

Tema 2. Estructura atómica y enlace químico

1. El enlace químico

1.1. Energía de enlace

1.2. Longitud de enlace

1.3. Ángulos de enlace, momento dipolar de una molécula

1.4. Electronegatividad

1.5. Curva de energía potencial de una molécula

1.6. Configuración electrónica

2. Tipos de enlace

2.1. Enlace iónico y compuesto iónicos

2.2. Enlace covalente y estructura molecular

2.3. Enlace metálico y sus propiedades

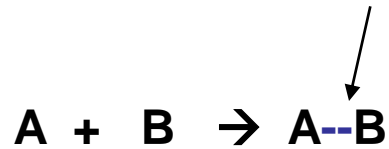
3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

4. Formulación orgánica. Grupos funcionales

1. El enlace químico

1.1. La energía de enlace

El enlace químico se forma por **interacción** de dos átomos A y B



¿Cuánto tiene que valer una interacción para que pueda ser considerada como enlace?

$$E_{\text{interacción}} > E_{\text{térmica}}$$

$$E_{\text{interacción}} > 42 \text{ KJ/mol}$$

Energía de enlace

- Energía que se desprende cuando se forma un enlace
- Energía necesaria para romper un enlace

$$E_{\text{enlace}} > 0$$



$$E_{\text{enlace}} = 435 \text{ kJ/mol}$$

1. El enlace químico

1.2. Longitud de enlace

Longitud de enlace: Valor promedio de la distancia entre los núcleos A y B debido a las vibraciones del enlace A-B

O—H (H₂O) 0.96 Å

C--H (CH₄) 1.095 Å

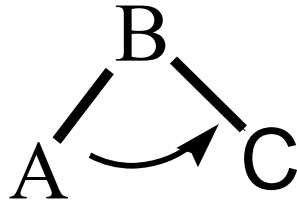
O—H (H₂O₂) 0.97 Å

C--H (C₂H₄) 1.087Å

1. El enlace químico

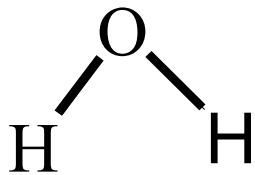
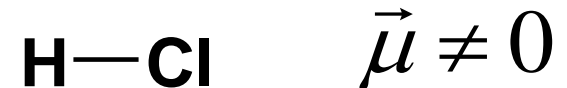
1.3. Ángulos de enlace, momento dipolar de una molécula

Valor promedio del ángulo definido por los núcleos A, B y C ya que los átomos vibran en torno a una posición de equilibrio.



Momento dipolar

$$\vec{\mu} = q \cdot \vec{d}$$



$$\vec{\mu} \neq 0$$



$$\vec{\mu} = 0$$

1. El enlace químico

1.4. Electronegatividad

Las diferentes afinidades de los átomos por los electrones de una **molécula** se definen mediante el término de electronegatividad (EN)

Pauling (1901-1994)

Si un átomo tiene una gran tendencia a atraer electrones se dice que es muy electronegativo (elementos cercanos al Fluor en la tabla periódica) y si su tendencia es a perder esos electrones se dice que es muy electropositivo (como los elementos alcalinos, 1ª columna de la tabla periódica)

1. El enlace químico

1.5. Curva de energía potencial de una molécula

Variación energética que tiene lugar cuando dos átomos se aproximan

Fuerzas que aparecen

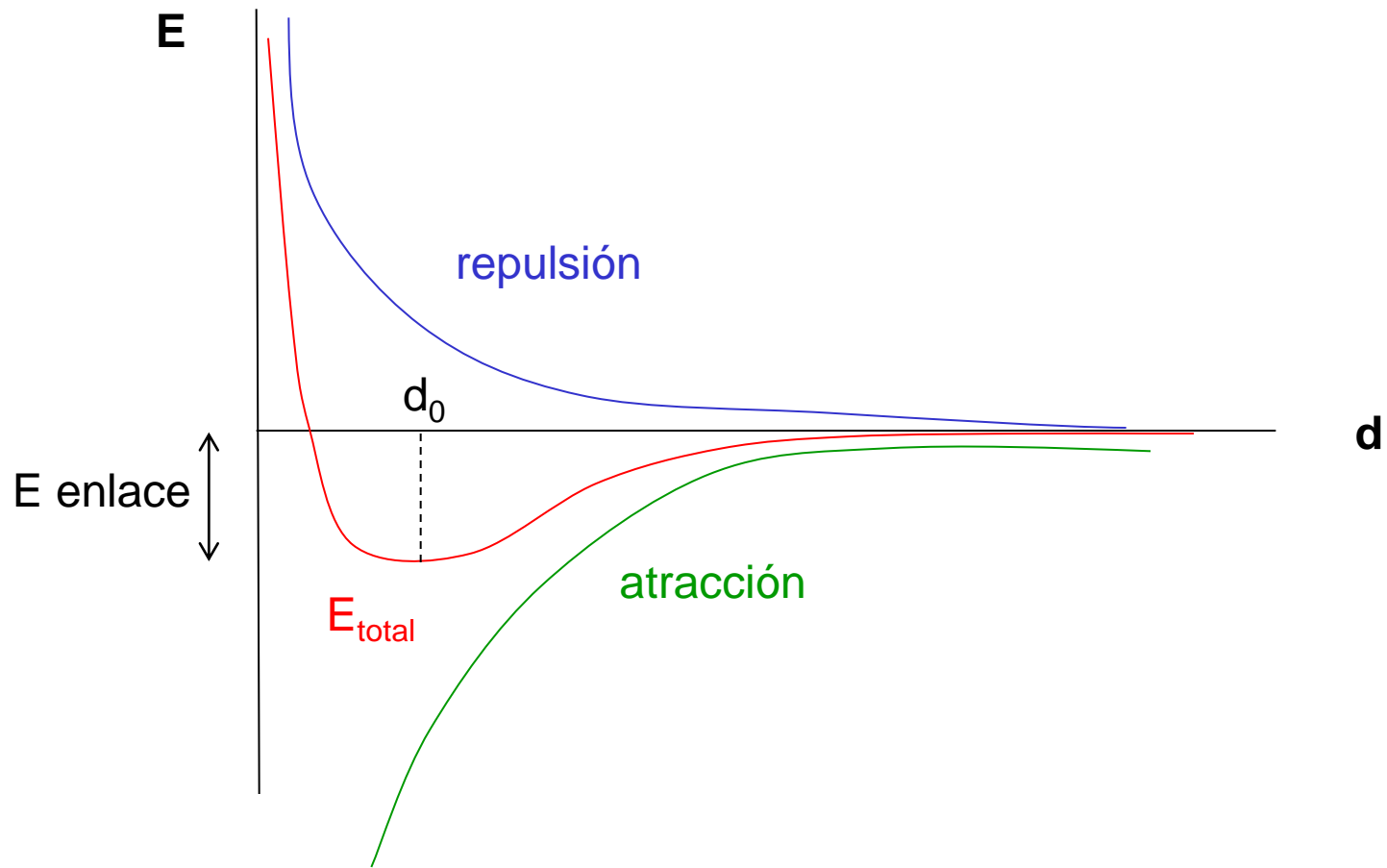
- Fuerzas de atracción entre el núcleo de cada átomo y los electrones del otro
- Fuerzas de repulsión entre los electrones de los dos átomos y entre los dos núcleos

Ejercicio: Construya la curva de energía potencial de la molécula A--B

E vs. $d(A-B)$

1. El enlace químico

1.5. Curva de energía potencial de una molécula



d_0 : longitud de enlace

1. El enlace químico

1.6. Configuración electrónica

s **d** **p**

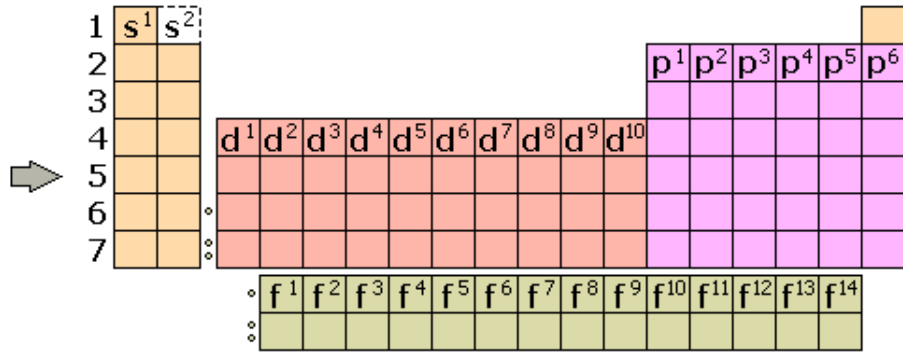
1 Group IA 2 Group IIA 13 Group IIIA 14 Group IVA 15 Group VA 16 Group VIA 17 Group VIIA 18 Group VIIIA

1	2											13	14	15	16	17	18									
1 H 1.01	2 He 4.00											13 B 10.81	14 C 12.01	15 N 14.01	16 O 16.00	17 F 19.00	18 Ne 20.18									
2	3	4											11	12											19	20
3	Li 6.94	Be 9.01											Na 22.99	Mg 24.30											K 39.10	Ca 40.08
4			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18								
5			Group IIIB	Group IVB	Group VB	Group VIB	Group VIIB	Group	Group VIII B	Group	Group IB	Group IIB	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95								
6	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80								
7	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29								
8	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La* 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)								
9	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 Cn (277)			114 Fl (289)			116 Lv (289)	118 Og (293)							

Metals — Non-metals

58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (248)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (260)	102 No (259)	103 Lr (262)

- 1s
- 2s 2p
- 3s 3p 3d
- 4s 4p 4d 4f
- 5s 5p 5d 5f 5g
- 6s 6p 6d 6f 6g
- 7s 7p 7d 7f 7g



Llenado de orbitales




1. El enlace químico

1.6. Configuración electrónica

Elemento	Z	Diagrama de orbitales					Configuración electrónica	
		1s	2s	2p			3s	
H	1	↑						$1s^1$
He	2	↑↓						$1s^2$
Li	3	↑↓	↑					$1s^2 2s^1$
Be	4	↑↓	↑↓					$1s^2 2s^2$
B	5	↑↓	↑↓	↑				$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	↑↓	↑↓	↑	↑			$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	↑↓	↑↓	↑	↑	↑		$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		$1s^2 2s^2 2p^4$

1. El enlace químico

1.6. Configuración electrónica

Elemento	Z	Diagrama de orbitales	Configuración electrónica
F	9		$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	10		$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

2. Tipos de enlace

Enlace iónico: Transferencia de electrones entre un elemento electronegativo y otro electropositivo (Fuerzas electrostáticas)

- Sólidos iónicos (NaCl)

Enlace covalente: Compartición de electrones entre elementos electronegativos

- Moléculas (O₂) y sólidos moleculares (Hielo)
- Sólidos covalentes (diamante)

Enlace metálico: Compartición de electrones entre elementos electropositivos

- Metales (Ag, Au)

2.1. Enlace iónico y compuestos iónicos

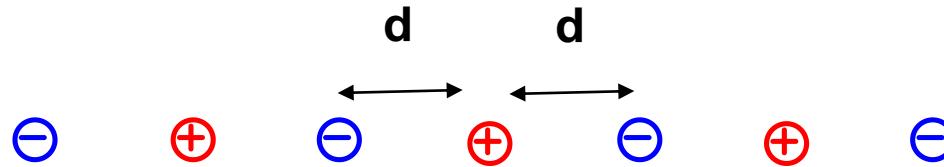
- ⌘ Los átomos de casi todos los elementos pueden ganar o perder electrones para dar especies cargadas denominadas *iones*.
- ⌘ Los compuestos formados por iones se conocen como *compuestos iónicos*.
 - Los metales tienden a perder electrones para formar iones cargados positivamente llamados *cationes*.
 - Los no metales tienden a ganar electrones para formar iones con carga negativa denominados *aniones*.

2.1. Enlace iónico y compuestos iónicos

- **Formados por un elemento electropositivo y otro electronegativo**
- **Los átomos (iones) se disponen formando redes cristalinas**
- **Solubles en agua e insolubles en disolventes orgánicos**
- **Puntos de fusión elevados**
- **Conducen la corriente eléctrica cuando están disueltos o fundidos**
- **Frágiles (no son fácilmente mecanizables)**
- **Menos densos que los metales**

2.1. Enlace iónico y compuestos iónicos

Caso hipotético: Cristal unidimensional formado por un alineamiento de cationes (+ z) y aniones (-z)



Na [Ne] 3s¹

Na⁺ Cl⁻

Energía de enlace = Energía electrostática

Cl [Ne] 3s²3p⁵

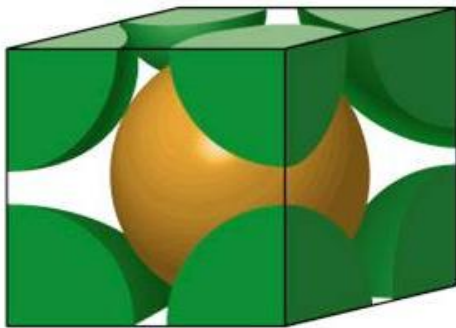
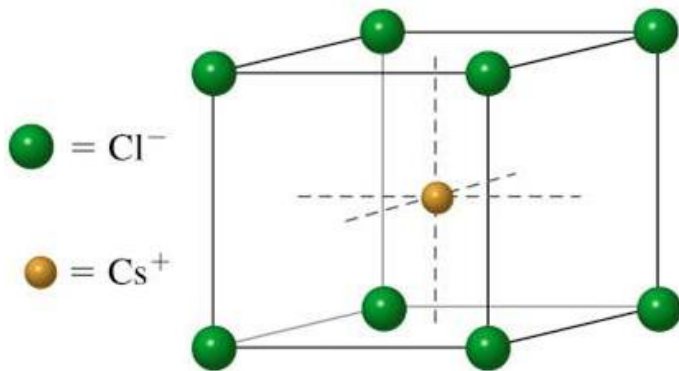
Z_C = +1
Z_A = -1

$$E_{\text{electrostática}} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{|z_C e| |z_A e|}{d_{CA}} < 0$$

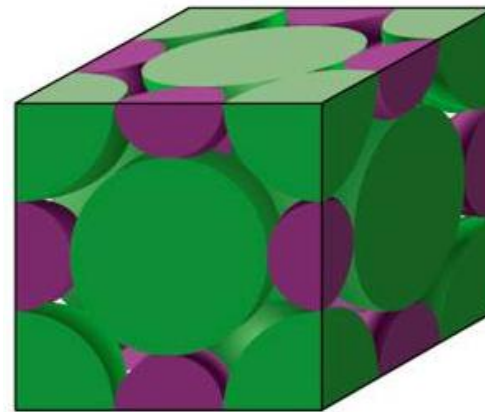
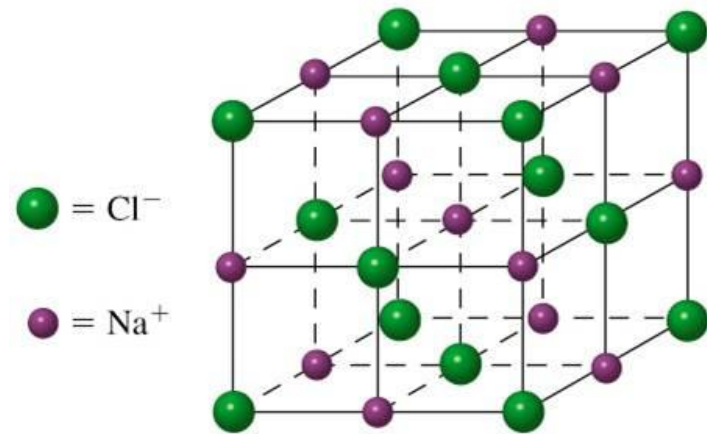
El sólido iónico tiene un contenido energético inferior (es más estable) que el conjunto de sus iones

2.1. Enlace iónico y compuestos iónicos

CsCl



NaCl



2.2. Enlace covalente y estructura molecular

Primera aproximación al estudio de moléculas

Lewis: “El enlace químico que une a dos átomos se origina porque los dos núcleos comparten pares de electrones.”

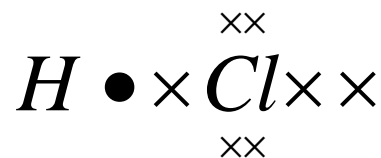
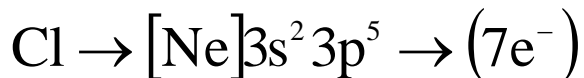
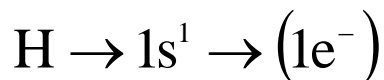


Un electrón se encuentra bajo la influencia de dos núcleos



Regla del octeto:

“Los átomos se unen entre si compartiendo pares de electrones, en un intento de adquirir una capa electrónica exterior de ocho electrones similar a la de los gases nobles.”



2.2. Enlace covalente y estructura molecular

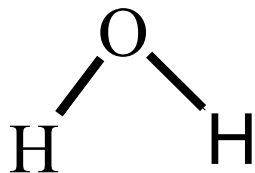
$EN_{Cl} > EN_H \longrightarrow$ El Cl tiene un mayor grado de control sobre los electrones

$\overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{Cl} \quad \vec{\mu} \neq 0$ Enlace covalente polar

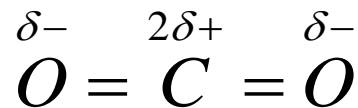
$H - H \quad \vec{\mu} = 0$ Enlace covalente no polar

Todas las moléculas **diatómicas** con $\vec{\mu} \neq 0$ son polares

En las moléculas **poliatómicas** debemos tener en cuenta la polaridad de todos los enlaces y la geometría molecular:



$$\sum \vec{\mu}_i = \vec{\mu} \neq 0$$

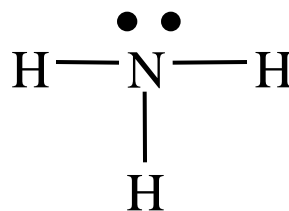
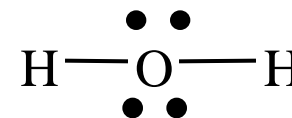
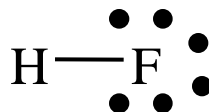


$$\sum \vec{\mu}_i = \vec{\mu} = 0$$

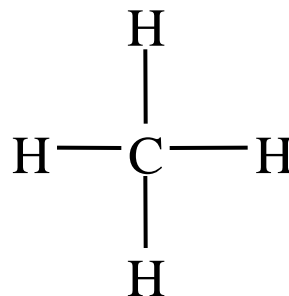
2.2. Enlace covalente y estructura molecular

Una estructura de Lewis es una representación convencional de la distribución de electrones alrededor de cada uno de los átomos de una molécula, según el modelo del enlace por pares de electrones.

orbitales	2s	2p		
F: [He]	↑↓	↑↓	↑↓	↑
O: [He]	↑↓	↑↓	↑	↑
N: [He]	↑↓	↑	↑	↑
orbitales	1s			
H:	↑			

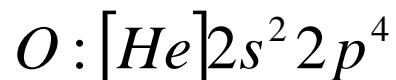


orbitales	2s	2p		
C: [He]	↑↓	↑	↑	
C*: [He]	↑	↑	↑	↑

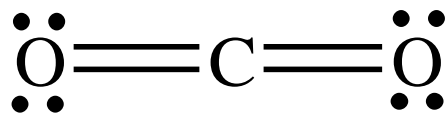
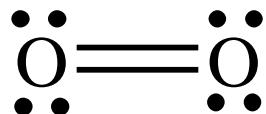


2.2. Enlace covalente y estructura molecular

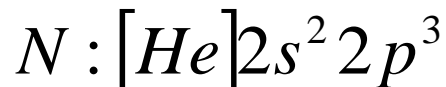
-Algunas moléculas requieren dos pares de electrones de enlace entre sus átomos constituyentes (doble enlace):



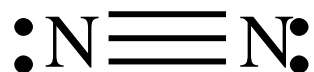
$$8 - 6 = 2$$



-Tres pares de electrones entre dos átomos de una molécula se describe como un triple enlace:

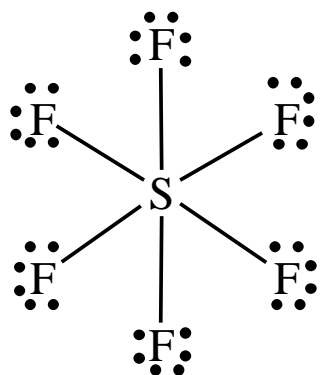


$$8 - 5 = 3$$

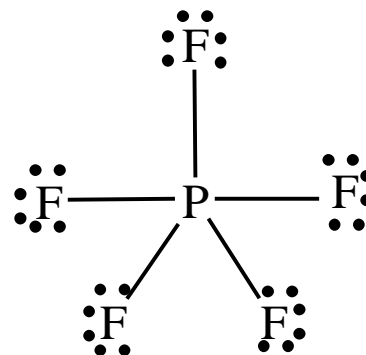
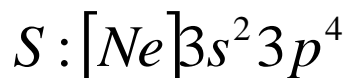


2.2. Enlace covalente y estructura molecular

Moléculas hipervalentes: contienen átomos con más de un octeto de e-



S: 6 pares e-



P: 5 pares e-



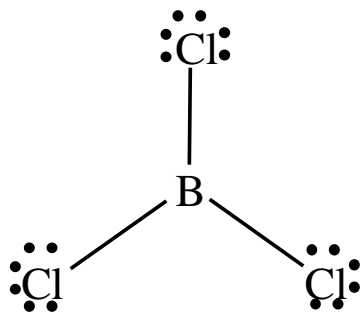
Debemos considerar los orbitales “d”

orbitales	s	p			d			
S*: [Ne]	↑	↑	↑	↑	↑	↑		
P*: [Ne]	↑	↑	↑	↑	↑			

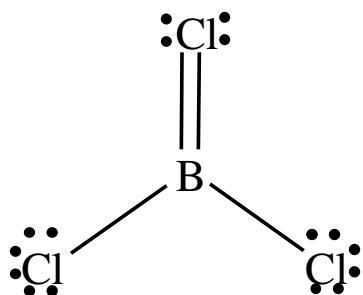
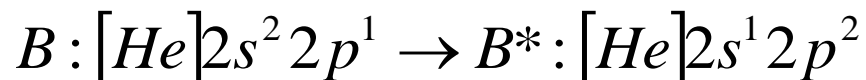
Las moléculas hipervalentes pueden aparecer a partir del tercer período

2.2. Enlace covalente y estructura molecular

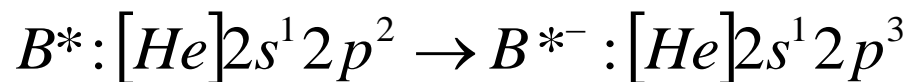
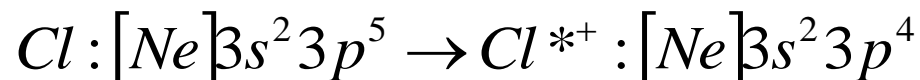
Moléculas hipovalentes: contienen átomos con menos de cuatro pares de e-



El B tiene 3 pares de e- a su alrededor



El Cl cede 1 e- al B, y ambos comparten 2 pares



Desfavorable por EN relativas

orbitales	s	p		
Cl ^{*+} : [Ne]	↑↓	↑↓	↑	↑
B ^{*-} : [He]	↑	↑	↑	↑

2.2. Enlace covalente y estructura molecular

Reglas para escribir las estructuras de Lewis

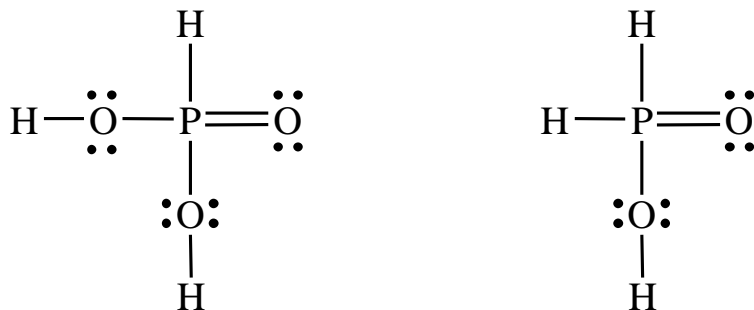
1- El elemento menos EN suele ser el átomo central, excepto H.

2- Los átomos de O no se enlazan entre ellos.

Excepciones: O_2 , O_3 , peróxidos y superóxidos

3- En los ácidos oxiácidos el H suele unirse al O, y no a los átomos centrales.

Excepciones: H_3PO_3 y H_3PO_2



4- Los átomos de C tienden a unirse entre ellos.

5- La disposición de átomos se realiza del modo más simétrica posible

2.2. Enlace covalente y estructura molecular

Reglas para escribir las estructuras de Lewis

6- Se calcula el número de e- de valencia (N) que se requieren para adquirir la configuración de gas noble:

$$H_2SO_4 \quad N = 2 \times 2(H) + 8 \times 1(S) + 8 \times 4(O) = 44e^- \text{ necesarios}$$

$$SO_4^{2-} \quad N = 8 \times 1(S) + 8 \times 4(O) = 40e^- \text{ necesarios}$$

7- Se calcula el número de e- disponibles de todos los átomos. Si tenemos un ión hemos de sumar el n° de e- de la carga negativa o restar los de la carga positiva:

$$H_2SO_4 \quad D = 1 \times 2(H) + 6 \times 1(S) + 6 \times 4(O) = 32e^- \text{ disponibles}$$

$$SO_4^{2-} \quad D = 6 \times 1(S) + 6 \times 4(O) + 2(\text{ión}) = 32e^- \text{ disponibles}$$

8- Se calcula el número de e- compartidos mediante la diferencia C=N-D:

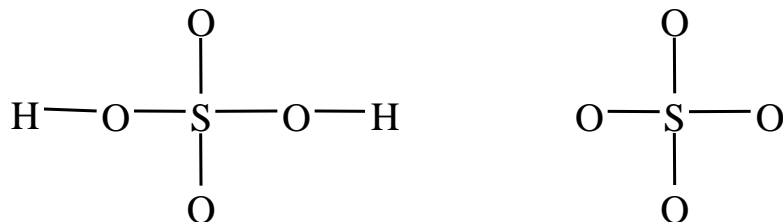
$$H_2SO_4 \quad C = 44 - 32 = 12e^- \text{ compartidos (6 pares)}$$

$$SO_4^{2-} \quad C = 40 - 32 = 8e^- \text{ compartidos (4 pares)}$$

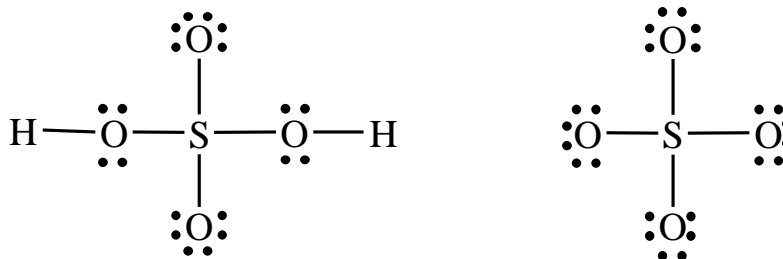
2.2. Enlace covalente y estructura molecular

Reglas para escribir las estructuras de Lewis

9- Se disponen los e- compartidos en el esqueleto, utilizando enlaces dobles y triples si es necesario:



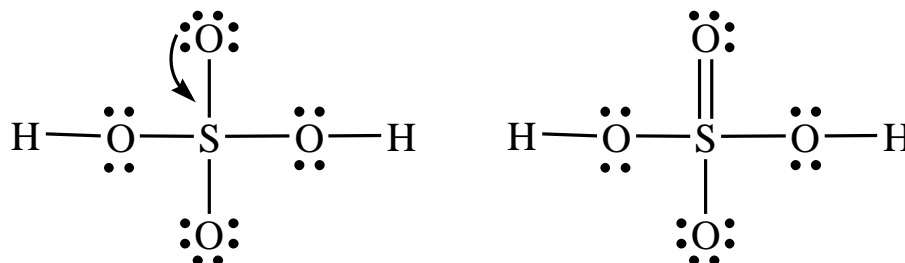
10- Se colocan los e- restantes como pares solitarios completando el octeto de cada átomo:



2.2. Enlace covalente y estructura molecular

Reglas para escribir las estructuras de Lewis

11- Pueden escribirse estructuras de Lewis alternativas promoviendo pares de e- no enlazantes de átomos periféricos a pares enlazantes:



Si el átomo central es del segundo período no podemos violar la regla del octeto

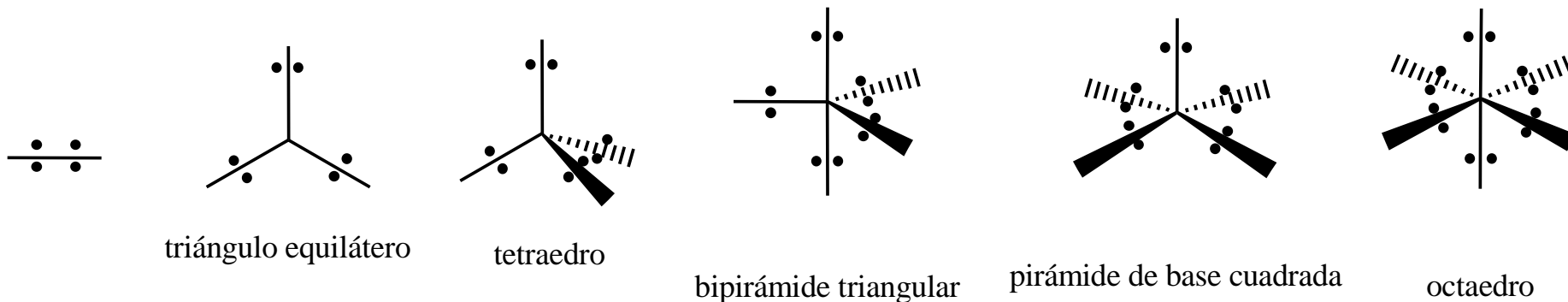
Si el átomo central es del tercer período y sucesivos, el n^o de pares de e- a su alrededor puede exceder de 4.

2.2. Enlace covalente y estructura molecular

El modelo de Lewis no proporciona ninguna información acerca de la geometría de la molécula

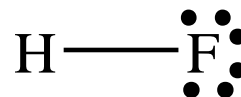
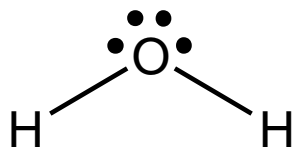
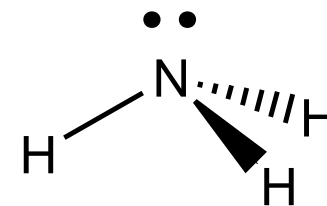
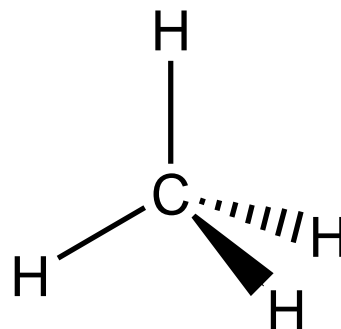
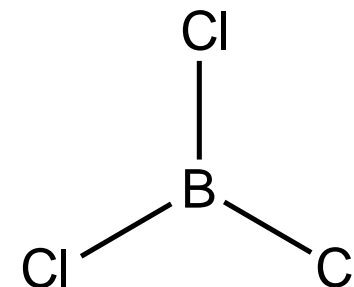
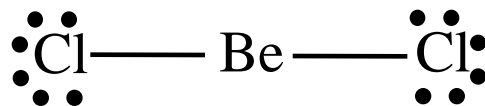
La teoría de las repulsiones entre los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) intenta explicar la geometría basándose en consideraciones electrostáticas:

Gillespie: “En un conjunto de N cargas eléctricas puntuales, iguales y situadas a la misma distancia de un punto fijo (origen de coordenadas), la disposición espacial de mínima energía es la que minimiza las repulsiones electrostáticas.”



2.2. Enlace covalente y estructura molecular

orbitales	s	p		
F: [He]	↑↓	↑↓	↑↓	↑
O: [He]	↑↓	↑↓	↑	↑
N: [He]	↑↓	↑	↑	↑
C*: [He]	↑	↑	↑	↑
B*: [He]	↑	↑	↑	
Be*: [He]	↑	↑		
Li: [He]	↑			



2.2. Enlace covalente y estructura molecular

Pares de e-	Distribución de los pares de e-	n	m	AX_n	Forma geométrica	Ejemplos
2	lineal	2	0	AX_2	lineal	$BeCl_2$
3	Plana triangular	3	0	AX_3	Plana triangular	BCl_3
4	tetraédrica	4	0	AX_4	tetraédrica	CH_4
		3	1	AX_3	piramidal	NH_3
		2	2	AX_2	Angular	H_2O
		1	3	AX	lineal	HF

n: nº de pares de e- enlazantes

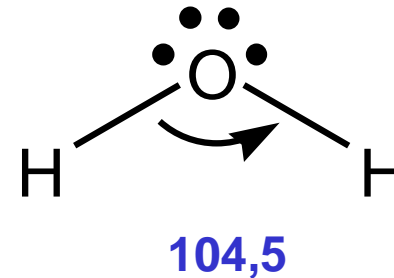
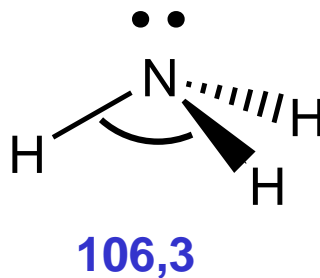
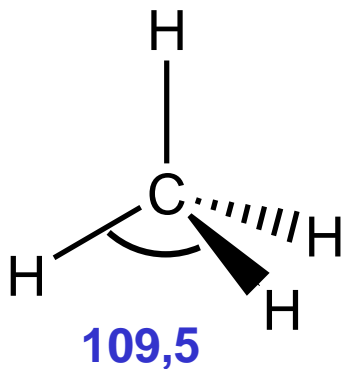
m: nº de pares de e- no enlazantes

2.2. Enlace covalente y estructura molecular

1- Influencia de los pares de e⁻ no enlazantes:

El dominio de un par de e⁻ no enlazantes ocupa un mayor volumen.

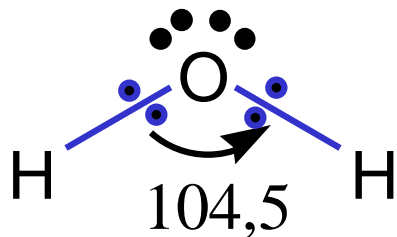
“La repulsión entre dos pares no enlazantes es mayor que la repulsión entre un par no enlazante y un par enlazante, y ésta a su vez mayor que la repulsión entre dos pares enlazantes.”



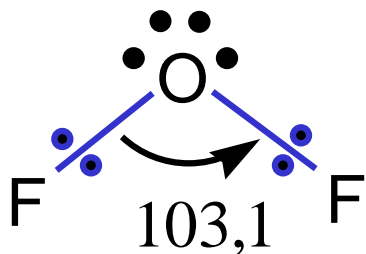
2.2. Enlace covalente y estructura molecular

2- Diferencia de EN entre átomos:

El par e- se encuentra más cerca, por término medio, del átomo más EN



$$EN_F > EN_H$$



El ángulo F-O-F es más cerrado

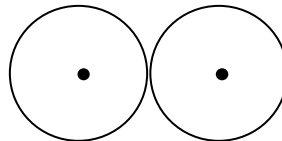
2.3. Enlace metálico y sus propiedades

“Sistemas sólidos (a T ambiente) formados por átomos que se mantienen unidos mediante intensas fuerzas de enlace metálico”

- Los átomos se disponen formando redes cristalinas
- El número de electrones es insuficiente para formar enlaces $2c - 2 e^-$ con los átomos vecinos

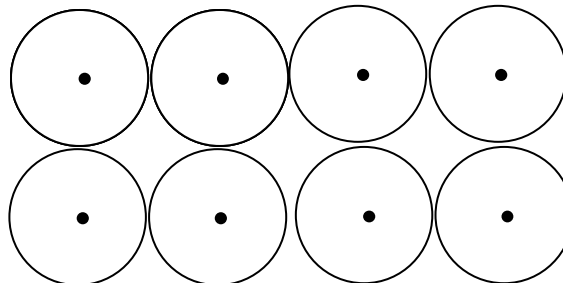
Na [Ne] $3s^1$

Na_2



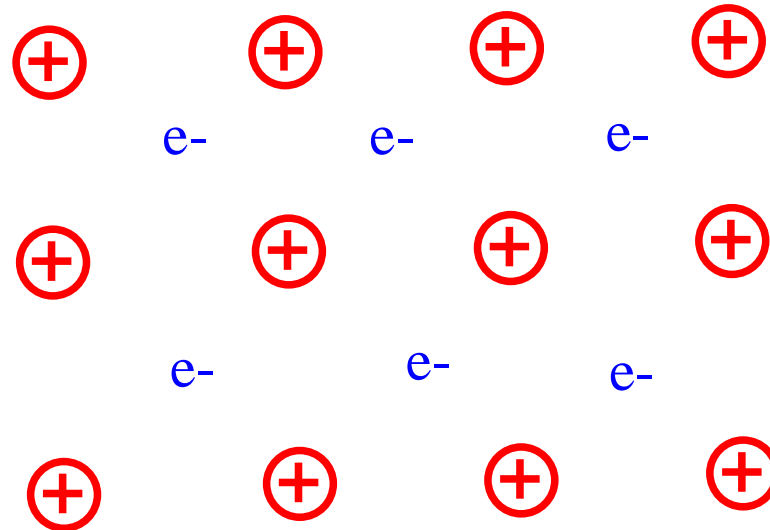
$2c - 2 e^-$

Na_n



**Modelo nube
de carga**

2.3. Enlace metálico y sus propiedades



El enlace metálico resulta de la interacción entre el **gas electrónico** y los **restos atómicos** cargados positivamente

2.3. Enlace metálico y sus propiedades

Propiedades físicas: Puntos de fusión

Li 180 °C		
Na 98 °C	Mg 650 °C	Al 660 °C
K 64 °C	Ca 838 °C	
Rb 39 °C	Sr 770 °C	
Cs 29 °C	Ba 725 °C	

Explica las tendencias en base al modelo de nube de carga

2.3. Enlace metálico y sus propiedades

Propiedades físicas:

Conductividad eléctrica

La conductividad eléctrica de los metales aumenta al disminuir T

Al bajar la temperatura las vibraciones de los cationes que forman la red cristalina son de menor amplitud e interfieren menos con el Movimiento de los electrones

Conducción del calor

La propagación del calor es rápida en los metales ya que los e^- se pueden desplazar rápidamente de una parte a otra del metal

2.3. Enlace metálico y sus propiedades

Propiedades mecánicas

Los metales son dúctiles y maleables

Los átomos del metal pueden desplazarse sin necesidad de romper enlaces

Brillo

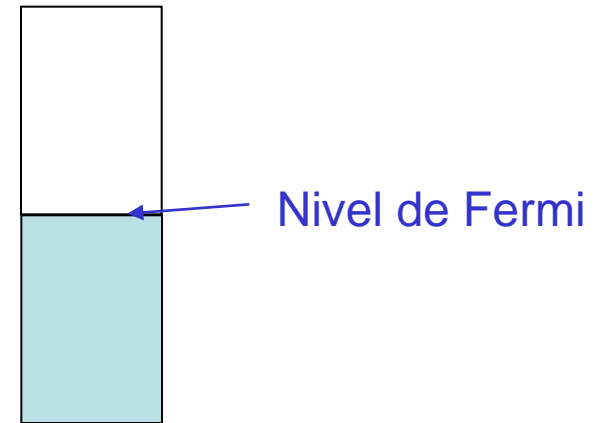
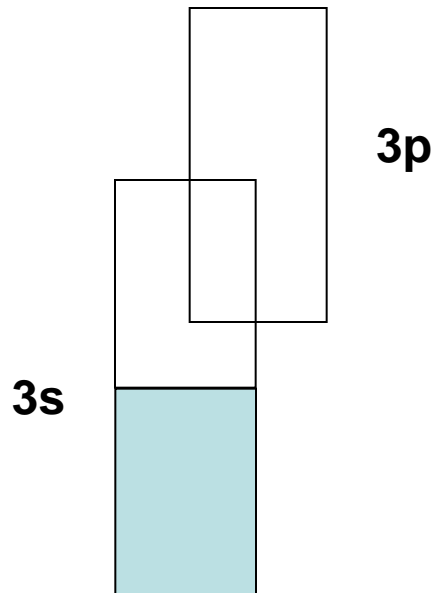
Los metales tienen un aspecto brillante

Los electrones móviles vibran con la misma frecuencia que la radiación incidente emitiendo ondas electromagnéticas de la misma frecuencia

2.3. Enlace metálico y sus propiedades

N átomos de Na formando un cristal:

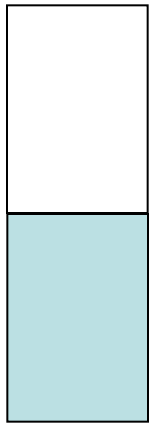
- N orbitales moleculares en la banda
- Capacidad: $2N e^-$
- Número de e^- : N



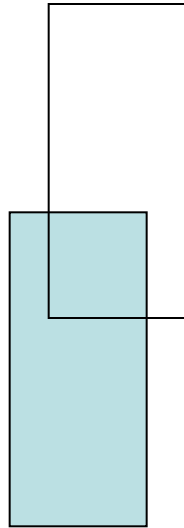
Una banda parcialmente llena proporciona movilidad a los e^- : banda de conducción

Banda totalmente llena: banda de valencia

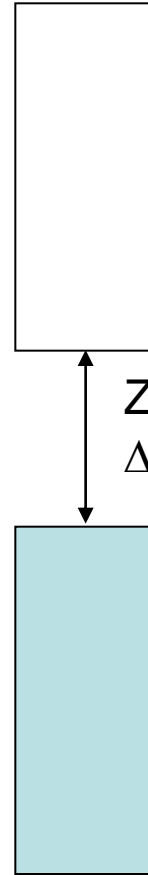
2.3. Enlace metálico y sus propiedades



Conductores (metales)



aislantes



semiconductores

Zona prohibida
 ΔE grande

Zona prohibida
 ΔE pequeña

3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

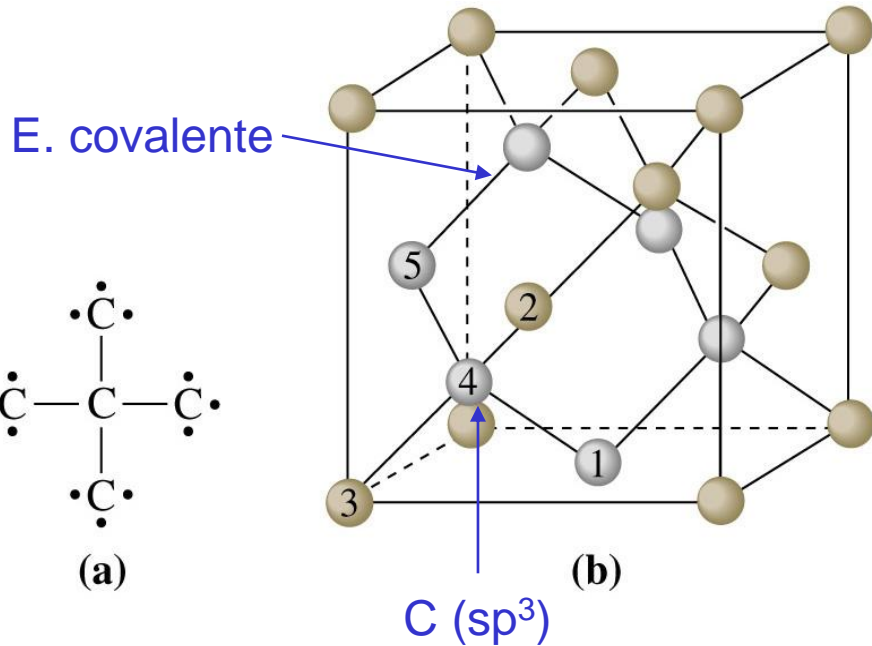
	Sustancias moleculares	Sólidos covalentes
Unidad estructural	molécula	átomo
Enlace entre unidades	Fuerzas intermoleculares	Enlace covalente
Puntos de fusión y ebullición	Bajos	Altos
a P y T ordinarias	Líquidos o gases	sólidos
Ejemplos	O ₂ , H ₂ O	diamante

Molécula: conjunto finito de átomos unidos entre si mediante enlaces covalentes.

3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

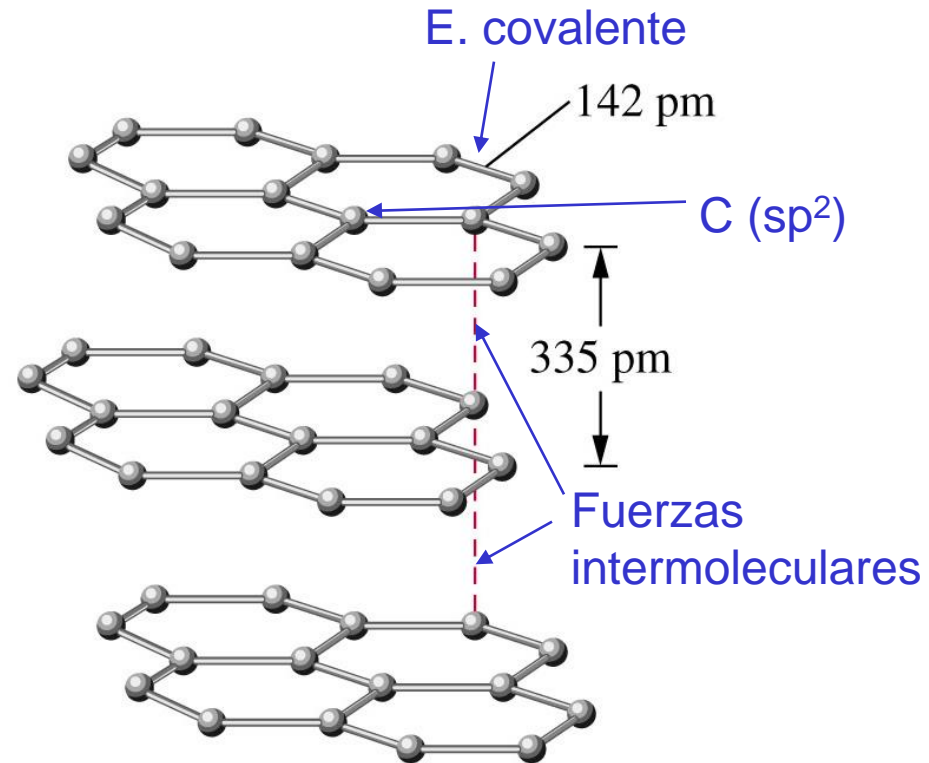
Alótropos: formas estructurales diferentes de un elemento.

Diamante



Cristalino, transparente, $d=3,53 \text{ g/cm}^3$, elevada dureza, aislante, inerte.

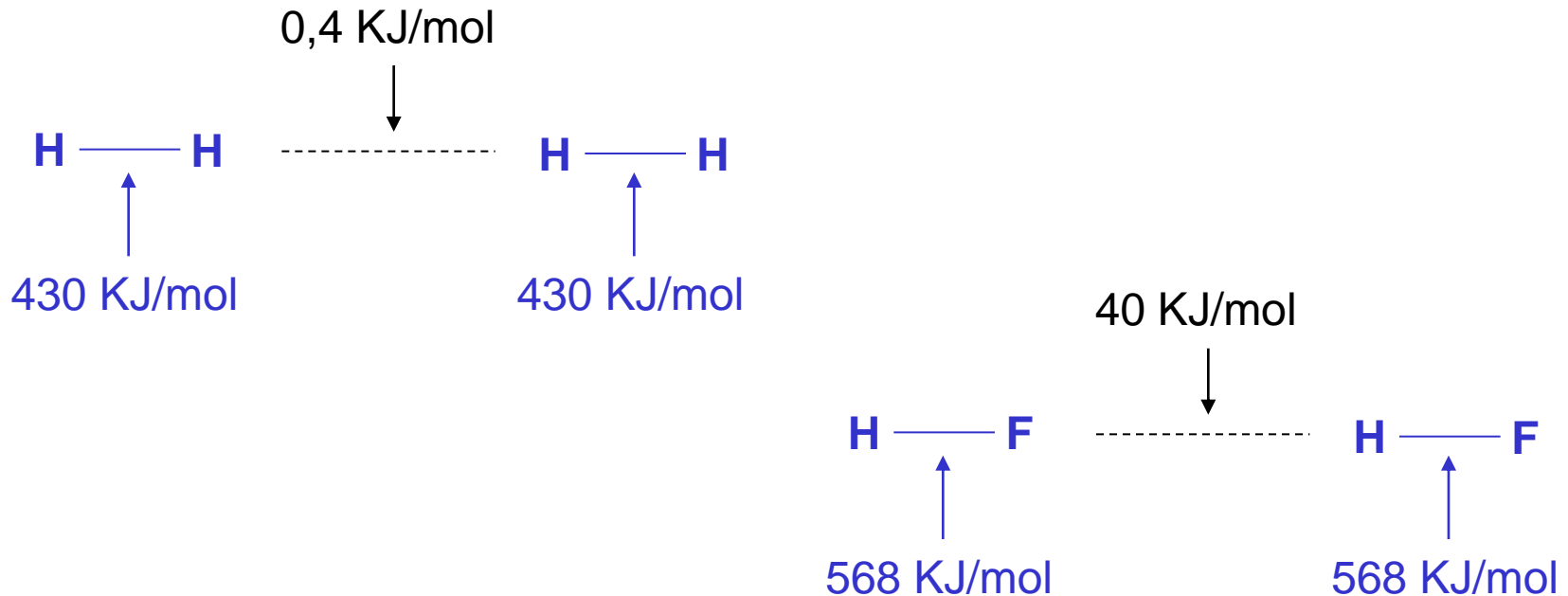
Grafito



Negro, $d=2,25 \text{ g/cm}^3$, baja dureza, conductor, más reactivo.

3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

Las moléculas se mantienen unidas por fuerzas intermoleculares



Energía cinética promedio a 25° C: 4,8 KJ/mol

Las fuerzas intermoleculares explican el comportamiento real de los gases.

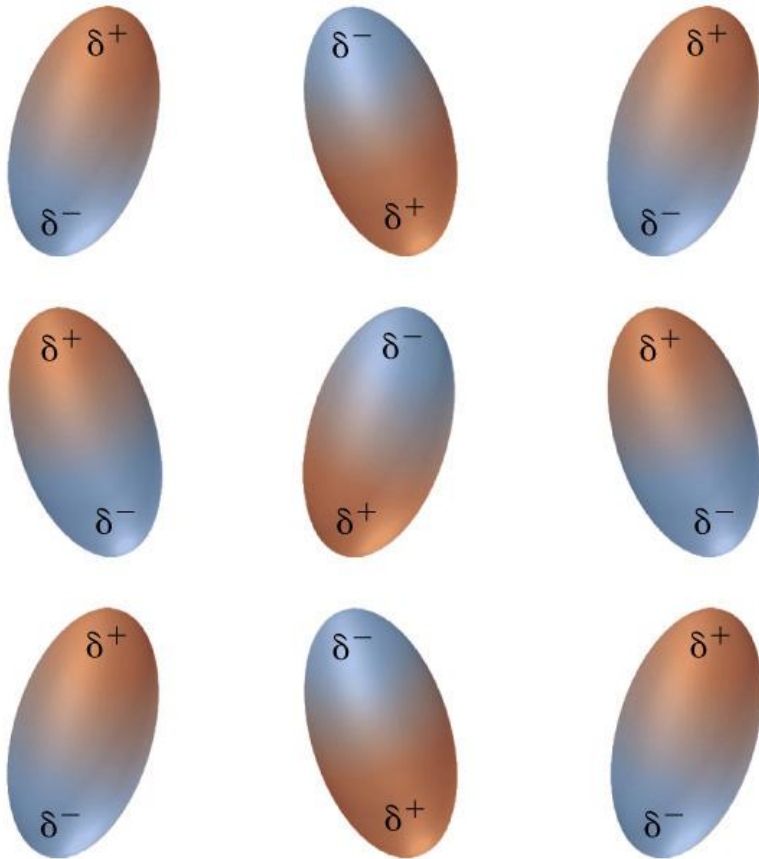
3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

Fuerzas entre	Tipo de interacción	Dependencia de F con d	Descripción
Molécula polar-molécula polar	Dipolo - dipolo	$1/d^7$	Fuerzas de Van der Waals
Molécula polar-molécula apolar	Dipolo - dipolo inducido		
Molécula apolar-molécula apolar	Dipolo inducido - dipolo inducido		

3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

Dipolo - Dipolo

Entre moléculas polares

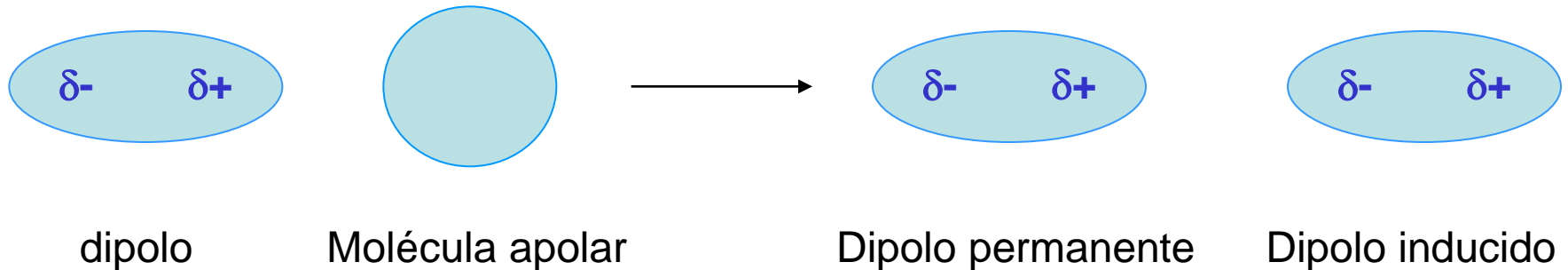


$$F \propto \frac{1}{d^7}$$

3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

Dipolo – dipolo inducido

Una molécula polar puede inducir un dipolo en una molécula apolar

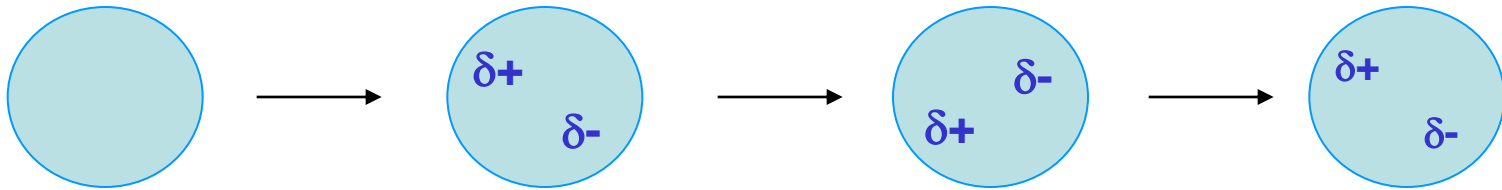


$$F \propto \frac{1}{d^7}$$

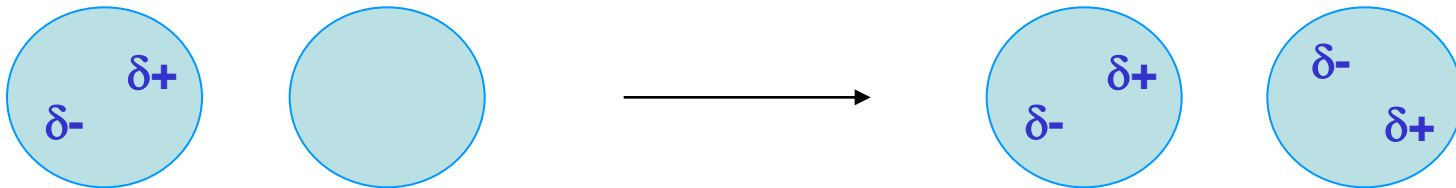
3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

Dipolo inducido – dipolo inducido: fuerzas de London

Una molécula apolar (o un átomo) puede poseer un momento dipolar instantáneo, que puede cambiar de magnitud y dirección.



El dipolo temporal induce otros dipolos entre las moléculas (o átomos) vecinas e interactúan atractivamente entre sí.



Las fuerzas de London aumentan con la masa atómica o molecular.

3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

Propiedades físicas:

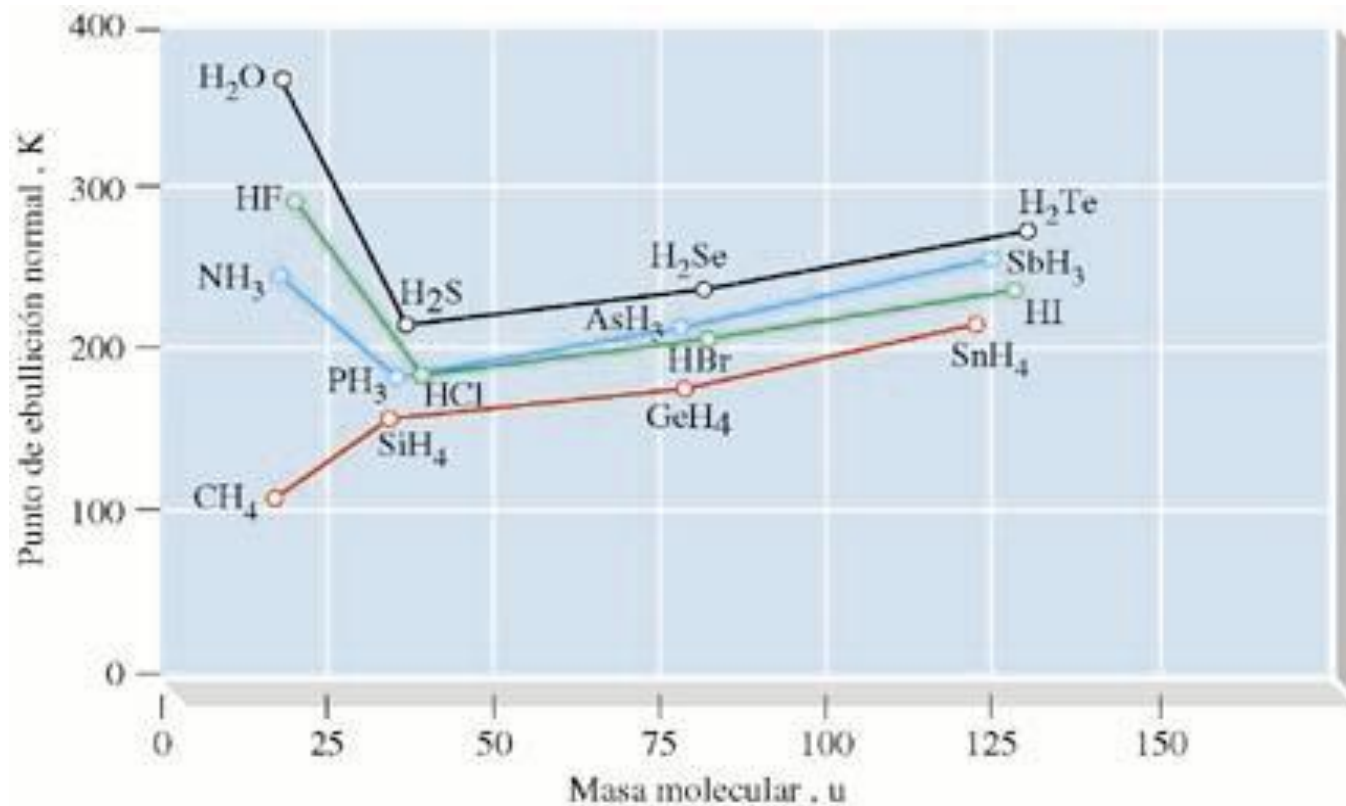
	Pf (°C)
Ne	-248,77
Xe	-140,2

	Pf (°C)
N ₂	-198
NO	-153
H ₂ O	0

Cuestión: explique estas tendencias

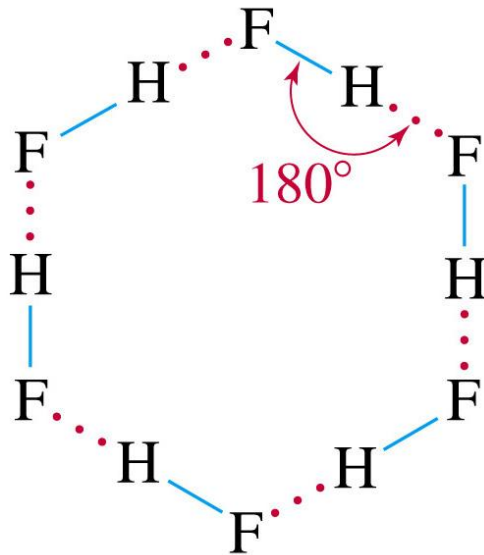
3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

Enlace de hidrógeno



3. Sólidos covalentes, sustancias moleculares y fuerzas intermoleculares

- Moléculas polares con átomos de hidrógeno enlazados con elementos muy electronegativos.
- El átomo electronegativo posee pares de electrones no enlazantes.
- Especialmente importantes en moléculas con átomos de F o de O enlazados a H.



Fuerzas direccionales

Cuestión: Explique por qué los puntos de ebullición del HF y HCl son 20°C y -85°C , respectivamente.

4. Formulación orgánica. Grupos funcionales

Los compuestos orgánicos abundan en la naturaleza

Grasas, hidratos de carbono y proteínas se encuentran en la comida.

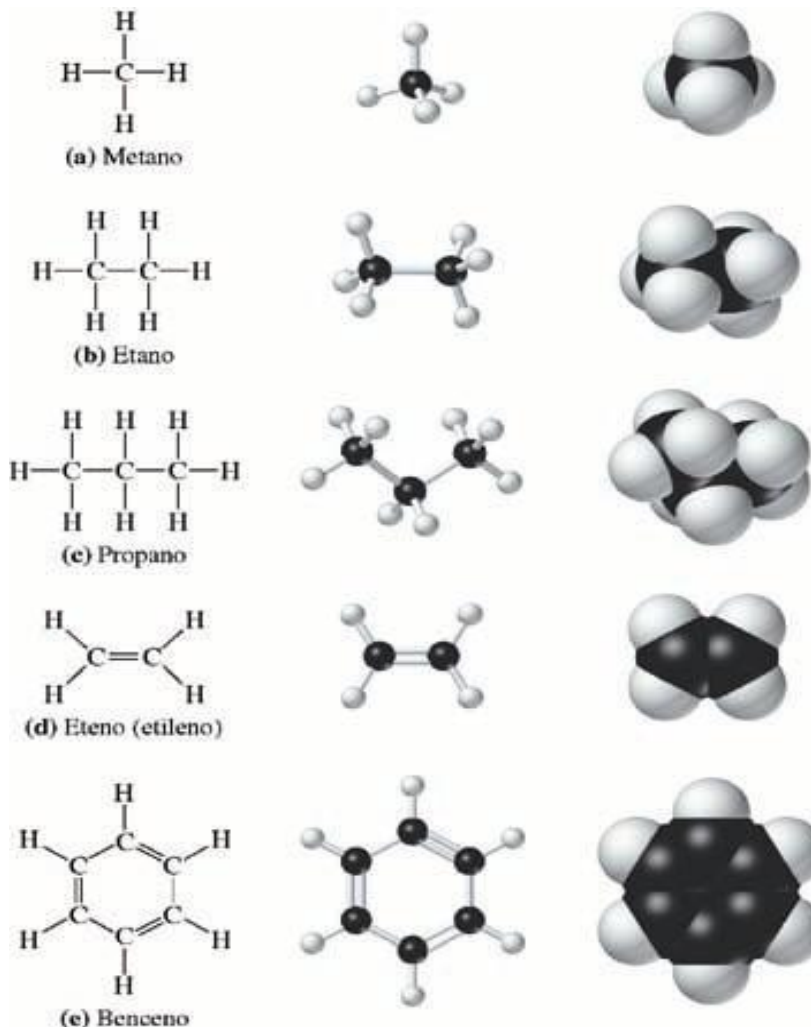
Propano, gasolina, queroseno, petróleo.

Fármacos y plásticos.

Los átomos de carbono forman cadenas y anillos

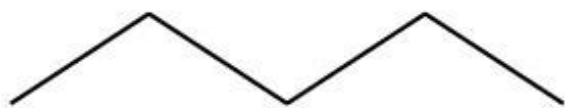
4. Formulación orgánica. Grupos funcionales

Representación de algunos hidrocarburos

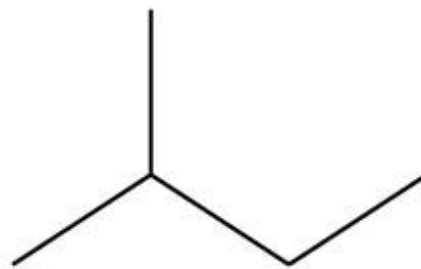


4. Formulación orgánica. Grupos funcionales

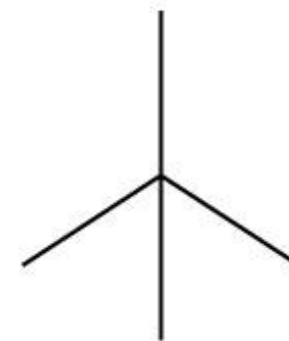
Ilustraciones simples de estructuras orgánicas



(1)

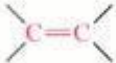
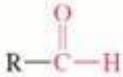


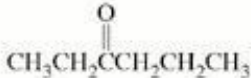




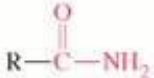

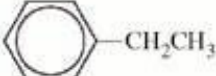




(2)



(3)

Grupos funcionales

Alcano	$R-H$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	Hexano
Alqueno		$CH_2=CHCH_2CH_2CH_3$	1-Penteno
Alquino	$-C\equiv C-$	$CH_3C\equiv CCH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	2-Octino
Alcohol	$R-OH$	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	1-Butanol
Haluro de alquilo	$R-X^b$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2Br$	1-Bromohexano
Éter	$R-O-R$	$CH_3-O-CH_2CH_2CH_3$	1-Metoxipropano (metil propil éter) ^c
Amina	$R-NH_2$	$CH_3CH_2CH_2-NH_2$	1-Aminopropano (propilamina) ^c
Aldehído			Butanal (butiraldehído) ^c
Cetona			3-Hexanona (etil propil cetona) ^c
Ácido carboxílico			Ácido butanoico (ácido butírico) ^c
Ester			Butanoato de metilo (butirato de metilo) ^c
Amida			Butanamida (butiramide) ^c
Areno	$Ar-H^d$		Etilbenceno
Haluro de arilo	$Ar-X^b$		Bromobenceno
Fenol	$Ar-OH$		4-Clorofenol (p-clorofenol) ^c