

QUÍMICA //

2º BACHILLERATO.

- **TEMA 1. FORMULACIÓN INORGÁNICA,**
- **TEMA 2. FORMULACIÓN ORGÁNICA**
- **TEMA 3. ESTEQUIOMETRÍA.**
- **TEMA 4. TERMOQUÍMICA.**
- **TEMA 5. CINÉTICA QUÍMICA.**
- **TEMA 6. EQUILIBRIO QUÍMICO.**
- **TEMA 7. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES.**
- **TEMA 8. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.**
- **TEMA 9. ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO.**

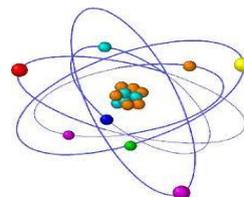
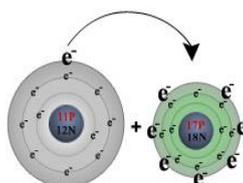


Tabla Periódica de los Elementos

ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO.

TEMA 9

TEMARIO QUÍMICA.

Fernando Escudero Ramos.

I.E.S. FERNANDO DE LOS RÍOS (QUINTANAR DEL REY)



Índice de Contenido.

1. <i>DESCUBRIMIENTO DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA.</i>	4
2. <i>UNA NUEVA PARTÍCULA: EL NEUTRÓN. ISÓTOPOS.</i>	5
3. <i>ESPECTROS ATÓMICOS.</i>	7
4. <i>MODELO ATÓMICO DE BOHR.</i>	8
5. <i>MECÁNICA CUÁNTICA.</i>	10
6. <i>CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.</i>	15
7. <i>LA TABLA PERIÓDICA.</i>	17
8. <i>CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y PERIODICIDAD.</i>	19
9. <i>BLOQUES DEL SISTEMA PERIÓDICO.</i>	20
10. <i>CARGA NUCLEAR EFECTIVA Y APANTALLAMIENTO.</i>	21
11. <i>EL TAMAÑO ATÓMICO Y EL SISTEMA PERIÓDICO.</i>	21
12. <i>VARIACIÓN PERIÓDICA DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN (EI)</i>	23
13. <i>VARIACIÓN PERIÓDICA DE LA AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE)</i>	24
14. <i>ELECTRONEGATIVIDAD.</i>	24
15. <i>CARÁCTER METÁLICO.</i>	25

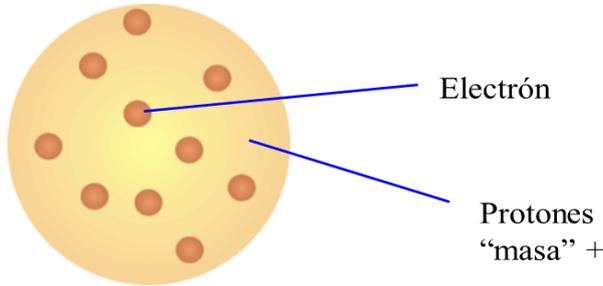
<i>16. VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.....</i>	<i>26</i>
<i>17. EL ENLACE QUÍMICO Y SUS CLASES.....</i>	<i>26</i>
<i>18. EL ENLACE IÓNICO.....</i>	<i>27</i>
<i>19. EL ENLACE METÁLICO.....</i>	<i>30</i>
<i>20. EL ENLACE COVALENTE.....</i>	<i>31</i>
<i>21. GEOMETRÍA MOLECULAR.....</i>	<i>33</i>
<i>22. MOLÉCULAS POLARES.....</i>	<i>34</i>
<i>23. TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA (EV).....</i>	<i>35</i>
<i>23.1. HIBRIDACIÓN DE ORBITALES ATÓMICOS.....</i>	<i>38</i>
<i>24. FUERZAS INTERMOLECULARES.....</i>	<i>39</i>
<i>25. COMPUESTOS QUÍMICOS Y TIPOS DE ENLACE.....</i>	<i>41</i>
<i>PROBLEMAS ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO.....</i>	<i>43</i>

1. DESCUBRIMIENTO DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA.

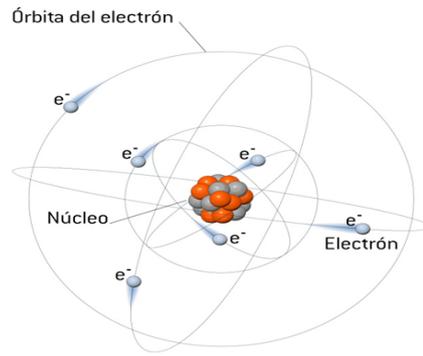
Primeros modelos atómicos.

- **Dalton**: el átomo es indivisible
- **Thomson**: el átomo es una especie de pudín, formado por una masa cargada positivamente, dentro del cual se insertan los **electrones** (carga negativa) repartidos uniformemente
- **Rutherford**: el átomo está formado por una corteza de **electrones** que giran en torno al núcleo, minúsculo, cuya carga positiva se debe a otras partículas subatómicas llamadas **protones**. La carga positiva de los protones compensa la carga negativa de los electrones. La mayor parte del átomo corresponde al espacio vacío entre los electrones y el núcleo

• El modelo de Thomson



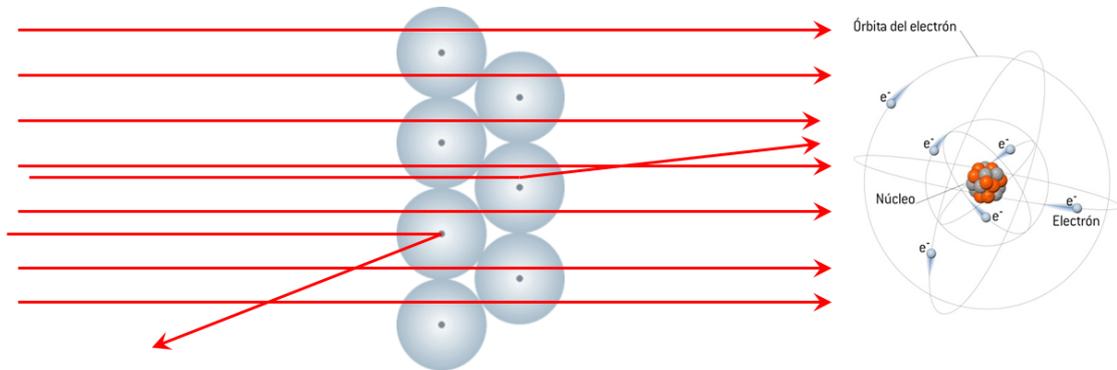
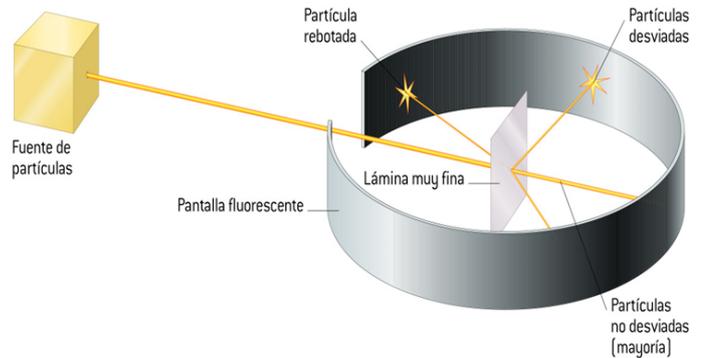
Átomo de Rutherford



El número de protones que tiene un átomo en su núcleo se denomina **número atómico** y se representa por **Z**

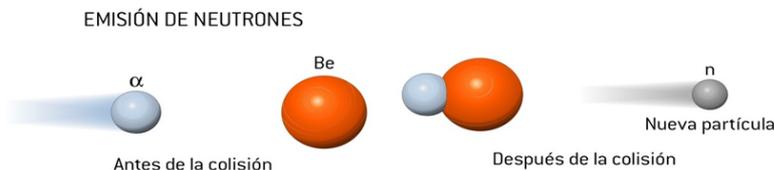
• El modelo de Rutherford

Al bombardear láminas de oro con partículas α (carga positiva), la mayoría de las partículas no se desvían y sólo un porcentaje muy bajo sufre grandes desviaciones, saliendo incluso algunas rebotadas



2. UNA NUEVA PARTÍCULA: EL NEUTRÓN. ISÓTOPOS.

Neutrón: J. Chadwick encontró que cuando se bombardea un átomo de berilio con partículas alfa se emite una nueva partícula que no tiene carga y cuya masa es aproximadamente la del protón. Dicha partícula se encuentra junto a los protones, en el núcleo atómico



Partículas en el átomo	Símbolo	Carga eléctrica	Masa en unidades de masa atómica (u)
Electrón	e ⁻	-1	1/1840
Protón	p ⁺	+1	1
Neutrón	n	0	1

Número másico (A) = número de protones (Z) + número de neutrones (n)

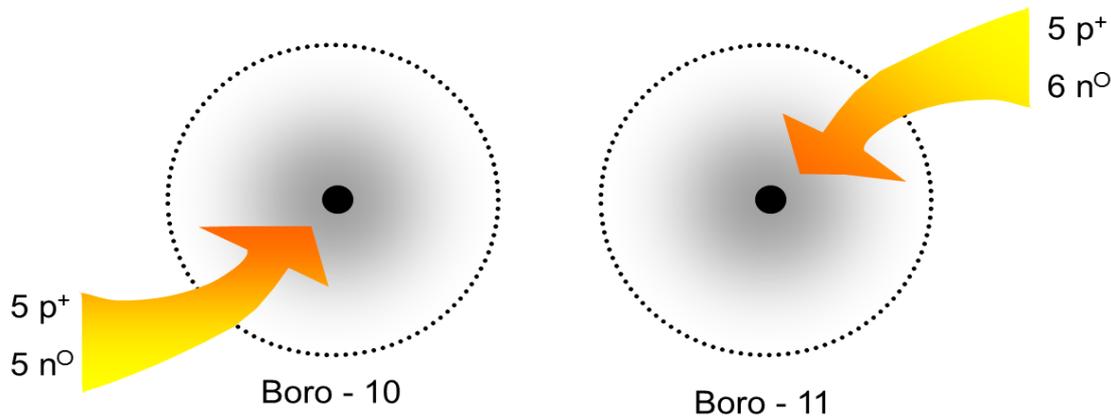
Los átomos con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones se denominan **isótopos**, y pertenecen al mismo elemento químico



Isótopos

Número másico (A) = número de protones (Z) + número de neutrones (N)

Los átomos con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones se llaman **ISÓTOPOS**



Cuando un átomo tiene varios isótopos, la masa atómica es la media ponderada de la masa de sus isótopos

Aplicación de la identificación de átomos

Símbolo	${}_{11}^{23}\text{Na}$	${}_{15}^{31}\text{P}$	${}_{56}^{137}\text{Ba}$	${}_{51}^{122}\text{Sb}$	${}_{79}^{196}\text{Au}$
Protones	11	15	56	51	79
Neutrones	12	16	81	71	117
Electrones	11	15	56	51	79
Número másico	23	31	137	122	196

Aplicación al cálculo del número másico de un isótopo

La masa atómica del bromo es de 79,9 . Prácticamente, todo el bromo presente en el universo corresponde a dos isótopos. Uno de ellos, cuyo número másico es 79, representa el 50,69% de todos los átomos de bromo. ¿Cuál es el número másico del otro isótopo?

Sea x el número másico del isótopo desconocido. Su abundancia debe ser:

$$100 \% - 50,69 \% = 49,31 \%$$

Como la media ponderada de las masas de los isótopos del bromo es 79,9 , tenemos:

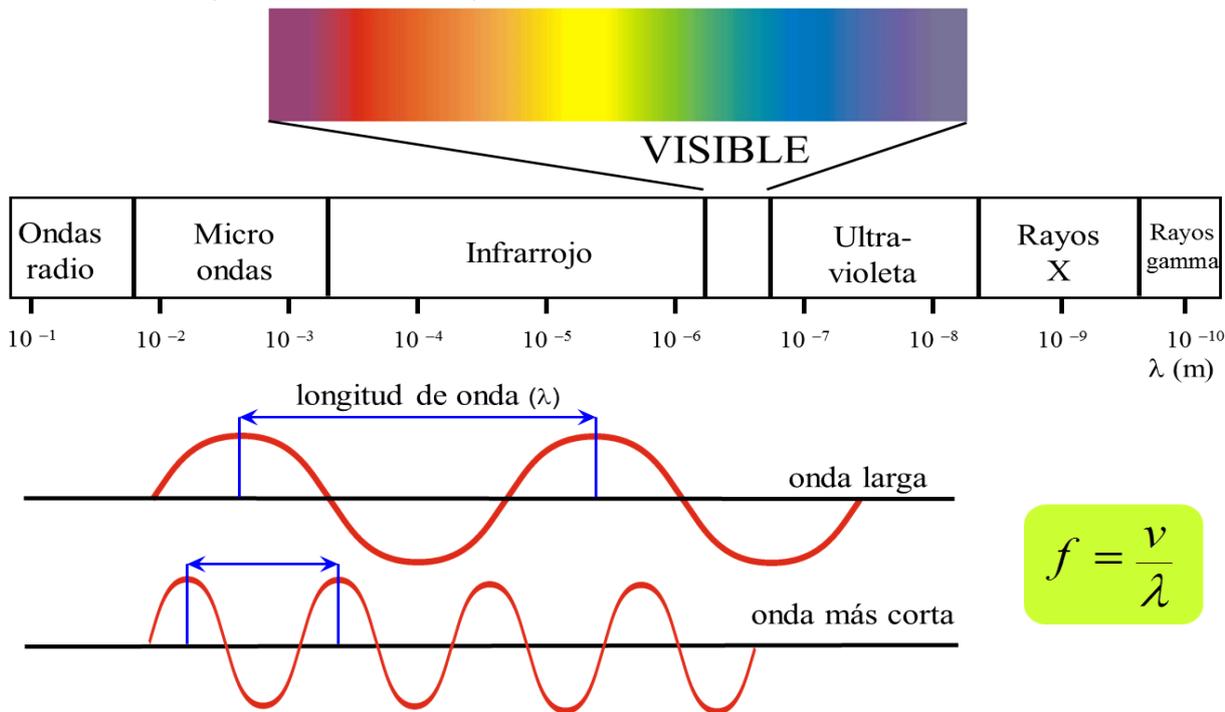
$$\frac{(79 \cdot 50,69) + (x \cdot 49,31)}{100} = 79,9$$

$$4004,51 + 49,31 x = 7990 \quad \Rightarrow \quad x = 80,82$$

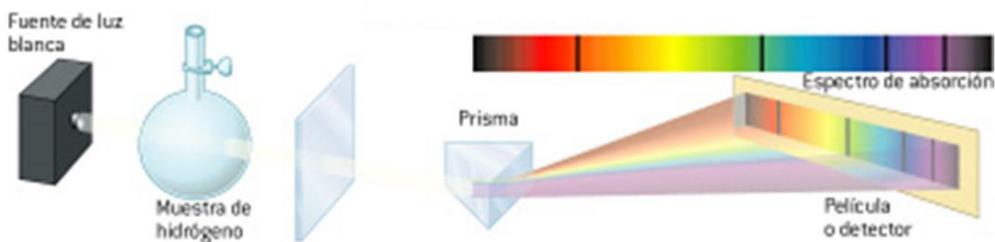
Es decir el isótopo desconocido, tiene un número másico igual a 81. Hacemos la aproximación porque el número másico debe ser un número entero

3. ESPECTROS ATÓMICOS.

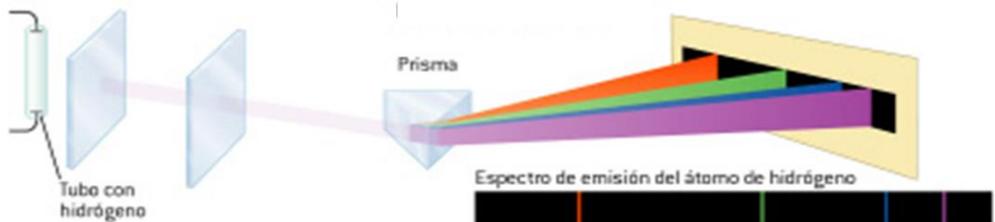
El espectro electromagnético (Proviene de la radiación electromagnética del sol, que es la fuente de energía que abastece la tierra)



Espectro de absorción: se obtiene cuando un haz de luz blanca atraviesa una muestra de un elemento y, posteriormente, la luz emergente se hace pasar por un prisma (que separa la luz en las distintas frecuencias que la componen)



Espectro de emisión: se obtiene cuando una muestra gaseosa de un elemento se calienta hasta altas temperaturas y se hace pasar la luz emitida a través de un prisma

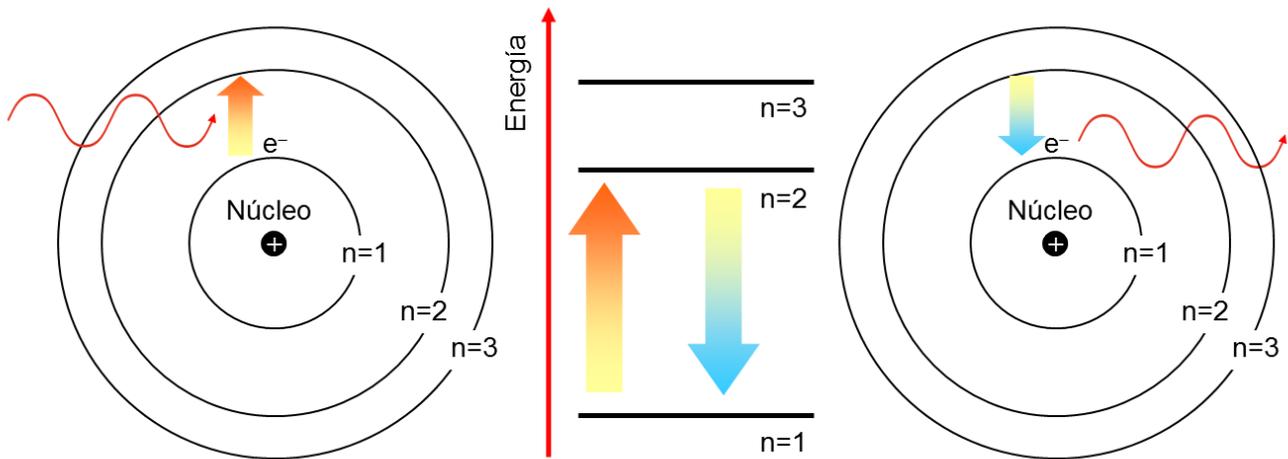


El espectro de emisión de un elemento es el negativo del espectro de absorción: a la frecuencia a la que en el espectro de absorción hay una línea negra, en el de emisión hay una línea emitida, y viceversa. Estos espectros son característicos para cada elemento.

4. MODELO ATÓMICO DE BOHR.

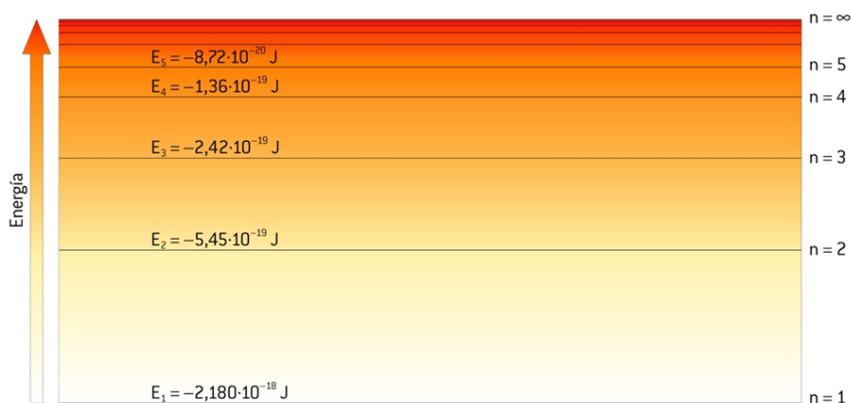
El físico danés N. Bohr propuso un nuevo modelo que explicaba la existencia de los espectros atómicos. Según este modelo:

- Los electrones giran en torno al núcleo en **órbitas circulares de energía fija**.
- En estas órbitas, los electrones **se mueven sin perder energía**.
- Sólo **están permitidas determinadas órbitas**: aquellas cuya energía tome ciertos valores restringidos.
- Las órbitas permitidas se denominan también **niveles de energía** y se representan por **n**



Modelo atómico de Bohr. Niveles energéticos.

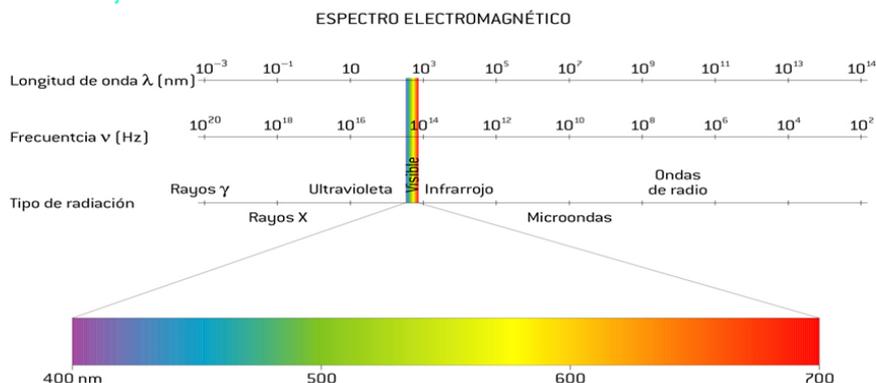
La órbita o nivel de energía más baja corresponde a $n = 1$, y se le llama **nivel fundamental**.
Cuanto mayor es n , mayor es la energía del nivel



El número "**n**" indica el orden de los niveles de energía, y recibe el nombre de **número cuántico principal**

Modelo atómico de Bohr. Los intercambios energéticos.

- Si un **electrón asciende** desde una órbita n_i a otra de mayor energía n_j , debe **absorber** una cantidad de energía igual a: $\Delta E = E(n_j) - E(n_i)$
- Si un **electrón desciende** desde una órbita n_j a otra de menor energía n_i , la diferencia de energía $\Delta E = E(n_j) - E(n_i)$ se **emite** en el salto



- ✓ La energía intercambiada por un electrón en un salto puede adoptar la forma de radiación electromagnética, que puede considerarse una onda o un chorro de partículas llamadas **fonones**; cuya energía es proporcional a la frecuencia de radiación (ν):

$$E = hf = h \frac{c}{\lambda}$$

- ✓ Según el valor de su longitud de onda, las **radiaciones electromagnéticas** se dividen en: rayos gamma, rayos X, ultravioleta, visible, infrarrojo, microondas, ondas de radio

Aplicación al cálculo de la energía y frecuencia de radiaciones

El láser de un equipo de música compacto, utiliza luz de 780 nm

- Cuál es la frecuencia de esta radiación?
- ¿Qué energía (en julios) tiene un fotón de esa longitud de onda?

DATOS: $c = 3 \cdot 10^8$ m/s; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J·s

a) Cálculo de la frecuencia

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \left(\frac{m}{s} \right)}{780 \cdot 10^{-9} (m)} = 3,85 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

b) Cálculo de la energía de un fotón para esa frecuencia

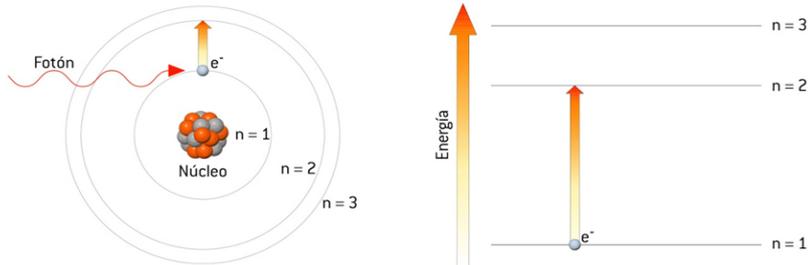
Viene dada por la expresión $E = hf$, luego sustituyendo datos resulta:

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} (\text{J} \cdot \text{s}) \cdot 3,85 \cdot 10^{14} (\text{s}^{-1}) = 2,55 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

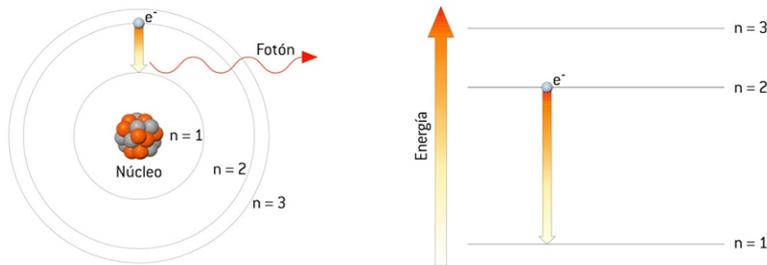
El espectro del átomo de hidrógeno.

El modelo atómico de Bohr explica satisfactoriamente el espectro del átomo de hidrógeno

- Los **espectros de absorción** se originan cuando los electrones absorben la energía de los fotones y ascienden desde un nivel (n_i) hasta otro de mayor energía (n_f)



- Los **espectros de emisión** se deben a las radiaciones emitidas cuando un electrón "excitado" en un nivel alto (n_i) desciende a otro nivel de energía inferior (n_f)



5. MECÁNICA CUÁNTICA.

La **mecánica cuántica** surge ante la imposibilidad de dar una explicación satisfactoria, con el modelo de Bohr, a los espectros de átomos con más de un electrón

Se fundamenta en dos hipótesis

• **La dualidad onda corpúsculo**

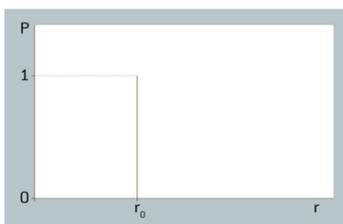
De Broglie sugirió que un electrón puede mostrar propiedades de onda. La longitud de onda asociada a una partícula de masa m y velocidad v , viene dada por

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

donde h es la constante de Planck

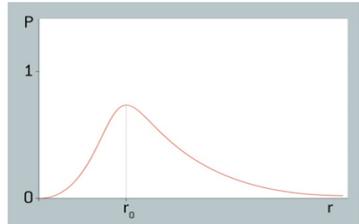
• **Principio de incertidumbre de Heisenberg**

Heisenberg propuso la imposibilidad de conocer con precisión, y a la vez, la posición y la velocidad de una partícula. Se trata al electrón como una onda y se intenta determinar la probabilidad de encontrarlo en un punto determinado del espacio



Modelo de Bohr

Cada electrón tenía una órbita fijada. La probabilidad de encontrarlo en una órbita de radio r_0 es del 100%

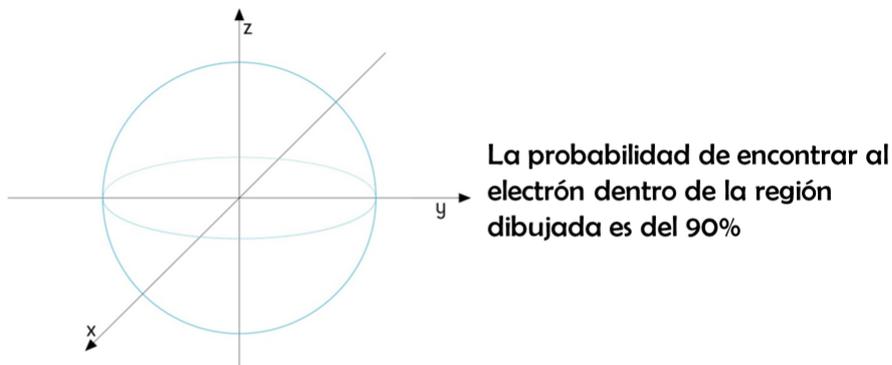


Modelo cuántico

La probabilidad de encontrar al electrón en una órbita de radio r es máxima cuando $r = r_0$

Un orbital es una solución de la ecuación de ondas aplicada a un átomo. Determina la región del espacio donde hay una probabilidad muy alta de encontrar a los electrones

La función de onda no permite saber en qué punto del espacio se encuentra el electrón en cada momento, pero sí la probabilidad de encontrarlo en una región determinada



Mientras que en el modelo de Bohr cada nivel corresponde a una única órbita, ahora puede haber varios orbitales correspondientes a un mismo nivel energético

En el átomo de hidrógeno hay n^2 orbitales en el nivel de energía n -ésimo. Al valor n se le denomina **número cuántico principal**

En átomos polielectrónicos, los n^2 orbitales del nivel n dejan de tener todos la misma energía y se separan en diferentes subniveles

- El número de subniveles que hay en un nivel depende del valor de n
 para $n=1$ (primer nivel de energía principal) \Rightarrow un subnivel
 para $n=2$ (segundo nivel de energía principal) \Rightarrow dos subniveles
 para $n=n$ (n -ésimo nivel de energía principal) $\Rightarrow n$ subniveles
- Los distintos subniveles se diferencian por medio de un parámetro, denominado **número cuántico secundario**, l , y se nombran mediante una letra

para $n = 1 \Rightarrow l=0 \Rightarrow$ letra **s**

para $n = 2 \Rightarrow \begin{cases} l=0 \Rightarrow \text{letra s} \\ l=1 \Rightarrow \text{letra p} \end{cases}$

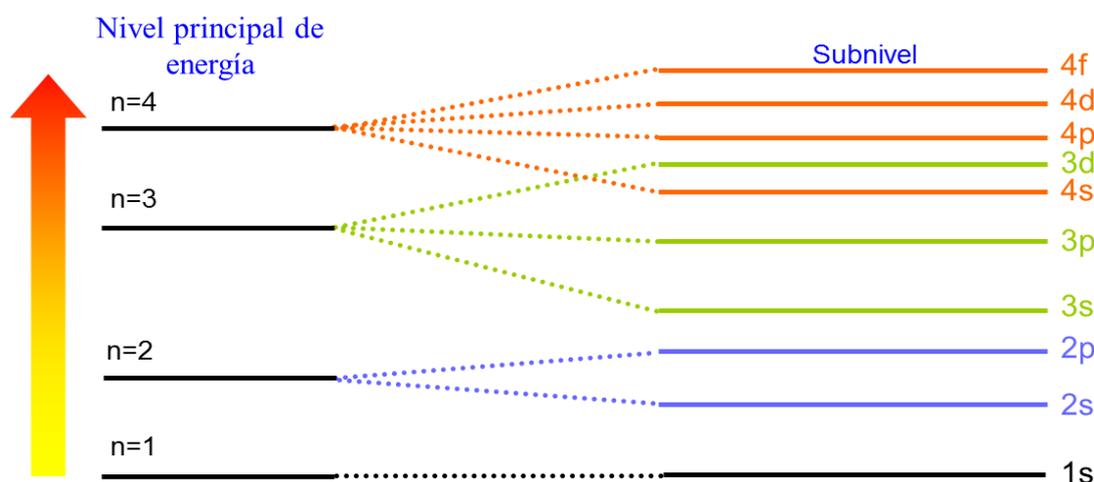
para $n = 3 \Rightarrow \begin{cases} l=0 \Rightarrow \text{letra s} \\ l=1 \Rightarrow \text{letra p} \\ l=2 \Rightarrow \text{letra d} \end{cases}$

Al pasar de $Z=1$ a $Z>1$, el nivel de energía n se separa en n subniveles. El número de orbitales en un subnivel dado es igual a $(2l + 1)$

• Subniveles de energía

Según la mecánica cuántica, cada nivel de energía principal, n posee subniveles que se "etiquetan" 0, 1, 2, ... (n-1), número designado por la letra **l** o por una letra (**s, p, d, f**).

Letra utilizada para designar los subniveles				
Valor de l	0	1	2	3
letra	s	p	d	f



Orbitales y números cuánticos

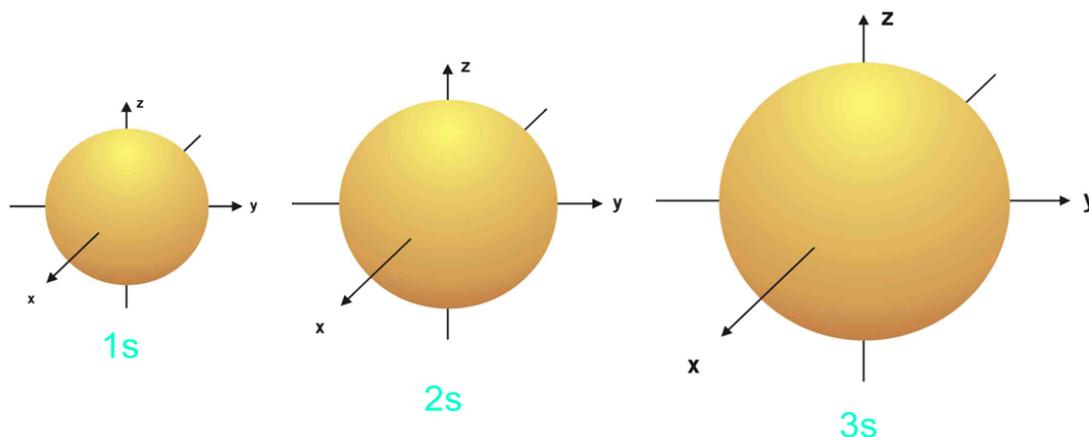
Un orbital está determinado por el valor de tres números cuánticos (n, l, m_l). Estos números imponen unos valores posibles "cuantizados" a determinadas magnitudes físicas

- **Número cuántico principal, n**
 - puede tomar valores **enteros 1, 2, 3, etc.**
 - cuantiza la energía total del electrón
- **Número cuántico secundario o azimutal o momento angular orbital, l**
 - sólo puede tomar valores enteros que van de **0 a $n-1$**
 - Su valor determina la forma del orbital y cuantiza el módulo del momento angular, \vec{L} , del electrón
- **Número cuántico magnético, m_l**
 - sólo puede tomar valores enteros que van desde **$-l$ a $+l$** , incluyendo el cero.
 - cuantiza la orientación del momento angular del electrón \vec{L} y determina la orientación del orbital
- Hay un cuarto número cuántico, el **número cuántico de espín, m_s** , que fue postulado para explicar la posible existencia de dos electrones con una energía ligeramente distinta en un orbital
 - los dos posibles valores son **$+1/2$ y $-1/2$** , corresponden a las dos posibles orientaciones de un momento angular propio del electrón denominado espín, \vec{S}

• Orbitales

Un orbital representa una región del espacio donde hay una **probabilidad muy alta de encontrar un electrón**

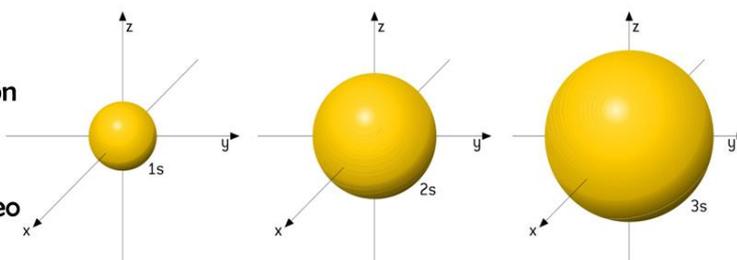
- La forma de un orbital depende del tipo de subnivel
- El valor de n afecta al tamaño del orbital pero no a su forma



La forma de los orbitales .

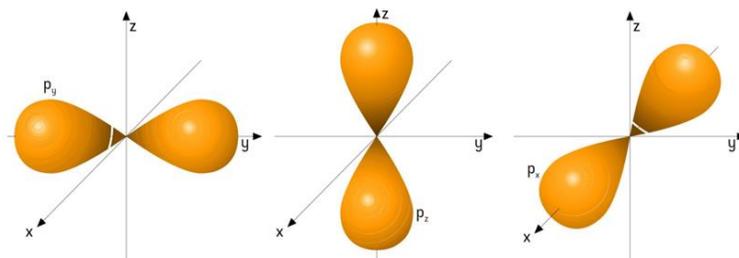
• Orbitales s ($l=0$)

- tienen forma esférica
- la probabilidad de encontrar al electrón es la misma en todas las direcciones radiales
- la distancia media del electrón al núcleo sigue el orden $3s > 2s > 1s$



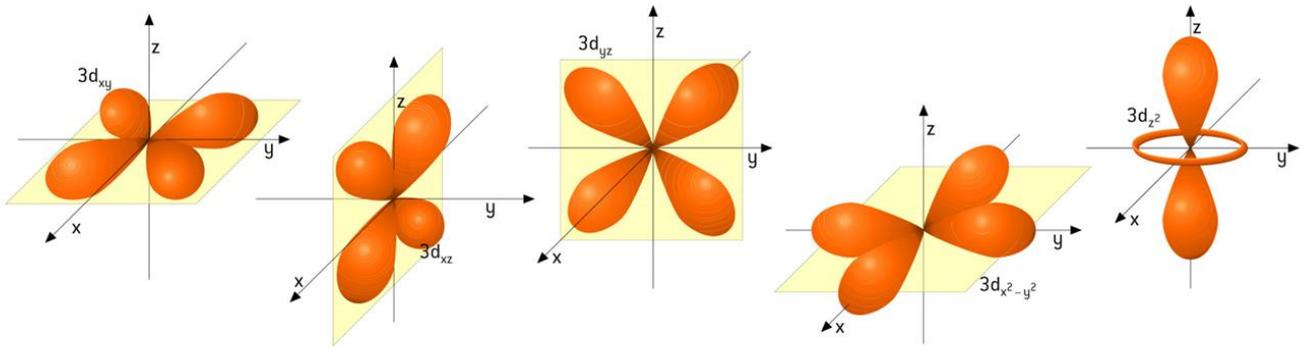
• Orbitales p ($l=1$)

- tienen forma de elipsoides de revolución y se diferencian sólo en la orientación en el espacio
- un electrón que se encuentre en un orbital p_x pasa la mayor parte del tiempo en las proximidades del eje X. Análogamente ocurren con p_y y p_z
- los tres orbitales np tienen igual forma y tamaño



• **Orbitales d (l=2)**

- tienen forma de elipsoides de revolución
- tienen direcciones y tamaños distintos a los p



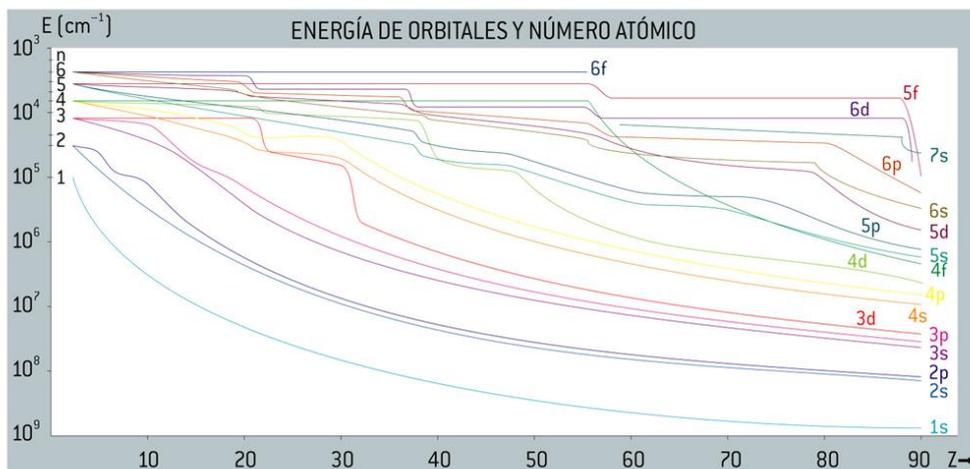
El valor de n afecta al tamaño del orbital, pero no a su forma. Cuanto mayor sea el valor de n, más grande es el orbital

La energía de los orbitales.

La **energía de un orbital** depende de los valores de los números cuánticos principal y secundario pero no del magnético, por tanto todos los orbitales de un mismo subnivel tienen la misma energía

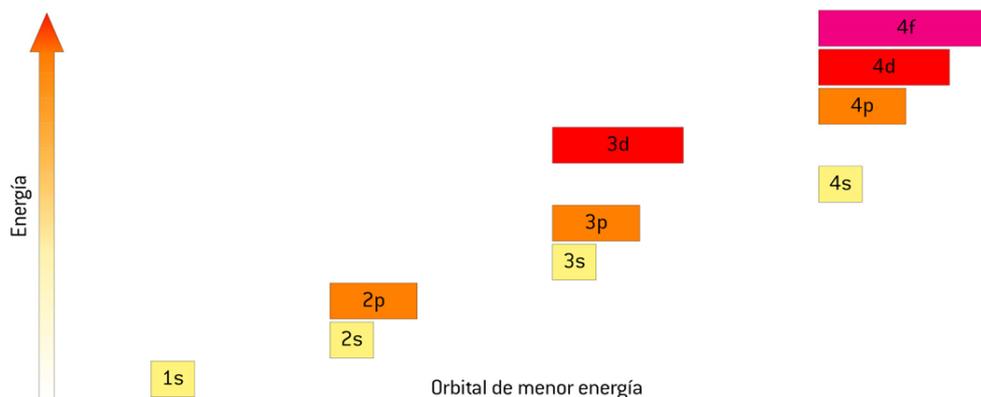
Los **orbitales vacíos** tienen unos niveles energéticos definidos primeramente por el número cuántico principal y luego por el secundario

Conforme se van llenando de electrones, la repulsión entre estos modifica la energía de los orbitales y todos disminuyen su energía (se estabilizan) al aumentar Z, pero unos más que otros, y esto origina que su orden energético no sea constante



La energía de los orbitales. Llenado electrónico.

La energía de un orbital perteneciente a un átomo polieletrónico no es única. Sin embargo, en referencia a su sucesivo llenado, el orden de energía a utilizar es el siguiente:



Regla de llenado de Hund: la energía de un orbital en orden a su llenado es tanto menor cuanto más pequeña sea la suma $(n+l)$. Cuando hay varios orbitales con igual valor de $n+l$, tiene mayor energía aquel que tenga mayor valor de n

El **diagrama de Möller** es un método rápido para determinar el orden de llenado electrónico según su energía creciente.

6. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

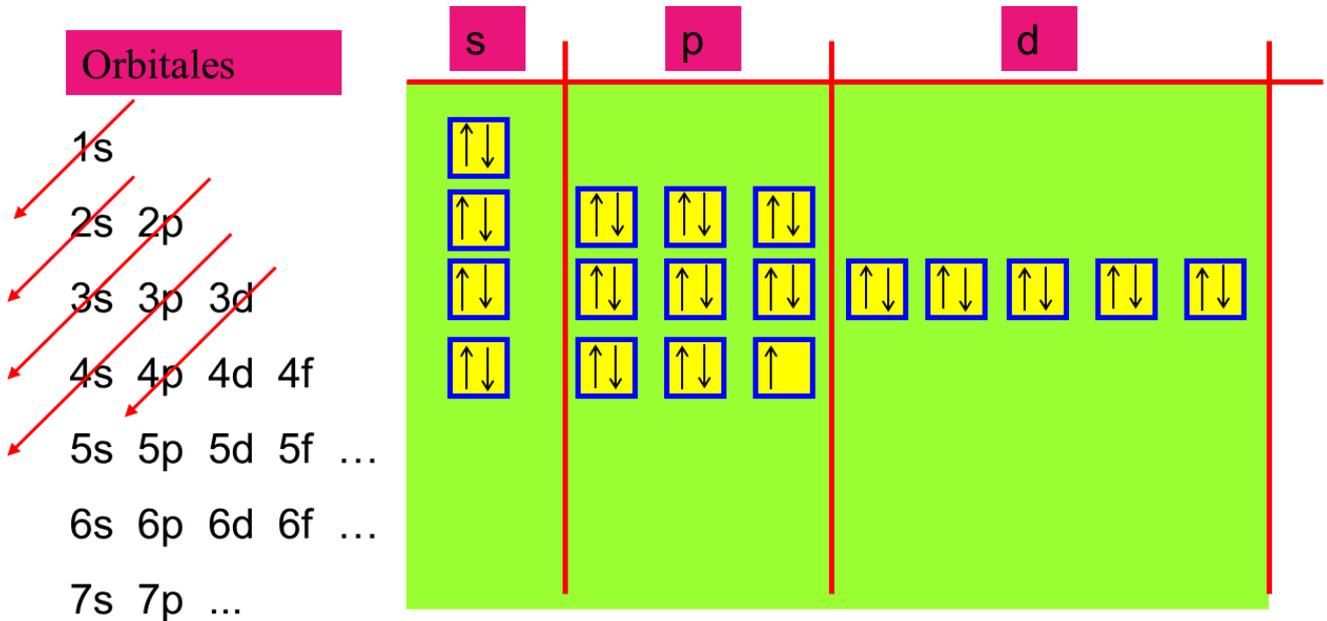
Los sistemas evolucionan hasta alcanzar situaciones de mínima energía. La disposición de los electrones alrededor del núcleo en un átomo, es de la forma más estable posible, y se denomina **configuración electrónica**

- **Principio de Aufbau:** Los electrones entran en los orbitales de energía más bajos disponibles
- **Principio de exclusión de Pauli:** en un orbital atómico solo caben, como mucho, dos electrones. Estos deben tener espines opuestos (si esto es así se dice que están apareados y se representan mediante flechas verticales \uparrow y \downarrow). No puede haber electrones con los 4 números cuánticos iguales.
- **Segunda regla de Hund:** cuando varios electrones ocupan orbitales de la misma energía (es decir, de un mismo subnivel), se disponen de modo que tenga el máximo número de electrones desapareados (con el mismo espín)

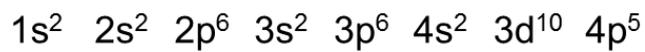
Una forma habitual para dar la configuración electrónica consiste en escribir los subniveles con el número de electrones que ocupa cada subnivel en superíndice. Así para el **sodio**, que posee 11 electrones, la configuración es **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$**

Los electrones situados en la capa electrónica de mayor número cuántico principal se conocen como electrones de valencia, y son los que le confieren las propiedades características al átomo. Ej. Si ($Z=14$) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ (4 e⁻ valencia)

Diagrama de Möller	Configuración electrónica de algunos elementos						
Elemento	Orbitales						Configuración
	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	
H	↑						1s ¹
He	↑↓						1s ²
Li	↑↓	↑					1s ² 2s ¹
C	↑↓	↑↓	↑	↑			1s ² 2s ² 2p ²
N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑		1s ² 2s ² 2p ³
O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		1s ² 2s ² 2p ⁴
F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑		1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹



Configuración electrónica del **Bromo**



Aplicación del número máximo de los electrones en los subniveles

¿Cuál es el máximo número de electrones que puede alojarse en cada uno de los siguientes subniveles?

- a) 2s b) 3d c) 4s d) 3p e) 4f f) 4d

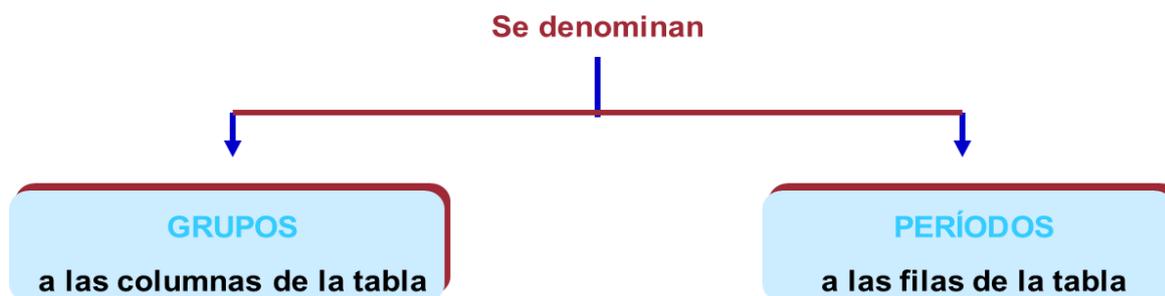
Teniendo en cuenta que en cada orbital atómico, solo puede alojarse un máximo de 2 electrones y que el número de orbitales correspondientes a un subnivel viene dado por $(2l + 1)$, resulta:

- | | | | | | |
|----------------|----------------|----------|-----------------|--------------------|---------------|
| a) El subnivel | 2s ($l = 0$) | contiene | un solo orbital | luego puede alojar | 2 electrones |
| b) El subnivel | 3d ($l = 2$) | contiene | 5 orbitales | luego puede alojar | 10 electrones |
| c) El subnivel | 4s ($l = 0$) | contiene | un solo orbital | luego puede alojar | 2 electrones |
| d) El subnivel | 3p ($l = 1$) | contiene | 3 orbitales | luego puede alojar | 6 electrones |
| e) El subnivel | 4f ($l = 3$) | contiene | 7 orbitales | luego puede alojar | 14 electrones |
| f) El subnivel | 4d ($l = 2$) | contiene | 5 orbitales | luego puede alojar | 10 electrones |

7. LA TABLA PERIÓDICA.

A lo largo de la historia, los químicos han intentado ordenar los elementos de forma agrupada, de tal manera que aquellos que posean propiedades similares estén juntos. El resultado final es **el sistema periódico**

Los elementos están colocados por **orden creciente** de su número atómico (Z)



La utilidad del sistema periódico reside en que los elementos de un mismo grupo poseen propiedades químicas similares

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

Grupo	1		2		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VI A	VII A	Gases nobles		
1	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="width: 40%;"> <p>Número atómico → 1</p> <p>Masa atómica → 1,008</p> <p>Nombre → Hidrógeno</p> </div> <div style="width: 40%;"> <p>Símbolo → H</p> <p>Negro - sólido</p> <p>Azul - líquido</p> <p>Rojo - gas</p> <p>Violeta - artificial</p> </div> </div>																	2		
2	3 Li Litio	4 Be Berilio											5 B Boro	6 C Carbono	7 N Nitrógeno	8 O Oxígeno	9 F Flúor	10 Ne Neón		
3	11 Na Sodio	12 Mg Magnesio											13 Al Aluminio	14 Si Silicio	15 P Fósforo	16 S Azufre	17 Cl Cloro	18 Ar Argón		
4	19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganeso	26 Fe Hierro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Zinc	31 Ga Galio	32 Ge Germanio	33 As Arsénico	34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Criptón		
5	37 Rb Rubidio	38 Sr Estroncio	39 Y Itrio	40 Zr Zirconio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	43 Tc Tecnecio	44 Ru Rutenio	45 Rh Rodio	46 Pd Paladio	47 Ag Plata	48 Cd Cadmio	49 In Indio	50 Sn Estaño	51 Sb Antimonio	52 Te Telurio	53 I Yodo	54 Xe Xenón		
6	55 Cs Cesio	56 Ba Bario	57 La Lantano	72 Hf Hafnio	73 Ta Tántalo	74 W Wolframio	75 Re Renio	76 Os Osmio	77 Ir Iridio	78 Pt Platino	79 Au Oro	80 Hg Mercurio	81 Tl Talio	82 Pb Plomo	83 Bi Bismuto	84 Po Polonio	85 At Astatido	86 Rn Radón		
7	87 Fr Francio	88 Ra Radio	89 Ac Actinio	104 Rf Rutherfordio	105 Db Dubnio	106 Sg Seaborgio	107 Bh Bohrio	108 Hs Hassio	109 Mt Meitnerio											

Lantánidos 6	58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio	60 Nd Neodimio	61 Pm Promecio	62 Sm Samario	63 Eu Europio	64 Gd Gadolinio	65 Tb Terbio	66 Dy Disprobio	67 Ho Holmio	68 Er Erbio	69 Tm Tulio	70 Yb Iterbio	71 Lu Lutecio
Actínidos 7	88 Th Torio	89 Pa Protactinio	90 U Uranio	92 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curio	97 Bk Berquellio	98 Cf Californio	99 Es Einstenio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio	103 Lr Laurencio

Especies con carga eléctrica. Iones.

Si un átomo neutro gana o pierde electrones, se convierte en una especie cargada, denominada **ion**

Si **gana electrones**, hay exceso de éstos, el **ion será negativo** y se denomina **anión**

Si **pierde electrones**, hay defecto de éstos, el **ión será positivo** y se denomina **catión**

Los elementos químicos se pueden clasificar, según su facilidad para perder o ganar electrones

Tipo de elemento	Ejemplo	Facilidad para formar iones
Metales	Li, Be, Re, Ag	Forman fácilmente iones positivos
No metales	O, F, I, P	Forman fácilmente iones negativos
Semimetales	Si, Ge	Forman con dificultad iones positivos
Gases nobles	He, Ne, Ar	No forman iones

8. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y PERIODICIDAD.

Grupo 1 (Alcalinos)

Elemento	Configuración electrónica	Configuración más externa
Litio	$1s^2 2s^1$	ns¹
Sodio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
Potasio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
Rubidio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	
Cesio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	

Todos los elementos de un mismo grupo tienen en su capa de valencia el mismo número de electrones en orbitales del mismo tipo

Las propiedades químicas de un elemento están relacionadas con la configuración electrónica de su capa más externa

La tabla periódica

GRUPOS

PERÍODOS

Capacidad	Configuración electrónica	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	
Orbitales	Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	1	11	12	13	14	15	16	17	18	
2	1s																			He 4,003 Helio
8	2s2p	Li 6,94 Litio	Be 9,01 Berilio											B 10,81 Boro	C 12,01 Carbono	N 14,01 Nitrógeno	O 16,00 Oxígeno	F 18,99 Fluor	Ne 20,18 Neón	
8	3s3p	Na 22,99 Sodio	Mg 24,31 Magnesio											Al 26,98 Aluminio	Si 28,09 Silicio	P 30,97 Fósforo	S 32,07 Azufre	Cl 34,45 Cloro	Ar 39,95 Argón	
18	4s3d4p	K 39,10 Potasio	Ca 40,08 Calcio	Sc 44,96 Escandio	Ti 47,88 Titanio	V 50,94 Vanadio	Cr 52,00 Cromo	Mn 54,94 Manganeso	Fe 55,85 Hierro	Co 58,93 Cobalto	Ni 58,70 Níquel	Cu 63,55 Cobre	Zn 65,38 Zinc	Ga 69,72 Galio	Ge 72,59 Germanio	As 74,92 Arsénico	Se 78,96 Selenio	Br 79,90 Bromo	Kr 83,80 Criptón	
18	5s4d5p	Rb 85,47 Rubidio	Sr 87,62 Estroncio	Y 88,91 Itrio	Zr 91,22 Zirconio	Nb 92,91 Niobio	Mo 95,94 Molibdeno	Tc (97) Tecnecio	Ru 101,07 Rutenio	Rh 102,91 Rodio	Pd 106,4 Paladio	Ag 107,87 Plata	Cd 112,40 Cadmio	In 114,82 Indio	Sn 118,69 Estahno	Sb 121,75 Antimonio	Te 127,60 Teluro	I 126,90 Yodo	Xe 131,30 Xenón	
32	6s4f5d6p	Cs 132,91 Cesio	Ba 137,33 Bario	La 138,91 Lantano	Hf 178,49 Hafnio	Ta 180,95 Tántalo	W 183,85 Volframio	Re 186,21 Renio	Os 190,2 Osmio	Ir 192,22 Iridio	Pt 195,09 Platino	Au 196,97 Oro	Hg 200,59 Mercurio	Tl 204,37 Talio	Pb 207,19 Plomo	Bi 208,98 Bismuto	Po 209 Polonio	At 210 Astatio	Rn 222 Radón	
32	7s5f6d7p	Fr (223) Francio	Ra (226) RADIOACTIVO	Ac (227) Actinio	Rf (261) Rutherfordio	Db (262) Dubnio	Sg (263) Seaborgio	Bh (264) Bohrio	Hs (265) Hassio	Mt (268) Meitnerio	Uun (289) Ununnilio	Uuu (292) Ununnilium	Uub (297) Ununbium							

Legend:
 Negro - sólido
 Azul - líquido
 Rojo - gas
 Violeta - artificial
 Metales
 Semimetales
 No metales
 Gases nobles

* Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.

Configuración electrónica	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴
Lantnidos	Ce 140,12 Cerio	Pr 140,91 Praseodimio	Nd 144,24 Neodimio	Pm (145) Promecio	Sm 150,35 Samario	Eu 151,96 Europio	Gd 157,25 Gadolinio	Tb 158,93 Terbio	Dy 162,50 Disprosio	Ho 164,93 Holmio	Er 167,26 Erbio	Tm 168,93 Terbio	Yb 173,04 Iterbio	Lu 174,97 Lutecio
Actnidos	Th 232,04 Torio	Pa (231) Protactinio	U 238,03 Uranio	Np (237) Neptunio	Pu (244) Plutonio	Am (243) Americio	Cm (247) Curio	Bk (247) Berquellio	Cf (251) Californio	Es (254) Einsteinio	Fm (257) Fermio	Md (258) Mendelevio	No (259) Nobelio	Lr (260) Laurencio

Configuración electrónica.

Los elementos de un mismo grupo, tienen propiedades químicas semejantes, ya que tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia (última capa electrónica) y están distribuidos en orbitales del mismo tipo

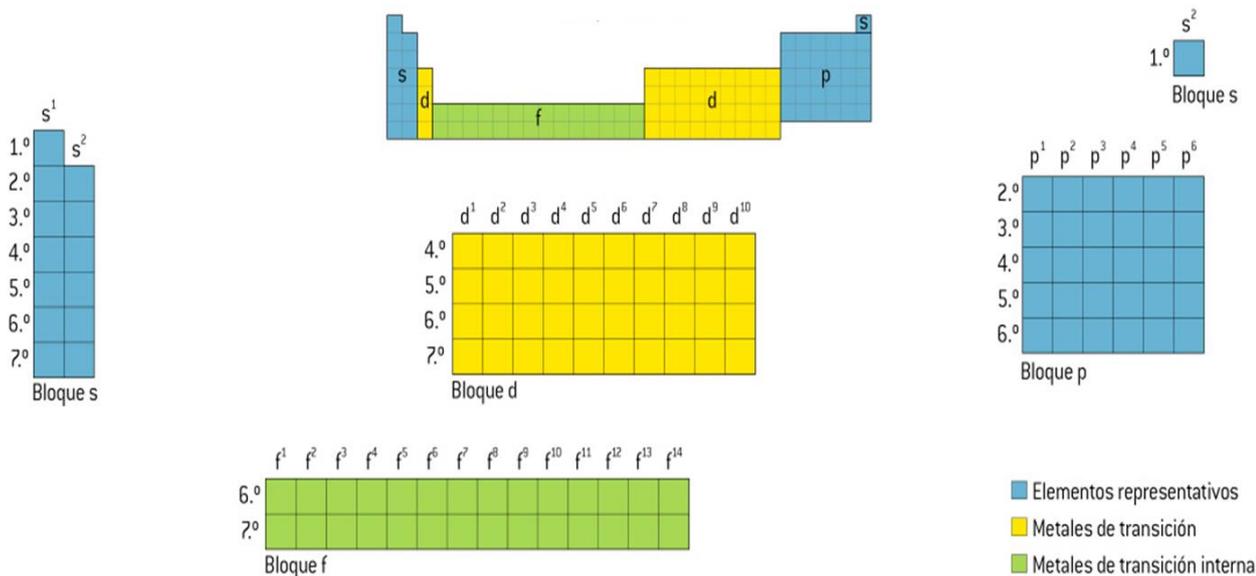
Por ejemplo, los elementos del grupo 17 (Halógenos):

Elemento	Configuración electrónica	Configuración más externa
Flúor	$1s^2 2s^2 2p^5$	$ns^2 np^5$
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
Bromo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	
Yodo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$	

Estos hechos sugieren que las propiedades químicas de un elemento están relacionadas con la configuración electrónica de su **capa de valencia**

9. BLOQUES DEL SISTEMA PERIÓDICO.

Los bloques del Sistema Periódico se ubican de la siguiente forma



10. CARGA NUCLEAR EFECTIVA Y APANTALLAMIENTO.

- **El apantallamiento (α)** consiste en la repulsión entre los electrones, que disminuye la atracción del núcleo y condiciona el estado del electrón en el átomo.
- El **apantallamiento** de los electrones depende principalmente del orbital que ocupan:
 - Los **electrones que componen el kernel** apantallan totalmente, de manera que el valor de α correspondiente a cada uno es 1.
 - Los **demás electrones** apantallan menos, de manera que el valor de α correspondiente a cada uno de ellos es menor que 1.

• **La carga nuclear efectiva** es la carga que debiera tener el núcleo para que, en ausencia de otros electrones, la atracción del núcleo sobre el electrón considerado fuera la misma que la atracción neta que experimenta el electrón en el átomo real.

*La carga nuclear efectiva puede calcularse a partir de la expresión siguiente:

$$Z^* = Z - \alpha \quad (Z^* = \text{Carga nuclear efectiva}; Z = \text{Carga nuclear}; \alpha = \text{apantallamiento})$$

➤ **A lo largo de un período**, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo aumenta conforme lo hace el número atómico. Tomando dos elementos del mismo período con números atómicos consecutivos, sus configuraciones electrónicas coinciden en el kernel de gas noble y se diferencian en un electrón de valencia. Como la carga nuclear aumenta en una unidad, y los electrones que no forman parte del kernel provocan un apantallamiento menor que 1, la carga nuclear efectiva aumenta.

➤ **A lo largo de un grupo**, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externa es la misma, independientemente del número atómico. En este caso, todos los elementos del mismo grupo poseen configuraciones electrónicas de valencias iguales, y se diferencian en la configuración electrónica más profunda o kernel de gas noble. Como los electrones que forman el kernel apantallan con el valor 1, y todos los elementos tienen la misma configuración electrónica de valencia, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo no varía al aumentar el número atómico.

11. EL TAMAÑO ATÓMICO Y EL SISTEMA PERIÓDICO.

Los átomos e iones no tienen un tamaño definido, pues sus orbitales no ocupan una región del espacio con límites determinados. Sin embargo, se acepta un tamaño de orbitales que incluya el 90% de la probabilidad de encontrar al electrón en su interior, y una forma esférica para todo el átomo

A continuación se muestra con el tamaño relativo de los átomos de los elementos representativos. Los radios están expresados en nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$)

Los radios de los átomos varían en función de que se encuentren en estado gaseoso o unidos mediante enlaces iónico, covalente o metálico

1	2	13	14	15	16	17
H 0,037						
Li 0,152	Be 0,112	B 0,098	C 0,091	N 0,092	O 0,073	F 0,072
Na 0,186	Mg 0,160	Al 0,143	Si 0,132	P 0,128	S 0,127	Cl 0,099
K 0,227	Ca 0,197	Ga 0,141	Ge 0,137	As 0,139	Se 0,140	Br 0,114
Rb 0,248	Sr 0,215	In 0,166	Sn 0,162	Sb 0,159	Te 0,142	I 0,132
Cs 0,265	Ba 0,222	Tl 0,171	Pb 0,175	Bi 0,170		

Variación del tamaño de los átomos.

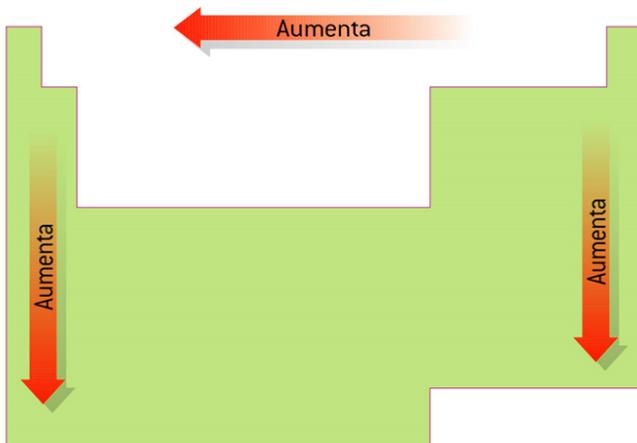
- **En un grupo:** el tamaño atómico **aumenta al descender en un grupo**

* Al descender en el grupo aumenta el número atómico y, por tanto, la carga nuclear. Los electrones son atraídos con más fuerza y por consiguiente disminuye el tamaño

* Al descender en el grupo, aumentan el número de capas, con lo que el tamaño aumenta. Este factor prevalece sobre el anterior

- **En un período:** el tamaño atómico **disminuye al avanzar en un período**

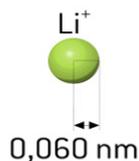
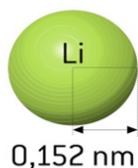
* Al aumentar el número de electrones en la misma capa, aumenta la carga nuclear y los electrones se acercan más al núcleo



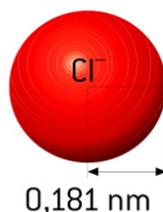
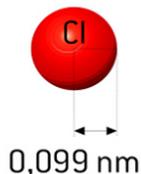
Dentro de cada período, los átomos de los **metales alcalinos** son los **más grandes**. Los de **menor** volumen son los de **transición** y los del grupo 18

Variación del tamaño de los iones.

- **En iones positivos (cationes):** el tamaño del catión es **más pequeño** que el del átomo neutro ya que al perder electrones de la capa más externa, los que quedan son atraídos por el núcleo con más fuerza por la carga positiva del núcleo



- **En iones negativos (aniones):** el tamaño del anión es **más grande** que el del átomo neutro. Un ión negativo se forma cuando el átomo gana electrones. Estos electrones aumentan las fuerzas de repulsión existentes entre ellos



12. VARIACIÓN PERIÓDICA DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN (EI)

La **primera energía de ionización (EI)** es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso



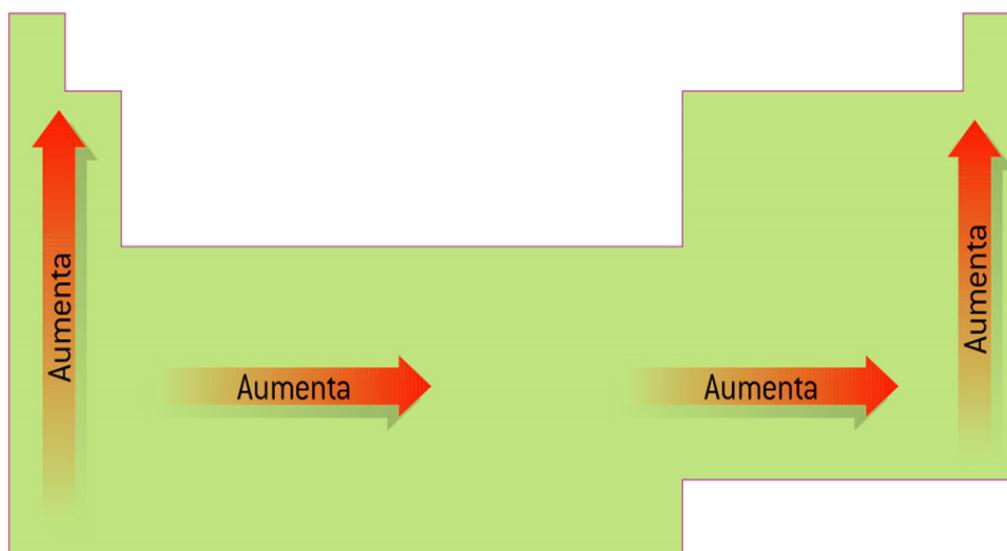
La **segunda energía de ionización** es la energía necesaria para arrancar el siguiente electrón del ión monopositivo formado:



La energía de ionización **disminuye al descender en un grupo** ya que la carga nuclear aumenta y también aumenta el número de capas electrónicas, por lo que el electrón a separar que está en el nivel energético más externo, sufre menos la atracción de la carga nuclear (por estar más apantallado) y necesita menos energía para ser separado del átomo

La energía de ionización **crece al avanzar en un período** ya que al avanzar en un período, disminuye el tamaño atómico y aumenta la carga positiva del núcleo. Así, los electrones al estar atraídos cada vez con más fuerza, cuesta más arrancarlos

Excepciones: las anomalías que se observan tienen que ver con la gran estabilidad que poseen los átomos con orbitales semiocupados u ocupados, debido a que los electrones son más difíciles de extraer



13. VARIACIÓN PERIÓDICA DE LA AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE)

Afinidad electrónica es el cambio de energía que acompaña al proceso de adición de un electrón a un átomo gaseoso (AE). Los valores de la afinidad electrónica se consideran, normalmente, para 1 mol de átomos

Aplicando el convenio de termodinámica de signos, un ejemplo sería:

- $F(g) + e^- \longrightarrow F^-(g) + 328 \text{ KJ / mol}$ se desprende energía $\Rightarrow AE < 0$ ($AE = -328 \text{ KJ / mol}$)
- $Be(g) + e^- + 240 \text{ KJ / mol} \longrightarrow Be^-(g)$ se absorbe energía $\Rightarrow AE > 0$ ($AE = +240 \text{ KJ / mol}$)

La mayoría de los átomos neutros, al adicionar un electrón, desprenden energía, siendo los halógenos los que más desprenden y los alcalinotérreos los que absorben más energía

La variación de la afinidad electrónica es similar a la de la energía de ionización, sin embargo hay algunas excepciones y la afinidad electrónica de algunos elementos se desconoce

La afinidad electrónica está relacionada con el **carácter oxidante** de un elemento. Cuanta mayor energía desprenda un elemento al ganar un electrón, mayor será su carácter oxidante. Así, los halógenos tienen un elevado carácter oxidante, al contrario de los alcalinotérreos que carecen de carácter oxidante

14. ELECTRONEGATIVIDAD.

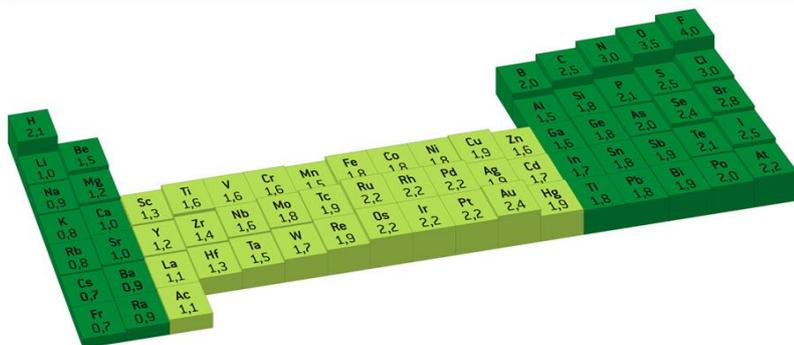
La **electronegatividad** es la tendencia que tienen los átomos de un elemento a atraer hacia sí los electrones cuando se combinan con átomos de otro elemento. Por tanto es una propiedad de los átomos enlazados

La determinación de la electronegatividad se hace conforme a dos escalas:

Escala de Mulliken. Considera la electronegatividad como una propiedad de los átomos aislados, su valor es:

$$EN = \frac{AE + EI}{2}$$

Escala de Pauling. Se expresa en unidades arbitrarias: al flúor, se le asigna el valor más alto, por ser el elemento más electronegativo, tiene un valor de 4 y al cesio, que es el menos electronegativo se le asigna el valor de 0,7



La electronegatividad **aumenta** con el número atómico **en un período** y **disminuye en un grupo**.

El valor máximo será el del grupo 17 y el valor nulo es el de los gases nobles

Los gases nobles. Regla del octeto

- Los gases nobles tienen una configuración electrónica externa $ns^2 np^6$ es decir, tienen 8 electrones en su última capa (excepto el He que tiene 2)
- Una capa de valencia con 8 electrones se denomina octeto, y Lewis enunció la **regla del octeto** diciendo:

“En la formación de un compuesto, un átomo tiende a intercambiar electrones con otros átomos hasta conseguir una capa de valencia de ocho electrones”

Grupo	1	2	13	14	15	16	17	18
Nº de electrones en la capa de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
Sobran para el octeto	1	2	3	4	5	6	7	0
Faltan para el octeto	7	6	5	4	3	2	1	0
Carga del ión	+1	+2	+3	+4	-3	-2	-1	0

15. CARÁCTER METÁLICO.

Según el carácter metálico podemos considerar los elementos como:

Metales:

- **Pierden** fácilmente **electrones** para formar cationes
- Bajas energías de ionización
- Bajas afinidades electrónicas
- Bajas electronegatividades
- Forman compuestos con los no metales, pero no con los metales

No Metales:

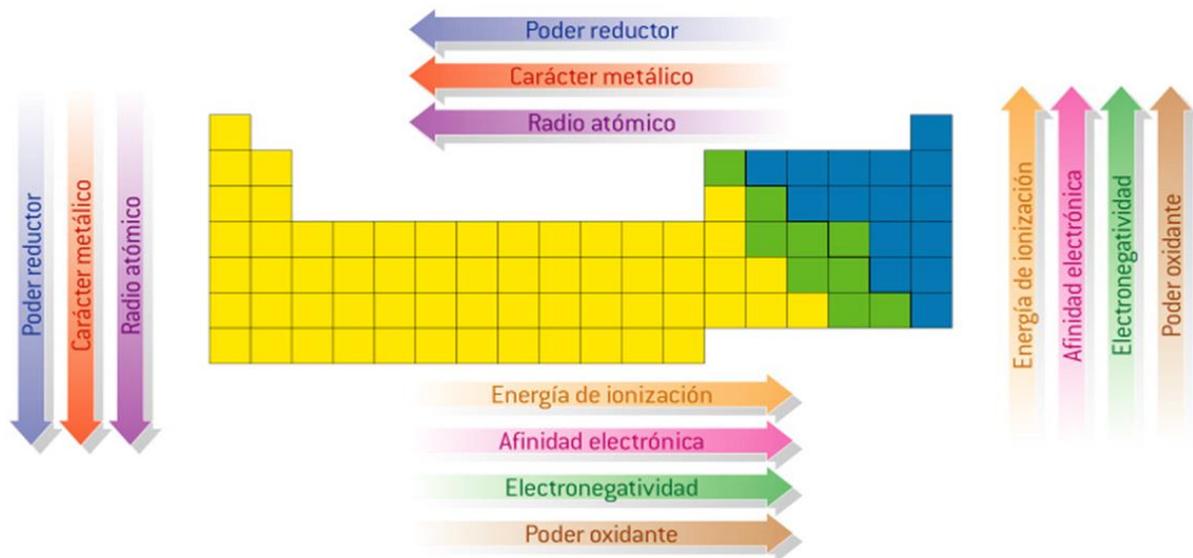
- **Ganan** fácilmente **electrones** para formar aniones
- Elevadas energías de ionización
- Elevadas afinidades electrónicas
- Elevadas electronegatividades
- Forman compuestos con los metales, y otros con los no metales

Semimetales:

- Poseen **propiedades intermedias** entre los metales y los no metales (Si, Ge)

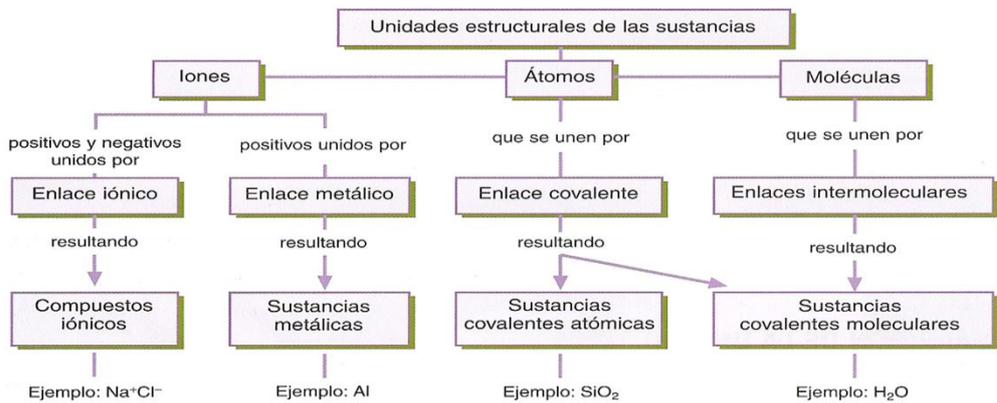
16. VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.

Las propiedades periódicas varían de la siguiente manera



17. EL ENLACE QUÍMICO Y SUS CLASES.

- El **enlace químico** es la fuerza responsable de la unión estable entre los iones, átomos o moléculas que forman las sustancias. Según sean los enlaces se tienen diferentes clases de sustancias con sus propiedades características.

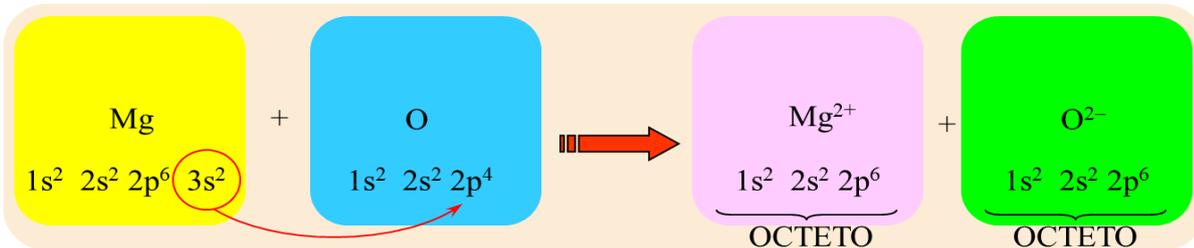


➤ En la formación de los enlaces tienen especial importancia los electrones del átomo situados en el nivel más externo, también denominado **nivel de valencia**.

Cuando reaccionan entre sí, los átomos tienden a ceder, ganar o compartir los e⁻ necesarios para adquirir la estructura de un gas noble, con 8 e⁻ en la última capa: **regla del octeto (W. Kossel)**. Se llama **electrovalencia** al número de electrones intercambiados entre dos elementos para formar enlaces

18. EL ENLACE IÓNICO.

- El magnesio cede dos electrones al oxígeno. Ambos consiguen completar su octeto



- Los iones formados, se atraen fuertemente por tener cargas eléctricas de distinto signo
- Este enlace se denomina **iónico**, ya que los átomos participantes se encuentran en forma de iones, y se produce entre átomos de elementos que poseen electronegatividades muy diferentes

La **valencia iónica** de un elemento es la carga que adquieren sus átomos al convertirse en iones positivos o negativos. En este ejemplo el Magnesio tiene +2 y el Oxígeno -2.

Elemento	Z	Configuración electrónica	Ion	Configuración electrónica	Valencia iónica
Al	13	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	Al ³⁺	1s ² 2s ² 2p ⁶ (= Ne)	3+
Ca	20	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²	Ca ²⁺	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ (= Ar)	2+
Br	35	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	Br ⁻	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ (= Kr)	1-
P	15	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³	P ³⁻	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ (= Ar)	3-

El enlace iónico se produce entre átomos de elementos que posean **electronegatividades muy distintas.**

- ➔ El elemento de menor energía de ionización transfiere electrones al de mayor afinidad electrónica, por lo que los átomos se transforman en **iones con cargas de signo contrario.**

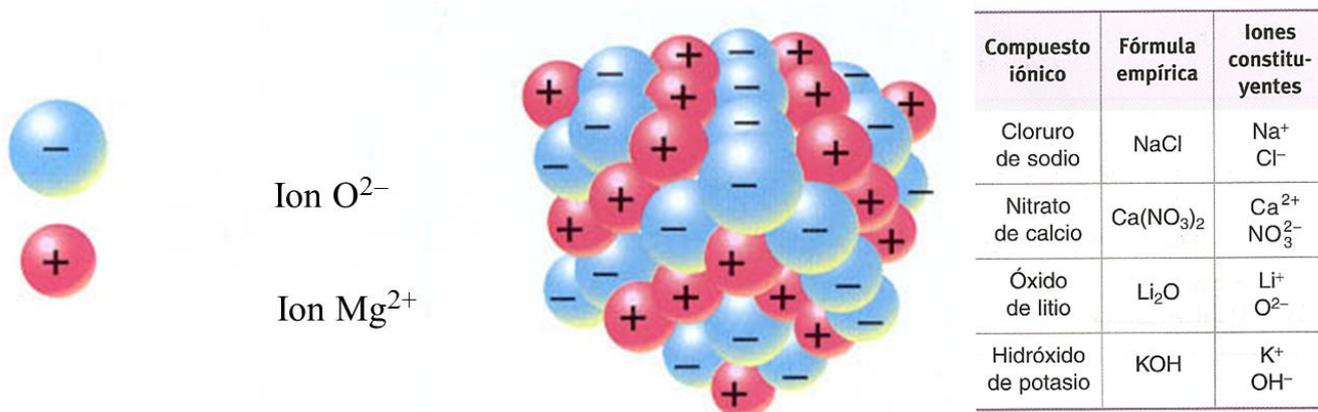
El enlace iónico es la unión que se produce entre los iones positivos y negativos, debido a las **fuerzas de Coulomb.**

$$F = \pm K \frac{q_1 q_2}{d_0^2}$$

d₀ = distancia interiónica

q₁ y q₂ = cargas netas de los iones

K = constante de Coulomb



Las fuerzas que crea un ión actúan en todas direcciones, de modo que cada ión positivo atrae a todos los iones negativos vecinos, rodeándose del mayor número de ellos posible, y viceversa, formándose **compuestos iónicos**.

Los compuestos formados mediante enlace iónico a temperatura y presión estándar son siempre **sólidos** constituidos por redes tridimensionales de iones. Estos se unen mediante fuerzas electrostáticas.

Energía reticular de los compuestos iónicos.

La ordenación de los iones para formar el cristal supone una liberación de energía denominada **energía reticular U**.

En los compuestos iónicos cada ión positivo se rodea del mayor número de iones negativos y viceversa, alcanzando un **equilibrio entre las fuerzas** atractivas y repulsivas, originando **cristales**.

- Los compuestos iónicos son más estables cuanto mayor sea su energía reticular
- La energía reticular es directamente proporcional al producto de sus cargas e inversamente proporcional a la distancia interiónica d_0

$$U = - N_A A \frac{q_1 q_2 e^2}{d_0} \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

N_A = Constante de Avogadro; A = Constante de Madelung, cuyo valor depende del tipo de estructura; q = Cargas del catión y del anión; e = Carga del electrón; d_0 = distancia de equilibrio entre los núcleos de catión y anión; n = exponente de Born, característico del par de iones enlazados.

Propiedades de los compuestos iónicos (I).

- Sólidos a temperatura ambiente
- Son duros pero frágiles
- Son siempre cristales



- Si los cristales se golpean, se fracturan por planos, al repelerse los iones de igual carga eléctrica



- Tienen elevada temperatura de fusión y ebullición

• Si d_0 aumenta $\Rightarrow U = K \frac{q_1 q_2}{d_0}$ disminuye \Rightarrow

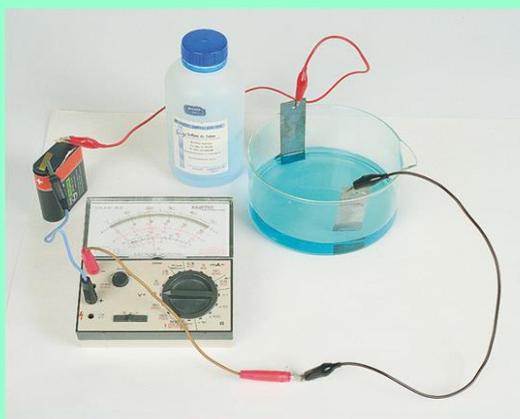
- Disminuye la temperatura de fusión y ebullición
- Disminuye la dureza
- Aumenta el coeficiente de dilatación

Propiedades de los compuestos iónicos (II).

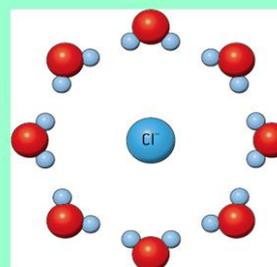
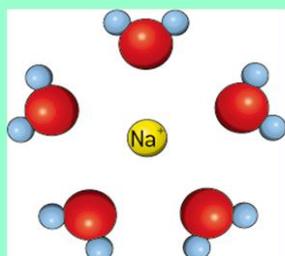
- En **estado sólido no conducen la electricidad**. (Debido a que los iones están fuertemente unidos en la red cristalina, no disponen de capacidad de desplazamiento)

• **Disueltos o fundidos conducen la corriente eléctrica.**

- Se disuelven en disolventes muy polares como el agua.



Las moléculas de agua se interponen entre los iones de la red y apantallan las fuerzas de Coulomb entre los iones que quedan libres.



Iones hidratados

19. EL ENLACE METÁLICO.

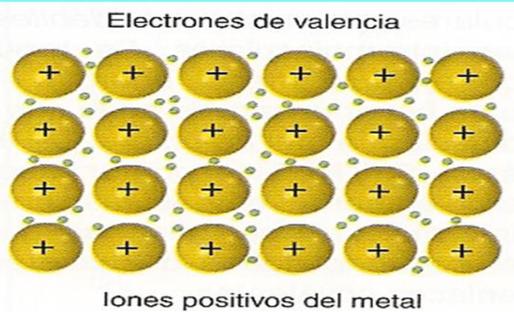
El **enlace metálico** es la fuerza de unión existente entre los átomos de los metales, a la que deben su estabilidad y propiedades las redes cristalinas metálicas.

El **enlace metálico** se forma si los elementos que se unen tienen:

- ↓ Orbitales desocupados
- ↓ Baja energía de ionización

Los metales, a temperatura y la presión ambiente se presentan en forma de cristales. La **red cristalina** metálica está formada por **iones del metal**, es decir, átomos que han cedido sus **electrones de valencia** (Transformándose en cationes que se colocan en los nodos del cristal). Los electrones están deslocalizados en el conjunto del cristal y disponen de libertad de desplazamiento a través de los huecos existentes entre los iones; constituyen la denominada **nube electrónica**.

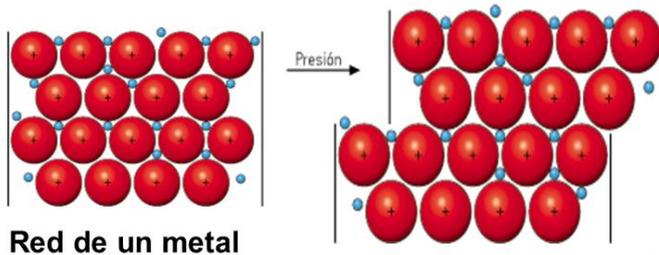
La **estabilidad de la red cristalina** es debida a la interacción entre los iones metálicos y la nube de electrones deslocalizados.



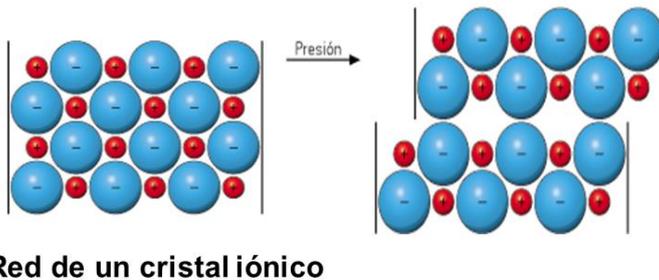
Propiedades de los metales.

- Brillo intenso** → Capacidad de los e^- para captar y emitir energía electromagnética
- Conductividad eléctrica** → Gran movilidad de los electrones
- Conductividad térmica** → Los e^- ceden parte de su energía cinética para calentar la red
- Maleabilidad y ductilidad** → Se pueden estirar en hilos o extender en láminas
- T^{as} de fusión y ebullición** → Dependen de la fuerza de atracción entre e^- y los iones positivos

Aunque los cationes se desplacen, los e^- de la red amortiguan la fuerza de repulsión entre ellos



Por el contrario, en los Compuestos iónicos este desplazamiento produce la fractura del cristal al quedar enfrentados iones del mismo signo



20. EL ENLACE COVALENTE.

El enlace covalente: ideas empíricas de Lewis.

El **enlace covalente** tiene lugar cuando se unen átomos de no metales, **compartiendo pares electrónicos**, con el fin de conseguir que los átomos completen su octeto y formen un sistema con menor energía que el formado por los átomos por separado

Lewis representó las moléculas mediante **diagramas de estructura de Lewis**, donde los electrones del último nivel energético figuran como puntos o cruces agrupados por parejas alrededor de los símbolos. Las parejas electrónicas también pueden sustituirse por guiones

- Si cada átomo enlazado aporta un electrón al par compartido, existe un **enlace covalente normal**:



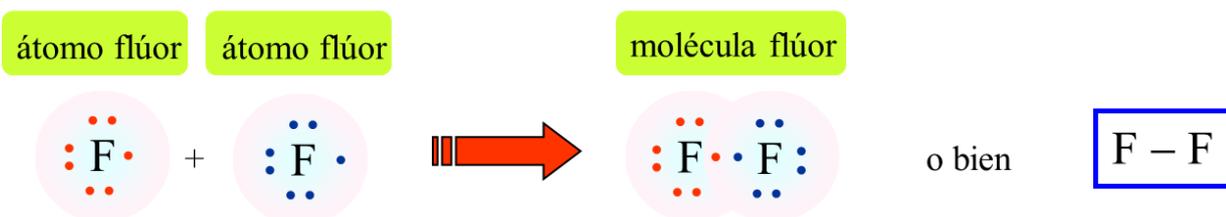
- Si dos átomos comparten más de un par de electrones se originan **enlaces múltiples**



- Si los dos e⁻ son aportados por uno sólo de los átomos unidos, el enlace se llama **covalente dativo o coordinado**



- Siempre que **dos átomos** se hallen **unidos por un par de electrones compartidos**, se dice que existe un **enlace covalente** entre ellos
- **Lewis** sugirió que los átomos podían conseguir su octeto compartiendo un par de electrones



Según esta teoría, la **covalencia** o **valencia covalente** de un elemento es su capacidad para formar enlaces covalentes; por tanto la covalencia del flúor aquí es 1 ya que forma un enlace covalente.

par de electrones compartidos

Se representa con una línea

21. GEOMETRÍA MOLECULAR.

Geometría molecular: método RPECV.

El método **RPECV** predice la geometría de moléculas sencillas basándose en la repulsión entre pares de e⁻ en torno al átomo central. Considera tanto los pares de electrones de los enlaces como los pares de electrones no compartidos

- Los pares de electrones de valencia que rodean a un átomo central se repelen entre sí, separándose en la medida de lo posible para **minimizar la energía del sistema**, la orientación adoptada determina la **geometría molecular**.

Para determinar las estructuras geométricas distinguiremos entre las moléculas cuyo átomo central sólo tiene pares enlazantes y aquellas cuyo átomo central tiene pares enlazantes y libres. Debe tenerse en cuenta que para **determinar el número de pares electrónicos** alrededor del átomo central, los enlaces dobles y triples se consideran como simples.

Moléculas cuyo átomo central sólo tiene pares enlazantes.

Tipo de molécula	Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Distribución de los pares electrónicos	Geometría de la molécula <i>(Forma en la que se distribuyen los átomos en el espacio)</i>
AB ₂	BeCl ₂		2		Cl-Be-Cl Lineal 180°
AB ₃	BF ₃		3		Plana trigonal 120°
AB ₄	CH ₄		4		Tetraédrica 109,5°
AB ₅	PCl ₅		5		Bipiramidal trigonal 90°, 120°
AB ₆	SF ₆		6		Octaédrica 90°

- Las fuerzas repulsivas entre **pares libres** son mayores que las existentes entre **par enlazante y par libre** y éstas, a su vez, son mayores que entre **pares enlazantes**. Entonces los ángulos de enlace que resultan son distintos a los anteriores.

Moléculas cuyo átomo central tiene pares enlazantes y libres..

Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares libres	Distribución de los pares electrónicos	Geometría de la molécula
SO ₂		2	1		 Angular 119,5°
H ₂ O		2	2		 Angular 104,5°
NH ₃		3	1		 Piramidal trigonal 107,3°

Un posible error consiste en confundir la geometría de las direcciones de los pares electrónicos alrededor del átomo central con la geometría de la molécula. Por ejemplo, alrededor del oxígeno de la molécula H₂O los pares electrónicos se colocan tetraédricamente; pero la molécula no es tetraédrica sino angular, ya que sólo dos de aquellas direcciones están ocupadas por átomos de hidrógeno.

22. MOLÉCULAS POLARES.

Dos cargas eléctricas iguales y de signo contrario, +q y -q, situadas a una cierta distancia entre sí, d, constituyen un **dipolo** que se caracteriza por su **momento dipolar**:

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

$\begin{matrix} +q & & -q \\ \bullet & \rightarrow & \bullet \end{matrix}$

Siendo d un vector con origen en +q y extremo en -q

- En enlaces covalentes entre átomos diferentes, el más electronegativo atrae con más intensidad a los electrones comunes del enlace. El desplazamiento de la carga hacia el átomo más electronegativo forma un **dipolo permanente**.
- Los enlaces pueden clasificarse según su polaridad o porcentaje de carácter iónico, desde el 0% (**enlaces covalentes puros**, sin momento dipolar o apolares), hasta el 100% (**enlaces iónicos puros**).

Ejemplos:

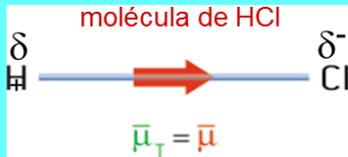
Cl₂ ⇌ Cl : Cl es un **enlace covalente apolar** (no hay diferencia de electronegatividad)

HCl ⇌ H^{+δ} : Cl^{-δ} es un **enlace covalente polar**

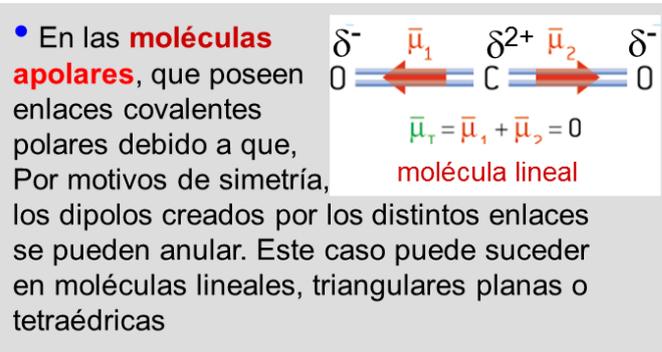
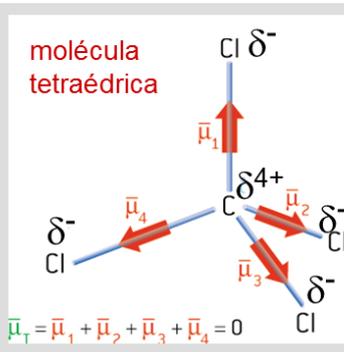
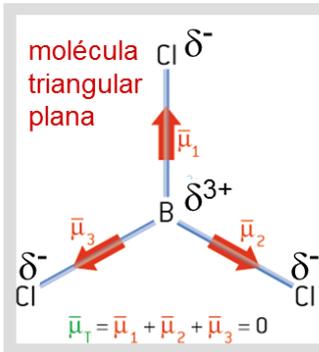
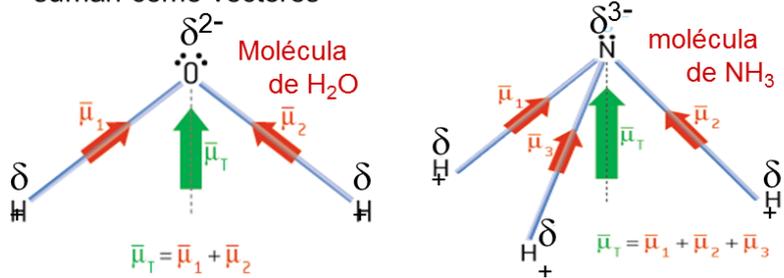
NaCl ⇌ Na⁺ Cl⁻ es un **enlace iónico (No forma moléculas)**

El **momento dipolar** de una molécula es la **suma vectorial de los momentos dipolares** de todos sus enlaces. Algunas moléculas pueden ser apolares y contener enlaces polares

• En las **moléculas diatómicas** coinciden la polaridad del enlace y la polaridad de la molécula



• En las **moléculas angulares** (H₂O) o **piramidales** (NH₃), la polaridad de los enlaces y la polaridad molecular son diferentes, pues los momentos dipolares de los enlaces se suman como vectores



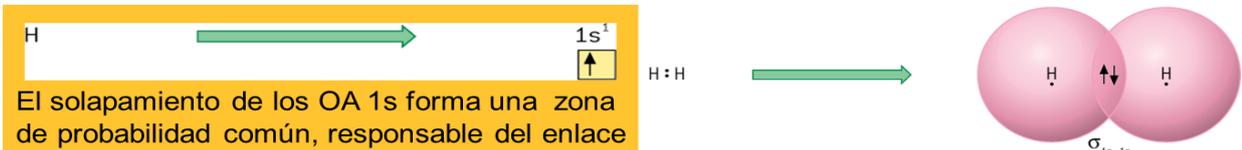
23. TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA (EV)

Dos átomos forman un **enlace covalente** cuando se **solapan orbitales** de ambos, originando una zona común de alta densidad electrónica. Los orbitales atómicos de partida deben estar **semillenos**

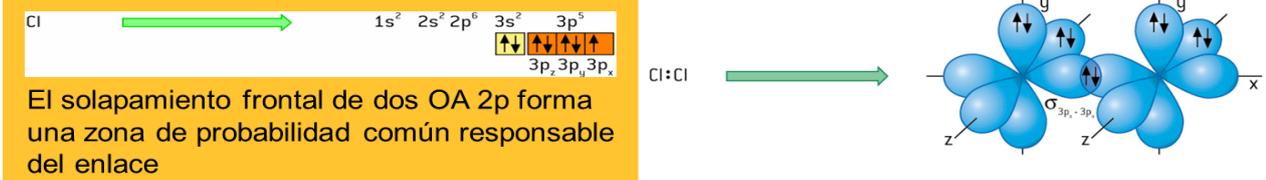


Los orbitales solapados forman un solo orbital ocupado con dos electrones apareados que poseen espines opuestos. Los orbitales deben tener **energía parecida** y **simetría adecuada**

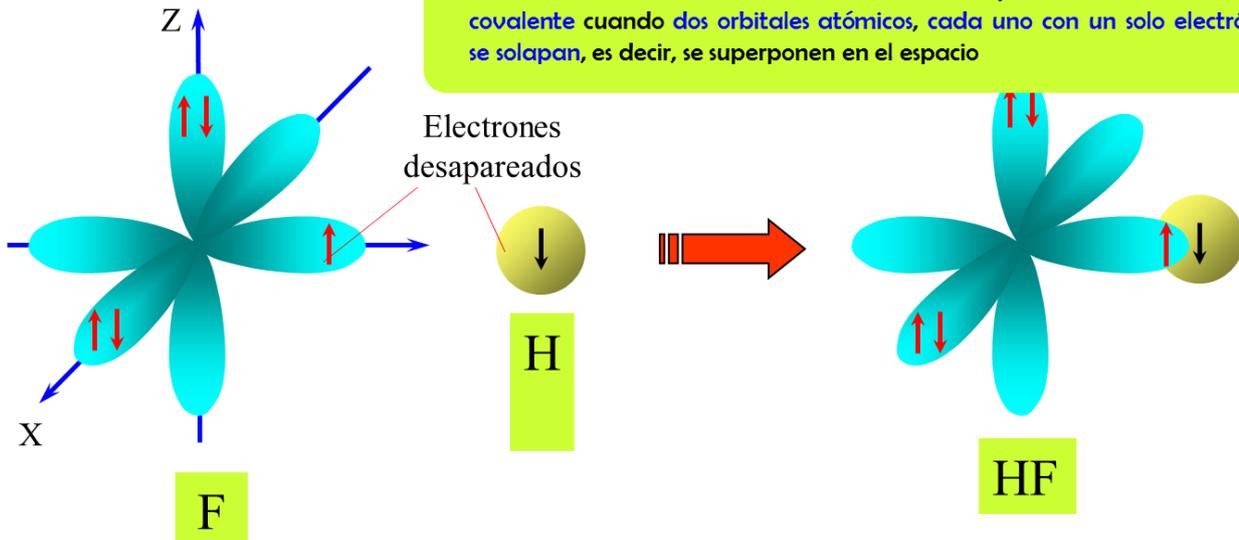
Molécula de hidrógeno H₂: cada átomo de H posee un **OA 1s semilleno**



Molécula de cloro (Cl₂): cada átomo de Cl posee un **OA 2p semilleno**



La teoría de los enlaces de valencia considera que se forma un **enlace covalente** cuando **dos orbitales atómicos**, cada uno con un solo electrón, **se solapan**, es decir, se superponen en el espacio



Enlace σ

El enlace σ se forma cuando dos orbitales atómicos se superponen por sus extremos de modo que la densidad electrónica se concentra entre los dos núcleos. Todos los enlaces simples son de tipo σ .

Enlace π

El enlace π se forma por superposición lateral de los orbitales atómicos. La densidad electrónica se concentra en las partes superior e inferior del plano que contiene los núcleos de los átomos enlazados. El enlace π sólo se forma cuando ya hay un enlace σ entre dos átomos.

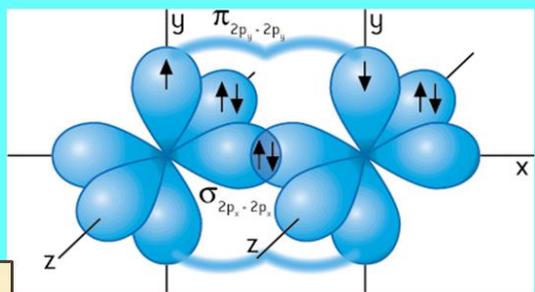
Enlaces múltiples.

Cuando se produce **más de un solapamiento** entre orbitales atómicos de distintos átomos se originan **enlaces múltiples**

Ejemplos:

Molécula de oxígeno (O_2)

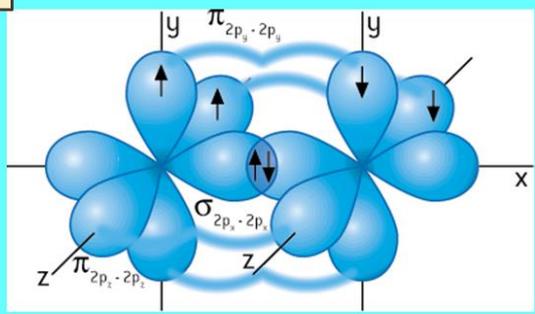
Al acercarse dos átomos de oxígeno, se solapan frontalmente sus OA $2p_x$ semicupados, originando **un enlace σ** . También se solapan lateralmente los dos OA $2p_y$, originando **otro enlace π**



El enlace π sólo se forma cuando ya hay un enlace σ entre dos átomos.

Molécula de nitrógeno (N_2)

Al aproximarse los átomos, se solapan frontalmente sus OA $2p_x$ semicupados (**enlace σ**) y se producen solapamientos laterales entre los dos OA $2p_y$ y los dos OA $2p_z$ respectivamente, originando **dos enlaces π**



Las posibilidades de formar enlaces covalentes que tiene un elemento dado dependen del **número de electrones desapareados** que aparecen en su estructura electrónica, ya que sólo estos electrones pueden formar enlaces covalentes. Este hecho permite definir el concepto de valencia covalente o covalencia.

La valencia covalente de un elemento es el número de enlaces covalentes que puede formar, lo que depende del número de sus electrones desapareados.

Elemento	Estructura electrónica	Covalencia
H	1s ¹	1
O	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹	2
N	1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	3
F	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ¹	1

En algunos elementos, el número de enlaces que forman es mayor que el de electrones desapareados que poseen. Este hecho se debe a la **promoción electrónica**: un electrón, de un orbital completo, se sitúa en un orbital vacío de mayor energía dentro del mismo nivel.

Elemento	Estructura electrónica	Estructura electrónica promocionada	Covalencia
Be	1s ² 2s ²	1s ² 2s ¹ 2p _x ¹	2
B	1s ² 2s ² 2p _x ¹	1s ² 2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹	3
C	1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹	1s ² 2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	4

Esto explica que muchos elementos tengan **covalencia múltiple** ya que pueden desaparecer un número variable de electrones. Por ejemplo, el fósforo puede utilizar en sus compuestos la covalencia 3, en su estructura fundamental, o la 5, en su estructura promocionada.

P (Estructura fundamental): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p_x¹ 3p_y¹ 3p_z¹
 P (Estructura promocionada): 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ 3p_x¹ 3p_y¹ 3p_z¹ 3d¹

En el cuadro siguiente se muestran diversos ejemplos de moléculas, indicando el emparejamiento de electrones para formar enlaces covalentes.

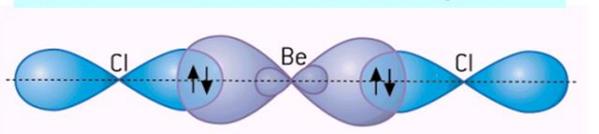
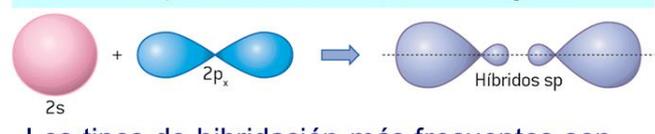
Simples	Cl—Cl	Cl...1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p _x ² 3p _y ² 3p _z ¹ Cl...1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p _x ² 3p _y ² 3p _z ¹	H—O—H	H.....1s ¹ O...1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹ H.....1s ¹
Dobles	O=C=O	O...1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹ C.....1s ² 2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹ O.....1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹	H C = C H	H.....1s ¹H C...1s ² 2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹ C...1s ² 2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹ H.....1s ¹H
Triples	N≡N	N...1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹ N...1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	H—C≡C—H	H.....1s ¹ C...1s ² 2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹ C...1s ² 2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹ H.....1s ¹

23.1. HIBRIDACIÓN DE ORBITALES ATÓMICOS.

La combinación de orbitales atómicos (OA) da lugar a los denominados orbitales híbridos

En la molécula de BeCl_2 , una **combinación lineal** de los O.A. $2s$ y $2p_x$ del átomo de berilio originan **dos orbitales híbridos** donde se alojan los dos e^- que contenía el orbital $2s$ original

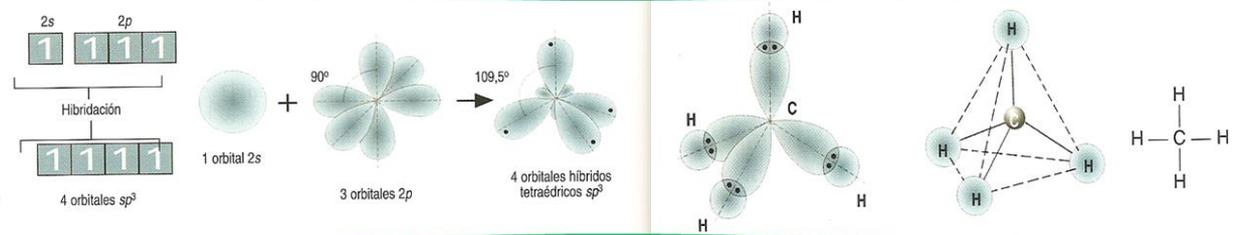
Estos orbitales híbridos originan, con dos O.A. $2p$ de los átomos de Cl, dos enlaces σ que forman 180° , resultando una **molécula lineal sin momento dipolar**



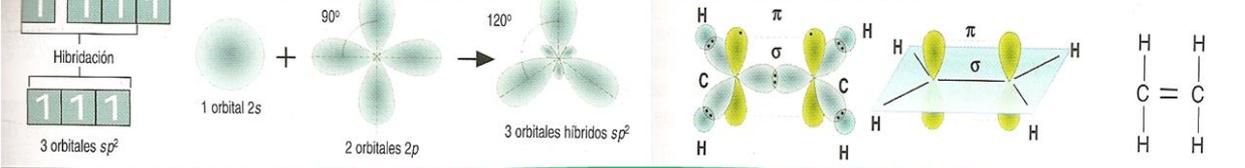
Los tipos de hibridación más frecuentes son

Orbitales atómicos	Orbitales híbridos	Geometría molecular	Ejemplo
1 «s» + 1 «p» 	2 «sp» 	Lineal	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$
1 «s» + 2 «p» 	3 «sp²» 	Triangular plana	$\text{Cl}-\text{B}-\text{Cl}$
1 «s» + 3 «p» 	4 «sp³» 	Tetraédrica	$\text{H}-\text{C}-\text{H}$ (tetrahedral)

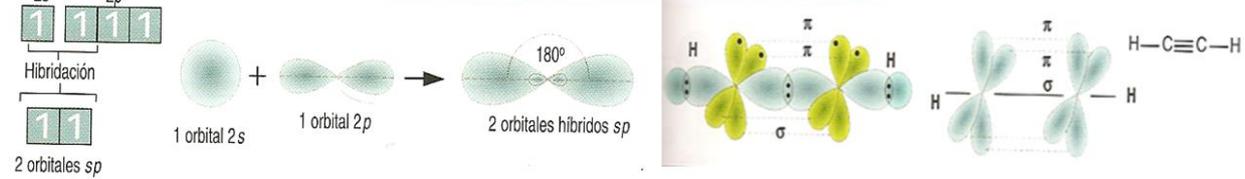
Hibridación sp^3 (Ej. Metano CH_4)



Hibridación sp^2 (Ej. Eteno $\text{CH}_2=\text{CH}_2$)

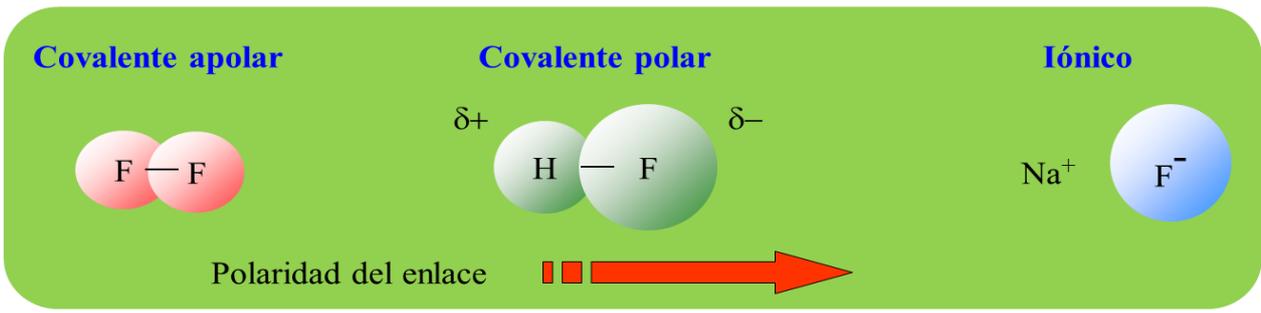


Hibridación sp (Ej. Etino $\text{CH}\equiv\text{CH}$)



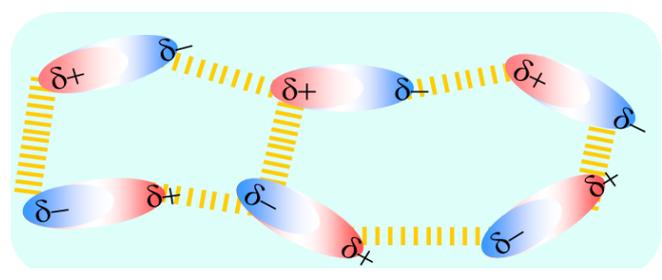
Para la hibridación del átomo central: Se hibridan todos los orbitales con enlace σ y los orbitales ocupados no enlazantes de la última capa. No forman parte de la hibridación los orbitales con enlace π y los orbitales no ocupados de la última capa.

24. FUERZAS INTERMOLECULARES.



En un enlace covalente entre dos átomos de diferente electronegatividad, el par de electrones compartido es atraído más fuertemente por el átomo más electronegativo

La molécula así formada es un **dipolo eléctrico**

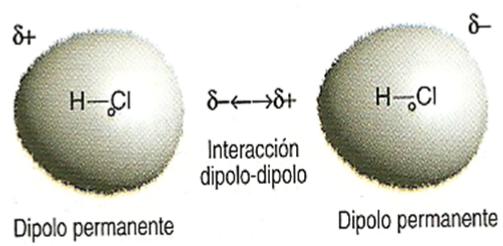


Las moléculas polares se atraen entre sí debido a las atracciones entre sus dipolos

Hemos interpretado los enlaces como fuerzas que se dan en el interior de las moléculas, es decir, intramoleculares. Pero también existen interacciones entre las moléculas: las **fuerzas intermoleculares** (son las fuerzas de atracción existentes entre las moléculas de las sustancias covalentes)

Las fuerzas intermoleculares pueden ser de dos clases: fuerzas de **Van der Waals** y **Enlace de hidrógeno**. Con el nombre de fuerzas de **Van der Waals** suelen agruparse tres clases de interacciones intermoleculares de naturaleza electrostática.

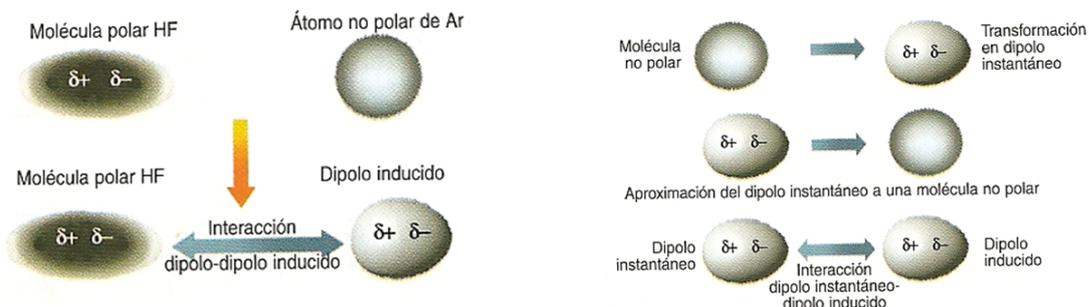
Fuerzas de atracción dipolo-dipolo (fuerzas de orientación o de Keesom):
 Se originan entre moléculas que forman **dipolos permanentes**. La parte positiva de un dipolo atrae a la parte negativa del dipolo más próximo. Las moléculas se orientan y se atraen con una fuerza que aumenta con su momento dipolar. A temperatura ambiente la mayoría de las sustancias son **líquidos o gases** debido a sus **bajas temperaturas de fusión y ebullición**.



En general, las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las intramoleculares.

Fuerzas de atracción dipolo-dipolo inducido (fuerzas de Debye)

Se producen cuando una molécula polar distorsiona la nube electrónica de otra molécula próxima, creando en ella un **dipolo instantáneo** o **dipolo inducido** y surgiendo así una fuerza de atracción entre ambas moléculas.

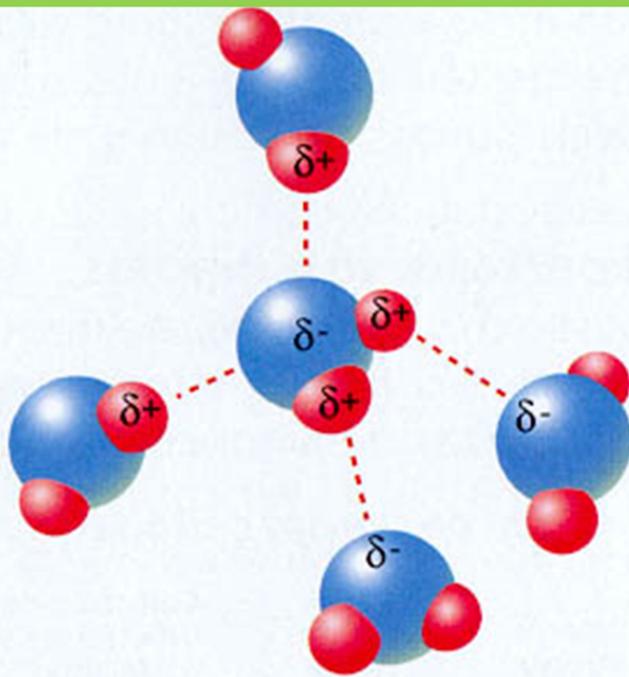
**Fuerzas de dispersión (fuerzas London)**

Se deben a dipolos instantáneos que se originan en las moléculas apolares de forma aleatoria, a partir de vibraciones que producen una polarización por asimetría de la distribución de e^-

- Son fuerzas **más débiles** que las anteriores, por la brevedad de su existencia.
- Originan el **estado líquido y sólido** de moléculas que son apolares por no tener dipolos (O_2, H_2, N_2) o por motivos de simetría (CO_2, CCl_4, CH_4).
- **Crecen con la masa molecular o atómica de las sustancias**

Enlaces por puentes de hidrógeno

Es una unión especial entre moléculas en las que **un átomo de H actúa de "puente" entre dos átomos muy electronegativos como F, O ó N**, que se encuentran unidos al hidrógeno mediante un enlace covalente muy polarizado. Los electrones del enlace covalente están muy desplazados hacia el átomo más electronegativo y el H tiene cierta carga positiva



Las fuerzas entre dipolos son **especialmente intensas** en moléculas que tienen un átomo de hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño (F, O ó N)

El átomo de H (carga +), **atrae a los átomos polarizados negativamente** de moléculas vecinas

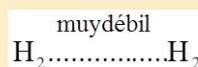
En estos casos se habla de enlaces por puente de hidrógeno pero son **fuerzas intermoleculares entre dipolos**, sin embargo son **bastante más intensas que las F. de Van der Waals**, lo que se traduce en puntos de fusión y ebullición anormalmente más altos.

25. COMPUESTOS QUÍMICOS Y TIPOS DE ENLACE.

- Los compuestos químicos pueden clasificarse en cuatro grupos según la naturaleza del enlace químico que mantiene unidos sus átomos (Ver Esquema inicial):
- Sustancias covalentes moleculares.** Sus átomos están unidos por medio de enlaces covalentes y forman **moléculas individuales**. Que a su vez están unidas entre si por medio de fuerzas intermoleculares.
 - Sustancias covalentes atómicas.** Todos sus átomos están unidos por enlaces covalentes formando una **red cristalina** tridimensional.
 - Sustancias iónicas.** Están formados por **redes cristalinas** cuya cohesión se debe a las intensas fuerzas eléctricas (enlaces iónicos) entre iones de carga opuesta.
 - Sustancias metálicas.** Están formados por **redes cristalinas** de cationes metálicos, inmersos en una nube de electrones móviles.

Propiedades de las Sustancias Moleculares.

Las moléculas son **agrupaciones de átomos unidos por enlace covalente**. Las sustancias moleculares se caracterizan por la gran intensidad de las fuerzas de enlace entre los átomos de la molécula y la debilidad de las fuerzas de unión entre las propias moléculas



- La mayoría de estas sustancias tienen **puntos de fusión y ebullición bajos**
- Generalmente son **gases** en condiciones ordinarias de presión y temperatura
- Si las moléculas tienen **gran masa molecular** pueden encontrarse en **estado sólido** o **líquido** a temperatura ambiente



Oxígeno (gas molecular)



Bromo (líquido molecular)



Yodo (sólido molecular)

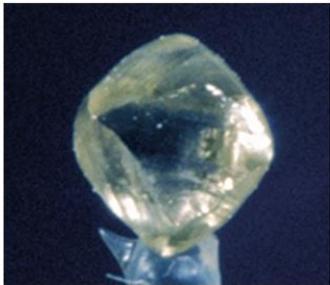
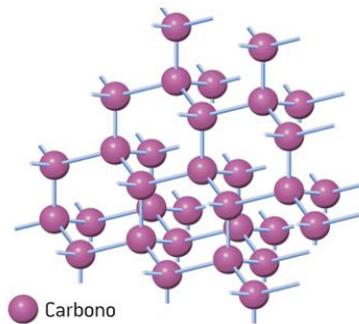
Propiedades de los Sólidos covalentes (Sustancias covalentes atómicas)

Los **sólidos covalentes**, también llamados **sólidos atómicos** o **reticulares**, son sustancias cuyos átomos están unidos entre sí mediante enlaces covalentes, formando redes tridimensionales

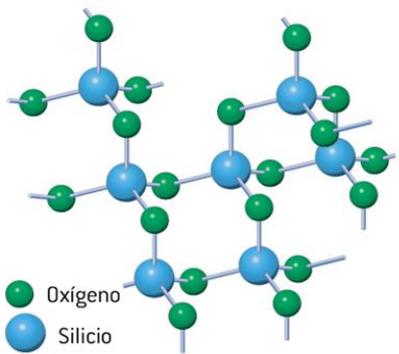
- Las **uniones** entre los átomos son **muy fuertes**, por lo que tienen **temperaturas de fusión y ebullición muy altas** y son **muy duros**.

Ejemplos:

Diamante (C)



Cuarzo (SiO₂)



Síntesis de las propiedades de las sustancias según su enlace.

En la tabla siguiente se presenta un resumen de las distintas clases de sustancias estudiadas y de sus propiedades. Para que la comparación entre ellas sea más correcta, se han considerado estas sustancias cuando, en las adecuadas condiciones de presión y temperatura, se encuentran en estado sólido.

	Sustancias iónicas	Sustancias covalentes		Sustancias metálicas
		Moleculares	Atómicas	
Partículas en los nudos del cristal	Iones positivos y negativos	Moléculas	Átomos	Iones positivos envueltos en la nube electrónica
Fuerzas de enlace entre las partículas	Enlace iónico	Fuerzas de Van der Waals Enlace de hidrógeno	Enlace covalente	Enlace metálico
Dureza	Duras	Muy blandas	Muy duras	Blandas a muy duras
Punto de fusión	Alto: 400 °C a 3 000 °C	Bajo: -272 °C a 400 °C	Muy alto: 1 200 °C a 3 600 °C	Variado: -39 °C a 3 400 °C
Conductividad	No conductoras Solo en disolución	No conductoras	No conductoras	Buenas conductoras
Ejemplos	NaCl, Ca(NO ₃) ₂ , K ₂ SO ₄ , CuSO ₄ ·5 H ₂ O	O ₂ , H ₂ O, CO ₂ , C ₄ H ₁₀ , S ₈	C, B, SiC, SiO ₂ , BN Si	Zn, Na, Fe, Ag, Os

PROBLEMAS ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO.

1. DESCUBRIMIENTO DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA.

- 1.- ¿Qué experimento condujo a la idea del núcleo atómico? (3.12)
- 2.- El famoso experimento de Rutherford con la laminilla de oro refutó el modelo de Thomson sobre el átomo. Explica cuáles habrían sido los resultados del experimento de Rutherford si Thomson hubiera estado en lo cierto respecto a la estructura del átomo. (R2-2002)

2. UNA NUEVA PARTÍCULA: EL NEUTRÓN. ISÓTOPOS.

- 3.- Un elemento cuyos átomos neutros poseen 34 electrones es importante para la salud si se ingiere en pequeñas cantidades. Sin embargo, en exceso puede causar pérdida del cabello. Busca en la tabla periódica cuál es el nombre, símbolo y número atómico de este elemento. (12.6)
- 4.- ¿Qué representa el número atómico de un átomo, Z? (3.10)
- 5.- Rellena los huecos en la tabla siguiente: (12.7)

Símbolo	${}_{19}^{39} \text{K}$	${}_{7}^{14} \text{N}$			
Protones			88		
Neutrones			138	125	61
Electrones				82	
Numero masico					108

- 6.- El fenómeno de la isotopía fue descubierto por F. Soddy, que recibió por ello, en 1921, el Premio Nobel de Química. ¿Cuándo se dice que dos átomos son isótopos? (3.11)
- 7.- ¿Qué tienen en común los átomos de Carbono-12, Carbono-13 y Carbono-14? ¿En qué se diferencian? (12.44)
- 8.- El sodio, cuyo número atómico es $Z = 11$, es uno de los pocos elementos que poseen solo un isótopo estable (no radiactivo). Si dicho isótopo posee 12 neutrones, ¿cuál es su número másico? (3.15)
- 9.- El radón, elemento químico de número atómico $Z = 86$, es un gas radiactivo cuya inhalación prolongada puede causar cáncer de pulmón. ¿Cuántos protones y neutrones contiene un átomo de Rn-222? (3.16)

10.- a) ¿Cuáles de estos isótopos tienen el mismo número de neutrones?; b) ¿Cuáles de ellos son isótopos del mismo elemento? (R2-2004)



11.- Calcula la masa atómica del cloro sabiendo que consta de un 75,3 % de Cl-35 (masa 34,97 u) y un 24,47% de Cl-37 (masa 36,97 u) (3.R1) Sol: 35,46 u

12.- Calcula la masa atómica del nitrógeno sabiendo que consta de un 99,63 % de N-14 (cuya masa atómica es 14,0031 u) y un 0,37 % de N-15 (cuya masa atómica es 15,001 u) (3.1) Sol: 14,0068 u

13.- El magnesio consta de 3 isótopos estables:

Isótopo	Masa (u)	% Abundancia
${}^{24}\text{Mg}$	23,98 u	78,7
${}^{25}\text{Mg}$	24,98 u	10,1
${}^{26}\text{Mg}$	25,98 u	11,2

Calcula la masa atómica asignada al elemento magnesio. (3.20) Sol: 24,305 u

14.- La masa atómica del bromo es 79,9 u. Prácticamente, todo el bromo presente en el universo corresponde a dos isótopos. Uno de ellos, cuyo número másico es 79, representa el 50,69 % de todos los átomos de bromo. ¿Cuál es el número del otro isótopo? Supón que la masa de cada isótopo, en unidades de masa atómica (u) es igual al valor de su número másico. (3.R10) Sol: 81 u

15.- La masa atómica del antimonio es 121,75 u. El antimonio tiene dos isótopos estables. Uno de ellos ${}^{121}\text{Sb}$ (masa 120,90 u) representa el 62,5% de todos los átomos de antimonio. Calcula la abundancia de cada uno de los dos isótopos. ¿Cuál es el número másico del otro isótopo? (12.43) Sol: 123 u

4 MODELO ATÓMICO DE BOHR.

16.- ¿Cuáles de las siguientes hipótesis están de acuerdo con el modelo atómico de Bohr?

- Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares y están permitidas todas las órbitas, tengan la energía que tengan.
- Solo están permitidas las órbitas que tienen una energía determinada.
- Los electrones no pueden pasar, de ninguna manera, de una órbita a otra. (12.20)

5. MECÁNICA CUÁNTICA.

17.- Elige razonadamente cuál de estas dos afirmaciones es la correcta:

- a) La función de onda indica la localización exacta de un electrón con una cierta energía cuantizada alrededor del núcleo.
- b) Un orbital es la representación de la probabilidad de encontrar un electrón con una cierta energía en un elemento de volumen situado a una cierta distancia del núcleo (Sep-2002)

18.- Explica brevemente una diferencia fundamental entre los conceptos de órbita, del modelo atómico de Bohr y orbital, del modelo atómico de la nube de carga. (Jun-2001)

19.- Al aumentar n , el número de subniveles correspondientes a un nivel de energía principal n -ésimo:

- a) Aumenta
- b) Disminuye
- c) Permanece constante (3.36)

20.- Halla el número de orbitales contenidos en cada una de las cuatro primeras capas. Induce una fórmula que permita calcular de forma inmediata el número total de orbitales pertenecientes a una capa dada. (3.54)

21.- Enumera los niveles y subniveles de energía y el número total de orbitales que hay hasta el nivel $n=3$ (12.R3)

22.- Considera el nivel de energía principal tercero.

- a) ¿Cuántos y cuáles subniveles contiene?
- b) Calcula el número total de orbitales en dicho nivel de energía.
- c) Calcula el número de orbitales del subnivel con $l=2$ (12.23)

23.- ¿Cuántos subniveles posee el nivel de energía principal $n = 4$?

Designa dichos subniveles utilizando la nomenclatura habitual. (12.31)

24.- ¿Cuántos orbitales tiene un átomo de hidrógeno en el cuarto nivel de energía (E_4)? (3.R5)

25.- ¿Cuántos orbitales hay en el segundo nivel de energía principal? (3.37)

26.- ¿Por qué el subnivel de energía $2p$ puede alojar más electrones que el subnivel $2s$? (12.42)

27.- ¿Cuántos orbitales $3d$ existen? ¿Y cuántos $4d$? (12.43)

28.- ¿Qué letra se usa para identificar el subnivel $l = 3$? ¿En qué nivel principal aparece por primera vez este subnivel? ¿Cuántos orbitales contiene? (12.26)

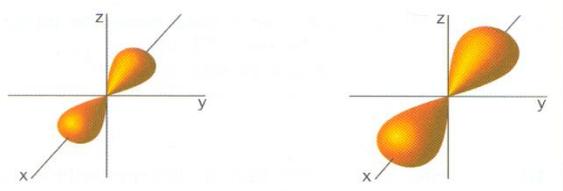
39.- ¿Cuántos orbitales 3p y 2p hay?

¿Cuál de los dos grupos de orbitales posee mayor energía? ¿En qué se diferencian? (12.32)

40.- Considera los dos orbitales siguientes:

Razona si los subniveles a los que pertenecen dichos orbitales:

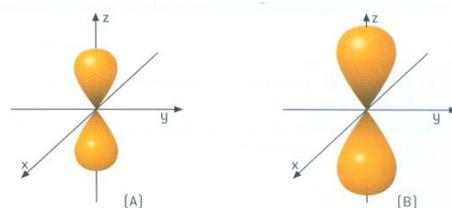
- Poseen el mismo valor del número principal n .
- Poseen el mismo valor del número l . (12.27)



41.- Considera los dos orbitales siguientes:

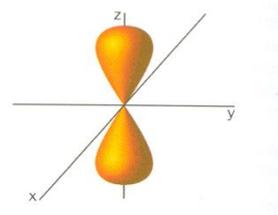
Razona si los subniveles a los que pertenecen dichos orbitales:

- Poseen el mismo valor del número cuántico principal n .
- Poseen el mismo valor del número cuántico secundario l .
- Poseen el mismo valor del número cuántico magnético, m_l (3.49)



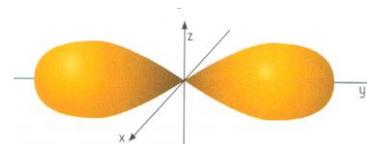
42.- Un electrón se encuentra en un orbital como el representado en la siguiente figura:

Es decir, el electrón en ese orbital se mueve la mayor parte del tiempo en las inmediaciones del eje Z. tomando como único dato la figura dada, razona si es posible conocer el subnivel de energía al que corresponde dicho orbital.



43.- Un electrón se encuentra en un orbital como el representado en la siguiente figura:

- ¿En qué regiones del espacio es más probable encontrar dicho electrón?
- ¿Cuál es el valor de su número cuántico secundario l ? (3.48)



Energía en los orbitales

44.- La energía de un nivel de energía principal, ¿aumenta o disminuye con n ? (3.38)

45.- La energía de los distintos subniveles de energía correspondientes a un nivel de energía principal dado, ¿aumenta o disminuye con l ? (3.39)

6. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

46.- ¿Cuál es el máximo número de electrones que pueden alojarse en cada uno de los siguientes subniveles?

2s 3d 4s 3p 4f 4d (3.44)''

47.- Indica cuál de las dos configuraciones siguientes es la más estable. ¿Cuántos electrones posee el átomo neutro al que corresponde dicha configuración electrónica? ¿De qué elemento químico se trata? (12.R7)



48.- Señala cuál de las configuraciones siguientes no son posibles: (12.35)



49.- Di a qué elemento corresponden las configuraciones posibles del ejercicio anterior. (12.36)

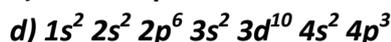
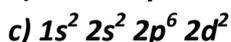
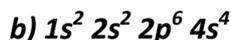
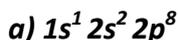
50.- Escribe la configuración electrónica de estos elementos:

a) Carbono ($Z = 6$) b) Cloro ($Z = 17$) c) Bromo ($Z = 35$) d) Manganeso ($Z = 25$) (12.34)

51.- Escribe la configuración electrónica de estos elementos:

a) Silicio ($Z = 14$) b) Azufre ($Z = 16$) c) Cinc ($Z = 30$) d) Potasio ($Z = 19$)

52.- Razona cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles:



Escribe la correcta con ese número de electrones (12.38)

53.- Las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en estado fundamental son incorrectas. Indica por qué: a) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$; b) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$; d) $1s^3 2s^2 2p^4$ (Jun-2002)

54.- Indica una combinación de números cuánticos para el electrón de la última capa del potasio. ¿Es posible alguna combinación más? (Datos: número atómico del potasio = 19) (R1-2001)

55.- ¿Qué tipo de orbitales pueden encontrarse en el nivel $n=4$? ¿Cuántos electrones en total hay en ese nivel? (R1-2003)

56.- ¿Cuántos electrones se pueden colocar en una capa cuyo número cuántico principal es $n = 2$? Escribe las combinaciones de los números cuánticos de los electrones de ese nivel. (R1-2000)

57.- Dos de los siguientes enunciados son falsos; indica cuáles son y justifícalo:

- Los electrones de valencia de un elemento son los ubicados en los orbitales p de la capa electrónica más externa.
- Los electrones de valencia de un elemento son los ubicados en la capa electrónica de mayor número cuántico principal.
- Los electrones ubicados en los orbitales p tienen un valor del número cuántico orbital igual a 2.
- Un electrón cuyos números cuánticos son $(3, 2, -1, 1/2)$ puede estar ubicado en un orbital 3d. (Sep-2004)

7. SISTEMA PERIÓDICO Y CONFIGURACIONES ELECTRONICAS.

58.- Antes del descubrimiento del germanio en 1886, Dimitri Mendeleiev predijo en 1869 las propiedades de este elemento, al que llamó "eka-silicio". A partir de su posición en la tabla periódica:

- Indica cuántos electrones de valencia posee.
- Razona si tiene mayor o menor carácter metálico que su precursor, el silicio.
- Escribe su configuración electrónica y señala a qué bloque del sistema periódico pertenece.

59.- Dados los siguientes elementos: K, Ca, Rb, Ge, Si, Mg, deduce las configuraciones electrónicas de estos y di cuáles de ellos poseerán propiedades químicas similares y comprueba que los elementos agrupados presentan configuraciones electrónicas similares en la última capa. (4.R1)

60.- Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos: Na, Mg, Fe, Ni y Cl. ¿Cuáles de ellos son representativos? (13.3)

61.- Establece las configuraciones electrónicas de los elementos Cl, Ne y Br y deduce, a la vista de ellas, cuáles poseerán propiedades químicas similares. (4.1)

62.- Escribe la configuración electrónica del calcio ($Z = 20$). ¿Cómo puede el calcio conseguir una configuración electrónica de tipo gas noble? (13.4)

63.- Escribe la configuración electrónica del Estaño ($Z = 50$). ¿Cómo puede un átomo de estaño conseguir la configuración electrónica de tipo gas noble? (4.10)

64.- Escribe las fórmulas de los iones estables que forman los siguientes elementos:

- $\text{Li } 1s^2 2s^1$
- $\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- $\text{Kr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ (13.9)

65.- Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos de número atómico Z , igual a 7, 12, 15, 17, 19 y 35.

- ¿Cuáles pertenecen a un mismo grupo?
- Busca en la tabla periódica el nombre de cada uno de ellos. (4.7)

66.- La configuración electrónica del selenio es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

- ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
- ¿A qué período pertenece?
- ¿A qué grupo pertenece?
- ¿Se trata de un elemento representativo o de un metal de transición? (4.8)

67.- Señala a que bloque del sistema periódico corresponden los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:

a) $1s^2 2s^2 2p^5$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ d) $1s^2$ (4.13)

68.- Un ión positivo, X^{+3} , posee la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$.

- ¿Cuál es el número atómico y símbolo de X?
- ¿A qué período pertenece?
- ¿Cuántos electrones de valencia posee el elemento X? (13.5)

69.- Un ión negativo, Y^{2-} , posee la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de Y?
- ¿A qué período pertenece?
- ¿Cuántos electrones de valencia posee el elemento Y? (13.7)

70.- ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a metales de transición?

- $1s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ (13.6)

71.- ¿Dados los elementos de configuración electrónica:

W $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

X $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Y $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Razona la validez de las afirmaciones siguientes:

- Pertenecen al mismo período.
- Pertenecen al mismo grupo.
- Y pertenece al 4º período
- El número atómico de X es 15 (13.8)

72.- ¿Cuál de las siguientes parejas de elementos sería más semejante químicamente?

a) H y O b) H y He c) O y S d) H y Li.

Razona la respuesta. (Datos: Números atómicos: H = 1; O = 8; He = 2; S = 16; Li = 3) (Sep-2002)

11. EL TAMAÑO ATÓMICO Y EL SISTEMA PERIÓDICO.

73.- Ordena por orden creciente del tamaño de sus átomos los siguientes elementos, todos ellos pertenecientes al período 3º: S, Cl, Mg, Na. (13.12)

74.- Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o Falsos:

- Existe un electrón con los siguientes números cuánticos (n, l, m, s) : $2, 2, 1, \frac{1}{2}$.
- El radio de un elemento A siempre es inferior al radio del catión A^+
- El radio del anión A^- es mayor que el del elemento A.
- En un orbital p caben como máximo 6 electrones. (Sep-2001)

75.- Compara la configuración electrónica de un átomo de neón con la de un ion fluoruro, F. ¿Cuál de las dos especies crees que tendrá mayor tamaño? Considera la carga positiva existente en los núcleos de esas dos especies. (13.13)

76.- Compara el tamaño del átomo de oxígeno, O, con el del ión óxido O^{2-} . El número atómico del oxígeno es $Z = 8$. (13.R2)

77.- Escribe las configuraciones electrónicas del Ca ($Z=20$), Na ($Z=11$), S ($Z=16$) y Br ($Z=35$).

- Justifica a partir de la configuración de su última capa cuáles de estos iones es probable que se formen y cuáles no: Ca^{2+} ; Na^{+2} , S^{-2} , Br^{-2} .
- Explica qué especie tendrá un radio mayor: S o S^{-2} . ¿Y en el caso de Ca y Ca^{2+} ? (Jun-2001)

78.- Compara el tamaño de las siguientes especies:

- Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Si^{4+}
- Cl^+ , Cl, Cl^- (4.R3)

79.- Indica en los siguientes pares de iones cual es el de mayor radio: K^+ y Ca^{+2} ; S^{-2} y Cl^- . Justifica la respuesta. (Datos: números atómicos: K = 19, Ca = 20, S = 16; Cl = 17). (Jun-2003)

80.- La configuración electrónica del estroncio es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

- ¿Cómo puede un átomo de estroncio alcanzar la configuración estable del tipo de los gases nobles?
- ¿Cuál será la carga de los iones que forme el estroncio?
- Compara el tamaño de los átomos de estroncio neutros con el de los iones de estroncio (4.18)

81.- a) Las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en estado fundamental son incorrectas. Indica por qué: (i) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$; (ii) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2$; (iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$; (iv) $1s^3 2s^2 2p^4$. b) Ordena los siguientes cationes en orden creciente de radio atómico: Be^{2+} , Li^+ , Na^+ y K^+ . Razona tu respuesta (Jun-2002)

12. VARIACIÓN PERIÓDICA DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

82.- Considerando la posición en la tabla periódica de los elementos silicio y cloro, predice cuál de los dos posee mayor energía de ionización. (13.R3)

83.- ¿Por qué la EI del Na ($Z = 11$) es 5,14 eV y la del Mg ($Z = 12$) es 7,64 eV? Razona la respuesta. (4.4)

84.- Compara las energías de ionización del carbono y del silicio (13.2)

85.- La energía de ionización del magnesio es mayor que la del calcio. ¿Qué significa esta afirmación? ¿Cómo puede explicarse? (13.18)

86.- Dada esta serie de iones Si^{+4} , P^{+5} , S^{+6} , ordénalos según valores crecientes de energía de ionización, justificando la respuesta. (4.R4)

87.- La energía de ionización del ion Na^+ es mayor que la del átomo de Ne, a pesar de que ambos poseen 10 electrones. ¿Cuál puede ser la razón? (13.20)

88.- El calcio y el estroncio pertenecen a la misma familia del sistema periódico. Ambos elementos forman fácilmente iones dipositivos. Sin embargo, los iones estroncio, Sr^{+2} , se forman aún más fácilmente que los iones calcio, Ca^{+2} . ¿Cuál es la razón? (4.32)

89.- Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. La primera energía de ionización de uno de ellos es 2080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigna cada valor de la energía de ionización a cada una de las configuraciones propuestas. Justifica la respuesta.

90.- La segunda energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un ion monopositivo en estado gaseoso para arrancarle un electrón:



La 2ª energía de ionización del potasio es 7 veces mayor que su 1ª energía de ionización. Sin embargo, la 2ª energía de ionización del calcio no llega al doble de su 1ª energía de ionización. Explica esta diferencia entre el K y el Ca. (13.24)

91.- Justifica la verdad o falsedad de los siguientes enunciados:

- a) Una combinación posible de números cuánticos para un electrón situado en un orbital 2p es (2,0,0 ½).
- b) El primer potencial de ionización del Ne es superior al del Na. (Jun-2003)

14. ELECTRONEGATIVIDAD.

98.- Teniendo en cuenta la posición en la tabla periódica de los cuatro elementos siguientes: Sr, Cs, Cl y Cu, razona cuál de ellos es:

- El más electronegativo
- El menos electronegativo
- El de mayor energía de ionización.
- El más reactivo en función de los valores de su energía de ionización
- El más cercano a una configuración de gas noble y el ion que formaría. (13.36)

99.- Para los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos respectivos son $Z = 2, 11, 12$ y 17 ; razona cuál será:

- Un gas noble
- Un metal del grupo 2
- El más electronegativo
- El que presenta valencia 1. (R.1-2000)

100.- Indica cuáles serán los elementos cuyas configuraciones electrónicas son las siguientes y explica si la electronegatividad que se les puede suponer a partir de su posición en la tabla periódica será alta o baja:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ (R.2-2000)

15. CARÁCTER METÁLICO.

101.- Compara los metales y los no metales en cada uno de los siguientes aspectos:

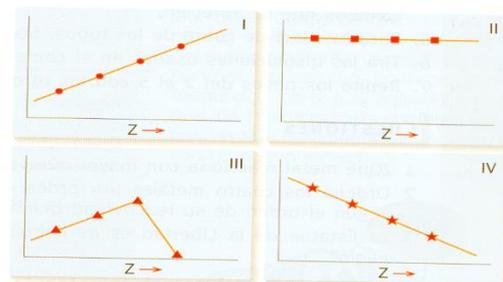
- Signo de las cargas de los iones monoatómicos que forman.
- Su posición en la tabla periódica.
- Valores típicos de sus energías de ionización (4.27)

102.- Con respecto a los elementos de números atómicos 8, 9, 19 y 20, indica razonadamente:

- El grupo del Sistema Periódico al que pertenecen.
- Cuales son no metales y cuales metales.
- Los elementos de mayor y menor electronegatividad.
- Los elementos de mayor y menor radio. (Sep-2003)

16. PROBLEMAS GENERALES VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.

103.- Las siguientes gráficas muestran la variación de ciertas propiedades físicas a lo largo de un período o al descender en un grupo de la tabla periódica.



Razona qué gráfica puede representar:

- El número de electrones de las especies Ne , Na^+ , Mg^{2+} y Al^{3+}
- El radio atómico de F , Cl , Br y I
- La energía de ionización de Li , Na , K y Rb
- La reactividad de P , S , Cl y Ar

(13.40)

18. ENLACE IÓNICO.

104.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones, referentes a un enlace iónico, son válidas?

- Se forma entre átomos de un mismo elemento químico.
- Supone que un átomo ceda uno o más electrones a otro diferente.
- Se forma entre átomos con electronegatividades muy diferentes.
- Los elementos que han intervenido en el enlace se encuentran en forma de iones

(14.5)

105.- ¿Cuál es la fórmula del compuesto formado por reacción entre el calcio y el bromo? (14.R1)

106.- ¿Entre qué grupos del sistema periódico se forman fundamentalmente enlaces iónicos?

- a) 1 y 2 b) 6 y 7 c) 1 y 6 d) 2 y 16 e) 1 y 17 f) 2 y 7

107.- ¿Cuáles de los siguientes pares de elementos no forman compuestos iónicos?

- a) Azufre y oxígeno c) Sodio y flúor
b) Sodio y calcio d) Oxígeno y cloro

(14.6)

108.- ¿En cuáles de los siguientes compuestos se forman con enlaces iónicos?

- a) NO b) KCl c) F_2 d) Ne e) MgO

(14.7)

109.- ¿Cuáles de los siguientes compuestos se forman con enlaces iónicos?

- a) CO b) Cl_2 c) HBr d) H_2S e) CaO

(5.11)

110.- Dados los siguientes compuestos iónicos, indica los pares de iones que forman cada uno:

- a) KCl b) CaBr_2 c) NaNO_3 d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

(5.6)

111.- Escribe la fórmula empírica del compuesto que forman cada uno de los pares de iones siguientes:

- a) NH_4^+ , Cl^- b) Fe^{+3} , O^{-2} c) Cu^+ , O^{-2} d) K^+ , MnO_4^- e) Al^{+3} , SO_4^{2-}

(14.10)

112.- Dados los siguientes elementos Ca (20); Cl (17); Na (11); O (8) y Ne (10), indica cuáles formaran enlace iónico entre sí y cuáles serían las formulas resultantes (5.15)

113.- Dados los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 12,16 y 17:

- Indica su configuración electrónica.
- Comenta la naturaleza de los enlaces de los compuestos obtenidos al combinarse los elementos de la forma siguiente: A con B y A con C.
- Indica la fórmula de los compuestos formados. Razona la respuesta. (5.R8)

114.- La configuración electrónica de la última capa de un elemento X es $5s^2 5p^5$. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

- El Sb tiene mayor energía de ionización que el X.
- El Br tiene mayor energía de ionización que el X.
- Al unirse el X con el Na forma enlace iónico.
- Al unirse el X con el Cl forma enlace iónico. (5.36)

115.- Cuando los metales se combinan con otros no metales. ¿Qué átomos ganan electrones y qué átomos los pierden? (5.44)

Energía reticular.

116.- a) Ordena razonadamente según el valor de su energía reticular creciente, sin considerar la constante de Madelung, los siguientes compuestos: KCl, $CaCl_2$ y KI. b) Deduce si el cloruro de potasio tendrá mayor o menor carácter iónico que el yoduro de potasio.

(Datos: Cl(Z=17); K(Z=19); Ca(Z=20); I(Z=53) (R1-2001)

117.- Clasifica los siguientes compuestos en orden creciente de sus energías reticulares: BeO, MgO, CaO, SrO, BaO. (5.R3)

118.- De los compuestos iónicos que pueden formarse con los iones Br^- , I^- , Na^+ y K^+ , cuyos radios respectivos son 195, 216, 95 y 133 (pm), ¿cuál tendría mayor energía reticular? (5.3)

119.-De los siguientes compuestos iónicos, ¿cuál será más estable? (5.37)

Compuesto	RbF	LiF	RbI	KCl
Energía reticular (kJ/mol)	760	1019,6	613	697,9

Propiedades de los compuestos iónicos.

120.- El compuesto AB_2 es un sólido iónico. ¿Cuáles de las siguientes propiedades posee?

- a) Conduce la electricidad en estado sólido c) Soluble en disolventes polares
b) Puntos de fusión y ebullición altos d) En el retículo existen átomos (5.26)

121.- Una de las siguientes propiedades no es una propiedad de los compuestos iónicos:

- a) Son sólidos
b) El punto de fusión es tanto mayor cuanto mayor es la energía reticular.
c) Las disoluciones son conductoras
d) A mayor carácter iónico, menor solubilidad (5.27)

122.- Un enlace iónico se forma:

- a) Entre dos metales.
b) Entre dos no metales.
c) Entre elementos de baja energía de ionización.
d) Entre iones positivos y negativos (5.28)

123.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas en los compuestos iónicos?

- a) Las energías de ionización de los átomos unidos son elevadas.
b) A mayor energía reticular, más estable resulta la red cristalina.
c) Las electronegatividades de los átomos unidos mediante enlace iónicos son pequeñas.
d) Los cationes tienen menor volumen que los átomos de los que provienen. (5.31)

124.- ¿Cuál de los siguientes grupos de propiedades es el que corresponde a un compuesto iónico?

	Conductividad eléctrica en estado sólido	Conductividad eléctrica en disolución	Punto de fusión ($^{\circ}C$)
1	Mala	Mala	1170
2	Buena	Buena	98
3	Buena	Buena	1083
4	Mala	Buena	712

125.- La energía reticular se calcula de forma aproximada con la expresión:

$$U = K \cdot (q_1 \cdot q_2) / d_0 \quad (5.33)$$

Tomando como referencia esta ecuación, escribe entre los pares de compuestos siguientes los símbolos que correspondan (> o <):

- a) Temperatura de fusión: NaCl, LiF b) Solubilidad en agua: CsI, CaO c) Dureza: BeO, MgO

126.- Con los datos de los radios de los iones de los elementos, predice el orden creciente de los puntos de fusión de los compuestos: SrF_2 , SrCl_2 , SrBr_2 , SrI_2 (5.25)

Elementos	Sr^{+2}	F	Cl	Br^-	I
Radio (Å)	1,13	1,36	1,81	1,95	2,16

127.- Se ha calculado experimentalmente la energía reticular de los siguientes compuestos:

Compuesto	LiF	RbI	KCl
U (kJ/mol)	1019,6	613	697,9

Ordena los compuestos según el orden creciente de los puntos de fusión. (5.40)

128.- ¿Cómo variara la solubilidad en los siguientes compuestos?

Compuesto	CaO	MgS	ZnO	CdS
d_0 (Å)	2,39	2,49	2,14	2,81

¿Es relevante el dato aportado sobre los radios iónicos? (5.39)

19. EL ENLACE METÁLICO.

129.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

- Los elementos más electronegativos son los metales.
- Los metales se comportan como si los núcleos atómicos pudieran moverse en la red cristalina.
- La existencia de electrones móviles explica la conductividad eléctrica de los metales. (5.34)

20. EL ENLACE COVALENTE.

130.- ¿Qué tipo de enlace cabe esperar en las sustancias?

- a) NaBr b) CuSO_4 c) O_2 d) Ag (6.10)

131.- Razona el tipo de enlace químico que predomina en cada una de las siguientes sustancias:

- a) Yoduro de cesio b) Níquel c) Cloruro cálcico d) Trióxido de dicloro (Jun-2004)

132.- ¿Cuáles de los siguientes pares de elementos se unen por enlace covalente?

- a) Cl y Li b) I y Mg c) F y Br d) Fe y Ni e) N y O f) P y Ca (6.12)

133.- Determina las posibles valencias covalentes de:

- a) Be b) B c) C d) P e) O f) F g) Ne (6.6)

134.- Deduce a partir de la configuración electrónica qué elemento del tercer periodo tiene cinco electrones p ($Z=17$). Razona cuáles serán sus valencias covalentes. Razona las valencias covalentes del azufre y del arsénico. (Jun-2000)

135.- ¿En cuáles de las siguientes moléculas existen enlaces múltiples?

- a) HCN b) H₂S c) CS₂ d) C₂H₂ e) C₃H₆O (propanona) f) BeH₂
g) PCl₃ h) BrF₃ i) SeBr₆

136.- ¿De las siguientes moléculas indica en cuáles existen enlaces múltiples?

- a) SCl₂ b) HCN c) C₂H₄ d) CH₄ e) BCl₃ f) PCl₅
g) ClF₅ h) SCl₆

137.- Representa la estructura de Lewis:

- a) Del tetracloruro de silicio, SiCl₄, un líquido volátil incoloro.
b) De la molécula de etino, C₂H₂
c) De la molécula de dióxido de carbono, CO₂.
d) Del O₃, N₂O, NO₂, NO.

138.- Representa la estructura de Lewis de las siguientes moléculas:

- a) H₂ b) HBr c) PH₃ d) H₂S e) CH₄ f) O₂ g) HCl h) HOCl i) NO j) HCN

139.- A es un elemento químico cuya configuración electrónica en la última capa es 3s¹, mientras que B es otro elemento cuya configuración para la capa de valencia es 4s²4p⁵. a) ¿Cuál de estos elementos tiende a perder electrones y cuál a ganarlos? b) ¿Qué tipo de enlace cabe esperar para el compuesto AB? (Jun-2004)

140.- Escribe las configuraciones electrónicas del azufre (Z=16) y del magnesio (Z=12) y las de los iones más estables a que darían lugar. Responde razonadamente cuál de esos iones tendrá menor radio y el tipo de enlace predominante en el compuesto que formen los elementos referidos. (R2-2004)

141.- Sean los elementos A (Z=4), B (Z=9), C (Z=19) y D (Z=15). a) indica el grupo y periodo en el que se encuentran e identifica de que elementos se trata. b) Indica las fórmulas de todos los compuestos que pueden formarse entre las parejas AB y DB, señalando el carácter iónico o covalente de los enlaces formados (R2-2003)

142.- a) Para las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia en el estado fundamental, indica grupo, periodo y nombre del elemento de que se trata: A: 3s²; B: 2s²2p⁵; C: 4s²4p³; D: 4s¹. b) Para los elementos anteriores, indica la estequiometría y el carácter del enlace de los compuestos A-B y A-C. (R1-2002)

143.- Tres elementos A, B y C tienen números atómicos Z=19, 15 y 35, respectivamente. a) Justifica mediante la configuración electrónica de qué elementos se trata. b) Ordénalos según el volumen atómico creciente. c) ¿Qué tipo de enlace presentaría un compuesto formado por A-C? ¿Y uno formado por B-C? (R2-2001)

21. GEOMETRÍA MOLECULAR.

144.- Predice la forma geométrica de las moléculas e iones siguientes:

- a) CO_2 b) BF_3 c) BiBr_3 d) AsCl_5 e) H_2S (6.26)

145.- Indica la geometría molecular de los compuestos siguientes:

- a) CS_2 b) BCl_3 c) AsH_3 d) SiH_4 (6.31)

146.- Relaciona los compuestos de las columnas utilizando el método de RPECV:

- | | | |
|-------------------|----------------|--------|
| 1. HI | a) Angular | |
| 2. SiF_4 | b) Lineal | |
| 3. PCl_3 | c) Piramidal | |
| 4. OF_2 | d) Tetraédrica | (6.28) |

22. MOLECULAS POLARES.

147.- Teniendo en cuenta los valores de electronegatividades dados en la tabla siguiente:

Indica cuál de los enlaces covalentes siguientes es el más polar y cuál es el menos polar.

- a) $\text{C} - \text{N}$ b) $\text{S} - \text{H}$ c) $\text{F} - \text{F}$ d) $\text{N} - \text{H}$
 e) $\text{C} - \text{Si}$ f) $\text{H} - \text{F}$ (14.33)

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)	Ga (1,6)	Ge (1,8)	As (2,0)	Se (2,4)	Br (2,8)

148.- Indica razonadamente: a) si es posible que una molécula con enlaces polares tenga momento dipolar nulo; b) si las moléculas de NH_3 y CH_4 son polares o no. (Sep-2004)

149.- El flúor es un átomo más electronegativo que el berilio. Sin embargo, la molécula de BeF_2 es apolar. ¿Cómo se puede explicar este hecho? (14.35)

150.- El dióxido de azufre y el dióxido de nitrógeno son moléculas polares, mientras que el dióxido de carbono no es polar. ¿Qué sugiere esto sobre la estructura de estos óxidos? (Jun-2001)

151.- ¿Cuáles de las siguientes moléculas son angulares y cuáles son lineales?

- a) BeCl_2 ($\mu_D = 0$) b) CO_2 ($\mu_D = 0$) c) CS_2 ($\mu_D = 0$) d) SeH_2 ($\mu_D \neq 0$) e) OF_2 ($\mu_D \neq 0$) (6.27)

152.- Predice la forma geométrica de las moléculas siguientes (ninguna de ellas posee momento dipolar)

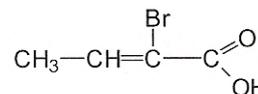
- a) CO_2 b) SO_3 c) CCl_4 (6.32)

153.- ¿Cuál o cuáles de las siguientes moléculas son polares?

- a) N_2 b) H_2S c) PH_3 d) HCl e) BI_3 f) SiCl_4

23. TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA.

154.- Nombra el siguiente compuesto orgánico y señala en él un enlace sigma, un enlace pi y un enlace polarizado. (Sep-2004) Orgánica



23.1 HIBRIDACIÓN DE ORBITALES ATOMICOS.

155.- Considerando la molécula de propeno, indica razonadamente: a) el número de electrones de valencia de los átomos de C e H; b) la hibridación que presentan los tres átomos de carbono de la misma; c) el número de enlaces covalentes que posee. (Datos: números atómicos: C=6, H=1). (R1-2004)

156.- La geometría molecular es un factor importante para predecir la polaridad de una determinada molécula. Teniendo esto en cuenta, responde razonadamente: a) ¿Qué forma geométrica presentan las moléculas de metano y amoníaco considerando la hibridación del átomo central? b) ¿Qué molécula es más polar, la del metano o la del amoníaco? (R1-2003)

157.- a) Explica cuál es la hibridación de los orbitales de los átomos de carbono en la molécula de eteno. b) Indica si las moléculas de H₂O y CO₂ presentan momento dipolar. (Jun-2003)

158.- Describe y representa la molécula de etino C₂H₂ según la teoría de hibridación de orbitales.

159.- Explica a partir de la teoría de hibridación de orbitales, la geometría de la molécula de etano y los enlaces que intervienen. Enuncia que diferencias existen entre un enlace σ y un enlace π. ¿Por qué tiene mayor punto de ebullición el etanol que el etano? (R2-2000) Orgánica.

160.- A partir de la configuración electrónica del boro, 1s²2s²2p¹, podemos ver que sólo tiene un electrón desapareado. Sin embargo, puede formar la molécula BCl₃. a) ¿Cómo podría explicarse esta combinación con tres átomos de cloro mediante tres enlaces equivalentes? b) Dibuja su estructura y deduce si será una molécula polar. (R2-2001)

161.- La molécula de trifluoruro de boro, BF₃, es plana y todos sus ángulos de enlace miden 120°. Esta geometría puede explicarse suponiendo que los electrones de valencia del boro se alojan en orbitales híbridos de cierto tipo. ¿Cómo se denominan esos orbitales? (14.26)

162.- Explica el tipo de hibridación y la geometría de las moléculas de BeCl₂ y CH₄. A partir de la respuesta anterior deduce su polaridad. (Jun-2000)

163.- Que hibridación presentan los siguientes compuestos:

1. Metano

2. Eteno

3. Acetona

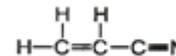
4. Amoníaco

(6.29)

164.- Describe, mediante la teoría de orbitales híbridos, la molécula de dióxido de azufre. (6.30)

165.- El acrílonitrilo es una molécula que se utiliza en la síntesis de la fibra sintética orlón. Su fórmula es la siguiente:

- Señala un carbono con hibridación sp^2 y otro con hibridación sp .
- ¿Qué enlace carbono-carbono es el más fuerte?
- ¿Cuál es el enlace más polar? (Sep-2002)



166.- a) Ordena las siguientes moléculas por orden creciente de momento dipolar: BCl_3 , H_2O y H_2S .

b) Explica la hibridación del átomo de B en la molécula de BCl_3

(Datos: Números atómicos: B=5; Cl=17) (Jun-2002)

24. FUERZAS INTERMOLECULARES.

167.- Considera la molécula de F_2 .

- ¿Qué tipo de enlace mantiene unidos los dos átomos de flúor?
- En el F_2 , ¿son más intensas las fuerzas intermoleculares o intramoleculares?
- ¿Cuál será el estado de agregación del flúor a temperatura ambiente? (14.R9)

168.- Considera la molécula de cloro, Cl_2

- ¿qué tipo de enlace mantiene unidos los dos átomos de cloro?
- En el cloro, ¿son más intensas las fuerzas intermoleculares o intramoleculares? (14.29)

169.- Justifica la variación de las temperaturas de fusión de los halógenos.

$\text{F}_2 \rightarrow -218^\circ\text{C}$, $\text{Cl}_2 \rightarrow -101^\circ\text{C}$, $\text{Br}_2 \rightarrow -7^\circ\text{C}$ $\text{I}_2 \rightarrow 114^\circ\text{C}$ (6.R4)

170.- ¿En cuál de los compuestos siguientes son mayores las fuerzas intermoleculares?

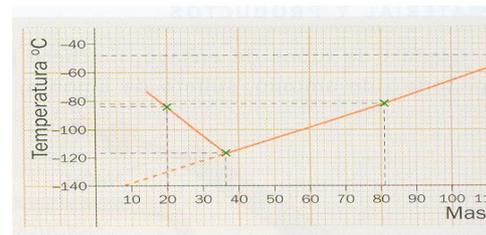
a) F_2 b) Cl_2 c) Br_2 d) I_2 (14.30)

171.- Explica, en términos de las fuerzas intermoleculares, por qué el punto de ebullición del O_2 (-183°C) es más alto que el N_2 (-196°C) (14.R5)

172.- La gráfica representa los puntos de fusión de los compuestos que forman los halógenos con el hidrógeno:

Teniendo en cuenta la naturaleza de las distintas fuerzas intermoleculares existentes:

- Explica el aumento de la temperatura de fusión que se observa al crecer la masa molecular.
- Explica el comportamiento excepcional del HF (14.32)



173.- ¿En cuáles de las siguientes sustancias existen uniones por puentes de hidrógeno?

- a) Amoníaco b) Sílice c) Ácido fluorhídrico d) Hidrógeno

174.- Indica qué tipo de fuerzas intermoleculares están presentes en el H_2 , el HBr y el NH_3 (14.R4)

175.- Indica con qué tipo de enlace se unen las especies siguientes:

- a) HF con HF b) HF con F c) Cl_2 con Cl_2 d) H_2O con H_2O (6.40)

176.- ¿Por qué el CO_2 es gas a $25^\circ C$ y el H_2O es líquido? (6.R5)

177.- Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Por qué el punto de fusión del amoníaco (NH_3) es más elevado que el de la estibina (SbH_3), siendo mayor la masa molecular de esta?

b) ¿Es mayor el punto de fusión de la fosfina (PH_3) o el de la estibina (SbH_3)? (6.4)

178.- Formula los siguientes compuestos orgánicos e indica cuáles de ellos pueden formar enlaces de hidrógeno: a) Etanol b) 2-butanona c) Ácido propanoico d) Propano. (R2-2004) Orgánica

25. ENLACE, TIPOS DE COMPUESTO Y PROPIEDADES

179.- Indica el tipo de enlace que presentan los siguientes compuestos: H_2O , KCl , CH_4 . Ordena estas sustancias por el orden creciente de su punto de ebullición. Razona la respuesta. (Sep-2000)

180.- Razona cuáles de los siguientes compuestos cabe esperar que tengan puntos de fusión y ebullición más altos: a) Al_2O_3 b) HCl c) N_2 d) SiO_2 (14.37)

181.- Ordena de mayor a menor punto de ebullición: a) F_2 b) ClF c) BrF d) IF (6.43)

182.- Explica por qué el punto de ebullición del monóxido de nitrógeno, NO , es más alto que el de O_2 y que el del N_2 (14.39)

183.- El diamante tiene un punto de fusión superior a $3000^\circ C$ y el yodo de $112,8^\circ C$. ¿Cómo puedes explicar esa diferencia sabiendo que ambas sustancias son covalentes? (R1-2000)

184.- ¿Por qué el cloro y el hidrógeno no son solubles en agua y el ácido clorhídrico si lo es? (6.44)

185.- Indica una razón por la cual una sustancia covalente puede ser soluble en agua y otra no. Pon un ejemplo. (6.55)

186.- Explica en función del enlace correspondiente, las diferencias en la conductividad eléctrica entre: Na (s), KCl (s), H₂O (l), Fe (s), KBr (fundido) (6.50)

187.- Indica si el diamante, el cobre, la sal común y el grafito conducen la electricidad y por qué. (6.54)

188.- Clasifica como compuestos moleculares, metálicos, iónicos o sólidos covalentes las siguientes sustancias:

- a) Un sólido no conductor que funde por debajo de 100 °C y es insoluble en agua.
- b) Un sólido que conduce la electricidad solo cuando está disuelto en agua. (14.4)

189.- Clasifica como sólido covalente, metálico, iónico o molecular cada una de las siguientes sustancias:

- a) Un sólido insoluble en agua que funde a temperatura alta y no conduce la electricidad.
- b) Un sólido que se disuelve en agua, funde por encima de 500 °C y conduce la electricidad en disolución acuosa.
- c) Un sólido de bajo punto de fusión que no conduce la electricidad ni siquiera en estado fundido.

190.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones no son ciertas?

- a) El cobre es iónico porque conduce la electricidad.
- b) La plata es iónica porque tiene elevada temperatura de fusión.
- c) Un compuesto iónico se disuelve en disolventes polares.
- d) En un compuesto iónico todos los iones tienen igual carga.
- e) Los compuestos iónicos son duros y quebradizos (5.29)

191.- Indica los enlaces existentes en las siguientes sustancias, el tipo de sustancia y dos propiedades de cada una de ellas: a) HCl b) Estaño c) Diamante d) Dióxido de carbono e) Cloruro de sodio f) Sulfato potásico (6.51)

192.- Justifica que clase de enlace es preciso romper para fundir cada una de las siguientes sustancias sólidas: KCl, C(Diamante) y Fe(Sólido). (R1-2004)

193.- Un cristal de color rojo intenso es muy duro, frágil, insoluble en agua y no conduce la corriente eléctrica. Indica qué tipo de sólido puede ser. (6.5)

194.- Indica qué fuerzas hay que vencer o qué enlaces hay que romper para fundir:

- a) Yodo
- b) Bromuro de calcio
- c) Óxido de litio
- d) Plata (6.47)

195.- Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Los compuestos con enlaces covalentes que forman moléculas tienen bajo punto de fusión.
- b) Las fuerzas intermoleculares de los compuestos moleculares son fuertes (6.56)

196.- Entre las siguientes sustancias: silicio, potasio, cloruro de sodio, metano y agua, elige:

a) Una sustancia covalente de punto de fusión muy alto. b) Una sustancia líquida, cuyas moléculas están ligadas por fuerzas de Van der Waals y enlaces por puentes de hidrógeno, y que funde por debajo de la temperatura ambiente. c) Un gas covalente formado por moléculas tetraédricas

197.- Para las sustancias cobre, dióxido de nitrógeno y cloruro potásico, explica a partir del enlace de cada una, las diferencias que es previsible encontrar en el punto de fusión y en la conductividad eléctrica. (R2-2004)

198.- Justifica la verdad o falsedad de los siguientes enunciados:

a) El cloruro de calcio tiene mayor punto de fusión que el metano.
b) El agua es un líquido a temperatura ambiente mientras que el sulfuro de hidrógeno es un gas. (R2-2003)

199.- Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

(Datos: Números atómicos: Na=11, Mg=12)

a) El radio atómico del ión Mg^{2+} es menor que el del ión Na^+ .
b) El primer potencial de ionización del Na es menor que el segundo potencial de ionización.
c) Las moléculas con hibridación sp presentan geometría triangular plana.
d) Los sólidos covalentes presentan menores puntos de fusión que los sólidos moleculares. (R1-2002)

200.- En un libro de química vienen descritos los siguientes compuestos con sus propiedades: i) Cloruro de manganeso (II): cristales cúbicos, punto de fusión= $650^{\circ}C$, soluble en agua; ii) Cloruro de arsénico (III): líquido aceitoso, punto de fusión= $-8,5^{\circ}C$, se descompone en contacto con el agua, soluble en alcohol y éter.

a) Explica si clasificarías a estos compuestos como iónicos o covalentes.
b) ¿Qué se podría deducir para el cloruro de calcio sobre su estado de agregación, punto de fusión (mayor o menor que los anteriores) y solubilidad? Razona tu respuesta. (R2-2002)

201.- Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

a) El enlace iónico suele darse entre elementos de parecida electronegatividad.
b) Los compuestos iónicos son solubles en agua.
c) Las moléculas covalentes siempre son apolares.
d) En la molécula de eteno los átomos de carbono presentan hibridación sp^2 (Sep-2001)