

Química orgánica (química del carbono)

¿Por qué es tan especial el carbono?

The image displays a periodic table of elements with a callout for Carbon (C). The callout box highlights the following information:

- Atomic Number: 6
- Symbol: C
- Name: Carbon
- Atomic Weight: 12.011

The periodic table is color-coded by groups:

- Metals:** Alkali metals (yellow), Alkaline earth metals (orange), Lanthanoids (light blue), Actinoids (light purple), Transition metals (light green), Post-transition metals (light blue), Metalloids (light purple).
- Nonmetals:** Reactive nonmetals (light green), Noble gases (light purple).
- Other Groups:** Pnictogens (light blue), Chalcogens (light green), Halogens (light purple).

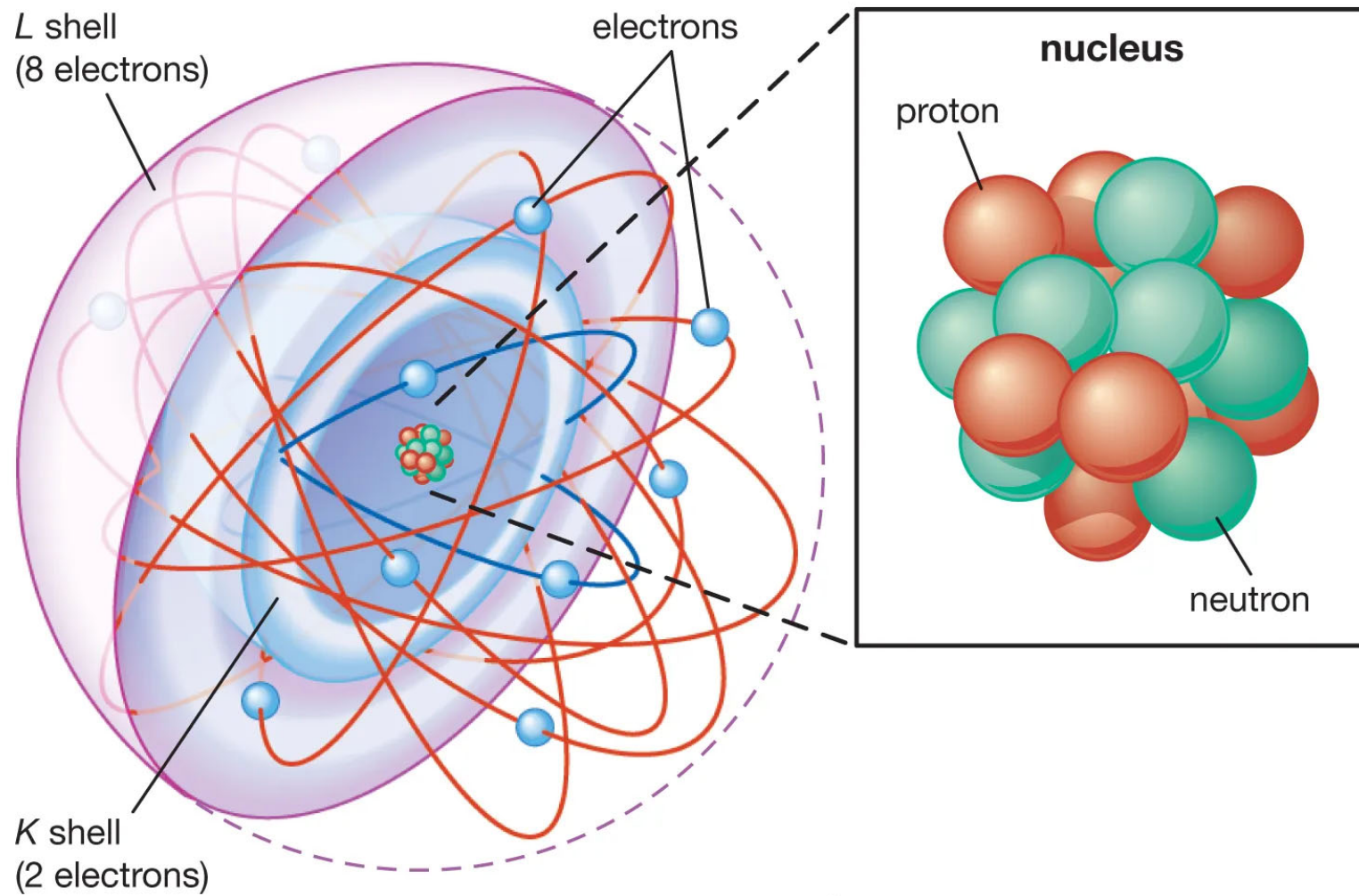
Key elements shown in the callout:

- 1 H Hydrogen 1.008
- 2 He Helium 4.0026
- 3 Li Lithium 6.94
- 4 Be Beryllium 9.0122
- 5 B Boron 10.81
- 6 C Carbon 12.011
- 7 N Nitrogen 14.007
- 8 O Oxygen 15.999
- 9 F Fluorine 18.998
- 10 Ne Neon 20.180
- 11 Na Sodium 22.990
- 12 Mg Magnesium 24.305
- 13 Al Aluminium 26.982
- 14 Si Silicon 28.085
- 15 P Phosphorus 30.974
- 16 S Sulfur 32.06
- 17 Cl Chlorine 35.45
- 18 Ar Argon 39.948
- 19 K Potassium 39.098
- 20 Ca Calcium 40.078
- 21 Sc Scandium 44.956
- 22 Ti Titanium 47.867
- 23 V Vanadium 50.942
- 24 Cr Chromium 51.996
- 25 Mn Manganese 54.938
- 26 Fe Iron 55.845
- 27 Co Cobalt 58.933
- 28 Ni Nickel 58.693
- 29 Cu Copper 63.546
- 30 Zn Zinc 65.38
- 31 Ga Gallium 69.723
- 32 Ge Germanium 72.630
- 33 As Arsenic 74.922
- 34 Se Selenium 78.971
- 35 Br Bromine 79.904
- 36 Kr Krypton 83.798

Electrones de valencia

“Electrones disponibles para formar enlaces”

- Por un periodo de tiempo los electrones fueron pensados como “pequeños planetas”
- En 1924 Louis de Broglie combina los conceptos de energía y masa (Einstein) con los de frecuencia y energía (Planck)
- Se asigna a cada partícula (p. Ej. a un electron) una ecuación de onda y la solución a estas ecuaciones se les conoce como funciones de onda.
- Las funciones de onda son llamadas orbitales atómicos.
- Cada orbital tiene una forma, volumen y energía específica (entre más cerca esta del núcleo más pequeña es esta energía)





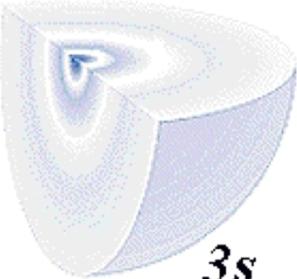
Electrones de valencia

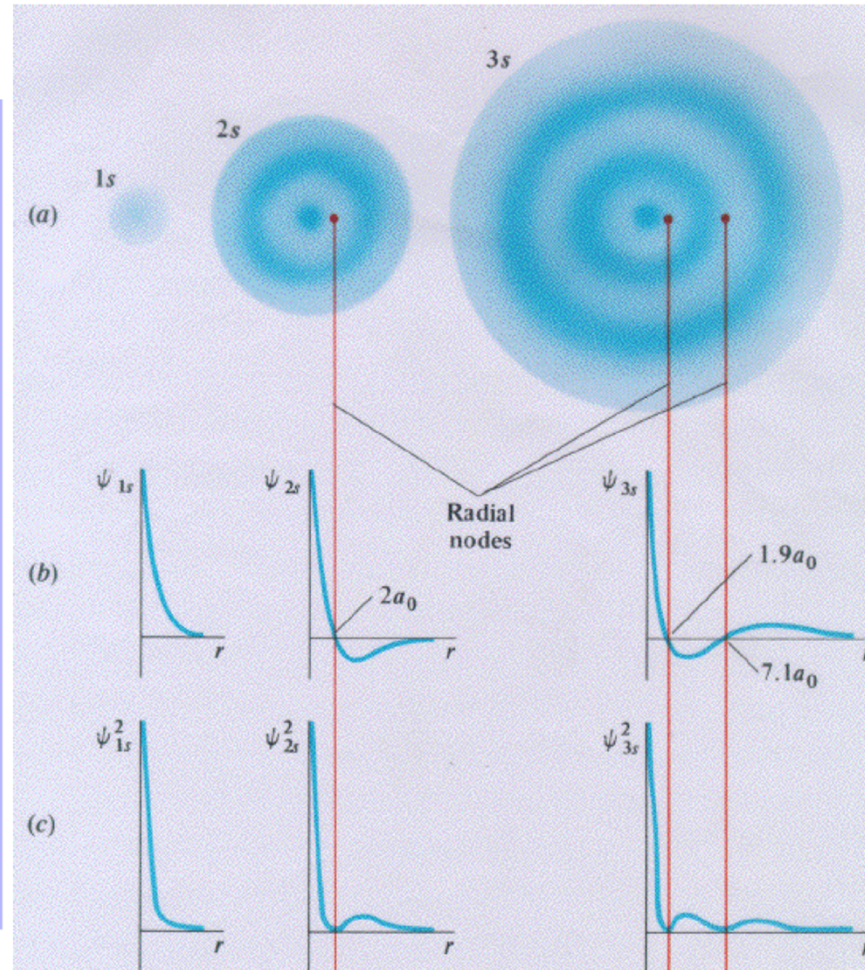
“Electrones disponibles para formar enlaces”

- Para poder asignar estas propiedades se emplea una combinación de 4 parámetros: n , l , m_l , s
- El parámetro n asigna el nivel de energía (mayor n , mayor energía) y se conocen como niveles o capas.
- El parámetro l asigna la forma (spheres, peanuts, donuts, flowers)

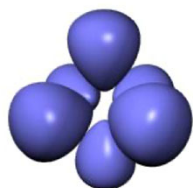
-Orbitales atómicos

Orbitales s

 <p>1s</p>	<p>$n = 1$ $l = 0$ $m = 0$</p>
 <p>2s</p>	<p>$n = 2$ $l = 0, 1$ $m = 0, \pm 1$</p>
 <p>3s</p>	<p>$n = 3$ $l = 0, 1, 2$ $m = 0, \pm 1, \pm 2$</p>

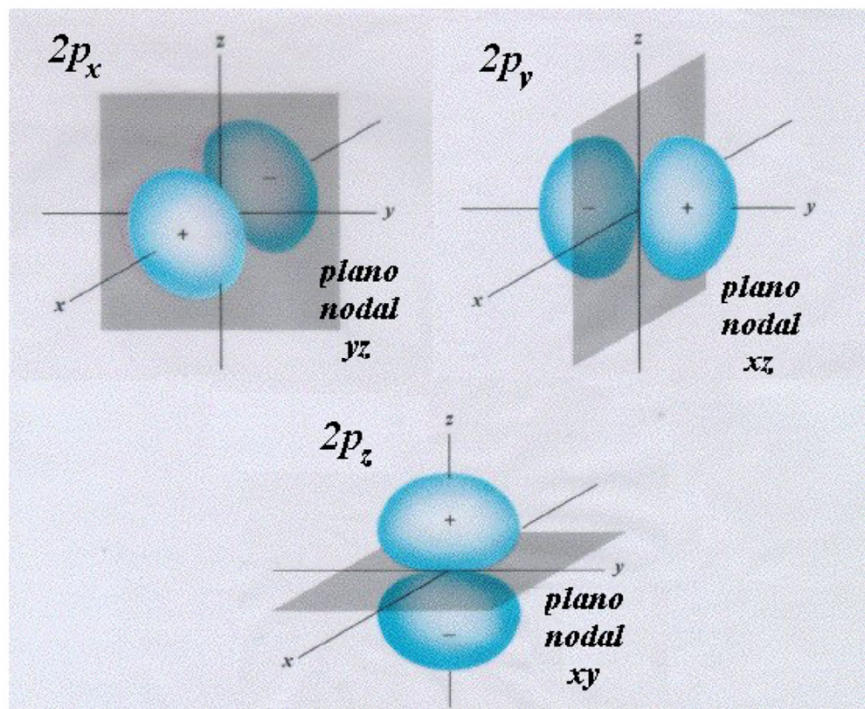


Orbitales p



$2p$

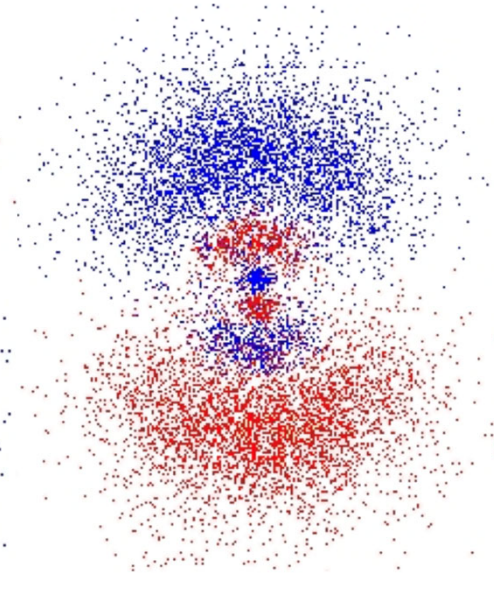
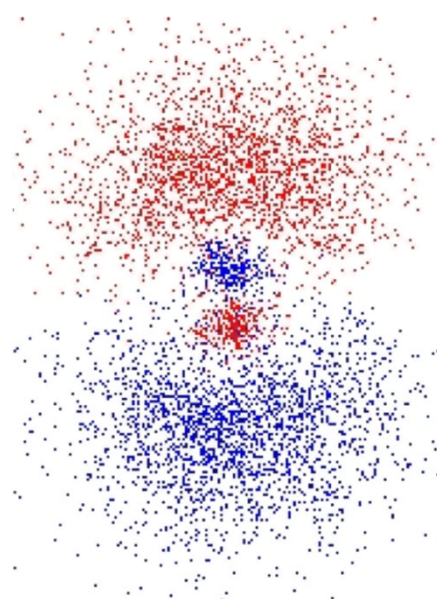
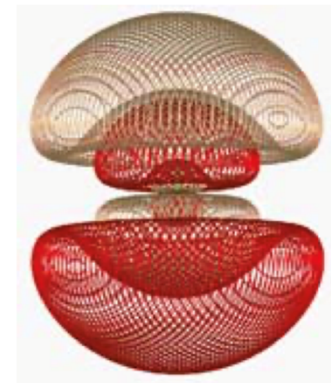
$n = 2$
 $l = 1$
 $m = -1$
 0
 $+1$



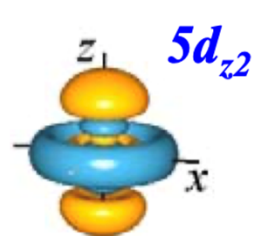
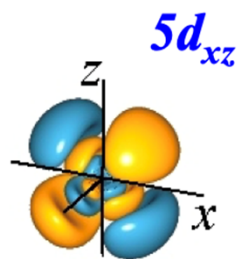
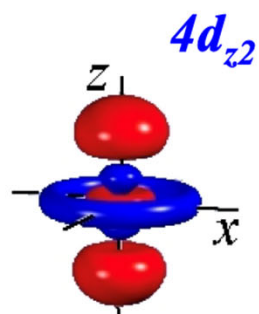
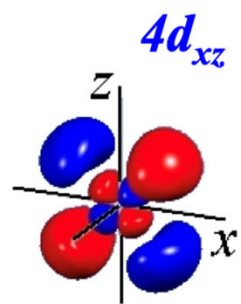
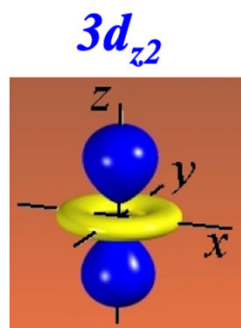
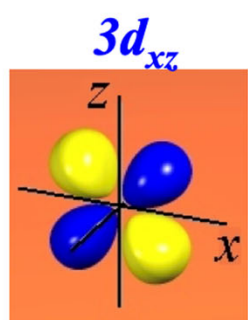
Orbitales p $3p$



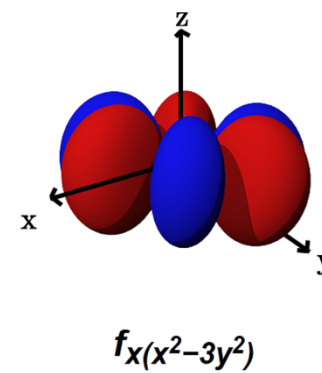
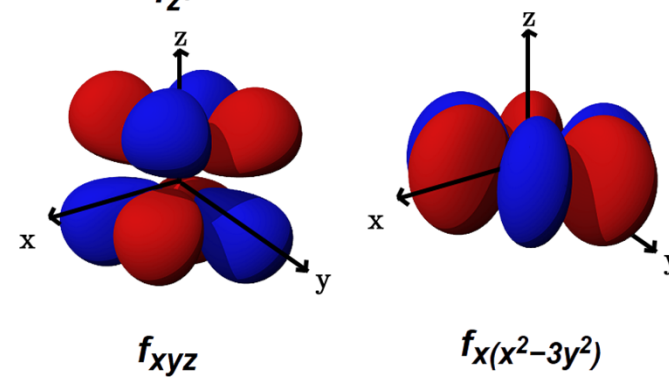
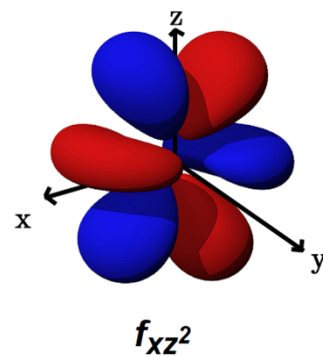
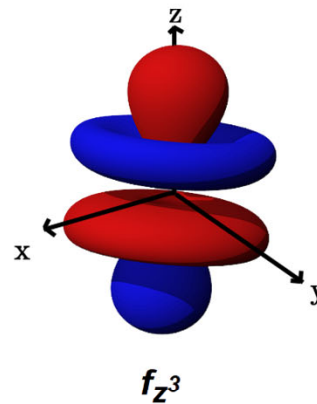
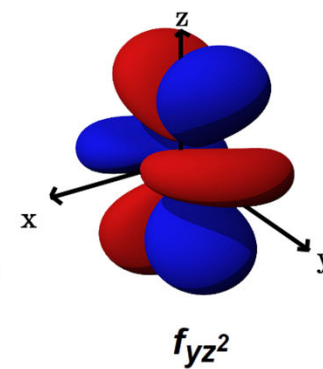
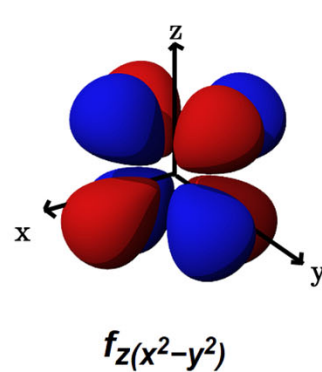
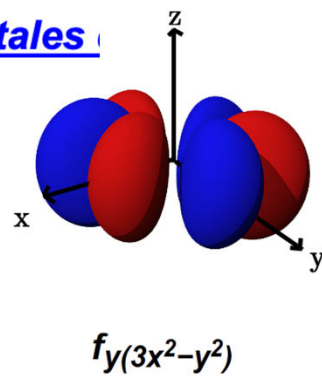
Orbitales p $4p$



Orbitales d



Orbitales f



Electrones de valencia

“Electrones disponibles para formar enlaces”

- Son los electrones en la última capa, llamada capa de valencia.
- Estos electrones son los que se encuentran más expuestos y son los que pueden compartirse o transferirse en las procesos químicos.

Table 1.1 Distribution of Electrons in the First Four Shells That Surround the Nucleus

	First shell	Second shell	Third shell	Fourth shell
Atomic orbitals	<i>s</i>	<i>s, p</i>	<i>s, p, d</i>	<i>s, p, d, f</i>
Number of atomic orbitals	1	1, 3	1, 3, 5	1, 3, 5, 7
Maximum number of electrons	2	8	18	32

Regla del octeto: llenar la última capa de valencia

Enlace covalente

El enlace de carbono

- El enlace covalente es aquel en el que se comparten electrones con la finalidad de cumplir la regla del octeto para todos los átomos involucrados en el enlace.



water

El oxígeno formó 2 enlaces covalentes



ammonia

El nitrógeno formó 3 enlaces covalentes



methane

El carbono formó 4 enlaces covalentes

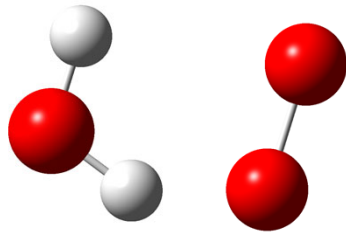
Número de enlaces = número de electrones faltantes para ser felices.

Número de enlaces

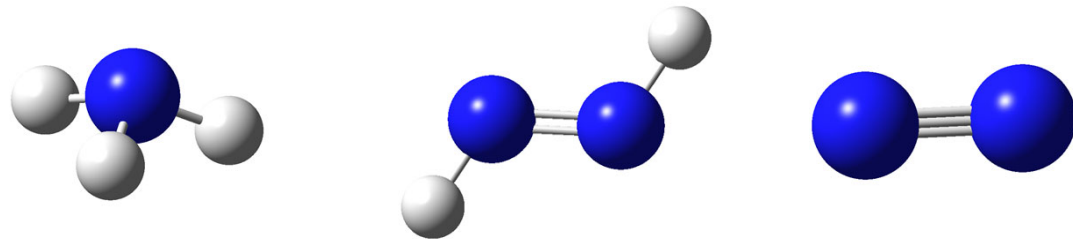
Casos comunes

- Para poder realizar los enlaces tenemos algunas alternativas; por ejemplo:

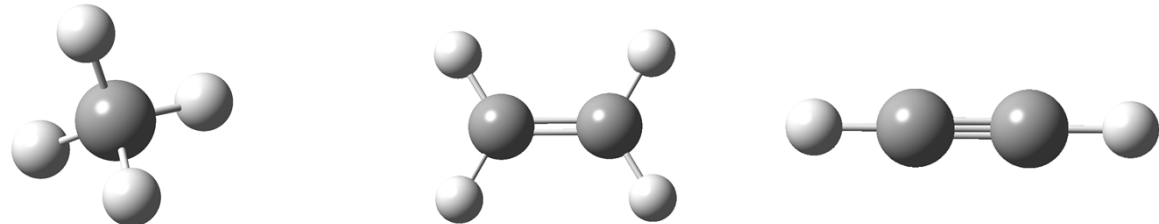
- Oxígeno:



- Nitrógeno:



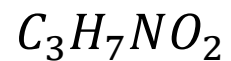
- Carbono:



Fórmulas condensadas vs Fórmulas moleculares vs estructuras desarrolladas

Alanina

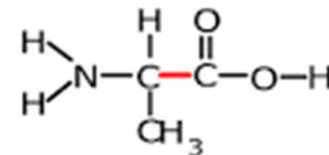
vs



vs

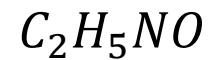


vs



Acetaldoxima

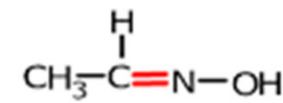
vs



vs

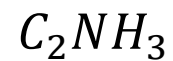


vs

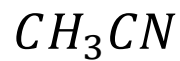


Acetonitrilo

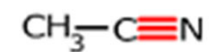
vs

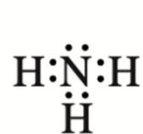


vs

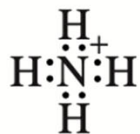


vs





ammonia



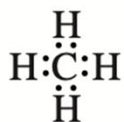
ammonium ion



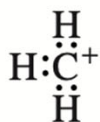
amide anion



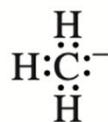
hydrazine



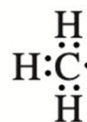
methane



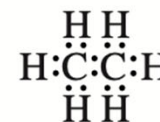
methyl cation
a carbocation



methyl anion
a carbanion



methyl radical



ethane



hydrogen ion



hydride ion



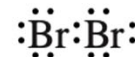
hydrogen radical



bromide ion



bromine radical



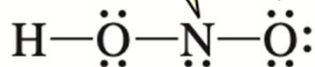
bromine



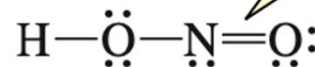
chlorine

N does not have a complete octet

use a pair of electrons to form a double bond



double bond



Símbolos de Lewis

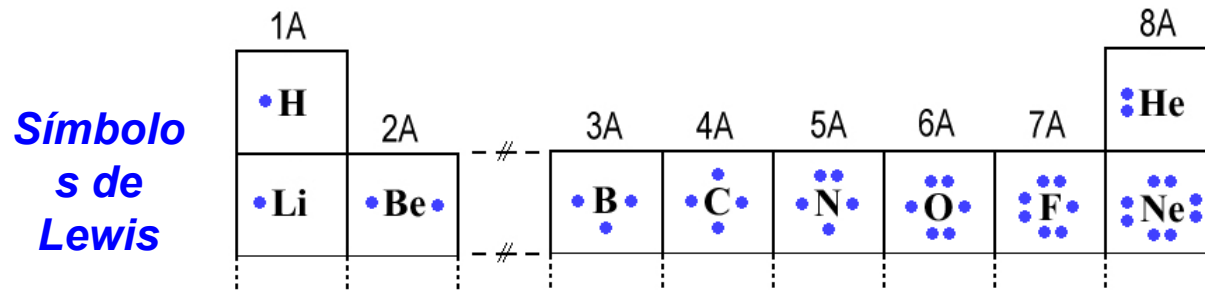
Desarrollo un sistema de puntos para representar los electrones de valencia, conocido como :
Diagrama de puntos, símbolo de puntos, estructura de puntos, o estructura de Lewis.



*Gilbert Newton
Lewis*
(1875-1946)

Recordemos: el número de electrones de valencia para los elementos representativos es igual al número del grupo al que pertenece el elemento (excepto para el He que tiene 2):

1A									8A
1	2A	3A	4A	5A	6A	7A		2	
H								He	
3	4	5	6	7	8	9	10		
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		

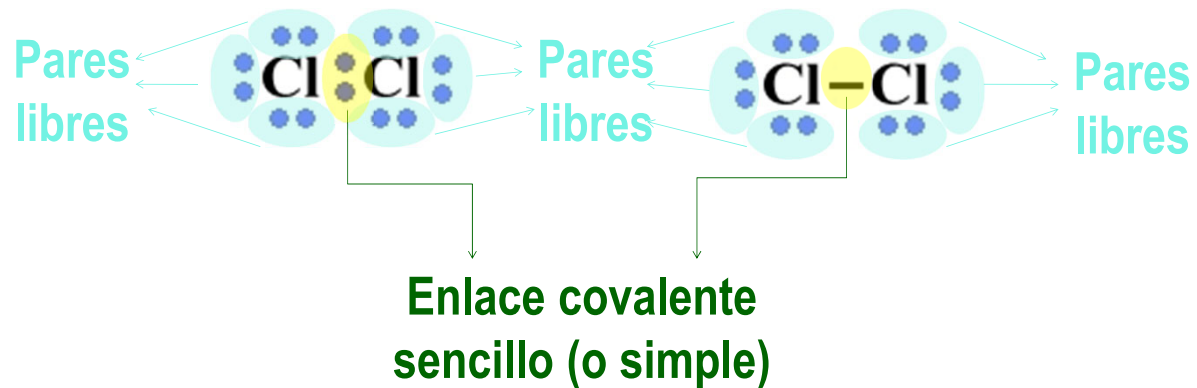
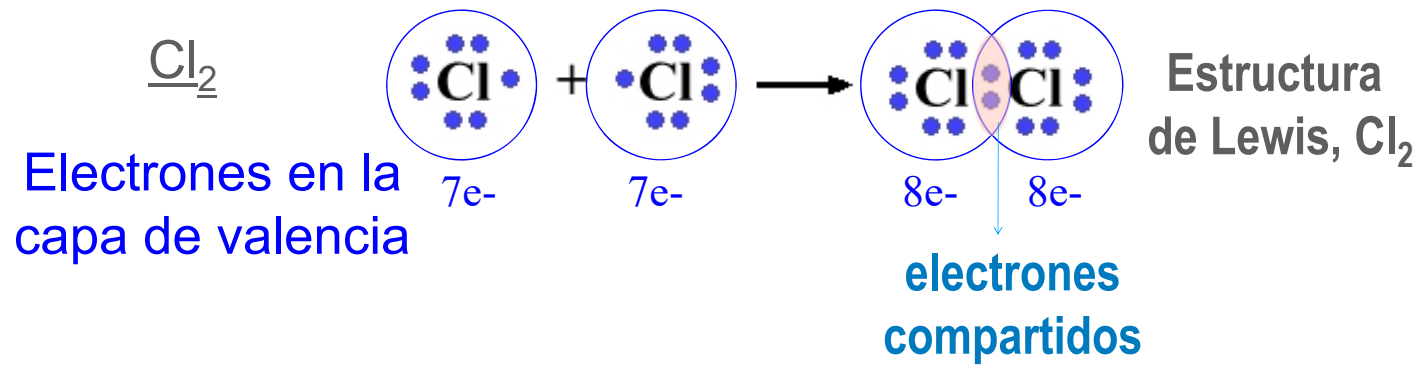


Regla del octeto:

los átomos tienden a ganar, compartir, o perder electrones hasta estar rodeados por 8 electrones de valencia (estructura de gases nobles)

Enlace Covalente:

Se comparten pares de electrones entre los átomos enlazados

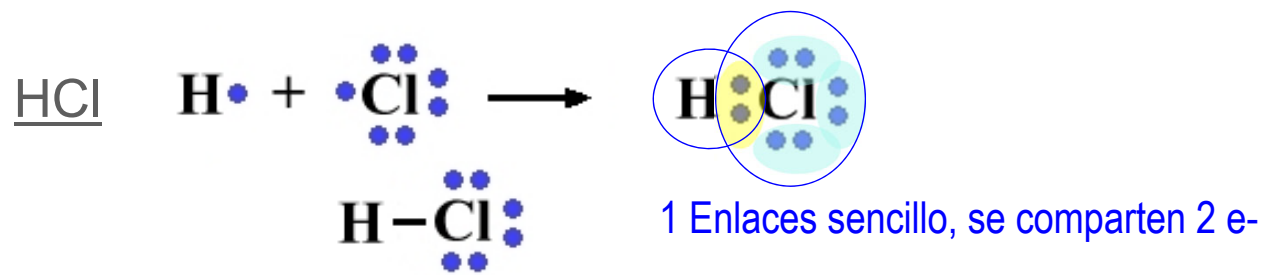


Estructuras de Lewis:

1. Escribe la estructura del compuesto mediante símbolos químicos mostrando qué átomos están unidos entre sí. El átomo menos electronegativo ocupa la posición central, con excepción del H que suele ocupar las posiciones terminales.
2. Cuenta el número total de electrones de valencia presentes. En los aniones poliatómicos suma el número de cargas negativas. En los cationes poliatómicos resta el número de cargas positivas.
3. Dibuja un enlace covalente sencillo entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. Completa los octetos de los átomos enlazados al átomo central (la capa de valencia del átomo de hidrógeno se completa con sólo dos electrones) y del átomo central.
4. Si no se cumple la regla del octeto para el átomo central, agrega dobles o triples enlaces entre este átomo y los que lo rodean usando los pares libres.

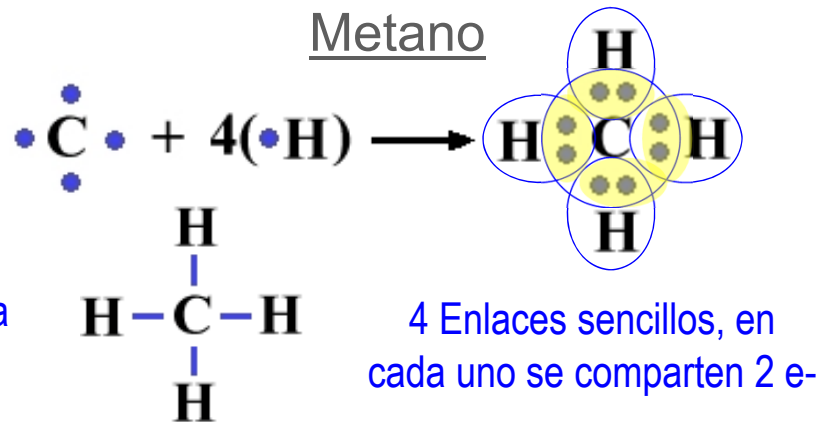
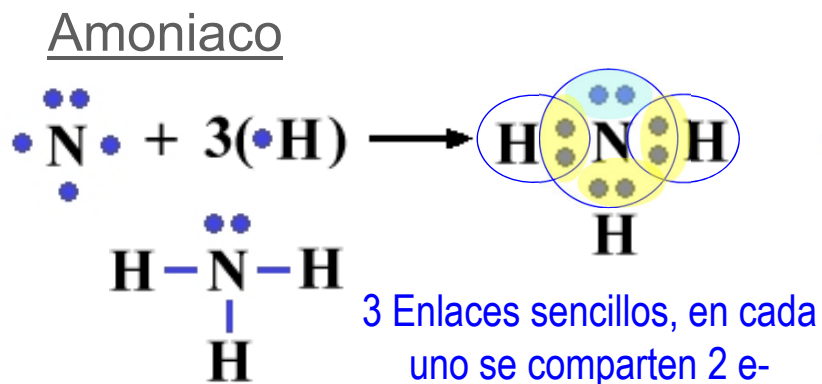
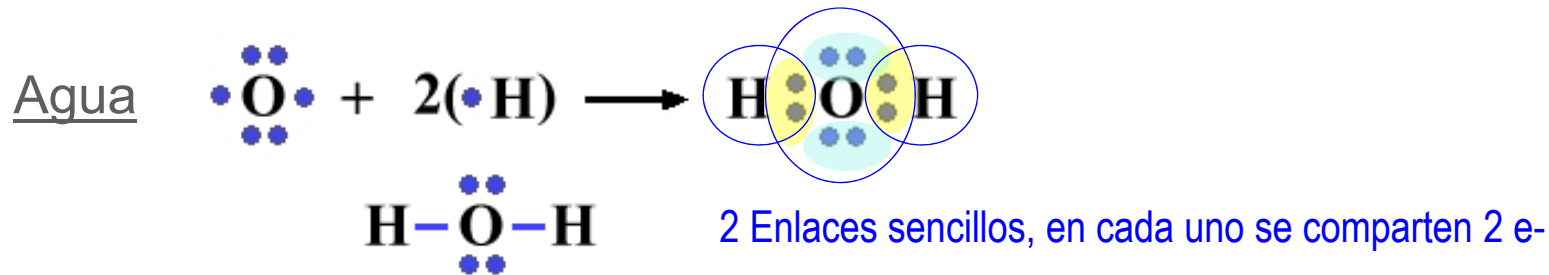
Enlace Covalente:

Estructuras de Lewis



Enlace, pares de e- compartidos

Pares libres

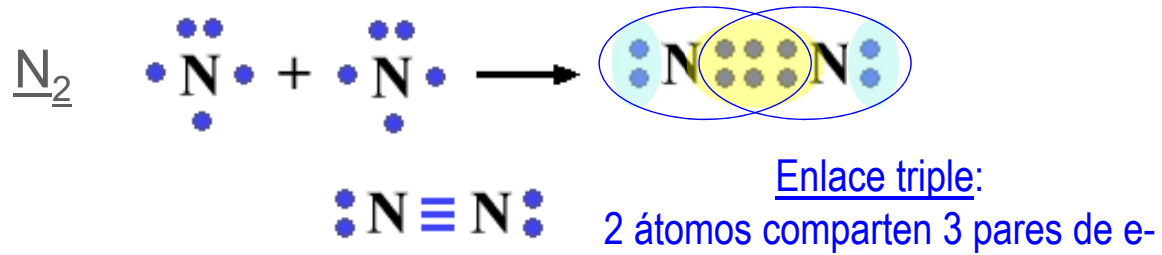
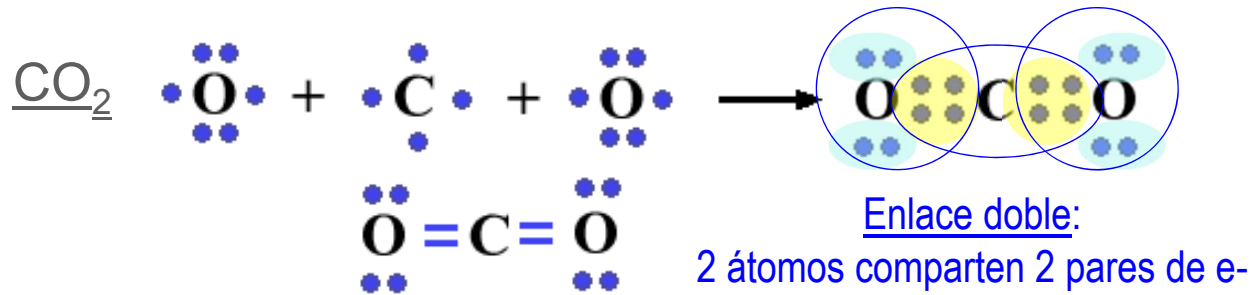


Enlace Covalente:

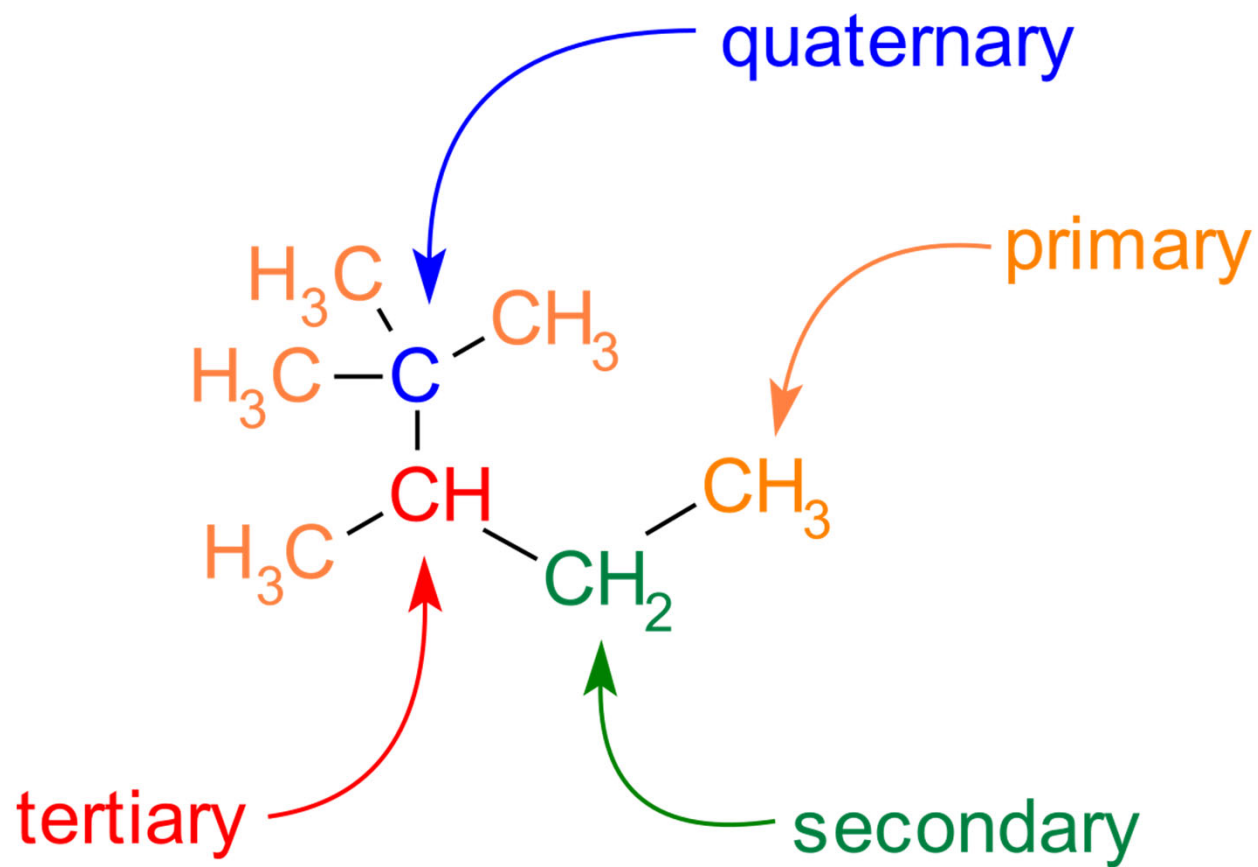
Estructuras de Lewis

Enlace, pares de e- compartidos

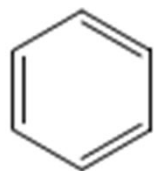
Pares libres



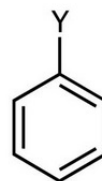
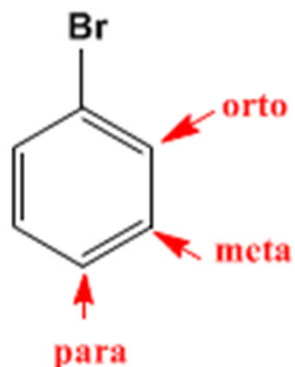
Clasificación de los carbonos por el número de sustituyentes



Sustituyentes y sitios de sustitución (posiciones relativas)

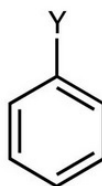


Todas las posiciones son iguales



Y grupo atractor de electrones

- Halógenos (F, Cl, Br, I)	Desactivante Suave	<i>o</i> -, <i>p</i> - orientador
-COOR, -COR, -CHO, -COOH, -SO ₃ H, -CN	Desactivante Moderado	<i>m</i> - orientador
-CF ₃ , -CCl ₃ , -NO ₂ , - ⁺ NR ₃	Desactivante Fuerte	<i>m</i> - orientador



Y Grupo donante de electrones

-NH ₂ , -NR ₂ -OH, -O ⁻	Activante Fuerte	<i>o</i> -, <i>p</i> - orientador
-NHCOR -OR	Activante Moderado	<i>o</i> -, <i>p</i> - orientador
-R (alkyl) -Ph	Activante Suave	<i>o</i> -, <i>p</i> - orientador
-H		

TABLE 1.3 The Electronegativities of Selected Elements^a

IA	IIA	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2.1								
Li 1.0	Be 1.5			B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2			Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0							Br 2.8
								I 2.5

increasing electronegativity →

↑ increasing electronegativity

^aElectronegativity values are relative, not absolute. As a result, there are several scales of electronegativities. The electronegativities listed here are from the scale devised by Linus Pauling.

TAREA:

Dibujar las siguientes estructuras desarrolladas

