

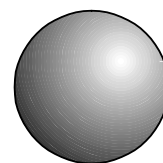
1. Modelos atómicos. De Dalton a Rutherford.
2. Espectros atómicos. Modelo atómico de Bóhr.
3. Modelo Cuántico del átomo. Orbitales atómicos. Números cuánticos.
4. Configuración electrónica. Propiedades periódicas.
5. Estabilidad atómica. Regla de Lewis. Enlace químico
6. Enlace metálico. Propiedades de los compuestos metálicos.
7. Enlace iónico. Propiedades de los compuestos iónicos.
8. Enlace covalente. Propiedades de los compuestos covalentes. Fuerzas intermoleculares.

## 1. Modelos atómicos. De Dalton a Rutherford.

### MODELO DE DALTON:

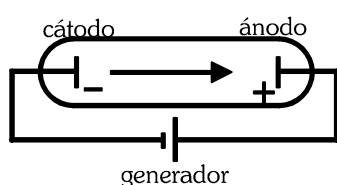
Recordamos que, como vimos en el Tema 1, la Teoría atómica de Dalton (1808) propone la existencia de los átomos para explicar las reacciones químicas. Dalton supone los átomos como partículas indivisibles, sin estructura interna. La única característica que diferenciaba los átomos de uno u otro elemento era la masa atómica. Ese es, por tanto, el primer modelo atómico que se propuso: un átomo esférico, macizo e indivisible.

El modelo de Dalton explica las reacciones químicas, las leyes ponderales y la existencia de sustancias simples y compuestas.



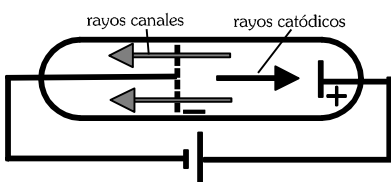
Durante casi todo el siglo XIX se mantuvo ese modelo, ya que no hubo descubrimientos que lo contradijeran.

### Experiencias que ponen en crisis el modelo de Dalton:



En 1875, el británico **Crookes**, experimentando con gases a baja presión, descubre que es posible hacer pasar corriente eléctrica a través de estos gases. El dispositivo experimental se conoce como *tubo de vacío*: un tubo herméticamente cerrado que contiene en su interior un gas a muy baja presión, y conectado a una fuente de tensión de alto voltaje. Crookes observa que del cátodo (polo -) salen rayos (llamados **rayos catódicos**) que llegan al ánodo (polo +). Aunque desconoce la naturaleza de estos rayos, descubre que:

- Tienen carga negativa.
- Tienen masa



En 1886, **Goldstein**, usando como cátodo una lámina metálica perforada, descubre que, por detrás del cátodo, también se observan rayos que van en sentido contrario a los rayos catódicos: los llamó rayos canales, y descubrió que tenían carga positiva y una masa mucho mayor que la de los rayos catódicos.

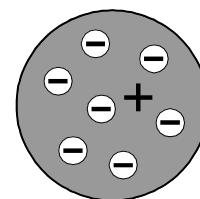
### MODELO DE THOMSON:

**J.J. Thomson**, en 1897, y a la vista de que los rayos catódicos se producen en todos los experimentos, sea cual sea el gas que pongamos en el interior del tubo, propone que los rayos están formados por partículas de masa muy pequeña, y que se encuentran en todos los elementos. Por lo tanto, deben formar parte de todos los átomos. A esas partículas, responsables de la corriente eléctrica, las llamó **electrones** ( $e^-$ ).

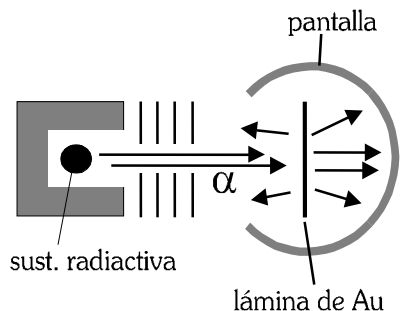
También descubrió que los rayos canales son átomos ionizados, es decir, átomos del gas que han perdido algún electrón al chocar con los rayos catódicos, y se han quedado con carga positiva.

En 1904 propone un modelo de átomo en el que incluye al electrón. Según Thomson, el átomo estaría formado por una esfera de carga positiva, en cuyo interior estarían incrustados los electrones, de forma que la carga total fuera neutra. (*Este modelo fue bautizado por los contemporáneos de Thomson como el del "pastel de pasas"*)

El modelo de Thomson, explica, además de lo que explica el de Dalton, los rayos catódicos y los fenómenos eléctricos (electrización, corriente eléctrica...)

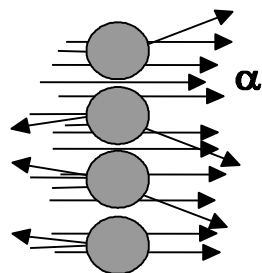


## Experimento de Rutherford: crisis del modelo de Thomsom.



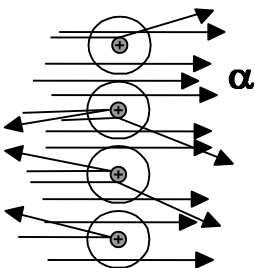
El siguiente descubrimiento importante lo hizo el neozelandés **Rutherford** entre 1910 y 1911. Gracias al descubrimiento de la radiactividad en 1898 por Becquerel y a los estudios posteriores de Marie Curie y otros, se disponía de partículas, conocidas como partículas  $\alpha$ , soltadas por las sustancias radiactivas, y que viajaban a gran velocidad y podían lanzarse como proyectiles para investigar la estructura interna de los átomos.

El experimento que usó Rutherford consistía en “bombardear” una delgada lámina de oro con estas partículas  $\alpha$ . Alrededor de la lámina, pantallas de ZnS, una sustancia que emite destellos de luz cuando chocan con ella las partículas  $\alpha$ .



En este experimento, se observa que:

- A pesar de la elevada densidad del oro, y de la poca distancia que hay entre átomos, la inmensa mayoría de las partículas  $\alpha$  atraviesan la lámina sin apenas desviarse.
- Muy pocas partículas  $\alpha$  se desvían apreciablemente.
- Hay partículas que rebotan hacia atrás, pero lo hacen con una intensidad mucho mayor de la esperada.



Estudiando estos datos, llega a estas conclusiones:

- El átomo es en su mayor parte espacio vacío. Esto explica que las partículas  $\alpha$  lo atraviesen sin desviarse.
- Casi toda la masa del átomo está concentrada en una zona central de diámetro aproximadamente 10.000 veces menor que el del átomo. A esta zona se le llamó núcleo.

## MODELO DE RUTHERFORD

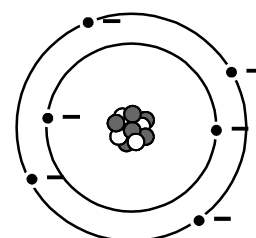
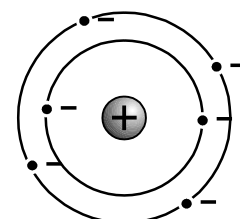
Así, en 1911, Rutherford propone su modelo atómico (*conocido como modelo planetario, por su semejanza con el sistema solar*). Consta de un núcleo central (de carga positiva, que concentra casi toda la masa del átomo), y una corteza exterior formada por electrones que dan vueltas alrededor del núcleo, atraídos por la carga positiva de éste.

En 1919 descubre el **protón** ( $p^+$ ), con lo que el núcleo, en lugar de ser una esfera maciza, pasa a estar formado por un  $n^\circ$  de protones igual al de electrones de la corteza.

Pese a suponer un gran avance, el modelo planetario de Rutherford era incompleto, por varias razones:

1. Es un modelo inestable. Un electrón describiendo órbitas por la atracción electrostática debería ir perdiendo energía en forma de radiación (luz), con lo que se acercaría cada vez más al núcleo, hasta chocar con él. Esto fue resuelto por Niels Böhr.

2. No es capaz de explicar aún cómo es que existen los isótopos, átomos del mismo elemento (igual número de protones y electrones) pero con distinta masa. Hubo que suponer que existía una tercera partícula sin carga eléctrica, el **neutrón** ( $n$ ), que añadía la masa que faltaba. En 1932, **Chadwick** descubrió esta partícula.



De este modo, el modelo planetario del átomo queda como en la figura:

Este modelo de Rutherford ampliado es capaz de explicar los isótopos, la radiactividad y el experimento de la lámina de oro. Pero aún no es capaz de explicar la estabilidad de las órbitas de los electrones, ni los espectros atómicos, que estudiaremos más adelante.

## Estructura atómica:

El modelo de Rutherford, ampliado luego con el descubrimiento de las partículas que componen el núcleo, propone básicamente que el átomo está formado por tres partículas fundamentales:

Núcleo:	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Protones (p}^+) \\ \text{Neutrones (n)} \end{array} \right.$	Carga +e	Masa ~ 1 u	$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
		Carga neutra	Masa ~ 1 u	
Corteza:	Electrones (e <sup>-</sup> )	Carga -e	Masa ~ 1/1800 u	

El número de partículas que haya de cada tipo nos dirá de qué elemento se trata y qué características tiene:

**Número atómico (Z):** Número de protones del núcleo. Caracteriza al elemento químico. Descubierta por el inglés Moseley en 1913.

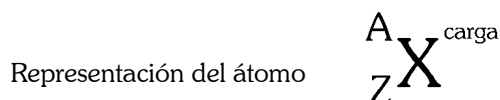
**Número de neutrones (N):** Puede variar en átomos del mismo elemento, dando lugar a los isótopos.

**Número másico (A):**  $A = Z + N$  número total de partículas que hay en el núcleo. Nos indica la masa aproximada del átomo, en u.

**Número de electrones:** En un átomo neutro, el n° de e<sup>-</sup> es igual a Z.

Si el n° de e<sup>-</sup> es mayor que Z (más e<sup>-</sup> que p<sup>+</sup>) → ión negativo → Anión

Si el n° de e<sup>-</sup> es menor que Z (menos e<sup>-</sup> que p<sup>+</sup>) → ión positivo → Catión



**Isótopos:** Dos átomos se dice que son isótopos cuando tienen igual número de protones (= Z, es decir, pertenecen al mismo elemento) pero su número de neutrones es diferente (lo que hace que A sea distinto y, por tanto, su masa también)

Ejemplo: son isótopos estos pares de átomos  $^{12}_6\text{C}$   $^{14}_6\text{C}$  ;  $^{235}_{92}\text{U}$   $^{238}_{92}\text{U}$  ;  $^1_1\text{H}$   $^2_1\text{H}$

**Cómo se calcula la masa atómica de un elemento:** Una muestra cualquiera de un elementos químico está formada por una mezcla de los distintos isótopos de dicho elemento, según la proporción (%) en que se encuentran en la naturaleza. La masa atómica del elemento será el valor medio ponderado de las masas de los distintos isótopos.

$$M_{at} = \frac{M_{at1} \cdot \%_1 + M_{at2} \cdot \%_2 + \dots}{100}$$

## 2. Espectros atómicos. Modelo de Böhr

El modelo atómico propuesto por Rutherford, situaba a los electrones en la corteza atómica, describiendo órbitas en torno al núcleo, de tamaño muy pequeño, pero que concentra la casi totalidad de la masa del átomo.

En este apartado, vamos a estudiar cómo están distribuidos los electrones en la corteza. Este estudio es importante, ya que es precisamente la forma en que están distribuidos los electrones, lo que determina las propiedades químicas de cada elemento, y lo que justifica su lugar en la tabla periódica.

### 2.1 Energía del electrón en la órbita:

Según Rutherford, los electrones giran alrededor del núcleo siguiendo una órbita de radio determinado. El radio, la distancia a la que se encuentre, puede ser cualquiera, en principio. De hecho, los diferentes electrones que posee un átomo orbitarán a distintas distancias.

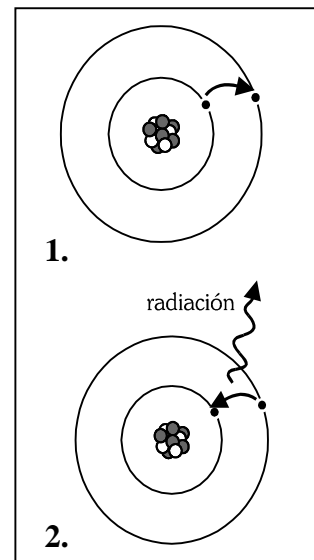
Estos electrones (carga -) se mantienen en órbita, sin escapar del átomo, debido a la atracción eléctrica que sufren por parte del núcleo (carga +). Esta atracción hace que el electrón almacene energía por el hecho de encontrarse en su órbita. Un electrón que se encuentre en una órbita más cercana al núcleo almacena menos energía que otro electrón de una órbita más lejana.

Los electrones pueden pasar de una órbita a otra, ganando o perdiendo energía en el cambio.

- Si suministramos energía a un electrón (por calentamiento, por ej.), pasará a una órbita más alejada, en la que le corresponde tener más energía. (1.)

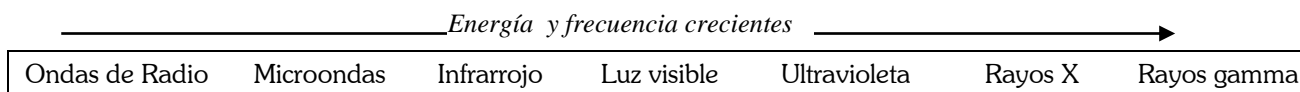
- Un electrón puede también saltar a una órbita más cercana, desprendiendo energía en forma de radiación (luz, ondas electromagnéticas)(2)

Cuando calentamos un cuerpo, suministramos energía a los átomos de ese cuerpo y, por tanto, a sus electrones, que vibrarán, saltando a órbitas superiores, y volviendo luego de nuevo a órbitas inferiores. En este proceso, repetido una y otra vez, se desprende constantemente radiación (por ej, el filamento de una bombilla, un hierro al rojo...)



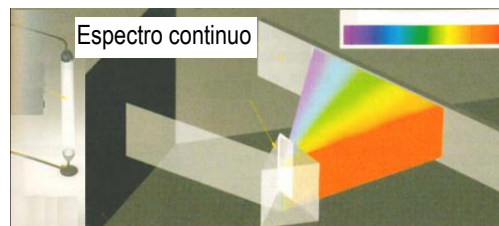
## 2.2 Espectros atómicos:

Existen distintos tipos de radiación (de luz). La luz visible es sólo una parte. Estas radiaciones tienen la misma naturaleza (electromagnética), pero difieren en la energía que transportan. La clasificación de estas radiaciones, ordenadas de menor a mayor energía, se denomina *espectro*.



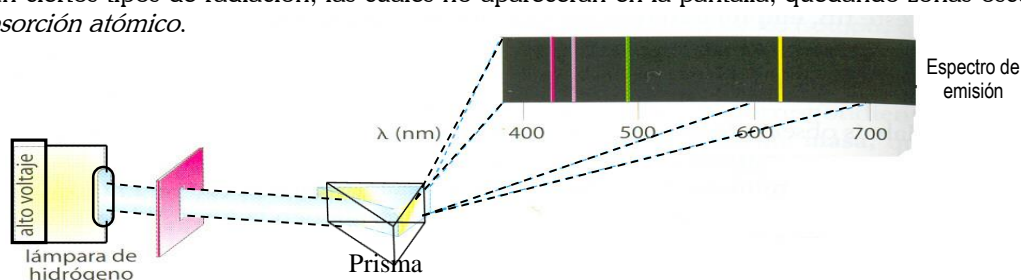
Las divisiones entre unos tipos de radiación y otros es totalmente artificial. No existe un límite claro entre un tipo de luz y el siguiente. Además, el nombre dado a cada radiación responde únicamente a razones históricas, o de utilidad tecnológica. Por ejemplo, la región visible del espectro se encuentra entre el violeta ( $7,69 \cdot 10^{14}$  Hz) y el rojo ( $3,85 \cdot 10^{14}$  Hz)

Podemos observar el espectro descomponiendo la luz con un prisma. Al pasar por el prisma, las radiaciones se desvían más o menos, dependiendo de su energía. Así, al proyectarse en una pantalla, quedan ordenadas por ese orden de energía (es lo que pasa con las gotas de lluvia, que descomponen la luz del sol, formando el arco iris). El *espectroscopio* es un aparato diseñado para observar y analizar los espectros.



Cuando calentamos una sustancia simple (todos los átomos del mismo elemento), podemos observar la distribución de la radiación que desprende. Esto es lo que se conoce como *espectro de emisión atómico*.

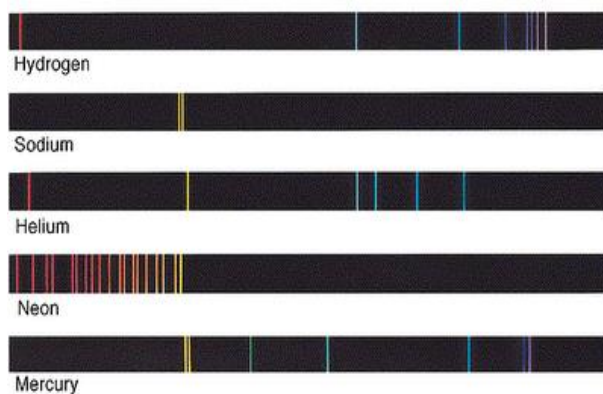
También podemos hacer pasar luz blanca por un recipiente que contenga al elemento en estado gaseoso. Los electrones del elemento absorberán ciertos tipos de radiación, las cuales no aparecerán en la pantalla, quedando zonas oscuras. Esto se llama *espectro de absorción atómico*.



En 1859, Bunsen y Kirchoff estudian los espectros de emisión de diferentes sustancias al ser calentadas. Descubren:

- Los espectros observados son **discontinuos**. Los átomos del elemento sólo desprenden unos tipos de luz determinados, y no otros.

- Cada elemento químico tiene su propio espectro característico. Esto permitirá identificar los componentes de una sustancia a partir de la luz que emite). La técnica se conoce como **espectroscopía**. Consiste en analizar el espectro de la luz emitida por una sustancia al calentarla, identificando las frecuencias características de los diferentes elementos químicos. De esta forma, en la segunda mitad del siglo XIX fueron identificados gran número de elementos químicos nuevos.



¿Cómo se explican estas líneas? Recordemos que la energía (la luz) es emitida al saltar los electrones desde una órbita más alejada del núcleo hasta otra más cercana.

Al existir esta discontinuidad en las líneas, parece que los electrones no pueden dar cualquier salto dentro del átomo, no pueden desprender cualquier cantidad de energía. Todo parece indicar que los electrones no pueden estar en cualquier órbita, sino a unas distancias determinadas.

### 2.3 Modelo de Böhrr (1913):

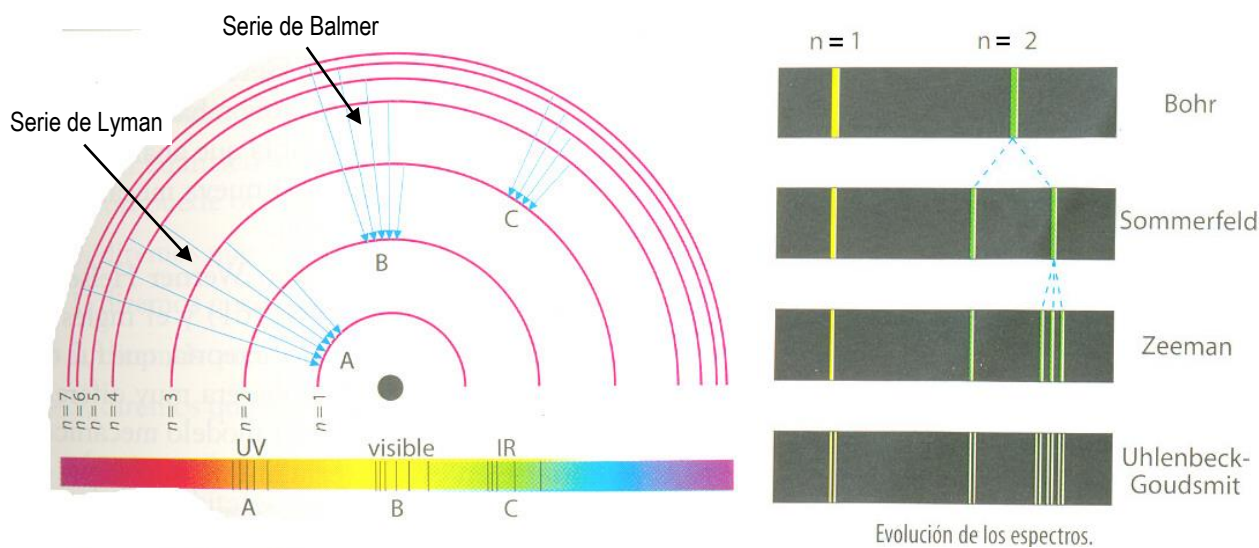
En 1913, el danés Niels Böhrr explica las características de los espectros, suponiendo los siguientes *postulados*:

- Ya que la radiación desprendida se debe a la diferencia de energía entre las órbitas, los electrones sólo podrán tener ciertos valores de energía permitidos (se dice que la energía está *cuantizada*).
- Como consecuencia, los electrones no podrán estar a cualquier distancia del núcleo. Sólo están permitidas las órbitas correspondientes a las energías permitidas. Estas órbitas son llamadas *capas*, e identificadas por un *número cuántico*,  $n$ . ( $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ )
- Mientras el electrón se mantiene en la órbita, su energía es constante.
- Como sólo están permitidas ciertas órbitas, los electrones sólo pueden dar unos saltos determinados, a los que corresponde una cantidad de energía fija. Esto hace que sólo se desprendan los tipos de luz que aparecen en el espectro. La energía absorbida o desprendida en el salto viene dada por.

$$\Delta E = -R_E \cdot \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad \begin{array}{l} \Delta E > 0 \rightarrow \text{energía absorbida} \\ \Delta E < 0 \rightarrow \text{energía desprendida} \end{array}$$

Con esto se explican las series de líneas del espectro del hidrógeno. La serie de Lyman corresponde a saltos de electrones hasta la capa  $n=1$  desde capas superiores, la serie de Balmer, saltos hasta la capa  $n=2$ , y así sucesivamente.

Posteriormente, otros científicos, como Sommerfeld, Zeeman, Uhlenbeck y Goudsmidt ... van descubriendo una estructura interna en las capas, estableciendo así subcapas y otras divisiones.



## 3. Modelo cuántico del átomo. Orbitales atómicos. Números cuánticos.

### 3.1 Principios básicos de la Física Cuántica:

#### Hipótesis de Planck. Carácter corpuscular de la luz.

En 1900, el alemán Max Planck descubrió que, cuando un cuerpo emite radiación, o la absorbe, lo hace de forma discontinua, concentrada en pequeños "paquetes" de radiación, o cuantos.

La energía de un cuanto de radiación depende de su frecuencia, según la siguiente fórmula:

$$E = h \cdot \nu \quad \text{h es la constante de Planck: } h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

En 1905 Albert Einstein propone que la luz consiste en la transmisión de partículas llamadas fotones, cuya energía viene dada por la fórmula de Planck.

#### Dualidad onda-partícula (De Broglie, 1924):

En 1924 Louis de Broglie propone que toda partícula (un electrón, por ejemplo) tiene una onda de materia asociada, es decir, toda partícula puede comportarse como una onda en determinados experimentos. La naturaleza, por lo tanto, tiene carácter dual a nivel microscópico. Fue comprobado experimentalmente en 1927.

### Principio de indeterminación de Heisemberg:

Werner Heisemberg demuestra, en 1927, que es imposible conocer simultáneamente y con exactitud ciertas magnitudes de las partículas. En concreto, *es imposible conocer al mismo tiempo y con exactitud la posición (la órbita) y la velocidad de los electrones* (la naturaleza no lo permite, al intentar medir una de las magnitudes, modificamos la otra y ya no podemos medirla). Siempre habrá un cierto error, una indeterminación.

Como consecuencias de esto, ya no podemos hablar de órbitas bien definidas para los electrones. Ahora, a un electrón que tenga cierta energía no le corresponde una cierta órbita, sino una zona donde es probable que se encuentre. Se llega así al concepto de *orbital*.

### 3.2. Orbitales atómicos.

Un orbital atómico es un estado de energía permitido para el electrón en un átomo. A este estado de energía le corresponde una zona donde es probable encontrar a un electrón que posea esa energía.

No podremos dibujar la órbita que describe un electrón, sino una nube de puntos donde es probable encontrarlo (llamada nube electrónica). Normalmente en las figuras aparece dibujada la zona donde existe al menos un 90% de probabilidad

Los orbitales surgen como soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger para el electrón en el átomo.

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2 m} \left( \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} \right) + V(r) \cdot \Psi = E \cdot \Psi$$

A cada orbital atómico corresponde:

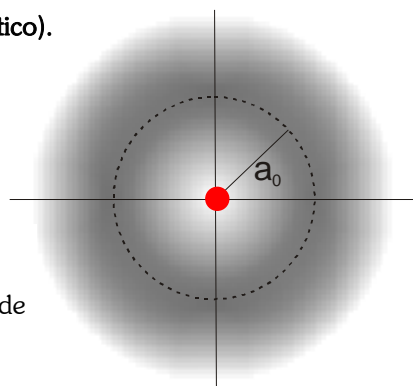
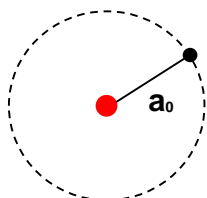
- Un valor determinado de energía.
- Una zona de probabilidad de encontrar al electrón ("nube electrónica").

Cada orbital viene caracterizado por el valor de tres números cuánticos:

$$\begin{aligned} n: & n = 1, 2, 3 \dots 7 \\ l: & l = 0 \dots n-1 \quad (l = 0 \rightarrow s, l = 1 \rightarrow p, l = 2 \rightarrow d, l = 3 \rightarrow f) \\ m: & m = -l \dots +l \end{aligned}$$

Dentro de cada orbital tenemos dos posibilidades de spin (giro) para el electrón  $\rightarrow$  n° cuántico  $s$ .  $s = +1/2, -1/2$   
Por lo tanto, cada electrón en el átomo viene dado por un conjunto de cuatro números cuánticos. (n, l, m, s)

**Diferencia entre órbita (según el modelo de Bóhr) y orbital (según el modelo cuántico).**



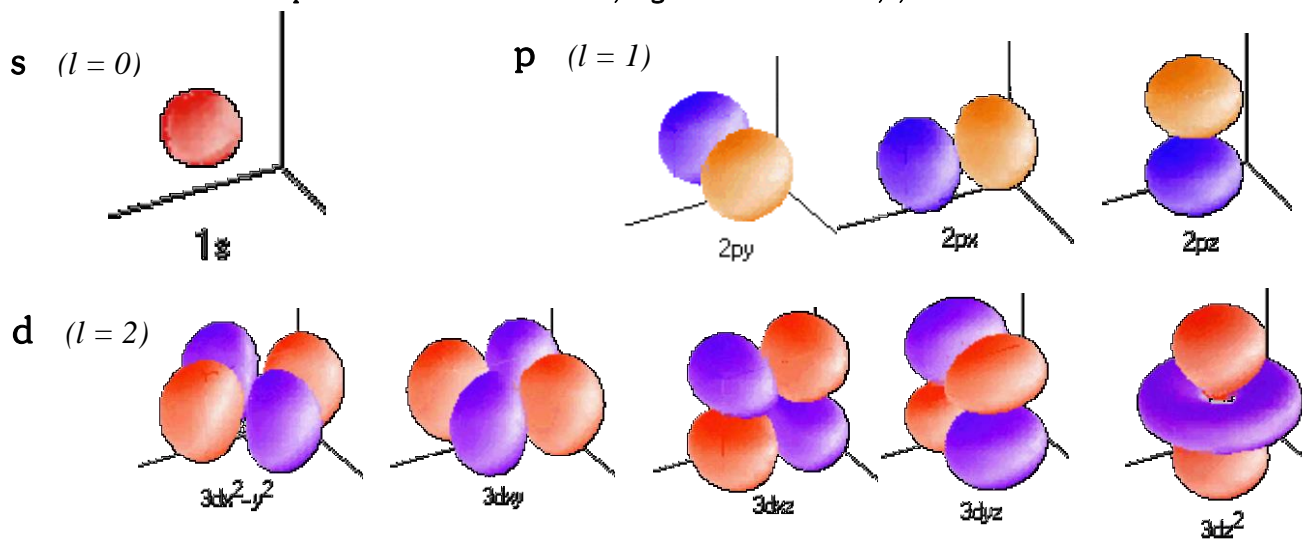
#### Órbita (Bóhr):

- Trayectoria y velocidad bien definidas.

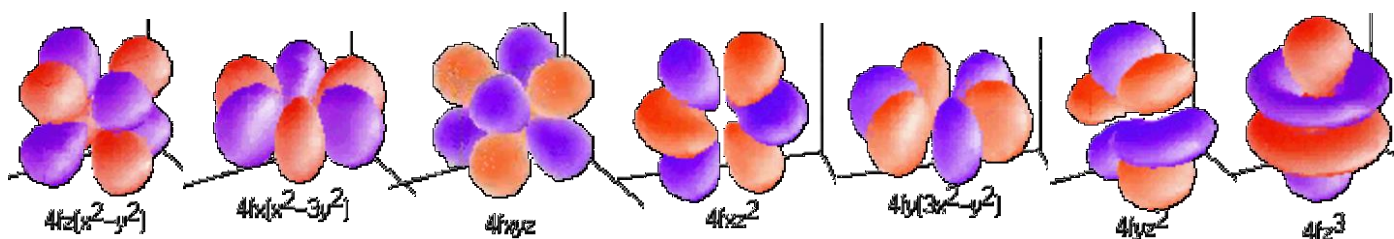
#### Orbital (modelo cuántico):

- Energía bien definida.  
- Sólo conocemos la probabilidad de encontrar al electrón en un punto.  
No hay una trayectoria definida.

Zonas de distribución de probabilidad de los orbitales, según los valores de n, l, m:



f ( $l = 3$ )



- El valor de  $n$  indica el tamaño de la zona de probabilidad. (por ejemplo, la zona de probabilidad del 2s será mayor que para el 1s)
- El valor de  $l$  indica su forma (esférica, con dos lóbulos, o cuatro...)
- El valor de  $m$  indica su orientación en el espacio.

### Distribución de los electrones en el átomo. Números cuánticos

Todos los descubrimientos ya vistos y otros posteriores llevan al modelo actual de distribución de los electrones. Están organizados en capas, subcapas y orbitales (algo así como si en un hotel distribuyéramos a los clientes en pisos, pasillos y habitaciones). Cada nivel viene identificado por un número cuántico. Son los siguientes:

Capa	$n$	$n = 1, 2, 3, 4 \dots$	En la naturaleza, los átomos sólo tienen $e^-$ hasta la capa 7 como mucho. Este número va a determinar la energía de los electrones.
Subcapa	$l$	$l = 0 \dots n-1$	El número de subcapas depende de la capa en la que estemos. Así, la capa 1 sólo tendrá una subcapa posible ( $l=0$ ). La capa $n=2$ tendrá dos subcapas ( $l=0, l=1$ ), y la tercera capa tres subcapas, la cuarta cuatro... Por tradición, se identifica a cada subcapa con una letra. Así: $l = 0$ <b>s</b> $l = 1$ <b>p</b> $l = 2$ <b>d</b> $l = 3$ <b>f</b> El número $l$ nos indica la forma del orbital, como puede verse en las figuras de la última página.
Orbital	$m$	$m = -l \dots 0 \dots +l$	Observamos que en una subcapa <b>s</b> sólo puede haber un orbital ( $m=0$ ) En una subcapa <b>p</b> tenemos tres orbitales ( $m = -1, m=0, m=+1$ ) En una subcapa <b>d</b> , cinco orbitales ( $m = -2, -1, 0, 1, 2$ ) En una subcapa <b>f</b> , siete orbitales ( $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ )
Spin	$s$	$s = 1/2, -1/2$	Esta es una división interna de los orbitales. El spin marca el movimiento de rotación del electrón (como le pasa a la Tierra). Como puede girar en dos sentidos (en el de las agujas del reloj o en el contrario), el número cuántico de spin puede tomar dos valores. Como podemos ver, en un orbital podremos tener dos electrones como máximo.

### Representación simbólica de los orbitales:

Para referirnos a un determinado orbital, habrá que indicar en qué capa y subcapa está. Para ello se indica el número de la capa seguido de la letra correspondiente en la subcapa. El número de electrones que contiene la subcapa (puede estar llena o no) se coloca a continuación como superíndice.

Ejemplos:  $1s^1$        $3p^4$        $3d^7$        $5f^3$

Para indicar qué orbitales son los que contienen electrones en una determinada subcapa representaremos cada orbital con un círculo, pintando una flecha en su interior por cada electrón que ocupe ese orbital. Como ya hemos visto, sólo puede haber dos  $e^-$  como máximo en el orbital, y deben tener distinto número de spin. En un orbital en que haya dos electrones, se pintarán las flechas una hacia arriba y otra hacia abajo.

Ejemplos:  $1s^1$  (↑)     $1s^2$  (↑↓)     $4p^2$  (↑)(↑)(○)     $5p^4$  (↑↓)(↑)(↑)

Orden de llenado de los electrones:

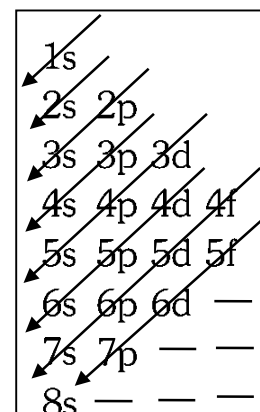
Los electrones (como cualquier otro sistema en la naturaleza) tienden a la máxima estabilidad, y esto se consigue cuando tienen la menor energía posible. Es decir, que intentarán ocupar en primer lugar los orbitales con menor energía. El orden de llenado viene dado por algunas reglas y principios que exponemos a continuación:

#### Regla de Hund:

- Los electrones se distribuyen en el átomo de menor a mayor energía (regla del menor  $n+l$ ). Primero se ocupan los orbitales más cercanos al núcleo.
- Dentro de una misma subcapa, los electrones comienzan a colocarse uno en cada orbital (electrones desapareados). Cuando ya no quedan más orbitales libres, rellenan los que tenían un electrón (se habla entonces de electrones apareados)

Principio de exclusión de Pauli: *En un átomo, no podemos tener dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.* Esto explica el hecho de que en el mismo orbital sólo podemos tener dos electrones, ya que sólo hay dos valores de spin  $s$ .

Regla de Moeller: Resume el orden de energía de los orbitales y nos indica cuáles serán ocupados antes.



## 5. Configuración electrónica de un elemento:

Establecer la configuración electrónica de un elemento consiste en indicar la distribución de los electrones que tiene un átomo de dicho elemento.

Se van indicando por orden los distintos orbitales ocupados por electrones y el nº de electrones que tienen, siguiendo la regla de Moeller. Terminamos de llenar cuando hemos llegado al número total de electrones que corresponden a ese elemento. Por último, se ordenan los orbitales, colocando juntos los de la misma capa.

Ejemplos: H ( $Z=1$ ). Tiene un solo electrón, que irá al orbital 1s. Así: H :  $1s^1$   
 He ( $Z = 2$ ):  $1s^2$   
 Li ( $Z = 3$ ):  $1s^2 2s^1$   
 C ( $Z = 6$ ):  $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$   
 Rb ( $Z = 37$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$   
 Pt ( $Z = 78$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^8 6s^2$

Una forma muy usada de expresar la configuración, sobre todo cuando hay muchos electrones, es referirse al gas noble inmediatamente anterior en la tabla.

Así, el rubidio Rb:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1 \rightarrow [\text{Kr}] 5s^1$

Algunas excepciones: En ocasiones es más estable tener dos subcapas semillenas (con la mitad de los electrones posibles) que una llena y otra a falta de un electrón.

Es el caso de los elementos del grupo 6 (Cr, Mo, W).

Cr:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$  Es más estable  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

También los elementos del grupo 11 (Cu, Ag, Au)

Au:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^9 6s^2$  Más estable ...  $5d^{10} 6s^1$

**Configuración electrónica de un ión:** Cuando tenemos un ión, hay que calcular previamente el número de electrones que tiene el átomo, a partir del número atómico y la carga eléctrica.

Ejemplos:  $\text{Na}^+$ : ( $Z = 11$ , pero tiene 1  $e^-$  menos)  $1s^2 2s^2 2p^6$   
 $\text{Se}^{2-}$ : ( $Z = 34$ , pero tiene 2  $e^-$  de más)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

#### Importancia de la última capa:

La configuración electrónica del nivel (capa) más alto ocupado es fundamental a la hora de ver las propiedades químicas de los elementos, ya que son esos electrones más externos, los que van a interactuar con los electrones externos de otros átomos, dando lugar a las reacciones químicas.

Si miramos en la tabla periódica, todos los elementos del mismo grupo tienen parecidas propiedades químicas. Esto se debe a que poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa. Por ejemplo:

Grupo 1: $s^1$	H: $1 s^1$ ; Li: $2 s^1$ ; Na: $3 s^1$
Grupo 2: $s^2$	Be: $2 s^2$ ; Mg: $3 s^2$ ; Ca: $4 s^2$
Grupo 15: $s^2 p^3$	N: $2 s^2 2 p^3$ ; P: $3 s^2 3 p^3$ ; As: $4 s^2 4 p^3$
Grupo 18: $s^2 p^6$	Ne: $2 s^2 2 p^6$ ; Ar: $3 s^2 3 p^6$ ; Kr: $4 s^2 4 p^6$ (aquí el He $1 s^2$ , es una excepción)

Podemos identificar al elemento químico (su posición en la Tabla) a través de su configuración electrónica, y viceversa.

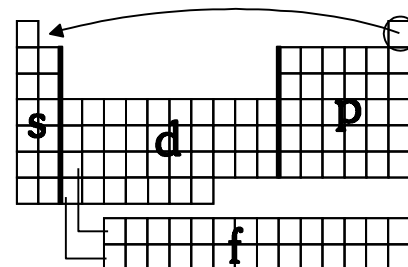
- El nivel más alto que tiene electrones  $\rightarrow$  Periodo en que está el elemento
- El último orbital en ser ocupado por electrones  $\rightarrow$  grupo, según el dibujo  $\rightarrow$

Ejemplos:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^4$  : Periodo **4**, grupo **16** (el 4º de la zona p)  $\rightarrow$  Se.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  : Periodo **3**, grupo **1** (1º de la zona s)  $\rightarrow$  Na

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$  : Periodo **4**, grupo **4** (2º de la zona d)  $\rightarrow$  Ti



Último orbital en ser llenado

### Números de oxidación de los elementos: Relación con la configuración electrónica.

Recordemos, como vimos en el tema de formulación, que el número de oxidación de un elemento dependía del grupo en el que se encontraba un elemento químico. Es decir, el número de oxidación de un elemento depende de los electrones de la última capa

Todos los átomos tienden a ser lo más estables que puedan. Esta estabilidad la consiguen si tienen llena de electrones su capa más externa (estructura  $s^2 p^6$ , con 8 electrones en la última capa). Entonces, los átomos tendrán tendencia a ganar, perder o compartir electrones para conseguir esa estructura. Esta es la base de lo que será el **enlace químico**.

Ejemplos: Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Tiende a perder el electrón  $3s^1$ , quedando  $Na^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ . N° ox: +1

S:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Tiende a ganar dos electrones  $\rightarrow S^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  N° ox: -2

## 5. Estabilidad atómica. Regla del octeto de Lewis

En la naturaleza conocemos gran variedad de sustancias simples y compuestas, constituidas por combinaciones de átomos, ya sean del mismo o de diferentes elementos. Sin embargo, salvo los gases nobles, no encontramos sustancias formadas por átomos individuales. Esto nos lleva a plantearnos dos preguntas:

*¿Qué característica especial poseen los gases nobles?*

*¿Por qué el resto de los átomos tienen tendencia a combinarse con otros átomos?*

La respuesta a ambas preguntas radica en un concepto fundamental en todo sistema físico: la estabilidad. Cualquier sistema tiende a la máxima estabilidad. Normalmente se consigue con la mínima energía. Una pelota rueda hacia abajo por una pendiente, un muelle estirado tiende a recuperar su forma, un electrón en una capa superior salta a una capa inferior porque la energía que posee al final es menor que la que tenía al principio. En todas las situaciones anteriores, si queremos invertir el proceso, debemos suministrar energía.

Del mismo modo, dos o más átomos se unen porque el conjunto tiene menos energía que la suma de los átomos por separado. En la unión se ha desprendido energía. Y ahí está la clave, para separarlos de nuevo, tendremos que darle la cantidad de energía que se ha desprendido previamente. Mientras no se le suministre, se mantendrán unidos.

Si los gases nobles no tienen tendencia a unirse a otros átomos, es porque ya poseen la máxima estabilidad posible. Una unión con otro átomo no desprenderá energía. La característica común a todos los gases nobles, y que hace que estén situados en el mismo grupo, es su configuración electrónica. Independientemente del periodo en que se encuentren, todos poseen 8 electrones en su última capa (subcapas s y p completas,  $s^2 p^6$ ), y todas las capas anteriores completas. La única excepción es el He, pero la capa 1 sólo posee subcapa s, y se encuentra completa,  $1s^2$ .

Resulta, como consecuencia, que la configuración  $s^2 p^6$  en la última capa del átomo, aporta gran estabilidad. Los demás elementos intentarán alcanzar dicha configuración, tomando, cediendo o compartiendo electrones con otro átomo.

A esta tendencia se le denomina Regla del octeto de Lewis:

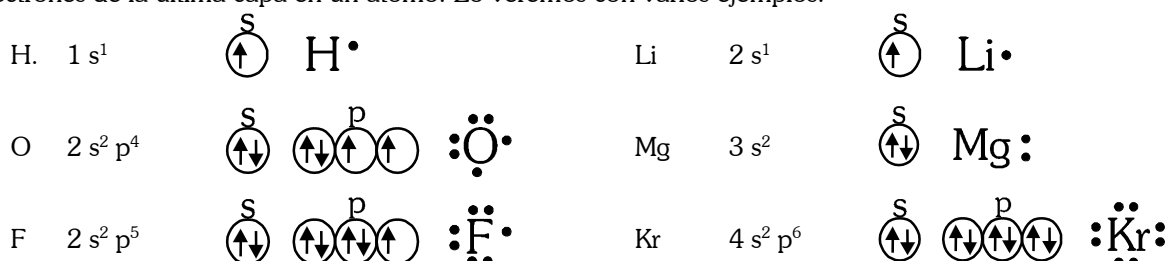
- Los átomos alcanzan su máxima estabilidad cuando poseen 8 electrones en su última capa, con las subcapas s y p completas.
- Para conseguir lo anterior, en unos casos se transfieren electrones de un átomo a otro, formándose iones (enlace iónico); en otros, comparten uno o más pares de electrones (enlace covalente), esto dependerá de cuanto valga  $\Delta X$  (diferencia de electronegatividad).

Existen excepciones a esta regla. Hay elementos (Be, B) que pueden rodearse de menos de 8 electrones, y algunos (S, P) que pueden rodearse de 10 y hasta 12 electrones. Más adelante veremos algunos casos.

La teoría de Lewis ha sido ya ampliamente superada por teorías como la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM) o la Teoría de Enlace de Valencia (TEV), obtenidas a partir del modelo cuántico del átomo. Sin embargo, supone un modelo muy sencillo y muy útil a la hora de comenzar a estudiar el enlace.

## 5.1 Diagramas de Lewis.

Los diagramas de Lewis constituyen una forma sencilla de representar simbólicamente cómo están distribuidos los electrones de la última capa en un átomo. Lo veremos con varios ejemplos.



Como vemos, los electrones, representados por puntos, están apareados o desapareados, según se encuentren en los respectivos orbitales. Estos diagramas son muy útiles a la hora de estudiar cómo los átomos intercambian electrones.

## 6. Enlace metálico

### 6.1. Características del enlace metálico.

El enlace metálico se da entre átomos de elementos metálicos, ya sean alcalinos, alcalinotérreos, o de transición. Estos elementos son electropositivos (tendencia a ceder electrones, formando cationes).

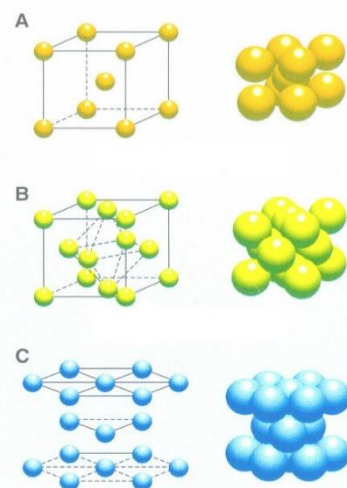
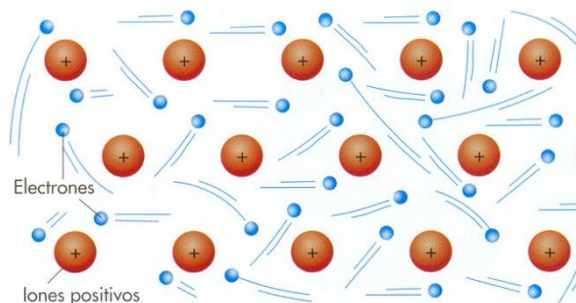
Podemos aprovechar las propiedades de los metales para explicar su estructura. Todos los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica. Como consecuencia, deben poseer electrones libres, con gran libertad de movimiento por todo el metal.

Para explicar esta libertad de movimiento de los electrones, el físico alemán P. **Drude** propuso en 1900 un modelo sencillo, el del *mar de electrones* o *gas de electrones*. Según este modelo, los átomos de los metales se desprenden de sus electrones de valencia (por ej, los átomos de sodio se desprenden de su electrón  $3s^1$ ), quedándose como cationes, formando una red. Los electrones liberados circulan por los huecos de esta red, comportándose como si fueran partículas de un gas. Al interponerse los electrones entre los cationes del metal, compensan la repulsión entre éstos y sirven de aglutinante de la red, que puede alcanzar disposiciones muy compactas, con gran concentración. Esto explica su elevada densidad.

### 6.2. Propiedades de los compuestos metálicos.

El enlace descrito anteriormente permite explicar las propiedades comunes a la mayoría de los metales:

- Sólidos a temperatura ambiente (excepciones: Hg, Ga)
- Puntos de fusión y ebullición altos, en general.
- Buenos conductores del calor y la corriente eléctrica



. Redes de los metales: a) cúbica centrada en el cuerpo, b) cúbica compacta; c) hexagonal compacta;

- Poseen un brillo característico (brillo metálico)
- Poseen una elevada densidad.
- **Dúctiles** (se pueden moldear como hilos finos) y **maleables** (moldeables como láminas delgadas).
- Los metales sólidos tienen **dureza** variable, y gran **tenacidad** (resistencia a la fractura al ser golpeados).


## 8. Enlace iónico

### 8.1. Características del enlace iónico.

El enlace iónico se da cuando se combinan elementos metálicos (electropositivos, con tendencia a dar electrones), con elementos no metálicos (electronegativos, con tendencia a aceptar electrones). Se producirá una transferencia de electrones desde el átomo metálico hasta el no metálico, de forma que ambos quedarán con 8 electrones en su última capa (estructura de gas noble, estable).

Al perder electrones, el átomo del metal quedará con carga positiva (catión), y el átomo del no metal con carga negativa (anión). Entre cargas de distinto signo surge una *fuerza electrostática atractiva* que mantiene unidos ambos átomos. Como ya dijimos anteriormente, la distancia de enlace final será aquella a la que se compense la atracción entre iones con la repulsión entre las cortezas electrónicas. La fórmula del compuesto (la proporción de átomos) dependerá del número de electrones intercambiados.

Ejemplo: Veamos la formación del cloruro de sodio (Na Cl)

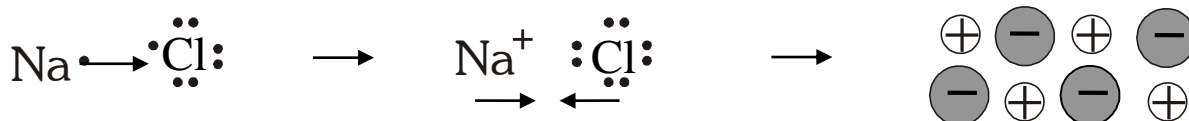
Na:  $3s^1$   Na • Tendencia a ceder 1 electrón: n° oxidación +1

Cl:  $3s^2 3p^5$   ••••• Tendencia a ganar 1 electrón: n° oxidación - 1

Cada átomo de sodio cede un electrón a un átomo de cloro, por lo que la fórmula del compuesto será Na Cl

Se forman iones. El átomo de sodio queda con una carga positiva (catión) y el de cloro con una carga negativa (anión). Se genera una fuerza electrostática entre cargas de distinto signo, que mantiene unidos a los iones, desprendiéndose energía en el proceso.

Se forma una red cristalina iónica. Cada catión se rodea de todos los aniones posibles, y viceversa.



*Nota.* En muchos compuestos iónicos (las sales oxoácidas), el anión es en realidad un conjunto de átomos ( $NO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$  ...), pero se comporta, en cuanto al enlace, de la misma forma que si fuera un solo átomo.

### 8.2. Redes cristalinas iónicas. Índice de coordinación.

Sabemos que los iones se unen por atracción electrostática. Ahora bien, esta atracción se dará en cualquier dirección. Por ejemplo, un ión  $Na^+$  atraerá a todos los iones  $Cl^-$  que encuentre a su alrededor, y viceversa. Se trata de un **enlace no direccional**.

No se formarán moléculas. Los átomos se disponrán ordenadamente formando una **red iónica**. Esta red estará constituida por miles de millones de aniones y cationes intercalados (siempre en la proporción que indica la fórmula).

Ahora bien, no todas las redes iónicas tienen la misma estructura. La forma dependerá del número de aniones de los que sea capaz de rodearse un catión, (y viceversa). Y esto depende, en última instancia, del tamaño relativo de los iones que se unen. Un catión pequeño, como el  $Na^+$  (0,95 Å) sólo podrá rodearse de 6 aniones  $Cl^-$  (1,81 Å), mucho mayores. Sin embargo, un catión  $Cs^+$  (1,69 Å) puede rodearse de hasta 8 aniones  $Cl^-$ . Ese número de iones de los que se rodea un átomo se denomina índice de coordinación.

### 8.3. Propiedades de los compuestos iónicos.

La fuerza electrostática que mantiene unidos los iones es bastante intensa. Esto confiere a los compuestos iónicos las siguientes propiedades:

- No forman moléculas, sino redes cristalinas tridimensionales.
- Tienen elevados puntos de fusión y ebullición. Son sólidos a temperatura ambiente.
- Son duros (alta resistencia a ser rallados), pero quebradizos (frágiles).
- En estado sólido son aislantes del calor y la corriente eléctrica, pero sí conducen la corriente fundidos o en disolución.
- La mayoría *son solubles en disolventes polares*, como el agua, pero son insolubles en disolventes apolares (aceite, gasolina)

Ejemplos de compuestos iónicos: sales, óxidos de metales, hidróxidos


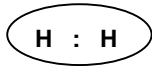
## 9. Enlace covalente

### 9.1. Características del enlace covalente.

El enlace covalente se da entre elementos no metálicos (electronegativos), cuyos átomos tienen tendencia a ganar electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble. En este caso, no es rentable energéticamente el que uno de los dos átomos pierda electrones (los no metales tienen energías de ionización muy altas).

La mayor estabilidad se consigue, entonces, compartiendo pares de electrones (normalmente  $1 e^-$  de cada átomo). Este par de electrones forma un orbital que es común a los dos átomos enlazados, y que posee menor energía que los dos orbitales atómicos por separado. Es decir, en total, se desprende energía al producirse el enlace.

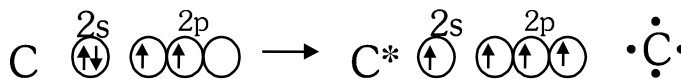
Veamos esto con una molécula sencilla, la de hidrógeno ( $H_2$ ) (cuadro)  
 Otros ejemplos:  $O_2$ ,  $N_2$  (moléculas homoatómicas)  
 $HF$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$  (moléculas heteroatómicas)

Configuración electrónica	H: $1s^1$
Representación de Lewis	H ·
Cada átomo de H tiene su único electrón desapareado. El enlace se produce al formarse un orbital común a los dos átomos, de menor energía que los orbitales atómicos. La densidad de carga negativa es mayor en la zona intermedia entre los núcleos, esto los mantiene unidos. Este grupo de átomos forma una molécula, que es neutra.	
	
	$H - H$

Vemos que los electrones que intervienen en el enlace son aquellos que se encuentran **desapareados** (en un orbital medio lleno). *Es la norma general, aunque existe otro tipo de enlace (llamado enlace covalente coordinado), en el que pueden producirse enlaces con electrones que ya se encuentran apareados en el átomo. Lo veremos más adelante.*

#### Estados excitados: el caso de C, S, P...

Estudiamos el caso del carbono. En su última capa ( $2s^2 2p^2$ ) posee un orbital s completo, dos orbitales p a medio llenar, y un orbital vacío. Necesita 4 electrones para completar la capa 2. Para poder formar enlaces con mayor facilidad, el átomo de C pasa a una configuración con mayor energía, llamada estado excitado ( $C^*$ ). Un electrón del orbital s pasa al orbital p vacío, quedando los 4  $e^-$  desapareados. De esta forma puede realizar 4 enlaces ( $n^\circ$  oxidación  $\pm 4$ ). El hecho de desaparecer un electrón requiere energía, pero este gasto se compensa gracias a que el átomo puede realizar más enlaces, desprendiéndose mayor energía.

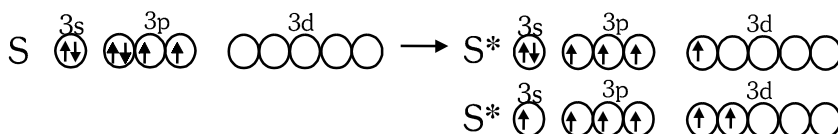


Así, puede explicarse la forma y características de la molécula de metano ( $CH_4$ ), y el hecho de que el C puede formar enlaces simples, dobles o triples.

Algo parecido puede sucederle a otros elementos a partir del periodo 3º, donde comienzan a aparecer las subcapas d.

Por ejemplo, el azufre, de configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , necesita compartir 2 electrones para conseguir configuración de gas noble (valencia covalente 2).

Sin embargo, la subcapa 3d del azufre está vacía. En ocasiones tiende a desaparecer electrones de las subcapas s y p, y pasarlos a la subcapa d. Se trata de un estado excitado, de mayor energía que el fundamental, pero que le permite realizar 4 ó 6 enlaces, con el consiguiente desprendimiento de energía. Por esa razón S, Se y Te poseen números de oxidación +2, +4 y +6.



### Características generales del enlace covalente:

- La primera característica que podemos observar es que se trata de un **enlace direccional**. El par de electrones de enlace une a dos átomos concretos (al contrario de lo que ocurría en el iónico, en el que cada catión se rodeaba de todos los aniones posibles, y viceversa).

- Como consecuencia, la mayoría forman **moléculas**, grupos de átomos unidos al compartir electrones.

- El enlace producido entre los átomos al compartir electrones es muy intenso, más que el iónico. Eso nos indica que es necesaria mucha energía para separar los átomos de una molécula. Sin embargo, al ser las moléculas neutras, entre molécula y molécula apenas existen fuerzas de unión, o son muy débiles. Hace falta poca energía para separar una molécula de otra. Los compuestos moleculares tendrán entonces T.F y T.E. bajas, en general.

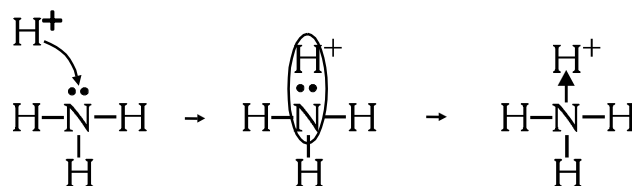
### 8.2. Enlace covalente coordinado (o dativo).

Hasta ahora, en los enlaces que hemos estudiado, cada átomo aporta electrones desapareados, llegando incluso a pasar a un estado excitado para poder desaparearlos.

Pero en algunos casos, es posible que un átomo aporte al enlace un par completo de electrones apareados. En este caso, el otro átomo no aporta ningún electrón, sino un orbital vacío. Al final, seguiremos teniendo un par de electrones que constituyan un orbital común a los dos átomos, como ocurría en el enlace covalente común.

A este tipo de enlace se le denomina enlace covalente coordinado (o dativo), y se representa por una flecha, que va desde el átomo que aporta el par de e<sup>-</sup>, hasta el átomo que aporta el orbital vacío.

**Ejemplo:** Formación del catión amonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>). A partir del amoniaco, NH<sub>3</sub>. Como el átomo de nitrógeno posee un par de electrones apareados, es posible que haga enlace coordinado con un ión H<sup>+</sup> (Hidrógeno que ha perdido su electrón, posee el orbital 1s vacío). Se forma un orbital común, con las mismas características que los otros 3 enlaces covalentes que ya posee la molécula. La carga total de la molécula será positiva, ya que inicialmente la molécula de amoniaco era neutra.



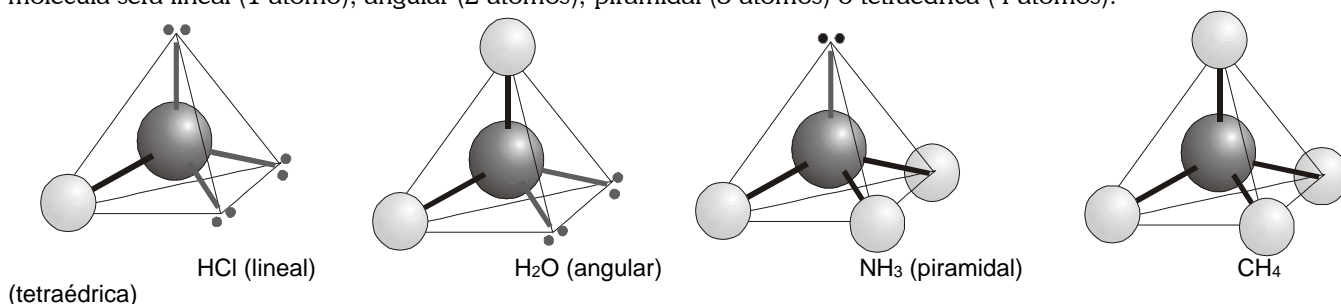
Un elemento con gran tendencia a formar enlaces de este tipo es el boro, ya que posee dos orbitales p vacíos en su última capa.

### 8.3. Geometría molecular.

En las representaciones de Lewis, dibujamos las moléculas como si fueran planas. Pero en realidad no es esa su forma.

Es importante conocer la forma de las moléculas, pues de su geometría dependen muchas de las propiedades de la sustancia. Estudiaremos aquí la geometría de fórmulas sencillas, constituidas por un átomo central de un elemento, al que se unen uno o varios átomos de otro elemento. (Ej: H<sub>2</sub>O, HCl, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>...). Estudiaremos además enlaces simples (un único par de electrones por cada enlace).

La forma de la molécula se estudia a partir de los pares de electrones de enlace y de no enlace (libres) que posea el átomo central. Estos pares de electrones, por repulsión entre cargas del mismo signo, se dispondrán en el espacio de forma que estén lo más alejados entre sí como sea posible. En moléculas sencillas, en las que el átomo central se rodea de 8 electrones (4 pares), éstos se disponen formando un tetraedro. Según el número de átomos enlazados al átomo central, la forma de la molécula será lineal (1 átomo), angular (2 átomos), piramidal (3 átomos) o tetraédrica (4 átomos).

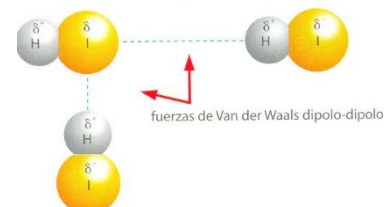


## 8.4. Fuerzas intermoleculares.

El enlace covalente entre dos átomos es el más intenso que se conoce. Esto hace que sea necesaria mucha energía para separar los átomos de una molécula. Sin embargo, una vez formada la molécula, ya no comparte más electrones, y además es neutra. Esto hace que las fuerzas de unión entre moléculas sean muy débiles. Sin embargo existen, y son responsables que todos los gases puedan ser licuados a bajas temperaturas o altas presiones, así como del carácter líquido (o incluso sólido) a temperatura ambiente de muchas sustancias covalentes.

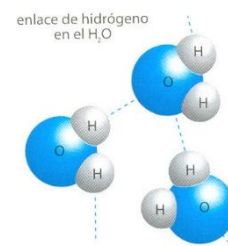
A estas fuerzas de unión entre moléculas se denominan Fuerzas intermoleculares. Las clasificamos en dos tipos:

- **Fuerzas de Van der Waals:** Las moléculas son neutras, pero pueden tener una separación interna de carga (polaridad) bien de forma permanente, o de forma momentánea debido al movimiento de los electrones o la acción de cargas eléctricas externas. Esta separación de cargas hace que la parte negativa de una molécula se sienta ligeramente atraída por la parte positiva de otra, y así. Esto da lugar a fuerzas de unión débiles entre las moléculas.



- **Enlace de hidrógeno:**

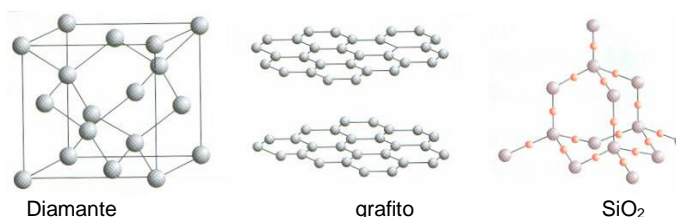
Esta fuerza intermolecular se da entre moléculas en las que el H se une a elementos muy electronegativos (F, N, O). Se produce un enlace polar, con mucha separación de cargas dentro de la molécula. El H queda con carga parcial positiva ( $\delta^+$ ), mientras que el otro elemento queda con carga parcial negativa ( $\delta^-$ ) y puede atraer al polo negativo de otras moléculas. Es una interacción más intensa que el resto de las interacciones dipolo – dipolo, y es responsable de que las sustancias  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{HF}$ , tengan T.F y T.E más elevadas que compuestos similares (el agua es líquida a temperatura ambiente).



## 8.5. Redes cristalinas covalentes.

En algunas sustancias, el enlace covalente no forma moléculas individuales, sino que los átomos se encadenan mediante enlaces covalentes, formando una red cristalina.

Ejemplos: C (diamante y grafito),  $\text{SiO}_2$  (sílice, arena, cuarzo),  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (corindón, rubí, zafiro).



La gran intensidad del enlace covalente que une a los átomos de la red hace que sean sustancias duras, y de elevados puntos de fusión y ebullición. Además, los electrones de enlace no tienen libertad de movimiento, siempre permanecen alrededor de los átomos que los han compartido. Esto hace que sean malos conductores del calor y la corriente eléctrica.

## 8.6. Propiedades de los compuestos covalentes.

A la hora de estudiar las propiedades, debemos distinguir entre los distintos tipos de compuestos covalentes:

**Compuestos moleculares:** Dentro de la molécula, los átomos poseen gran fuerza de unión, pero entre molécula y molécula las fuerzas son muy débiles, por lo que, en general, las sustancias covalentes moleculares tendrán:

- Puntos de fusión y ebullición bajos.
  - Las sustancias apolares son normalmente gases a temperatura ambiente. Si la molécula es suficientemente grande, como los hidrocarburos de cadena larga (aceites, gasolinas) pueden ser líquidos.
  - Las sustancias polares, debido a las interacciones dipolo-dipolo, tienen mayor fuerza de cohesión entre sus moléculas, por lo que tienen T.F. y T.E. mayores que las sustancias apolares. Algunas, como el agua, son líquidas a temperatura ambiente. Otras pueden ser incluso sólidas, pero con puntos de fusión bajos.
- Malos conductores del calor y la corriente eléctrica.
- Solubilidad:
  - Las sustancias polares son solubles en disolventes polares (agua, alcohol) e insolubles (o poco solubles) en disolventes apolares.
  - Las sustancias apolares son solubles en disolventes apolares (aceites, hidrocarburos) e insolubles (o poco solubles) en disolventes polares.

**Redes covalentes:** La gran intensidad del enlace covalente hace que los compuestos constituidos por redes covalentes (diamante, grafito, sílice ...) sean:

- Sólidos a temperatura ambiente.
- Puntos de fusión y ebullición muy elevados
- Poseen gran dureza (el diamante es la sustancia de mayor dureza que se conoce).
- Malos conductores del calor y la corriente eléctrica (con la excepción del grafito)
- Prácticamente insolubles en cualquier sustancia.

## Cuestiones y problemas

1. El cobre aparece en la naturaleza constituido por dos isótopos de masas atómicas 62,930 uma y 64,928 uma respectivamente. El primero se encuentra en la naturaleza en una proporción del 69,1 %. Calcular la masa atómica del cobre.

2. Los siguientes datos se refieren a la abundancia de los isótopos de un cierto elemento en la naturaleza. Calcular la masa atómica de dicho elemento. ¿De qué elemento se trata?

	Isótopo 1	Isótopo 2	Isótopo 3	Isótopo 4
masa (uma)	49,946	51,94	52,94	53,939
abundancia(%)	4,31	83,76	9,55	2,38

3. Completa la siguiente tabla: →

	Z	A	N	Nº p <sup>+</sup>	Nº e <sup>-</sup>	Tipo ión
<sup>15</sup> O <sup>2-</sup>						
Ca <sup>2+</sup>			21			
	16		16			neutro
		30	16		15	
Fe <sup>3+</sup>		56				

4. a) Si un electrón de un átomo de hidrógeno salta de la primera a la cuarta capa. ¿Gana o pierde energía?

b) ¿Qué relación existe entre el hecho de que los espectros atómicos sean discontinuos y la cuantización de las órbitas que propone Bohr?

c) ¿Por qué los espectros atómicos permiten identificar los elementos químicos?

5. Razonar las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué diferencia existe entre órbita y orbital?

b) ¿Cuántos orbitales hay en la segunda capa de cualquier átomo? ¿Cuántos electrones caben en dicha capa?

c) ¿Cuántos orbitales hay en la tercera capa de cualquier átomo? ¿Cuántos electrones caben en dicha capa?

d) ¿Cuántos orbitales hay en la cuarta capa de cualquier átomo? ¿Cuántos electrones caben en dicha capa?

e) ¿Por qué el conjunto de los metales de transición está formado por diez grupos?

f) En cada orbital de un átomo sólo caben dos electrones. ¿verdadero o falso? ¿Por qué?

g) Si la configuración electrónica de la última capa de un elemento neutro es 5s<sup>2</sup>p<sup>2</sup>. ¿De qué elemento se trata?

h) ¿Por qué el azufre tiene nº de oxidación -2, +2, +4, +6? ¿Y por qué los del cloro son -1, +1, +3, +5 y +7?

6. Razonar si serían posibles cada uno de los conjuntos de números cuánticos para cada electrón y denominar el correspondiente subnivel de energía:

a) n=1; l=0; m=0; s=+1/2

b) n=1; l=3; m=3; s=-1/2

c) n=2; l=1; m=-1; s=+1/2

d) n=5; l=2; m=2; s=-1/2

e) n=2; l=1; m=-2; s=-1/2

f) n=4; l=3; m=3; s=-1/2

7. Escribir las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:

a) O ; Li ; Ni ; I ; Ag ; Hg ; Sc ; Fr ; U ; Rn ; Eu ; Cn

b) Mg<sup>2+</sup> ; F<sup>-</sup> ; Ne ; Cs<sup>+</sup> ; Xe ; Sb<sup>3-</sup>

8. Flúor, cloro, bromo y yodo son elementos denominados halógenos, de números atómicos 9, 17, 35 y 53 respectivamente. Escribe sus configuraciones electrónicas. ¿En qué se diferencian? ¿En qué se parecen?

9. Según las siguientes configuraciones electrónicas, situar cada elemento en la tabla periódica e identificarlo.

a) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup>

b) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>p<sup>4</sup>

c) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup>p<sup>5</sup>

d) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup>p<sup>6</sup>

10. Dibujar la estructura de Lewis de los siguientes elementos, e indicar qué tendencia presentan a ganar o perder electrones.

O, F, P, Mg, Fr, Ca, Ne, S, H, Ar.

11. Según la teoría del octeto de Lewis, explicar qué tipo de enlace formarían los siguientes elementos al combinarse. Deducir la fórmula del compuesto resultante.

a) O y O

b) H y O

c) Na y Cl

d) Cs y S

e) P y Cl

f) C y H

g) C y O

h) Al y O

i) N y H

12. Razonar las siguientes cuestiones:

a) ¿Por qué el Ne y el Ar no forman moléculas diatómicas: Ne<sub>2</sub> y Ar<sub>2</sub>?

b) ¿Por qué el C forma normalmente cuatro enlaces covalentes?

c) ¿Por qué las sustancias iónicas conducen la corriente eléctrica cuando están disueltas?

d) Por qué se emplean compuestos como MgO o Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> para los revestimientos de los hornos de alta temperatura?

e) Los átomos de cobre son dúctiles y maleables ¿verdadero o falso? ¿Por qué?

f) ¿Cuál o cuáles de las siguientes sustancias se disolverá bien en agua? NaCl, CCl<sub>4</sub>, SiO<sub>2</sub>, Al, NH<sub>3</sub>

g) ¿Cuándo se produce un enlace covalente coordinado?

h) ¿Por qué es estable la unión de dos átomos mediante enlace covalente?

i) ¿Por qué los compuestos iónicos son, en general, frágiles?

j) ¿Por qué decimos que los elementos no metálicos tienen nº oxidación negativo?

k) ¿Por qué los metales son buenos conductores del calor y la corriente eléctrica?