

**1.- Las moléculas en fase gaseosa: el enlace covalente.**

**1.1.- La molécula de hidrógeno.**

En condiciones normales de p y T el hidrógeno es un gas formado por moléculas diatómicas, H<sub>2</sub>.

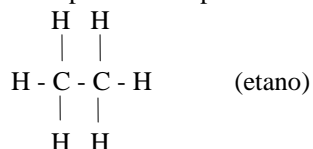
Para romper la unión entre los átomos de hidrógeno se requieren 433 kJ/mol.

La estabilidad de un enlace químico se explica en razón de que la molécula posee menos energía que los átomos libres. Desde el punto de vista electrónico, el enlace de la molécula H<sub>2</sub>, se establece porque los dos electrones son atraídos simultáneamente por los dos protones.

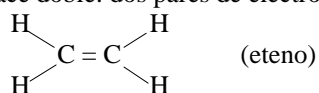
Cuando se forma el enlace por compartimiento de electrones se le denomina ENLACE COVALENTE.

**1.2.- Enlaces simples, dobles y triples.**

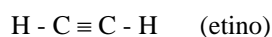
Enlace simple: un solo par de electrones compartido:



Enlace doble: dos pares de electrones compartidos entre dos átomos.



Enlace triple: tres pares de electrones compartidos entre dos átomos.



Distancias y energías de enlace carbono-carbono:

enlace	distancia (nm)	energía(kJ/mol)
C - C	0,154	347
C = C	0,133	598
C ≡ C	0,120	820

Los átomos que más frecuentemente presentan enlaces múltiples son: C, O, N y S.

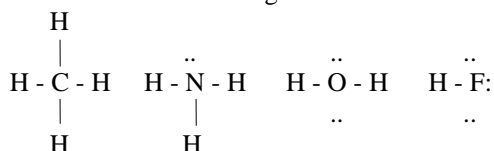
**1.3.- Representaciones del enlace: estructuras de Lewis.**

G. Lewis sugirió que en la formación de un compuesto, un átomo tiende a ganar, perder o compartir electrones hasta que el número de electrones en su capa de valencia sea igual a ocho (regla del octeto).

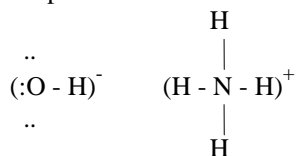
Estructuras electrónicas de los elementos del 2º período:

grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
electrones capa valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
valencia	1	2	3	4	3	2	1	0
estructuras Lewis	Li.	.Be.	.B.	.C.	:N.	:O:	:F:	:Ne:
fórmulas compuestos	LiCl	BeCl <sub>2</sub>	BCl <sub>3</sub>	CCl <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	HF	-

Estructuras de Lewis de algunas moléculas:



Iones poliatómicos:



**Carga formal:** Para establecer aproximadamente dónde está localizada la carga en un ion poliatómico se supone que los electrones de cada enlace se encuentran repartidos por igual entre los dos átomos enlazados.

El procedimiento para asignar las cargas formales a cada átomo:

$$\left( \begin{array}{c} \text{carga} \\ \text{formal} \end{array} \right) = \left( \begin{array}{c} \text{n}^\circ \text{ del} \\ \text{grupo} \end{array} \right) - \left( \begin{array}{c} \text{n}^\circ \text{ electrones} \\ \text{no compartidos} \end{array} \right) - (\text{n}^\circ \text{ de enlaces})$$

*✍* Asignar cargas formales al  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{BF}_4^-$ .

**Reglas para escribir estructuras de Lewis:**

- Hacer un esquema de la molécula con los átomos conectados por enlaces sencillos.
- Calcular el número total de electrones de valencia (si la molécula es un ion debe añadirse o quitarse un electrón por cada carga).
- Restar el número de electrones necesarios para formar enlaces sencillos y utilizar los restantes para completar los octetos alrededor de todos los átomos (excepto los del hidrógeno) empezando por los más electronegativos. Asignar entonces las cargas formales.
- Si algún átomo ha quedado con el octeto incompleto utilizar los pares no-enlazantes para formar enlaces dobles o triples. Volver a calcular las cargas formales.
- Si la regla "4" crea cargas formales nuevas se debe utilizar la estructura que resultaba de la regla "3".
- Si el átomo central pertenece al período tercero o posteriores, la regla del octeto no debe cumplirse necesariamente. Para eliminar tantas cargas formales como sea posible debe recurrirse a la formación de enlaces múltiples adicionales.

*✍* Deducir las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas e iones:  $\text{PCl}_3$ ;  $\text{CO}_3^{2-}$ ;  $\text{NO}_3^-$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{O}_3$ ;  $\text{BCl}_3$ .

**Estructuras resonantes:** Los tres enlaces carbono-oxígeno del ion carbonato son equivalentes - distancia de enlace 131 pm - y su estructura de Lewis admite tres posibilidades: cambiando la localización del enlace doble. Por tanto, no es posible escribir una estructura única debido a que las de Lewis representan los electrones localizados. En la práctica las nubes electrónicas tienden a expandirse a través del espacio por medio de su asociación a tantos núcleos como sea posible.

El problema puede resolverse representando la distribución de los electrones mediante la combinación de varias estructuras de Lewis denominadas "estructuras resonantes", que se separan entre sí mediante flechas de doble sentido:

$\leftrightarrow$ .

La resonancia es un "concepto" no un "fenómeno". La molécula no tiene nunca ninguna de las estructuras individuales, sino que tiene una estructura única en la que algunos electrones están "deslocalizados".

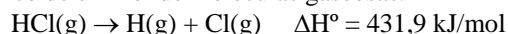
*✍* Representar las estructuras resonantes de los siguientes iones:  $\text{SO}_4^{3-}$ ;  $\text{HCOO}^-$ .

**Excepciones a la regla del octeto:**

- Especies con n° impar de electrones:  $\text{NO}$ ;  $\text{NO}_2$ .
- Especies con octeto incompleto:  $\text{BeF}_2$ ;  $\text{BCl}_3$ .
- Especies con el octeto ampliable:  $\text{SF}_6$ ;  $\text{PCl}_5$ .

Fuerza del enlace covalente:

Una medida de la estabilidad de una molécula es la “energía de enlace”: el cambio de entalpía necesario para romper un enlace específico de un mol de moléculas gaseosas.



Para moléculas poliatómicas se trata de valores promedio aproximados .

Geometría de las moléculas (método de RPECV)

La disposición geométrica de los enlaces alrededor de un átomo de una molécula depende del número total de pares de electrones de la capa de valencia del átomo. En este número se incluyen tanto los pares enlazantes como los no-enlazantes (solitarios), de modo que éstos adoptan la disposición espacial que minimiza el ángulo entre dos pares cualquiera.

Distribución de pares de electrones y formas de las moléculas:

n° de pares de electrones	disposición de los pares de electrones	n° de pares de electrones no-enlazantes	tipo de molécula	forma de la molécula	ejemplos	ángulo de enlace previsto	orbitales atómicos híbridos
2	lineal	0	AX <sub>2</sub>	lineal	BeCl <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> (3)	180°	sp
3	trigonal	0	AX <sub>3</sub>	trigonal	BF <sub>3</sub> , AlCl <sub>3</sub> NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (3)	120°	sp <sup>2</sup>
		1	AX <sub>2</sub> E	angular	SnCl <sub>2</sub>	<120°	
4	tetraédrica	0	AX <sub>4</sub>	tetraédrica	CH <sub>4</sub> , CCl <sub>4</sub> NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	109,5°	sp <sup>3</sup>
		1	AX <sub>3</sub> E	piramidal trigonal	NH <sub>3</sub> , PCl <sub>3</sub> H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	≅ 107°	
		2	AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	angular	H <sub>2</sub> O , SCl <sub>2</sub>	≅ 105°	
5	bipirámide trigonal	0	AX <sub>5</sub>	bipirámide trigonal	PCl <sub>5</sub>	90° y 120°	dsp <sup>3</sup>
		1	AX <sub>4</sub> E	(1)	SF <sub>4</sub>		
		2	AX <sub>3</sub> E <sub>2</sub>	(1)	ClF <sub>3</sub>		
		3	AX <sub>2</sub> E <sub>3</sub>	(1)	I <sub>3</sub> <sup>-</sup>	180°	
6	octaédrica	0	AX <sub>6</sub>	octaedro	SF <sub>6</sub>	90°	d <sup>2</sup> sp <sup>3</sup>
		1	AX <sub>5</sub> E	(2)	IF <sub>5</sub>		
		2	AX <sub>4</sub> E <sub>2</sub>	(2)	XeF <sub>4</sub> , ICl <sub>4</sub> <sup>-</sup>		

(1) Si alguno de los pares no es de enlace, éste se sitúa en el plano horizontal

(2) Si existe algún par solitario, éste se sitúa en el eje vertical.

(3) Los enlaces múltiples se consideran como un sólo par a efectos de geometría molecular.

Guía para la aplicación del modelo de RPECV:

- Escribe la estructura de Lewis y cuenta sólo los pares de electrones que rodean al átomo central (enlazantes y no-enlazantes), considera los dobles y triples enlaces como si fueran sencillos.
- Usa la tabla anterior para predecir la geometría molecular.
- Para los ángulos de enlace, considera que la repulsión entre pares no-enlazantes es mayor que entre pares enlazantes.

Electronegatividad y enlaces polares: La electronegatividad,  $\chi$ , es la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace covalente.

Existen dos tendencias a la variación de la electronegatividad:

- Crece a lo largo de un período conforme aumenta el n° del grupo.
- Decrece de arriba hacia abajo al avanzar en un grupo conforme aumenta el tamaño atómico y los electrones de enlace se encuentran más alejados del núcleo.

Tabla de electronegatividades de los grupos principales:

Período	Grupo						
	1	2	13	14	15	16	17
1	H 2,2						
2	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.1
3	Na 1.0	Mg 1.2	Al 1.3	Si 1.7	P 2.1	S 2.4	Cl 2.8
4	K 0.9	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.7
5	Rb 0.9	Sr 1.0	In 1.5	Sn 1.7	Sb 1.8	Te 2.0	I 2.2

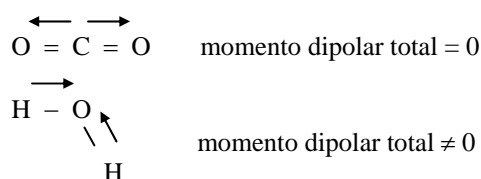
Si los átomos que forman una molécula diatómica poseen exactamente la misma electronegatividad, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, los electrones que definen el enlace se repartirán perfectamente por igual entre los dos átomos. El enlace se dice que es “apolar”.

Por el contrario, cuando los átomos poseen electronegatividades diferentes, HCl, el par de electrones del enlace es atraído con más intensidad por el átomo más electronegativo, Cl, que poseerá una densidad electrónica mayor, y resultará poseedor de una cierta carga parcial negativa; mientras que el otro átomo, H, poseerá una cierta carga parcial positiva:



El enlace se dice entonces que es “polar”.

Para establecer si la molécula es polar hay que considerar conjuntamente la polaridad de los enlaces con la geometría molecular, de modo que se decida si existe un momento dipolar resultante  $\neq 0$ :



Cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman un enlace,  $\chi_A - \chi_B$ , tanto más polar es éste.

*Estudiar la polaridad de la serie de enlaces: F-F; O-F; N-F; C-F; B-F; Be-F; Li-F.*

Cuando la diferencia de electronegatividad es mayor que 2,0 el enlace es casi con seguridad iónico: NaF, K<sub>2</sub>O. No obstante, los valores de la electronegatividad tienen un carácter aproximado, por lo que las predicciones sobre la naturaleza del enlace no resultan excesivamente fiables: AsF<sub>3</sub> (1,9) es un compuesto molecular con enlaces covalentes polares, mientras que el NaCl (1,8) es un compuesto iónico formado por iones Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup>.

**2.- El enlace en los sólidos y en los líquidos:**

**2.1. Enlace iónico.**

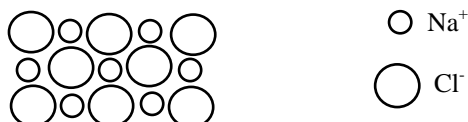
Otro modo que tiene un átomo de conseguir una capa de valencia con ocho electrones consiste en perder electrones de su capa más externa o ganar electrones adicionales:



Se establece una fuerza atractiva entre los iones cloruro y los iones sodio.

El cloruro de sodio sólido, NaCl(s), está constituido por un número igual de iones Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup> que se mantienen unidos por atracciones electrostáticas: enlace iónico.

Se trata de redes de iones positivos y negativos dispuestos de tal manera que cada ion positivo solamente tiene alrededor iones negativos, y viceversa.



El n° de iones de un signo que rodea a otro de signo contrario se denomina n° de coordinación, y depende de la relación de radios  $\left(\frac{R_+}{R_-}\right)$  y de la fórmula del compuesto. Los números de coordinación más frecuentes son: 3,4,6,8.

Este enlace se da entre metales típicos, con pocos electrones de valencia, y no-metales típicos, que completan su octeto con pocos electrones.

Para que la carga neta del compuesto sea nula se requiere que la carga total de los iones positivos sea la misma que la carga total de los iones negativos: (Mg<sup>2+</sup>)(Cl<sup>-</sup>)<sub>2</sub>.

La fórmula del compuesto iónico es una simple fórmula empírica, no se puede asignar una fórmula molecular porque no existen moléculas individuales. Las fórmulas se deducen a partir de las cargas de los iones.

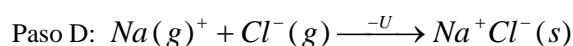
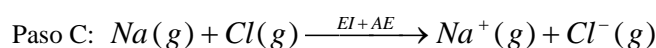
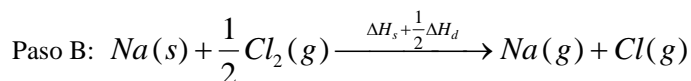
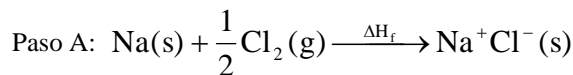
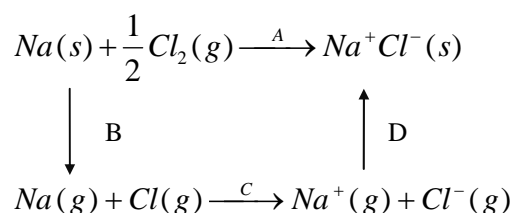
GRUPO						
I	II	III	IV	V	VI	VII
Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>			N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>		P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>					Br <sup>-</sup>
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>					I <sup>-</sup>
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>					

*✍️ Proponer fórmulas empíricas y escribir las estructuras de Lewis para los compuestos iónicos formados por cada uno de los siguientes pares de elementos:  
Na y O; Mg y Br; K y S; Al y F; Na y P.*

**Energía reticular. Ciclo de Born-Haber.**

Una de las razones de la alta estabilidad de los sólidos iónicos es la energía reticular o de red (U) que se desprende en la formación de un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso.

La relación entre la energía reticular y otras propiedades termodinámicas se realiza mediante un proceso cíclico denominado ciclo de Born-Haber. Este ciclo es una aplicación de la ley de Hess, y se basa en que la formación de un cristal iónico, Na<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup>(s), puede realizarse siguiendo dos trayectorias diferentes: una, por combinación directa del metal, Na(s), y del no-metal, Cl<sub>2</sub>(g), en estado natural; otra, partiendo igualmente de Na(s) y Cl<sub>2</sub>(g) pero a través de varios pasos: vaporización del metal, disociación de la molécula del no-metal, ionización de los átomos del metal y del no-metal, formación del cristal iónico a partir de sus iones.



Recorriendo el ciclo se obtiene:  $\Delta H_f = \Delta H_s + \frac{1}{2}\Delta H_d + EI + AE - U$

¡Al utilizar esta expresión es conveniente prestar especial atención a los signos!

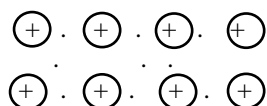
*✍ Justificar las siguientes propiedades de los sólidos iónicos:*

- ◆ no volátiles, con altos puntos de fusión (600-2000 °C).
- ◆ no conductores, a no ser que se fundan (iones libres).
- ◆ la solubilidad en agua varía mucho de unos a otros (NaCl es soluble y el CaCO<sub>3</sub> insoluble).

## 2.2. Enlace metálico.

Se da entre elementos con escasos electrones de valencia y bajas energías de ionización.

Puede definirse como la fuerza de atracción que se establece entre una nube de carga móvil (“gas electrónico”) y los restos atómicos positivos (“cores”). Puede considerarse que cada átomo ha contribuido con parte (o todos) de sus electrones de valencia a la nube electrónica móvil. Un metal representa un caso extremo de deslocalización electrónica.



*✍ Justificar las siguientes propiedades de los sólidos metálicos:*

- ◆ no son volátiles.
- ◆ insolubles en agua y en disolventes comunes (algunos reaccionan con el agua, Na).
- ◆ excelentes conductores eléctricos.
- ◆ dúctiles y maleables.
- ◆ puntos de fusión variables: crecen a lo largo de un período (Na = 98°C, Mg = 650°C, Al = 660°C) y disminuyen conforme se avanza en un grupo (K = 64°C, Rb = 39°C). Son muy altos en los metales de transición: Cu = 1083°C, Fe = 1535°C.
- ◆ brillo metálico: los electrones vibran y emiten luz con la misma frecuencia que la luz incidente.

### 2.3. Sólidos macromoleculares.

Sustancias como el C (diamante y grafito) y el SiO<sub>2</sub> forman redes bi- y tridimensionales, en las que la unión entre los átomos es un enlace covalente que se extiende en el espacio de modo que todo el sólido se puede considerar como una enorme molécula indefinida.

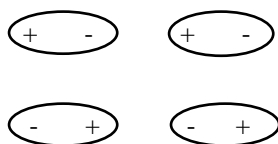
Los elementos que forman este tipo de sólidos son: B, C, Si, Ge, As, Sb, Se, Te, Bi.

*✍ Justificar las siguientes propiedades de los sólidos macromoleculares:*

- ◆ altos puntos de fusión ( $> 1000^{\circ}\text{C}$ ).
- ◆ insolubles en todos los disolventes comunes.
- ◆ muy poco conductores de la electricidad (excepto el grafito).

### 2.4. Fuerzas de Van der Waals.

Sustancias como F<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>,... en las que cada átomo consigue la configuración de gas inerte, sólo pueden presentar entre sus moléculas, tanto en estado sólido como líquido, débiles fuerzas de Van der Waals cuya energía es de unas décimas de kJ/mol.



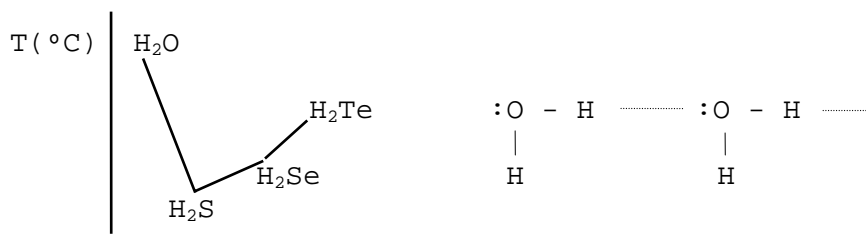
Estas sustancias forman sólidos moleculares, cuyas propiedades son:

- ◆ bajos puntos de fusión ( $< 300^{\circ}\text{C}$ ).
- ◆ volátiles.
- ◆ insolubles en agua, pero solubles en disolventes orgánicos (CCl<sub>4</sub>, benceno).
- ◆ no conductores (ni como sólidos, ni como líquidos puros).

*✍ Justificar las anteriores propiedades de los sólidos moleculares:*

### 2.5. Enlace de hidrógeno.

Sustancias como HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> presentan puntos de ebullición superiores a los que les correspondería como sustancias moleculares, lo que hace pensar que entre sus moléculas se dan fuerzas superiores a las de Van der Waals.



El enlace de hidrógeno puede definirse como una interacción intermolecular en la que un átomo de hidrógeno, que está enlazado con un átomo muy electronegativo y pequeño, se ve atraído por un par de electrones solitario de otro átomo pequeño y electronegativo.

Tiene una energía entre 5 y 25 kJ/mol.

Tiene mucha influencia en el comportamiento químico de muchas moléculas en las que existen las uniones O-H y N-H (alcoholes, aminas, ácidos, aminoácidos,...) ya que pueden formar enlaces de hidrógeno entre ellas o con el H<sub>2</sub>O, lo que explicaría sus altos puntos de fusión/ebullición y su elevada solubilidad en agua.

Entre las sustancias siguientes:  $CSi$ ,  $HF$ ,  $I_2$ ,  $CCl_4$  y  $NaCl$ , identifica:

- un sólido, insoluble en agua, que presenta un elevado punto de fusión.
- una sustancia con enlaces de hidrógeno.
- una sustancia soluble en agua, que fundida conduce la corriente eléctrica.

Entre las sustancias siguientes: sodio, silicio, metano, cloruro de potasio, agua, escoge la más representativa de:

- una sustancia de alta conductividad eléctrica, que funde alrededor de  $200^\circ C$ .
- un sólido macromolecular.
- una sustancia no conductora que se transforma en conductora al fundir.
- una sustancia con enlaces de hidrógeno.

### 3. Los metales alcalinos

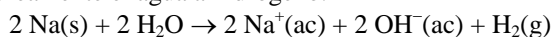
No se encuentran en la naturaleza en estado elemental ya que reaccionan con todos los no-metales, incluido el oxígeno. Son agentes reductores fuertes, la electrólisis es la única manera de obtenerlos a partir de sus compuestos.

Las propiedades se muestran en la siguiente tabla:

	Li	Na	K
Número atómico	3	11	19
Config. electrónica	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$
1ª energía ionización (kJ/mol)	520	496	419
2ª energía ionización ( " )	7298	4562	3052
Radio atómico ( $\overset{0}{A}$ )	1,45	1,80	2,20
Radio iónico ( $\overset{0}{A}$ )	0,60	0,95	1,33
Punto de fusión ( $^\circ C$ )	180,5	97,8	63,2
Potencial de reducción ( $E^\circ$ )	-3,04	-2,71	-2,94

Son buenos conductores de la electricidad, blandos y tienen las temperaturas de fusión más bajas de todos los metales. La química de estos elementos implica exclusivamente el estado de oxidación +1.

Reducen espontáneamente el agua a hidrógeno:

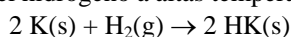


la reacción es fuertemente exotérmica : -368 kJ.

Los cloruros alcalinos son sólidos cristalinos muy estables de altas temperaturas de fusión. La constante de equilibrio de la reacción de formación:

$Na(s) + 1/2 Cl_2(g) \leftrightarrow NaCl(s)$   $K = 9,9 \times 10^{60}$  a  $25^\circ C$ , lo que se corresponde con una entalpía de formación de -411 kJ y su energía libre de Gibbs es de -348 kJ/mol. Esto se justifica por la alta estabilidad de sus redes iónicas, en las que la energía de red vale -785,3 kJ/mol.

Reaccionan con el hidrógeno a altas temperaturas para formar hidruros iónicos:



que regeneran el hidrógeno mediante reacción con el agua (ver hidruros iónicos).

Todos los compuestos ordinarios de los metales alcalinos son solubles en agua, con la excepción de unos cuantos compuestos de litio:  $LiF$ ,  $Li_2CO_3$  y  $Li_3PO_4$ .

En este sentido el litio se parece al magnesio. Esto es un ejemplo de la relación diagonal que existe en el sistema periódico: los elementos que están en una línea diagonal (superior izquierda a inferior derecha) tiene a menudo propiedades parecidas. Así, el litio se parece al magnesio en algunos aspectos y el berilio al aluminio.

El litio es el único que reacciona con el nitrógeno, formando un nitruro iónico,  $Li_3N$  y que forma un óxido normal,  $Li_2O$ . La explicación está en que estos elementos, como Li y Mg, tienen propiedades atómicas (radio atómico y radio iónico) similares.

#### 4. Familia del carbono

El carbono presenta dos formas alotrópicas: grafito y diamante.

	Estructura	Hibridación	Conductividad
Diamante	tetraédrica	sp <sup>3</sup>	aislante
Grafito	hexagonal plana	sp <sup>2</sup>	conductor

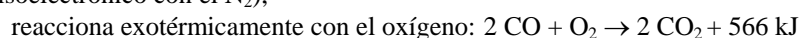
Tanto el Silicio como el Germanio tienen una única estructura semejante al diamante.

Estabilidad de los enlaces C-C (simples, dobles y triples), comparados con los del Si y Ge:

	C-C	C=C	C≡C	Si-Si	Ge-Ge
Energías de enlace (kJ/mol)	348	615	812	177	157

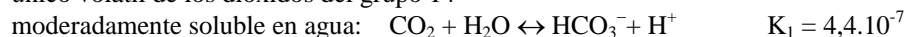
El carbono forma dos óxidos:

a) CO (isoelectrónico con el N<sub>2</sub>),



b) CO<sub>2</sub> (lineal, apolar)

único volátil de los dióxidos del grupo 14



El SiO<sub>2</sub> se presenta como una red tridimensional muy estable (gran fuerza del enlace Si-O: 432 kJ/mol), excelente aislante eléctrico, químicamente inerte (excepto al HF y los álcalis calientes).

A diferencia de los hidrocarburos, los hidruros de los demás elementos del grupo tiene un número determinado de átomos de carbono y son inestables (se inflaman en presencia de oxígeno).

En Sn y Pb, además de metales, cobra importancia el estado de oxidación +2: SnO, PbO.

#### 5. Halógenos

El flúor es el más electronegativo y presenta únicamente el estado de oxidación -1.

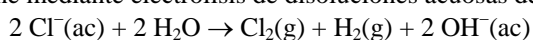
Son agentes oxidantes, cuya fuerza disminuye a medida que aumenta el número atómico.

Existen como moléculas diatómicas en las fases sólida, líquida y gaseosa, pero la volatilidad disminuye al aumentar el número atómico.

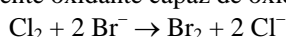
	F	Cl	Br	I
Número atómico	9	17	35	53
Configuración electrónica	2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>
Energía ionización (kJ/mol)	1681	1251	1140	1008
Afinidad electrónica (kJ/mol)	328	349	325	295
Radio atómico (Å)	0,50	1,00	1,15	1,40
Temperatura de ebullición (°C)	-188,2	-34,1	59,1	185,3
Temperatura de fusión (°C)	-219,7	-101,0	-7,3	113,6
Radio iónico, X <sup>-</sup> (Å)	1,36	1,81	1,95	2,16
E° (X <sub>2</sub> + 2e == 2 X <sup>-</sup> ) (V)	2,98	1,36	1,08	0,54
Color y estado del elemento	Gas verdoso	Gas amarillo-	Líquido rojo	Sólido oscuro verdoso

El flúor, al ser un oxidante tan poderoso, se prepara mediante electrólisis del KHF<sub>2</sub> fundido para producir F<sub>2</sub> en el ánodo y H<sub>2</sub> en el cátodo.

El cloro se obtiene mediante electrólisis de disoluciones acuosas de cloruro de sodio:



El cloro es un agente oxidante capaz de oxidar el ion bromuro del agua de mar:



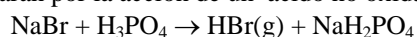
El yodo, al no encontrarse en la naturaleza en el estado de oxidación -1, se obtiene principalmente por la reducción de los yodatos mediante bisulfito:



*✍ Ajustar esta ecuación por el método del ion-electrón.*

Los halogenuros:

- ♦ **iónicos:** en el caso de que el átomo metálico sea relativamente grande y el estado de oxidación +1 o +2. Su estabilidad se puede determinar mediante las energías reticulares calculadas utilizando el ciclo de Born-Haber. Esta energía depende principalmente del tamaño de los iones: mayor cuanto más pequeño el ion, los fluoruros tienen las redes cristalinas más estables.
- ♦ **covalentes:** en el caso de tomos metálicos y semi-metálicos pequeños y de estados de oxidación altos. Las fuerzas relativas de los enlaces se explican por las diferencias de electronegatividad, por lo que el flúor forma moléculas estables con casi todos los elementos.
- ♦ **de hidrógeno:** se preparan por la acción de un ácido no oxidante y no volátil sobre un haluro soluble:



	HF	HCl	HBr	HI
Punto de ebullición (°C)	19,5	-85,1	-66,8	-35,4

El HF es un ácido bastante débil:  $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$   $K_a = 6,8 \cdot 10^{-4}$ , los demás son ácidos fuertes en disolución acuosa.

## 6. Los elementos del bloque d (Sc a Zn)

Son metales de puntos de fusión altos, con la excepción del grupo 12, buenos conductores, sobresaliendo los del grupo 11.

Son metales "activos", es decir, sus potenciales de reducción negativos indican que deberían reaccionar espontáneamente con  $\text{H}^+$  1M para dar soluciones acuosas de sus iones, excepto el Cu que tiene el único potencial de reducción positivo.

	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Conf. electrónica ( $4s^2$ )	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^5*$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$3d^{10*}$	$3d^{10}$
Energía ionización	633	658	650	653	718	759	759	737	745	906
Radio atómico	1,60	1,40	1,35	1,40	1,40	1,40	1,35	1,35	1,35	1,35
Punto de fusión(°C)	1539	1670	1902	1857	1244	1536	1495	1453	1083	419
Color del $\text{M}^{2+}(\text{ac})$ (**)	–	–	Violeta	Azul	Rosa	Verde	Rosa	Verde	Azul	Incoloro

(\*)  $4s^1 3d^5$  y  $4s^1 3d^{10}$ , respectivamente.

(\*\*) los colores se deben a la absorción de luz por iones complejos de fórmula general  $\text{M}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ .

*✍ Interpretar por qué se observan valores muy parecidos tanto para sus radios atómicos como para sus energías de ionización.*

## 7. Propiedades químicas de los óxidos.

Los óxidos son compuestos muy estables (energía libre de formación negativa), siendo superados solamente por los fluoruros.

Atendiendo a sus propiedades ácido-base, se pueden clasificar en:

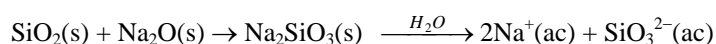
- ♦ **básicos:** como el  $\text{Na}_2\text{O}$  y el  $\text{BaO}$ , que se disuelven en agua según:  

$$\text{Na}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Na}^+(\text{ac}) + 2 \text{OH}^-(\text{ac})$$
 otros óxidos son insolubles en agua, pero que se disuelven en ácidos:  

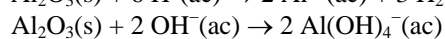
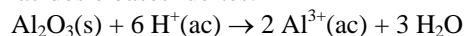
$$\text{MnO(s)} + 2 \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$$

- ♦ **ácidos:** como el  $\text{SO}_3$  reaccionan con el agua:  

$$\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+(\text{ac}) + \text{HSO}_4^-(\text{ac})$$
 ciertos óxidos, como el  $\text{SiO}_2$ , son insolubles en agua, pero reaccionan con bases fuertes para formar sales solubles:



- ♦ anfóteros: tiene propiedades ácidas y básicas, como  $\text{Al}_2\text{O}_3$  y  $\text{ZnO}$ , que aunque son bastante insolubles en agua, se disuelven en ácidos o bases fuertes:



Los elementos de la región inferior-izquierda de la tabla periódica (Li, Na, K, Mg, Ca,...) forman óxidos básicos, mientras que los óxidos ácidos están asociados a los elementos no-metálicos de la región superior-derecha (B, C, Si, N, P, As, S, Se, Te, F, Cl, Br, I). Dividiendo estos dos grupos están los óxidos anfóteros de los elementos Be, Al, Ga, Sn y Pb.

A lo largo de cualquier familia de la tabla, la acidez de los óxidos disminuye a medida que aumenta el número atómico, mientras que en un período aumenta con el número atómico.

Para los elementos de transición que forman varios óxidos, como el Mn, Cr, la acidez aumenta con el número de oxidación.