TORNO A LOS DOS ÁTOMOS.

# MOMENTO DIPOLAR

Una molécula es polar cuando el centro de la carga negativa no coincide con el de la carga positiva (desigualdad de la nube electrónica). Tal molécula constituye un dipolo

Distorsión de la nube electrónica entre dos átomos con diferente electronegatividad



La polaridad de un enlace se mide con el momento dipolar de enlace,  $\mu$ . La unidad es el Debye.

$$\mu = q \times d$$

**Donde:**

$\mu$  = momento dipolar

Q = magnitud de la carga

d = distancia

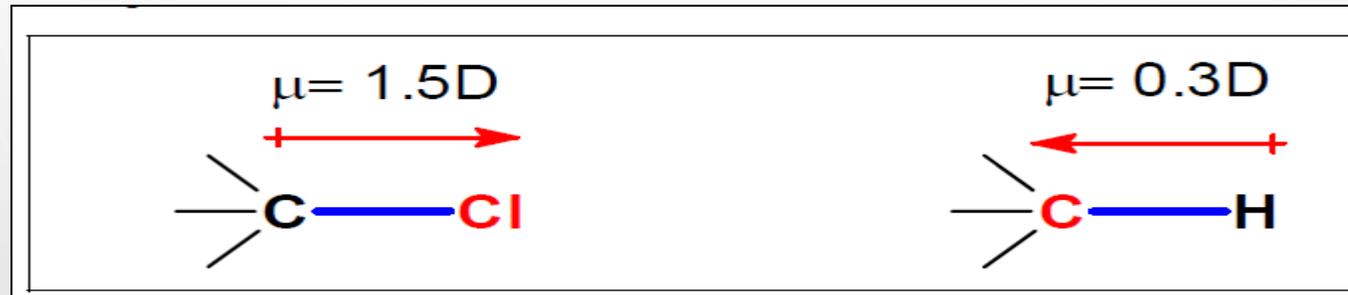
# MOMENTO DIPOLAR

**LOS MOMENTOS DIPOLARES SE MIDEN EXPERIMENTALMENTE. ALGUNOS VALORES SE ENCUENTRAN TABULADOS:**

Momentos dipolares de algunas moléculas.		
Molécula	Geometría	Momento dipolar (D)
H <sub>2</sub>	Lineal	0
HF	Lineal	1.78
HCl	Lineal	1.07
HBr	Lineal	0.79
HI	Lineal	0.38
H <sub>2</sub> O	Angular	1.85
H <sub>2</sub> S	Angular	0.95
CO <sub>2</sub>	Lineal	0
NH <sub>3</sub>	Piramidal	1.47
NF <sub>3</sub>	Piramidal	0.23
CH <sub>4</sub>	Tetraédrica	0
CH <sub>3</sub> Cl	Tetraéd distors.	1.92
CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	Tetraéd distors.	1.60
CHCl <sub>3</sub>	Tetraéd distors.	1.04
CCl <sub>4</sub>	Tetraédrica	0

# MOMENTO DIPOLAR

Los momentos dipolares de cada enlace se representan con una flecha colocada sobre el enlace, que va desde el elemento más electropositivo al elemento electronegativo:



Mientras mayor sea el desplazamiento electrónico en la molécula, mayor es su momento dipolar. La unidad de momento dipolar es el Debye:  $1D = 3,34 \times 10^{-30}$  Cm .

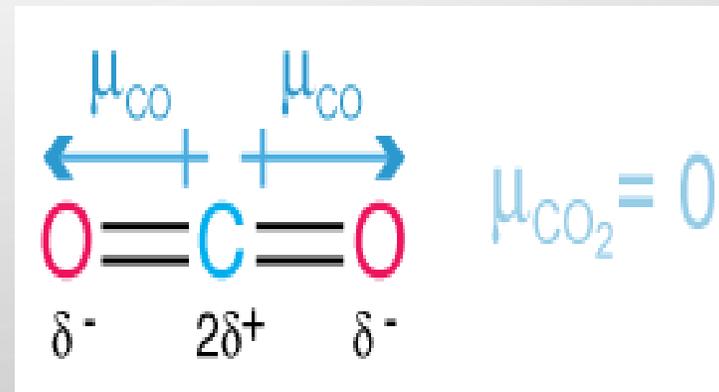
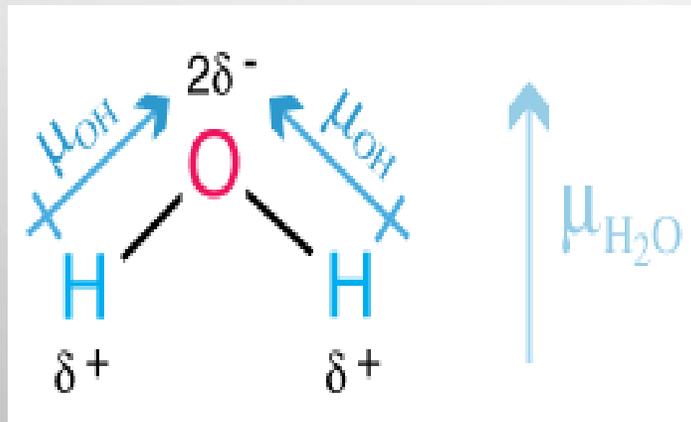
Una molécula será denominada no polar si al sumar vectorialmente todos sus momentos de enlace, se obtiene un vector resultante nulo ( $\mu = 0$ ), y será llamada polar cuando este vector resultante no es nulo ( $\mu$  diferente de 0 ).

Las moléculas no polares tienen un momento dipolar de cero; los momentos dipolares de las moléculas polares siempre son mayores que cero y aumentan al aumentar la polaridad de la molécula.

# MOMENTO DIPOLAR

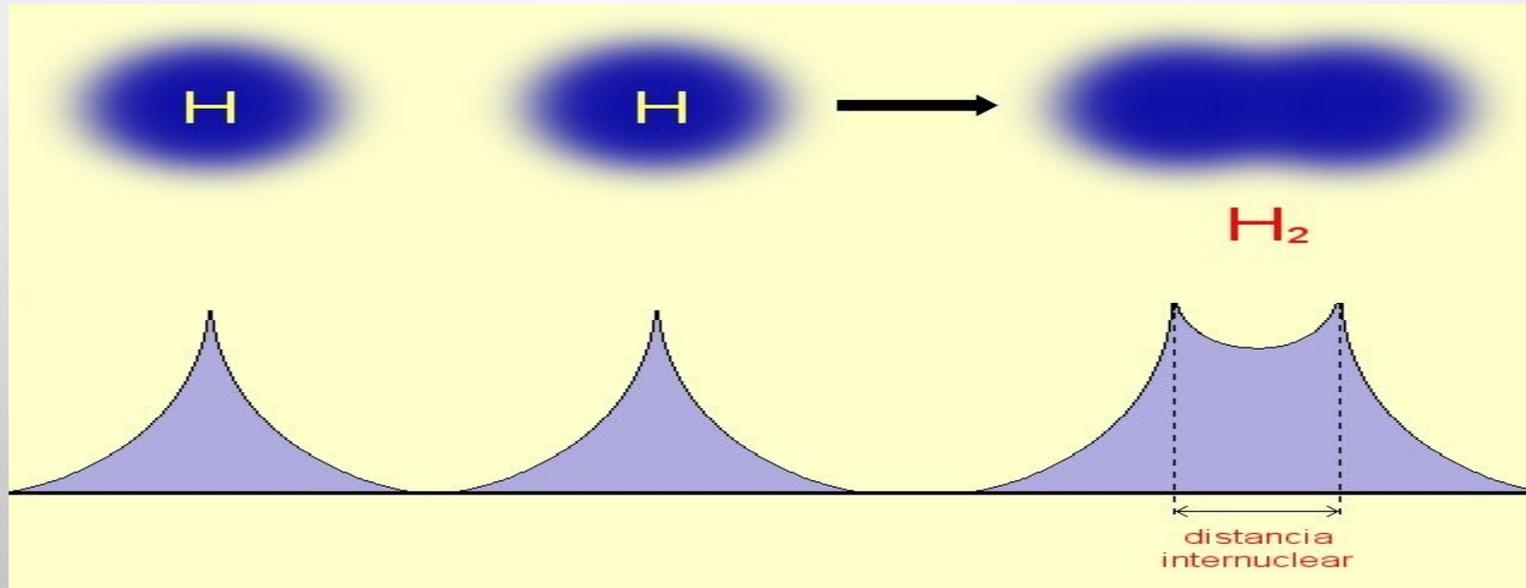
Cuando la molécula tiene varios enlaces, la determinación de su polaridad está relacionada directamente con su geometría

Ejemplo : El CO<sub>2</sub> no es polar ( $\mu=0$ ), ya que por tener una estructura lineal, sus **dipolos se anulan entre sí** por ser de igual magnitud, pero sentidos opuestos. El agua tiene un momento dipolar ( $\mu=1,84D$ ) por tener geometría angular y dipolos **no se cancelan**.



# DISTANCIA DE ENLACE

Para que se forme un enlace covalente, es indispensable que los átomos que van a formarlo, se ubiquen de tal manera que el orbital del uno traslape (sobreponga) al orbital del otro. Cada orbital debe contener un electrón.



# DISTANCIA DE ENLACE

Por otra parte, la estabilidad de los enlaces también está dada por la distancia que existe entre los núcleos de los átomos que forman la molécula. Cuando se forma un enlace, los átomos se colocan de manera tal, que la distancia entre ellos sea lo suficientemente amplia para que no se produzca repulsión, pero lo necesario para la atracción. A esta distancia, se le denomina **DISTANCIA DE ENLACE O LONGITUD DE ENLACE**

La unión de 2 orbitales  $s$ , genera un nuevo orbital molecular denominado **SIGMA**. ( $\sigma$ ).

La unión de 2 orbitales  $p$ , genera un nuevo orbital molecular denominado **PI**. ( $\pi$ )

En forma general, mientras más energía se libera más fuerte es un enlace.



## Ejercicios de práctica (No calificado)

1. Dibujar las estructuras de Lewis, incluyendo pares de electrones no compartidos, para los siguientes compuestos:
  - a) Amoníaco
  - b) Agua
  - c) Fluoruro de hidrogeno
2. De los compuestos siguientes , cuáles serán iónicos y cuáles no? Escriba la fórmula electrónica para cada uno.
  - a)  $MgCl_2$
  - b)  $SiCl_4$
  - c)  $BaSO_4$
  - d)  $ICI$
3. El hidrógeno reacciona con el cloro para producir HCl. Estimar la entalpia de formación en KJ de 1 mol de HCl, utilizando los valores de energía de disociación de tabla.  $R= 92Kj/mol$ .
4. Cuando una molécula de HCl se rompe homolíticamente, qué tipo de especies químicas se forman? Dibuje el proceso.
5. ¿De los siguientes compuestos, cuál se esperaría que tuviera un momento dipolar igual a cero o diferente? Si la molécula tiene un momento dipolar, especificar su dirección.
  - a)  $BF_3$
  - b)  $H_2O$
  - c)  $CH_4$
  - d)  $CH_3Cl$
  - e)  $HCN$



## **MECANICA CUANTICA**



**Erwin Schrödinger (1887-1961)**  
Fundador de la mecánica ondulatoria

**“La obra maestra más fina es la hecha por Dios, según los principios de la mecánica cuántica...”.**

# MECÁNICA CUÁNTICA

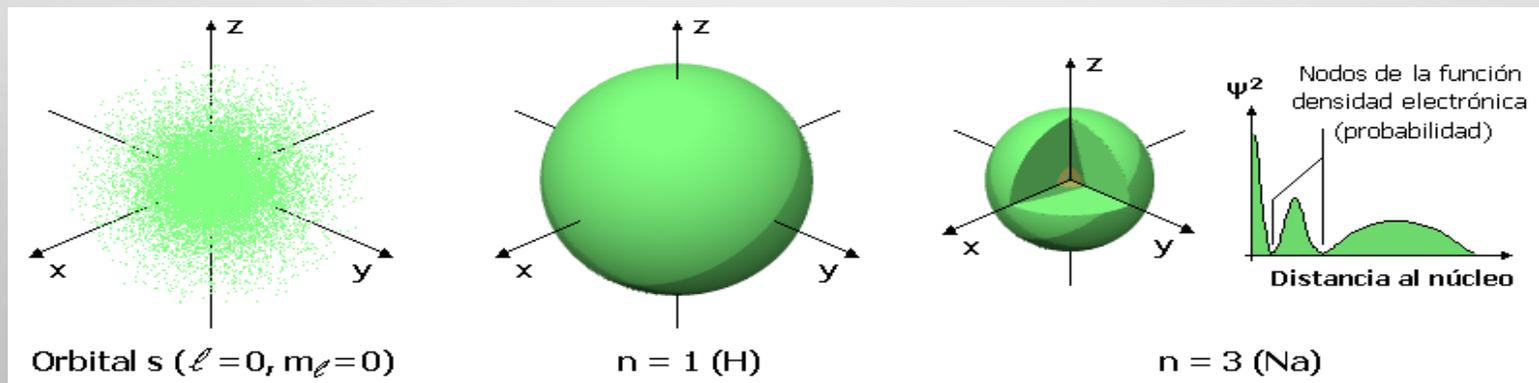
En 1926 salió a la luz la teoría conocida como “Mecánica Cuántica”, cuya aplicación más útil para los químicos fue hecha por físico austríaco [Erwin Schrödinger](#). Lo que se intentaba era describir el movimiento de los electrones en función de su energía, para lo cual se propusieron expresiones matemáticas que calcularan la velocidad y posición del electrón. A estas expresiones matemáticas se les denominó “Ecuaciones de Onda”.

Pero las ecuaciones de onda no permitieron determinar la posición y la velocidad con que se movía el electrón. Lo que permiten es establecer la región del espacio, en torno al núcleo, más probable donde se puede encontrar el electrón. A esta región más probable se le denomina ORBITAL

# MECÁNICA CUÁNTICA

Existen diferentes tipos de orbital, que dependen de sus niveles energéticos y son: **s** (Sharp) , **p** ( principal) , **d** (diffuse) y **f** (fundamental), el resto de los nombres siguen el orden alfabético **g, h** ).

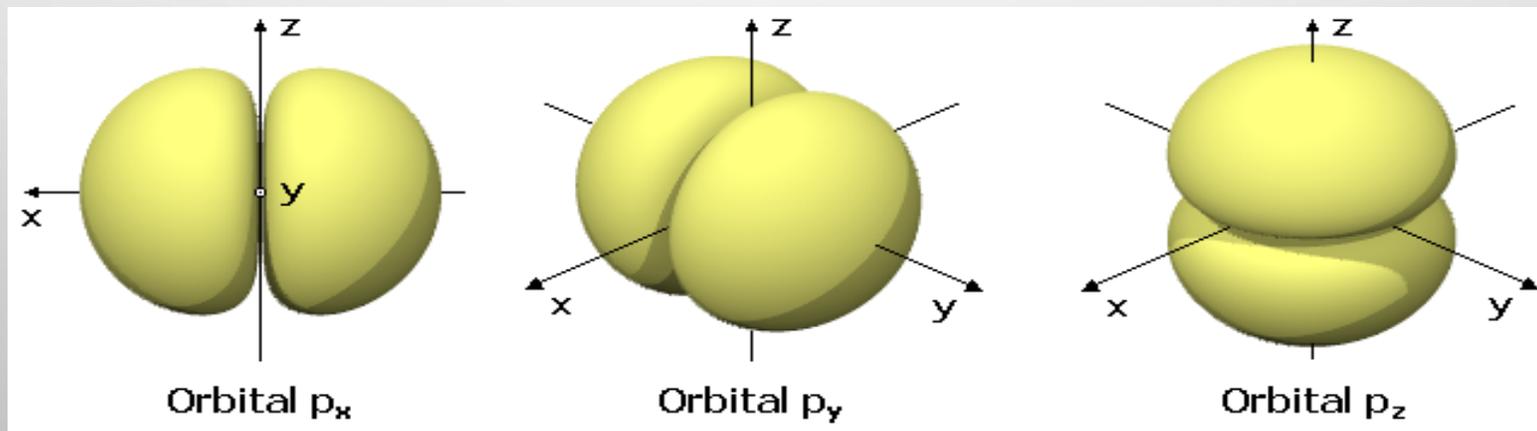
Orbital s: El orbital s tiene simetría [esférica](#) alrededor del [núcleo atómico](#). En la figura siguiente se muestran dos formas alternativas de representar la nube electrónica de un orbital s: en la primera, la probabilidad de encontrar al electrón (representada por la densidad de puntos) disminuye a medida que nos alejamos del centro; en la segunda, se representa el volumen esférico en el que el electrón pasa la mayor parte del tiempo.



# MECÁNICA CUÁNTICA

## Orbital p

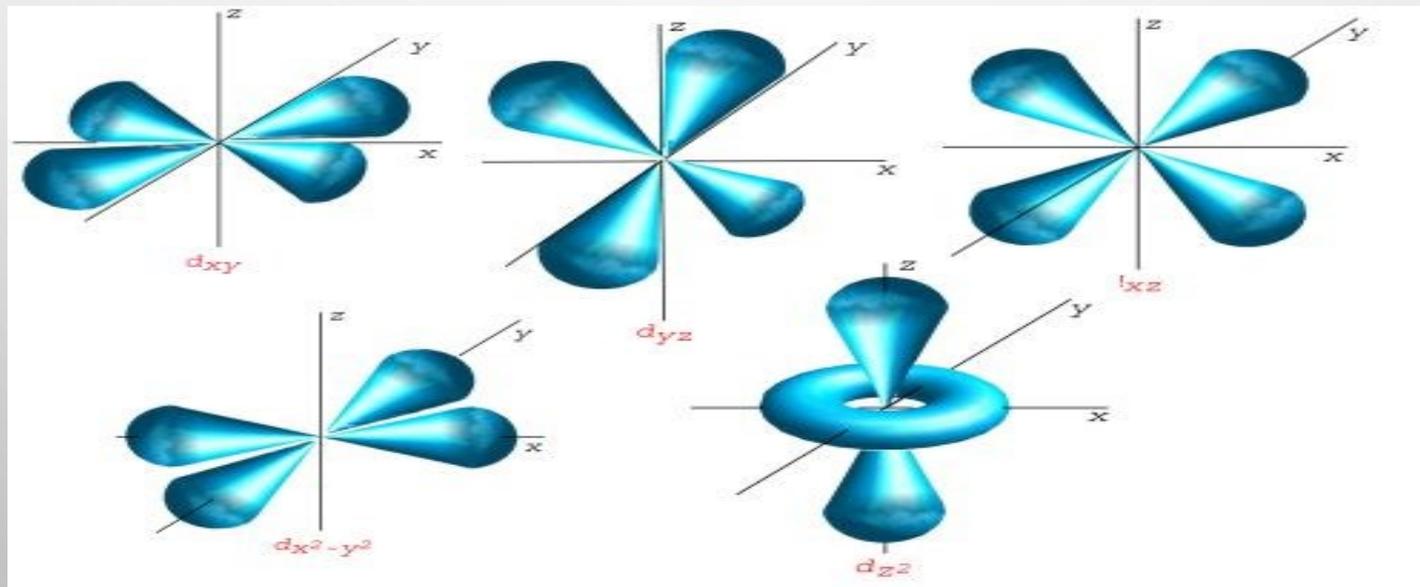
La forma geométrica de los orbitales p es la de dos esferas achatadas hacia el punto de contacto (el núcleo atómico) y orientadas según los ejes de coordenadas. En función de los valores que puede tomar el tercer número cuántico  $m_l$  (-1, 0 y 1) se obtienen los tres orbitales p simétricos respecto a los ejes x, z e y. El orbital "p" representa también la energía que posee un electrón y se incrementa a medida que se aleja el núcleo y el orbital.



# MECÁNICA CUÁNTICA

## Orbital d

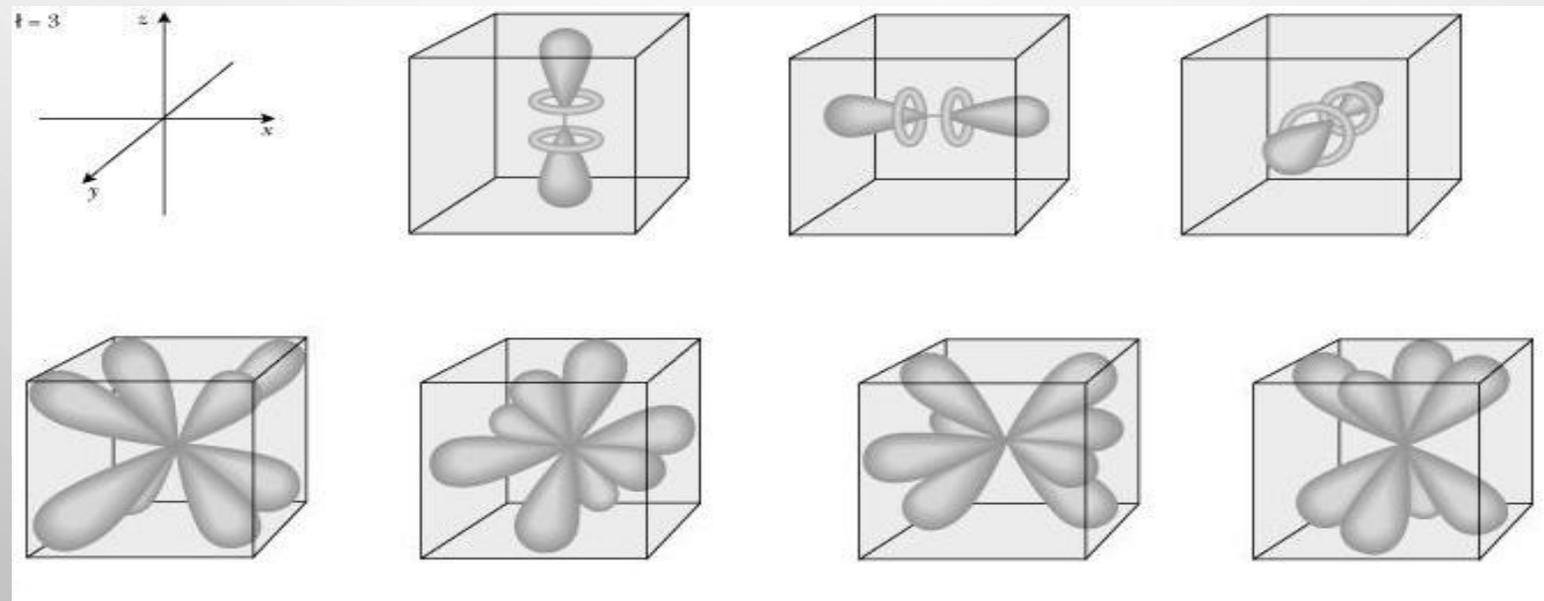
Los orbitales d tienen una forma más diversa: cuatro de ellos tienen forma de 4 lóbulos de signos alternados (dos planos nodales, en diferentes orientaciones del espacio), y el último es un doble lóbulo rodeado por un anillo (un doble cono nodal). Siguiendo la misma tendencia, presentan  $n-3$  nodos radiales.



# MECÁNICA CUÁNTICA

## Orbital f

Los orbitales f tienen formas aún más exóticas, que se pueden derivar de añadir un plano nodal a las formas de los orbitales d. Presentan  $n-4$  nodos radiales.



# HIBRIDACIÓN DE ORBITALES

Sabemos que para que se forme un enlace covalente, es necesario que cada orbital atómico tenga un electrón, libre, solo y no apareado. Cuando un átomo no posee electrones desapareados, es decir, electrones que puedan formar enlaces, se aplica un mecanismo por el cual, se generen o se obtengan electrones libres. A este mecanismo se le denomina HIBRIDACION.

La hibridación es un artilugio teórico, que consiste en la mezcla de orbitales atómicos puros, de energía diferente, para obtener orbitales mixtos de igual energía y que tengan electrones libres, solos y no apareados. Se conocen 3 tipos de hibridación.

# HIBRIDACIÓN SP

Consiste en la combinación de un orbital s y un orbital p, para dar dos orbitales híbridos sp. Para ejemplificar se puede utilizar el caso del  $\text{BeCl}_2$

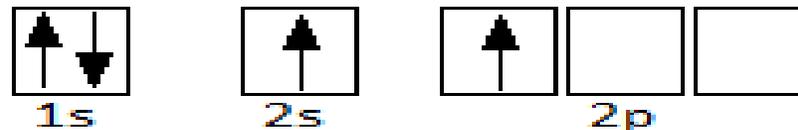
Be = 4 electrones       $1s^2$      $2s^2$      $2p_x^0$   $2p_y^0$   $2p_z^0$



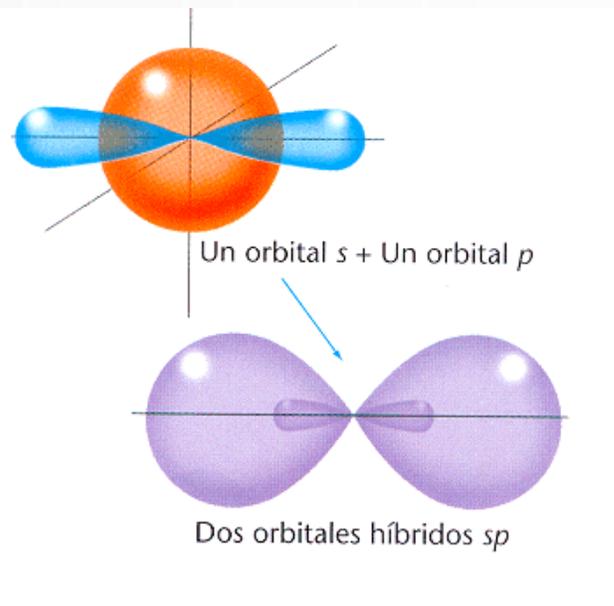
Configuración electrónica del Be ( $Z = 4$ )

Como vemos el berilio solo tiene 2 electrones en su último nivel, que se encuentran apareados, por lo cual no podría formar enlaces; pero en la práctica sabemos que el compuesto  $\text{BeCl}_2$  existe. En este caso se produce la hibridación. La hibridación consiste en el salto de un electrón del orbital 2s al orbital  $2p_x$  que está vacío, así:

Be = 4 e       $1s^2$      $2s^2$      $2p_x^0$   $2p_y^0$   $2p_z^0$

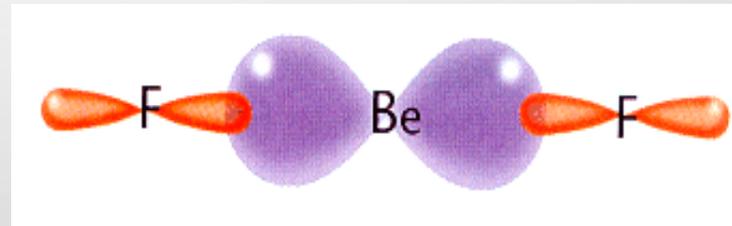


# HIBRIDACIÓN SP



Al tiempo estos orbitales se mezclan formando 2 nuevos orbitales híbridos denominados *sp*, cada uno con un electrón libre, solo y no apareado.

Para formar la molécula de  $\text{BeCl}_2$ , se requiere un traslapo máximo entre los orbitales híbridos *sp* y los orbitales del cloro, así:



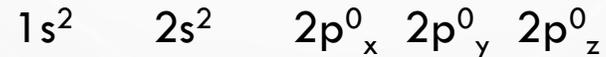
La molécula que se forma es lineal con ángulos de  $180^\circ$ , lo que les permite a los átomos alcanzar la mayor estabilidad posible.

En los compuestos orgánicos encontramos hibridación *sp* en los enlaces triples, propios de los alquinos.

# HIBRIDACIÓN SP<sup>2</sup>

Consiste en la mezcla de un orbital s y dos orbitales p, que dan lugar a la formación de 3 nuevos orbitales híbridos sp<sup>2</sup>. Para ejemplificar esto, se puede utilizar el caso de BF<sub>3</sub>:

B = 5 electrones



Configuración electrónica del boro (Z=5)

Como vemos el boro solo tiene 3 electrones en su último nivel, dos de ellos apareados y solo uno libre para formar enlace, por lo cual este elemento sólo podría formar un enlace; pero en la práctica sabemos que el compuesto BeF<sub>3</sub> existe. En este caso se produce la hibridación.

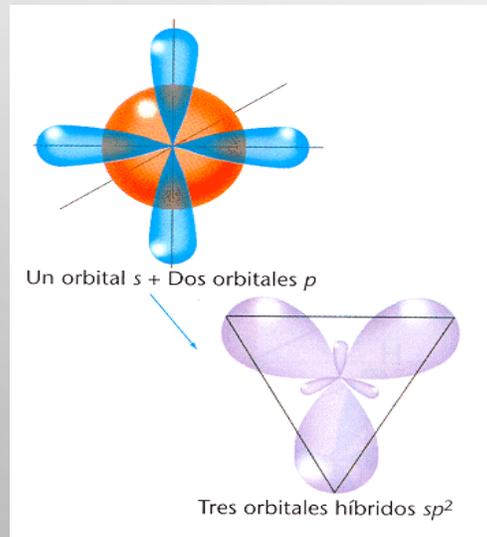


Estado excitado del boro con los orbitales 2s y los 2 orbitales p<sub>x</sub> y p<sub>z</sub> hibridados para dar 3 híbridos sp<sup>2</sup>

# HIBRIDACIÓN SP<sup>2</sup>

De este modo, ahora se tiene 3 nuevos orbitales híbridos equivalentes denominados  $sp^2$ , cada uno con un electrón libre, solo y no apareado, que le permite al boro formar 3 enlaces, como en efecto lo hace con el fluor.

La molécula que se forma debe buscar la configuración geométrica más estable, por lo que los átomos se acomodan hacia los vértices de un triángulo equilátero de modo que el ángulo entre dos orbitales cualquiera es de  $120^\circ$ , así:

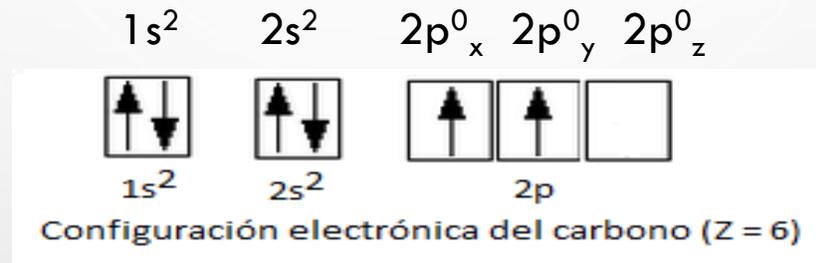


La molécula que se forma es de tipo piramidal con ángulos de  $120^\circ$ .

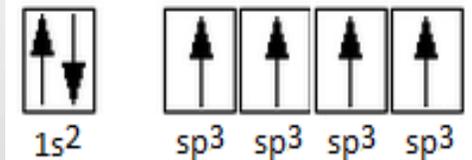
# HIBRIDACIÓN SP<sup>3</sup>

Consiste en la mezcla de un orbital s y tres orbitales p, que dan lugar a la formación de 4 nuevos orbitales híbridos sp<sup>3</sup>. Para ejemplificar esto, se puede utilizar el caso de CH<sub>4</sub>:

C = 6 electrones



Como vemos el carbono solo tiene 4 electrones en su último nivel, dos de ellos apareados y solo dos libres para formar enlace, por lo cual este elemento sólo podría formar dos enlaces; pero en la práctica sabemos que el carbono forma 4 enlaces, como en el caso del compuesto CH<sub>4</sub>. En este caso se produce la hibridación. La hibridación consiste en el salto de un electrón del orbital 2s al orbital 2p<sub>z</sub> que está vacío, así:

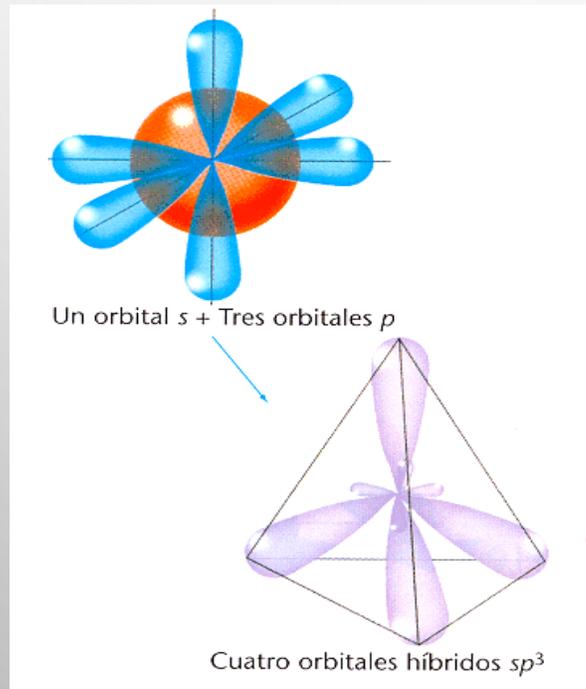


Estado excitado del átomo de carbono con el orbital 2s y los 3 orbitales 2p hibridados para dar 4 orbitales híbridos sp<sup>3</sup>

# HIBRIDACIÓN SP<sup>3</sup>

De este modo, ahora se tiene 4 nuevos orbitales híbridos equivalentes denominados  $sp^3$ , cada uno con un electrón libre, solo y no apareado, que le permite al carbono formar 4 enlaces, como en efecto lo hace con el hidrógeno.

La molécula que se forma debe buscar la configuración geométrica más estable, por lo que los átomos se acomodan hacia los vértices de un tetraedro regular de modo que el ángulo entre dos orbitales cualquiera es de  $109.5^\circ$ , así:

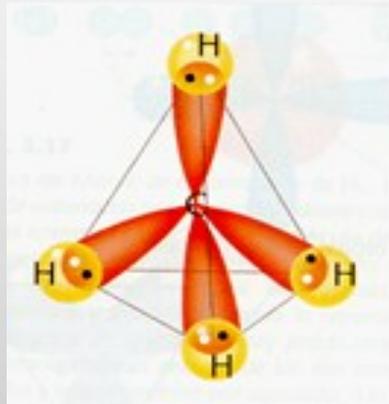


La molécula que se forma es de tipo piramidal con ángulos de  $109,5^\circ$ .

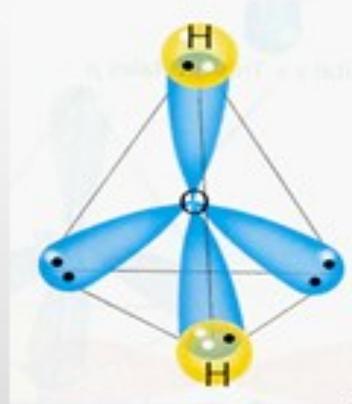
# HIBRIDACIÓN SP3

Moléculas clásicas de hibridación  $sp^3$ .

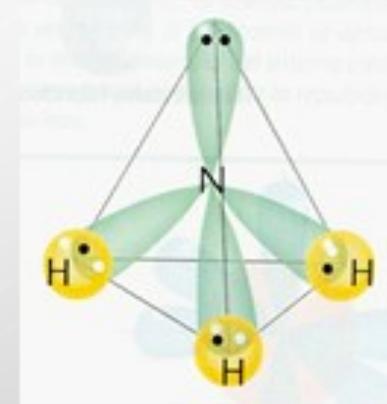
**METANO**



**AGUA**



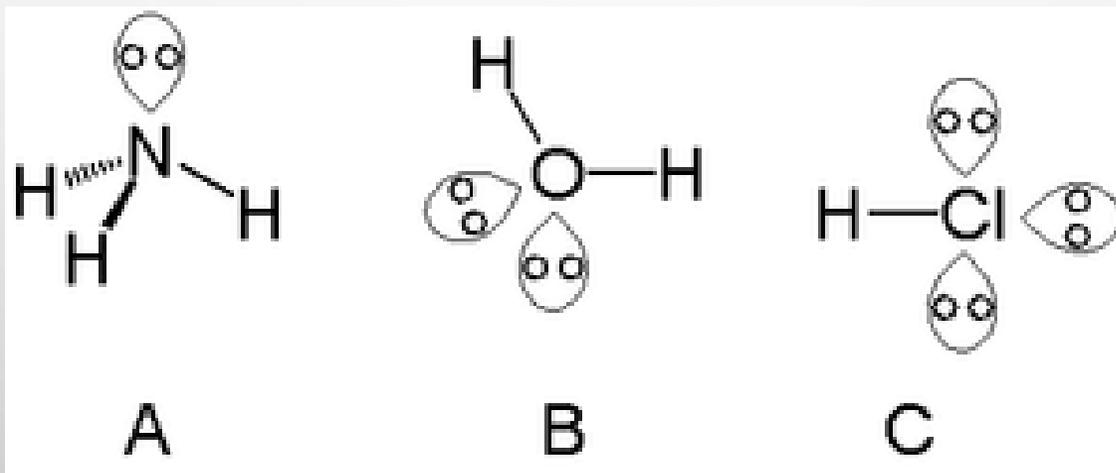
**AMONIACO**



En el metano los ángulos son los del tetraedro, sin embargo en el agua el ángulo es menor, esto es debido a la repulsión de los pares de electrones que tiene el oxígeno sin compartir con los electrones de enlace. En el caso del amoníaco ocurre algo similar pero la repulsión es menor, por lo que los ángulos son mayores.

# PARES ELECTRÓNICOS NO COMPARTIDOS

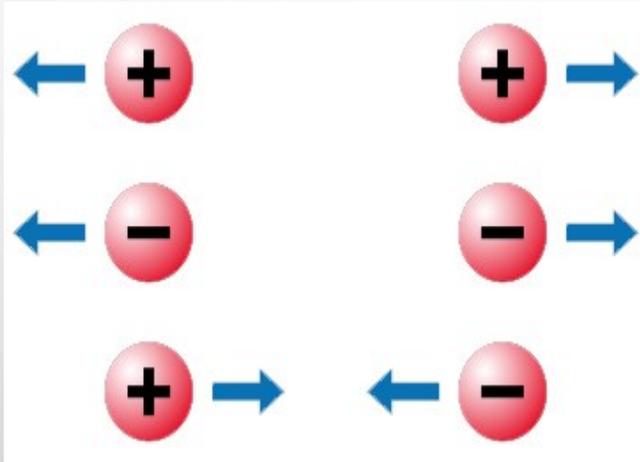
En la capa de valencia existen electrones que participan en los enlaces, a los que se les denomina “**electrones de enlace**”, mientras que en algunos átomos quedan **electrones no compartidos**. Este fenómeno se puede observar en algunos compuestos, tales como el agua y el amoniac.



Observe que en la molécula de HCl, existen 3 pares de electrones no compartidos

# FUERZAS INTRAMOLECULARES

La estructura neta de una molécula es el resultado neto de las fuerzas atractivas y repulsivas que se relacionan con carga y spin opuesto.



a) **Fuerzas repulsivas:** Son aquellas generadas entre entidades que tienen cargas iguales. Así, los electrones tienden a mantenerse separados al máximo porque tienen la misma carga y cuando no están apareados también lo hacen porque tienen igual spin.. Núcleos atómicos de igual carga también se repelen.

b) **Fuerzas atractivas:** Son generadas por entidades que poseen cargas opuestas. Así, los electrones son atraídos por los núcleos atómicos y viceversa. En los electrones, el spin opuesto permite que dos electrones ocupen la misma región orbital.

# FUERZA INTERMOLECULARES

Sabemos que las sustancias en cualquiera de sus estados están conformadas por partículas, que pueden ser átomos, moléculas o iones, pero ¿cómo estas partículas se mantienen unidas, para lograr la estructura sólida, líquida o gaseosa que observamos?

Ya hemos visto que las fuerzas de atracción y las de repulsión, que se ejercen entre las partículas que conforman un cuerpo, influyen sobre sus propiedades y características. En otras palabras, la estructura de un cuerpo, es consecuencia de las fuerzas que se ejercen en él. A estas fuerzas, en forma general, le denominamos FUERZAS INTERMOLECULARES.

# FUERZAS INTERMOLECULARES

Las fuerzas intermoleculares son diferentes de los enlaces químicos, pues son solo atracciones electrostáticas entre las partículas que conforman el cuerpo, mientras que, recordemos, los enlaces son uniones fuertes entre átomos para formar moléculas. Por tanto las fuerzas intermoleculares son de carácter débil y los enlaces de carácter fuerte.

Considerando que son atracciones entre partículas, las fuerzas intermoleculares pueden ser:

- ✓ Interacciones o fuerzas Dipolo-Dipolo
- ✓ Fuerzas de dispersión de London
- ✓ Puentes de Hidrógeno

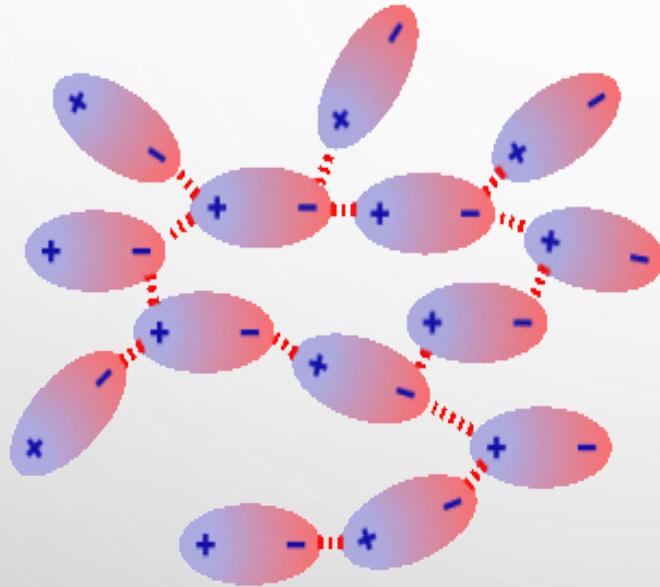
# INTERACCIÓN DIPOLO - DIPOLO

Para entender esto, demos saber primero que es un dipolo. Un dipolo es una molécula o un enlace, en el que los 2 elementos que lo conforman tienen diferencia de electronegatividad, así:



En la molécula de cloruro de hidrógeno (HCl), el cloro representa el polo negativo, pues es el elemento más electronegativo, mientras que el hidrógeno, representa el polo positivo, por ser un elemento más bien electropositivo. A esta polaridad así descrita se le denomina DIPOLO.

# INTERACCIÓN DIPOLO - DIPOLO



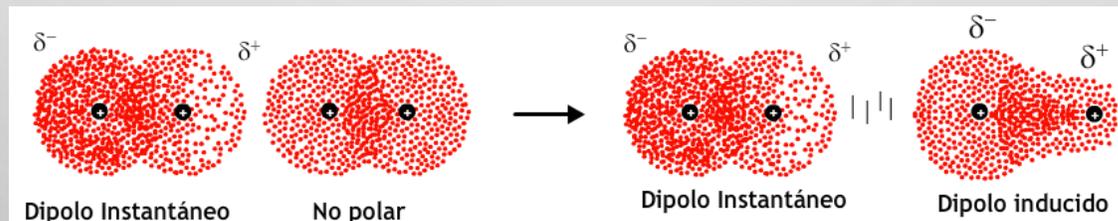
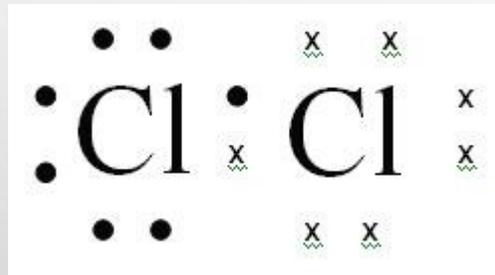
En un cuerpo, los diferentes dipolos que se forman se atraen unos a otros formando una especie de red. Los dipolos se mueven permanentemente en su sitio y cuando la orientación es tal que el lado positivo de un dipolo coincide con el lado negativo de otro vecino, se genera la atracción.

Este tipo de fuerzas se presentan en sustancias polares o mediante polares

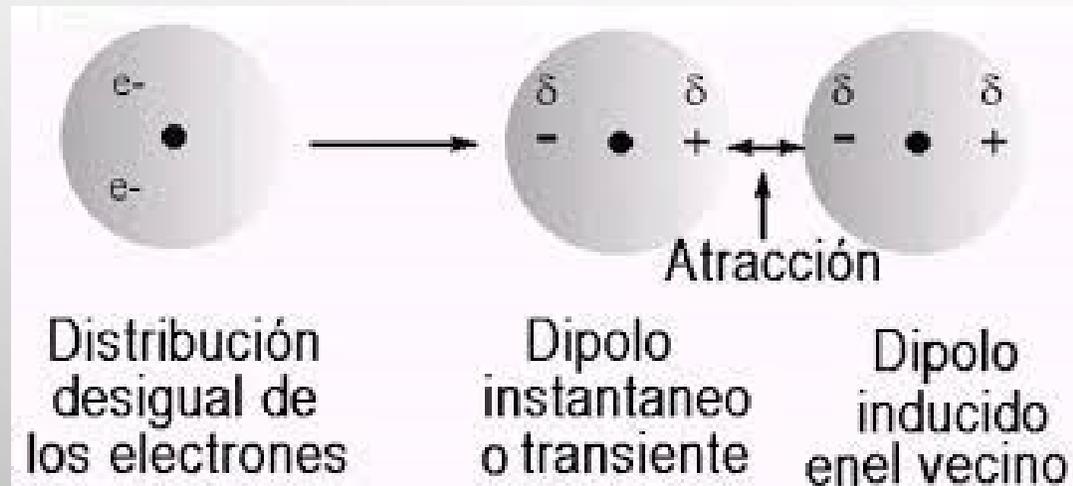
# FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON

Son fuerzas que se producen en sustancias no polares, tales como los solventes orgánicos. Aquí el movimiento de electrones alrededor de los núcleos atómicos genera dipolos instantáneos de corta duración.

Para entender mejor esto, tómenos como ejemplo el cloro. El cloro es una gas a temperatura ambiente que se encuentra en forma molecular, así:



# FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON

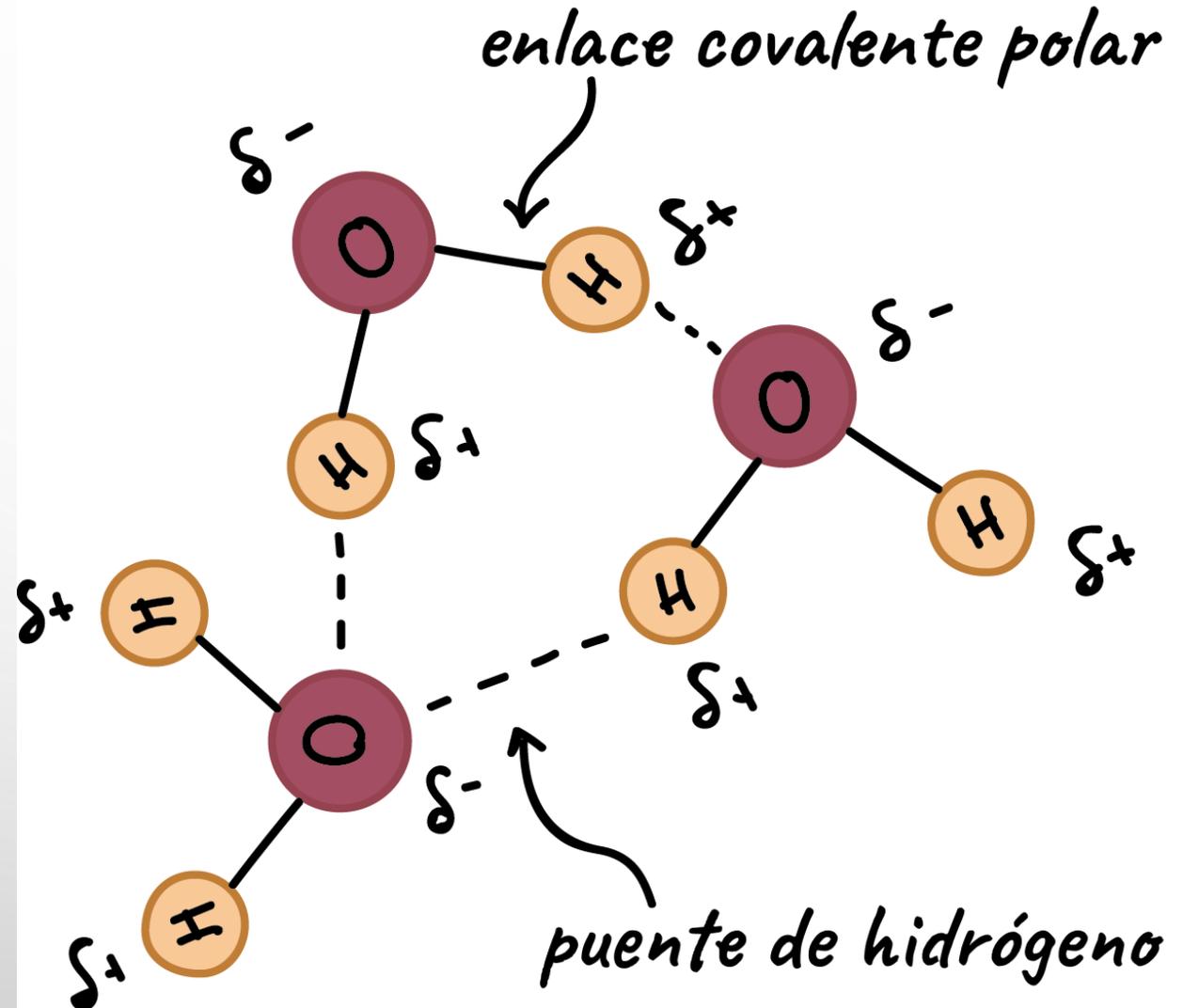


- ESTA AUTOPOLARIZACIÓN DE CORTA DURACIÓN, INDUCE A LA POLARIZACIÓN DE LA MOLÉCULA VECINA Y ASÍ SUCESIVAMENTE, DE TAL MANERA QUE MILES DE DIPOLOS MOMENTÁNEOS GENERAN ATRACCIONES ELECTROSTÁTICAS DÉBILES A LAS QUE SE HA DENOMINADO FUERZAS DE LONDON.
- ESTAS FUERZAS SON DE MUY CORTO ALCANCE Y SE GENERAN SOLAMENTE CUANDO LAS MOLÉCULAS ESTÁN MUY CERCANAS UNAS DE OTRAS Y LA ORIENTACIÓN ES LA ADECUADA PARA PRODUCIR LA ATRACCIÓN ELECTROSTÁTICA.

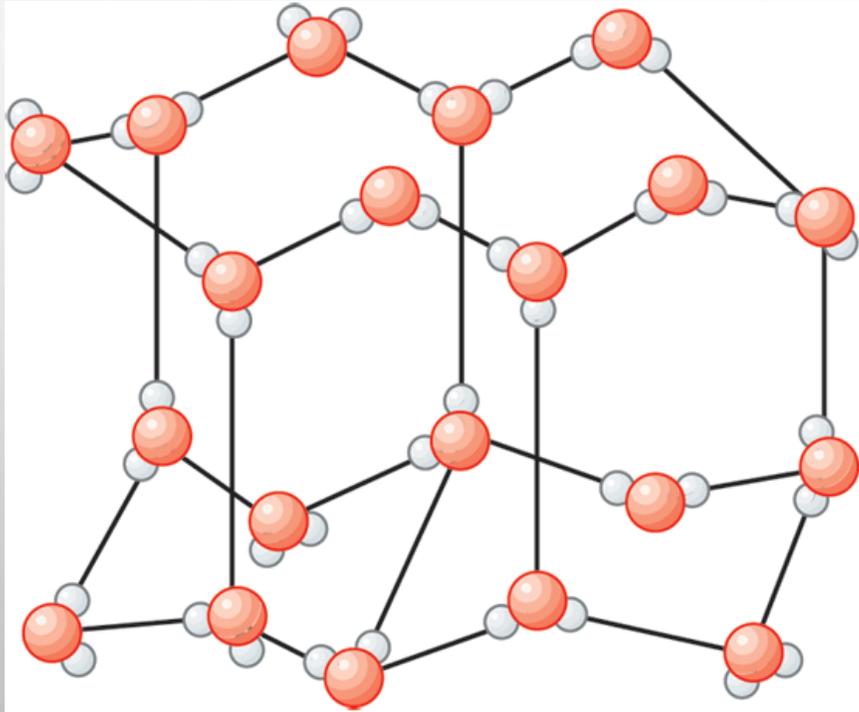
# PUENTES DE HIDRÓGENO

SON UNIONES O ATRACCIONES QUE SE PRODUCEN ENTRE EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO DE UNA MOLÉCULA, Y LOS ELECTRONES NO COMPARTIDOS DE ELEMENTOS ELECTRONEGATIVOS COMO EL OXÍGENO Y NITRÓGENO Y FLUOR, ES DECIR EL HIDRÓGENO POR SU ALTA ELECTRO POSITIVIDAD FORMA PUENTES ENTRE ESTOS ELEMENTOS.

PARA QUE EXISTA PUENTE DE HIDRÓGENO, EL HIDRÓGENO DEBE ESTAR FORMANDO ENLACE QUÍMICO CON UNO DE ESTOS TRES ELEMENTOS Y AL MISMO TIEMPO TENER UNA ATRACCIÓN ELECTROSTÁTICA CON EL OXÍGENO, NITRÓGENO O FLUOR DE UNA MOLÉCULA VECINA, ASÍ:



# PUENTES DE HIDRÓGENO



- LOS PUENTES DE HIDRÓGENO SON LOS RESPONSABLES DE LOS ELEVADOS PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN DE ALGUNAS SUSTANCIAS.
- QUIZÁ EL MEJOR EJEMPLO DE PUENTES DE HIDRÓGENO LO PODEMOS VER EN EL AGUA, EN DONDE SE FORMA UNA VERDADERA RED ENTRE LOS HIDRÓGENOS Y OXÍGENOS DE LAS MOLÉCULAS VECINAS, LO QUE LE PROPORCIONA UNA ESTRUCTURA PARTICULAR Y LE OTORGA LA FORMA AL HIELO

# PROPIEDADES FÍSICAS

Como sabemos, las **propiedades físicas** son aquellas que se pueden medir u observar sin que se afecte la composición o la identidad de la sustancia.

Las principales propiedades son:

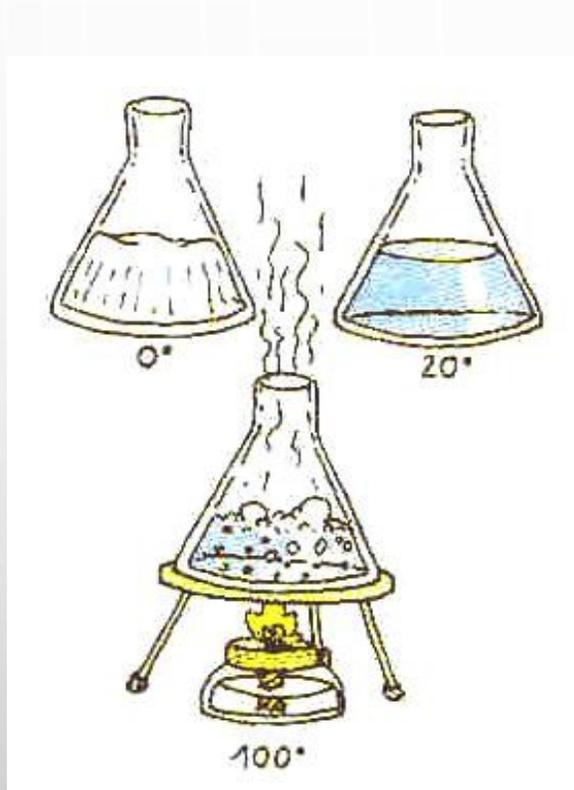
- Densidad,
- Punto de fusión
- Punto de ebullición
- Solubilidad.

# PUNTO DE FUSIÓN

- EL PUNTO DE FUSIÓN NORMAL, SE DEFINE COMO LA **TEMPERATURA A LA CUAL LOS ESTADOS SÓLIDO Y LÍQUIDO COEXISTEN**, A LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA NORMAL DE 760 MM DE HG.
- ESTA COEXISTENCIA SE DEBE A QUE CUANDO SE SUMINISTRA CALOR A UN SÓLIDO LA ENERGÍA, SE UTILIZA EN PRIMERA INSTANCIA PARA DISMINUIR LAS FUERZAS DE ATRACCIÓN QUE MANTIENE UNIDAS A LAS PARTÍCULAS DEL SÓLIDO, LO QUE SIGNIFICA QUE NO SE PRODUCE AUMENTO DE TEMPERATURA. UNA VEZ QUE LAS PARTÍCULAS HAN ADQUIRIDO SUFICIENTE ENERGÍA PARA SEPARASE Y ROMPER LA ESTRUCTURA DEL SÓLIDO, ENTONCES SE PRODUCE UN CAMBIO DE ESTADO.
- AHORA, NO TODAS LAS PARTÍCULAS TIENEN LA MISMA ENERGÍA, UNAS ADQUIEREN MÁS ENERGÍA Y OTRAS MENOS ENERGÍA. LAS QUE HAN ADQUIRIDO MAYOR ENERGÍA, SUFICIENTE PARA ROMPER LA ESTRUCTURA SÓLIDO, SE CONVIERTEN EN LÍQUIDO, MIENTRAS LAS QUE NO HAN ADQUIRIDO SUFICIENTEMENTE ENERGÍA SE QUEDAN FORMANDO LA ESTRUCTURA SÓLIDO HASTA QUE TENGAN ENERGÍA SUFICIENTE PARA ROMPERLA Y TODO EL SÓLIDO SE CONVIERTA EN LÍQUIDO.



# PUNTO DE EBULLICIÓN



Un líquido alcanza su temperatura de ebullición cuando la presión de vapor de dicho líquido iguala a la presión atmosférica externa. Cuando se pone a hervir agua en el matraz, se observa que se forman unas burbujas en el fondo y las paredes del mismo. Estas burbujas son del aire disuelto en el agua. A medida que se calienta el agua, la solubilidad de los gases disminuye y es por eso que salen del seno del líquido.

Conforme el agua se va calentando, la presión de vapor empieza a aumentar hasta que iguala a la presión atmosférica. En ese momento comienza a hervir el agua y las burbujas que se desprenden son de vapor agua. Este es el punto de ebullición.

La temperatura de ebullición de un líquido a una presión de 1 atm se llama **punto de ebullición normal**

Por ejemplo a 1 atm , Eter dietílico = 34.6 °C, etanol = 78.3 °C, agua = 100°C

# DENSIDAD

La densidad es la relación que existe entre la masa de una sustancia y el volumen que ocupa

**d = masa/ volumen** . unidades: g/cm<sup>3</sup> y g/mL y g/ L para gases

Normalmente en las tablas de densidades se reporta la temperatura a la cual se determinaron, ya que los volúmenes de los objetos pueden cambiar con ella.

En el S.I. la densidad se expresa como  $d = \text{kg/ m}^3$  o  $\text{gr/ml}$

Gas	Densidad (kg/m <sup>3</sup> )	
	NTP	STP
Helio (He)	0,1664	0,178
Hidrógeno (H <sub>2</sub> )	0,0893	0,09
Metano (CH <sub>4</sub> )	0,668	0,717
Monóxido de Carbono (CO)	1,165	1,25
Neón (Ne)	-	0,90
Nitrógeno (N <sub>2</sub> )	1,165	1,25
Oxido Nítrico (NO)	1,249	-
Oxígeno (O <sub>2</sub> )	1,331	1,429
Propano (C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> )	1,882	-
Propeno (C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> )	1,748	-
Radón (Rn)	-	9,73
Sulfuro de Hidrógeno (H <sub>2</sub> S)	1,434	-
Xenón (Xe)	-	5,89

NTP= cond. normales de temp. 0°C, 1 atm

STP = cond. Estandar 25°C, 1 atm

# SOLUBILIDAD

La Solubilidad es una propiedad que determina la capacidad de una sustancia para disolverse en otra.

Cuando se disuelve un sólido o un líquido, las unidades estructurales (iones o moléculas) se separan unas de otras, y el espacio entre ellas pasa a ser ocupado por las moléculas del solvente.

La solubilidad de una sustancia depende de la naturaleza del soluto y del solvente, así, sustancias polares se disuelven en solventes polares y sustancias no polares se disuelven en solventes no polares.



# SOLUBILIDAD

La máxima cantidad de una sustancia que se disuelve en una cantidad determinada de otra se llama **solubilidad**

Cuando una disolución contiene la cantidad máxima de soluto que se puede disolver a esa temperatura se dice que está **saturada**

Los sólidos son más solubles conforme aumenta la temperatura.

Con respecto a los gases, las solubilidades son mucho menores:

la solubilidad del oxígeno en agua a 1 atm y 25°C es de 0.04 g/L, pero si la T aumenta el oxígeno disuelto disminuye

La solubilidad de los gases aumenta con la presión, por ej. cuando destapamos una bebida gaseosa (la presión interior disminuye) el  $\text{CO}_2$  disuelto se libera en forma de burbujas



# ÁCIDOS Y BASES

Estos, son dos tipos de compuestos químicos que presentan características opuestas.

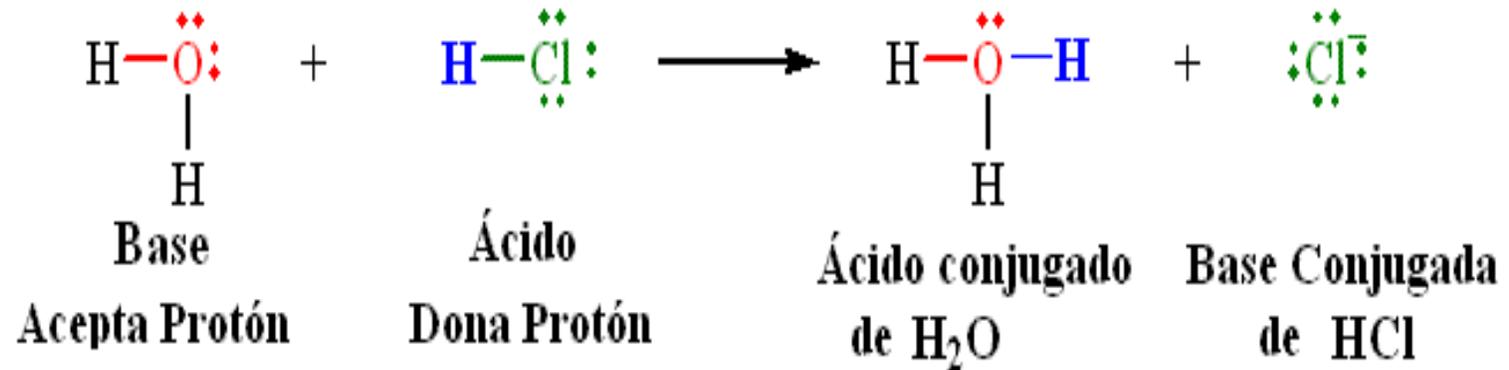
Los ácidos tienen un sabor agrio, colorean de rojo el tornasol (tinte rosa que se obtiene de determinados líquenes) y reaccionan con ciertos metales desprendiendo hidrógeno.

Las bases tienen sabor amargo, colorean el tornasol de azul y tienen tacto jabonoso.

Cuando se combina una disolución acuosa de un ácido con otra de una base, tiene lugar una reacción de neutralización.

# ÁCIDOS Y BASES

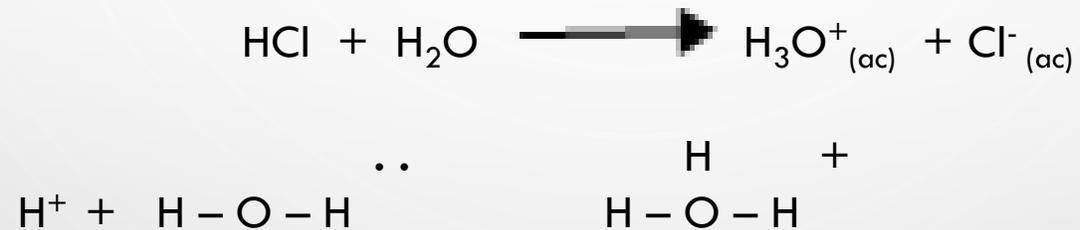
Los ácidos y las bases son disoluciones acuosas que se caracterizan porque se disocian. Los ACIDOS EN IONES HIDROGENO. LAS BASES EN IONES HIDROXIDO.



# DEFINICIONES

## Arrhenius.-

Acido.- Es una sustancia que libera iones  $H^+$ , cuando se disuelve en agua. Esto indica que el ión  $H^+$  es un protón, pero cuando se combina con el agua, se hidrata, generando el ión hidronio  $H_3O^+$



Según la teoría de Arrhenius, mientras mayor sea el volumen de agua en el cual se disuelve el soluto disociable, mayor será la disociación.

Base.- Es una sustancia que libera iones hidroxilo, cuando se disuelve en agua.



# DEFINICIONES

## Bronsted-Lowry.-

Acido.- Es una sustancia capaz de donar protones a otra sustancia.

Base.- Es una sustancia capaz de recibir o aceptar un protón a otra sustancia.

## Lewis.-

Acido.- Es una sustancia que puede aceptar un par de electrones y permitir la formación de un enlace covalente coordinado.

Base.- Es una sustancia que puede donar un par de electrones y permitir así también, la formación de un enlace covalente coordinado.



# ÁCIDOS Y BASES

Estas definiciones nos indican lo que sucede cuando las sustancias se disuelven en agua, pero si en la vida diaria queremos reconocer un ácido o una base podemos recurrir a la observación de los siguientes parámetros:

<b>ACIDOS</b>	<b>BASES</b>
<b>Sabor agrio</b>	Sabor amargo
<b>Colorean de rojo el papel tornasol</b>	Colorean de azul el papel tornasol
<b>Reaccionan con los metales produciendo efervescencia</b>	Son jabonosos al tacto.
<b>Reaccionan con las bases formando sales y agua.</b>	Disuelven el azufre
<b>Presenta valores de pH menores de 7</b>	Presentan valores de pH mayores a 7

Es la capacidad que tienen los ácidos para donar protones y las de las bases en cambio, de receptor estos protones. Entonces un ácido fuerte, será aquel que pierda con facilidad un protón y una base fuerte será aquella que con facilidad aceptará dicho protón. En la tabla siguiente, se muestran algunos de los ácidos y bases más comunes y con su fuerza relativa:

ACIDOS			BASES		
NOMBRE	FORMULA	FUERZA	NOMBRE	FORMULA	FUERZA
Acido perclórico	HClO <sub>4</sub>	Muy fuerte	Hidróxido de potasio	KOH	Muy fuerte
Acido sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Muy fuerte		NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Muy fuerte
Acido clorhídrico	HCl	Fuerte	ión hidroxilo	OH <sup>-</sup>	Fuerte
ión hidronio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	Fuerte	ión carbonato	CO <sub>3</sub> <sup>=</sup>	Fuerte
ión sulfato ácido	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Fuerte	ión sulfato ácido	SO <sub>4</sub> <sup>=</sup>	Fuerte
Acido orto fosfórico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Débil	Amoniacó	NH <sub>3</sub>	Débil
Acido acético	CH <sub>3</sub> COOH	Débil	Urea	CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	Débil
ión sulfito ácido	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Débil			
Dióxido de carbono	CO <sub>2</sub>	Débil			
ión amonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Débil			

# EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. En cada una de las siguientes parejas, ¿cuál es el elemento más electronegativo?

(a) Li o H (b) B o Br (c) Cl o I (d) C o H

2. Prediga la acidez relativa de:

a) Alcohol metílico ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) y la metilamina  $\text{CH}_3\text{NH}_2$

b) Alcohol metílico ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) Y metanotiol ( $\text{CH}_3\text{SH}$ )

c)  $\text{H}_3\text{O}^+$  Y  $\text{NH}_4^+$

3.Cuál es el ácido más fuerte de cada par:

a)  $\text{H}_3\text{O}^+$  o  $\text{H}_2\text{O}$

b)  $\text{NH}_4^+$  O  $\text{NH}_3$

c)  $\text{H}_2\text{S}$  O  $\text{HS}^-$

d)  $\text{H}_2\text{O}$  o  $\text{OH}^-$