

## LOS ÁTOMOS Y SUS ENLACES

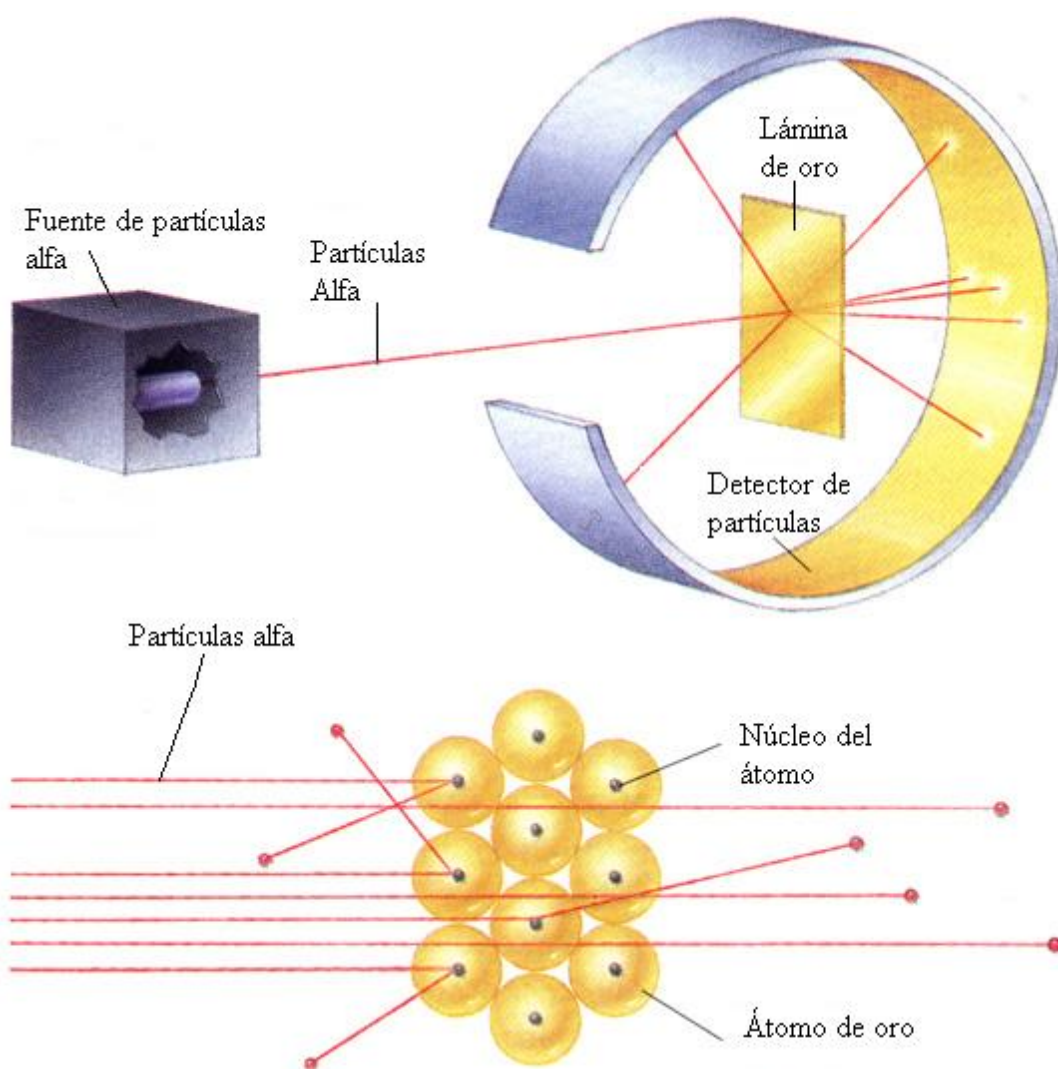
Todas las cosas están formadas por átomos, pequeñas partículas que se mueven con movimiento perpetuo, atrayéndose unas a otras cuando están separadas por una pequeña distancia, pero repeliéndose cuando se trata de apretarlas unas contra otras.

### 1. EL MODELO NUCLEAR DEL ÁTOMO

La idea que los cuerpos están formados por partículas pequeñísimas e indivisibles (a-tomos = sin partes) es del griego Demócrito (siglo V a.C).

El químico inglés J. Dalton la retomó en la idea de los átomos en su **teoría atómica** de la materia, enunciada en 1805, según la cual, los átomos eran indivisibles y permanecían inalterados en los procesos químicos.

#### El experimento de la lámina de oro



El físico neozelandés E. Rutherford (1871-1937) y sus discípulos Geiger y Marsden bombardearon una delgada lámina de oro con rayos alfa (partículas con carga positiva emitidas por sustancias radiactivas).

Esperaban que todas las partículas atravesaran la lámina y sus impacto pudieran recogerse de manera uniforme tras ella. No fue así: algunas partículas salían desviadas o incluso rebotadas en sentido contrario.

Rutherford concluyó que el átomo reunía toda su masa y su carga positiva en un punto diminuto al que llamó núcleo, el cual estaba rodeado por una distante capa de electrones.

Las hipótesis de este **modelo nuclear del átomo** son:

El átomo está constituido por un **núcleo central** con casi toda la masa del átomo, que contiene partículas con **carga positiva** llamadas **protones**.  
En la corteza están los **electrones**, con una masa despreciable frente a la del núcleo. Giran en órbitas circulares concéntricas en torno al núcleo y su **carga negativa** equilibra a la positiva.  
El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el tamaño de todo el átomo, y entre el núcleo y la corteza hay un espacio vacío.

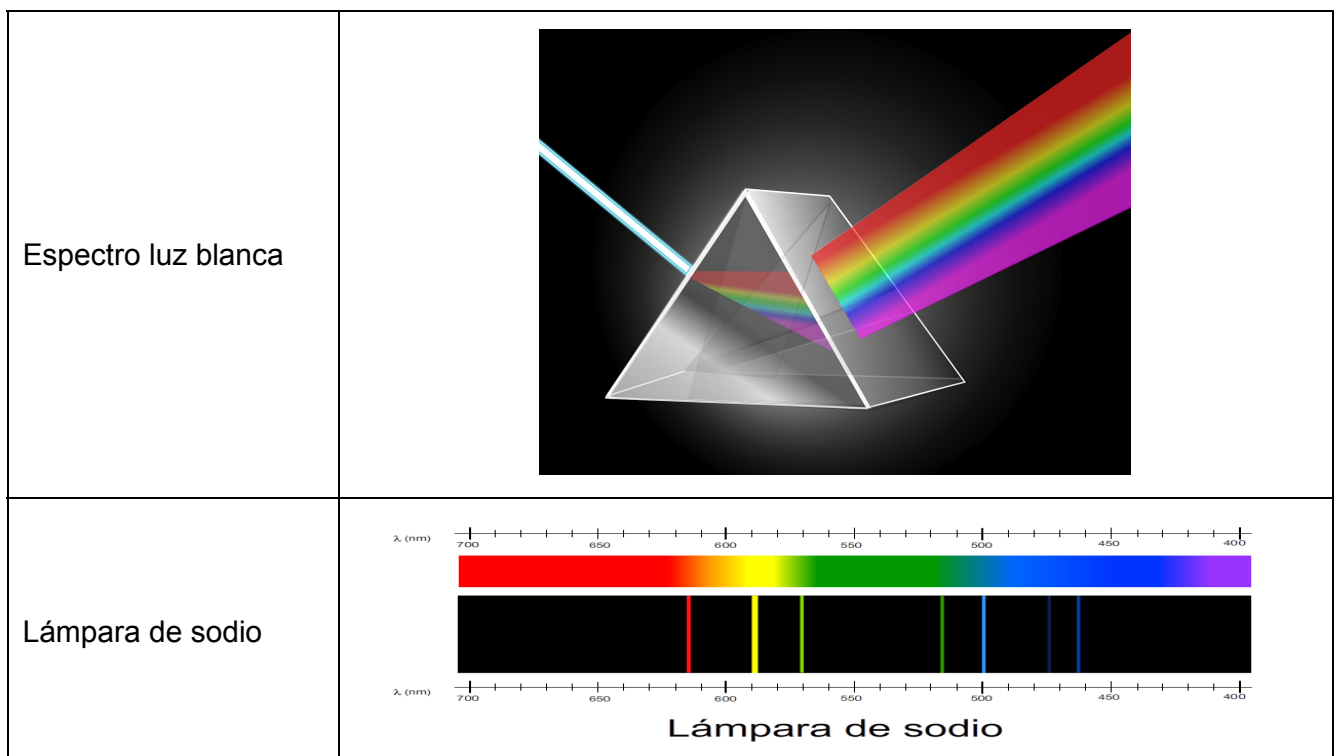
Experimentos posteriores permitieron comprobar que en la mayoría de los núcleos había otras partículas sin carga eléctrica denominadas **neutrones**.


- El **número de átomos** representa el número de protones que hay en el núcleo. Se representa con la letra Z.
- El **número másico** es la suma del número de protones y de neutrones del núcleo. Se representa con la letra A.

En algunos casos, el número másico coincide con la masa atómica experimental expresada en u ( $1u = 1,66 \cdot 10^{-27}$  kg). Pero si un elemento tiene diversos isótopos, es decir, átomos con el mismo número de protones y distinto de neutrones, su masa atómica es la media ponderada de todos los **isótopos**, la cual depende de la abundancia relativa de cada uno de ellos.

## 2. LA CORTEZA ATÓMICA. NIVELES ENERGÉTICOS

Cuando se comunica energía (térmica, eléctrica, etc.) a los átomos de un elemento en estado gaseoso, estos emiten luz. Dicha emisión procede de movimientos de electrones en la corteza; así pues, estudiando la luz emitida se puede deducir la disposición de los electrones en la corteza. Si hacemos pasar la luz blanca a través de un prisma ésta se descompone en colores del arco iris. Si hacemos pasar la luz emitida por una lámpara de sodio a través de un prisma también se descompone pero de diferente manera dando lugar a lo que llamaríamos espectro de emisión el sodio, lo mismo ocurre con cada átomo. Estudiando estos espectros de la luz que nos llega de las estrellas podemos saber qué elementos químicos existen en las estrellas y en qué proporción.



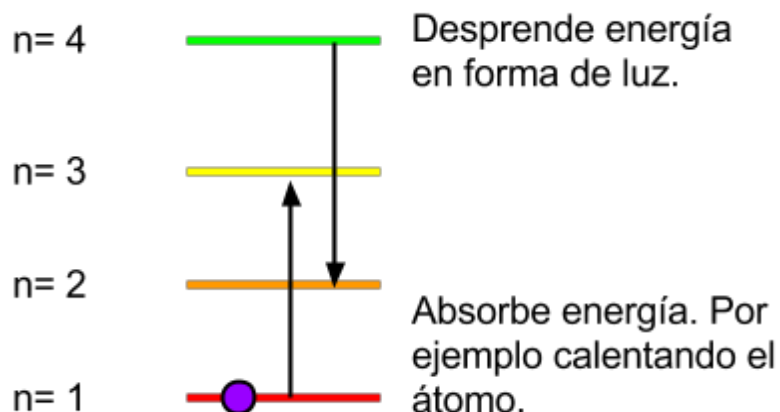
Lámpara de mercurio	<p>Espectro de emisión del mercurio:</p> 
Lámpara de hidrógeno	<p>Espectro de emisión del Hidrógeno:</p> 

### El modelo de Bohr y el espectro del átomo de hidrógeno

En 1913, el físico danés N. Bohr (1885-1962) presentó un modelo atómico para el hidrógeno que explicaba la estructura de la corteza electrónica y justificaba el espectro atómico de dicho elemento. Se basaba en tres postulados:

- El electrón gira en torno al núcleo en **órbitas circulares** de energía fija.
- Sólo existen órbitas en las que los electrones tienen valores de energía determinados. Por eso, las órbitas se llaman también **niveles de energía**, designados con la letra  $n=1, 2, 3, \dots$
- Cuando un electrón pasa de un nivel de energía superior a otro de energía inferior, **la diferencia de energía se emite como luz**.

Este modelo explica bien el espectro del átomo de hidrógeno; sin embargo, no explica adecuadamente los espectros de otros átomos más complejos y es necesario suponer la existencia de más niveles de energía en sus cortezas.



Este modelo puede explicar los fenómenos de fosforescencia y fluorescencia.

### Niveles y subniveles electrónicos

A medida que se usaron equipos espectrales de mayor resolución, algunas rayas que parecían sencillas eran en realidad dobletes o tripletes. Eso, unido a la mala predicción que el modelo de Bohr hacía para átomos polielectrónicos, hizo que el físico alemán Sommerfeld (1868-1951), discípulo de Bohr, propusiera una ampliación del modelo atómico.

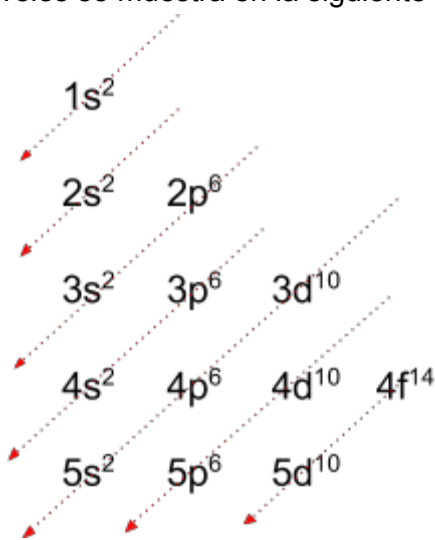
Sommerfeld supuso que cada nivel de energía estaba subdividido a su vez en un conjunto de subniveles próximos en energía. Así, cada nivel tenía tantos subniveles como indicaba su número y podían albergar un número máximo de electrones.

- El nivel  $n=1$  sólo tiene un subnivel:  $1s$ .
- El nivel  $n=2$  tiene dos subniveles:  $2s$  y  $2p$ .
- El nivel  $n=3$  tiene tres subniveles:  $3s$ ,  $3p$ ,  $3d$ .
- El nivel  $n=4$  tiene cuatro subniveles:  $4s$ ,  $4p$ ,  $4d$ ,  $4f$ .

En los subniveles **s** caben 2 electrones, en los **p** 6 electrones, en los **d** 10 electrones y en los **f** 14 electrones.

Dentro de cada nivel la energía de los subniveles crece en la secuencia  $s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$ . Los niveles y subniveles van llenándose en de menor a mayor energía.

La energía de los niveles y subniveles se muestra en la siguiente gráfica.



**Ejemplo:** Si observamos en la tabla periódica el átomo de Ne (neón) vemos que tiene 10 electrones que estarían distribuidos según el gráfico anterior de la siguiente forma:  $1s^2 2s^2 2p^6$ . El índice indica cuántos electrones hay en cada subnivel en total serían:  $2+2+6=10$  que son los electrones que posee el átomo de Ne.

**Ejemplo:** Átomo de Cu (cobre) que posee 29 electrones.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$ . En total  $2+2+6+2+6+9+2=29$ .

### 3. SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

A medida que aumentaba el número de sustancias conocidas se hacía más necesario organizar y estructurar el conocimiento. El primer esquema de clasificación lo adoptó J. Berzelius en 1813 dividiendo los elementos en dos grandes grupos: metales y no metales.

El químico inglés J.A Newlands enunció en 1865 una ley de las octavas similar a la escala musical. Consiguió ordenar algunas filas, pero no se conocían los gases nobles y no se encontraron sitios para elementos recién descubiertos.

En 1869, el químico alemán L. Meyer (1830- 1895) puso en evidencia una cierta periodicidad en el volumen atómico. Casi simultáneamente, el químico ruso Mendeleiev (1834-1907) presentó una tabla periódica en la que clasificaba los elementos según sus masas atómicas crecientes.

Al hacerlo, aparecían ordenados en la vertical elementos de propiedades químicas semejantes. Dejó huecos cuando no aparecían elementos que encajaran y predijo la existencia de elementos no conocidos.

En 1911, Mosely propuso ordenar los elementos por su número atómico  $Z$  creciente. Siguiendo este criterio Werner y Paneth propusieron en 1952 el sistema periódico actual.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	<sup>1</sup> H																	<sup>2</sup> He
2	<sup>3</sup> Li	<sup>4</sup> Be											<sup>5</sup> B	<sup>6</sup> C	<sup>7</sup> N	<sup>8</sup> O	<sup>9</sup> F	<sup>10</sup> Ne
3	<sup>11</sup> Na	<sup>12</sup> Mg											<sup>13</sup> Al	<sup>14</sup> Si	<sup>15</sup> P	<sup>16</sup> S	<sup>17</sup> Cl	<sup>18</sup> Ar
4	<sup>19</sup> K	<sup>20</sup> Ca	<sup>21</sup> Sc	<sup>22</sup> Ti	<sup>23</sup> V	<sup>24</sup> Cr	<sup>25</sup> Mn	<sup>26</sup> Fe	<sup>27</sup> Co	<sup>28</sup> Ni	<sup>29</sup> Cu	<sup>30</sup> Zn	<sup>31</sup> Ga	<sup>32</sup> Ge	<sup>33</sup> As	<sup>34</sup> Se	<sup>35</sup> Br	<sup>36</sup> Kr
5	<sup>37</sup> Rb	<sup>38</sup> Sr	<sup>39</sup> Y	<sup>40</sup> Zr	<sup>41</sup> Nb	<sup>42</sup> Mo	<sup>43</sup> Tc	<sup>44</sup> Ru	<sup>45</sup> Rh	<sup>46</sup> Pd	<sup>47</sup> Ag	<sup>48</sup> Cd	<sup>49</sup> In	<sup>50</sup> Sn	<sup>51</sup> Sb	<sup>52</sup> Te	<sup>53</sup> I	<sup>54</sup> Xe
6	<sup>55</sup> Cs	<sup>56</sup> Ba	<sup>57</sup> La	<sup>72</sup> Hf	<sup>73</sup> Ta	<sup>74</sup> W	<sup>74</sup> Re	<sup>75</sup> Os	<sup>77</sup> Ir	<sup>78</sup> Pt	<sup>79</sup> Au	<sup>80</sup> Hg	<sup>81</sup> Tl	<sup>82</sup> Pb	<sup>83</sup> Bi	<sup>84</sup> Po	<sup>85</sup> At	<sup>86</sup> Rn
7	<sup>87</sup> Fr	<sup>88</sup> Ra	<sup>89</sup> Ac															

<sup>58</sup> Ce	<sup>59</sup> Pr	<sup>60</sup> Nd	<sup>61</sup> Pm	<sup>62</sup> Sm	<sup>63</sup> Eu	<sup>64</sup> Gd	<sup>65</sup> Tb	<sup>66</sup> Dy	<sup>67</sup> Ho	<sup>68</sup> Er	<sup>69</sup> Tm	<sup>70</sup> Yb	<sup>71</sup> Lu
<sup>90</sup> Th	<sup>91</sup> Pa	<sup>92</sup> U	<sup>93</sup> Np	<sup>94</sup> Pu	<sup>95</sup> Am	<sup>96</sup> Cm	<sup>97</sup> Bk	<sup>98</sup> Cf	<sup>99</sup> Es	<sup>100</sup> Fm	<sup>101</sup> Md	<sup>102</sup> No	<sup>103</sup> Lr

Texto rojo: gases

Texto azul: líquidos

Texto negro: sólidos

Texto rosa: artificiales

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/tabla\\_period/tabla.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/tabla_period/tabla.htm)

## Sistema periódico y estructura electrónica

El formato moderno del sistema periódico es un reflejo de la estructura electrónica de los elementos que la forman.

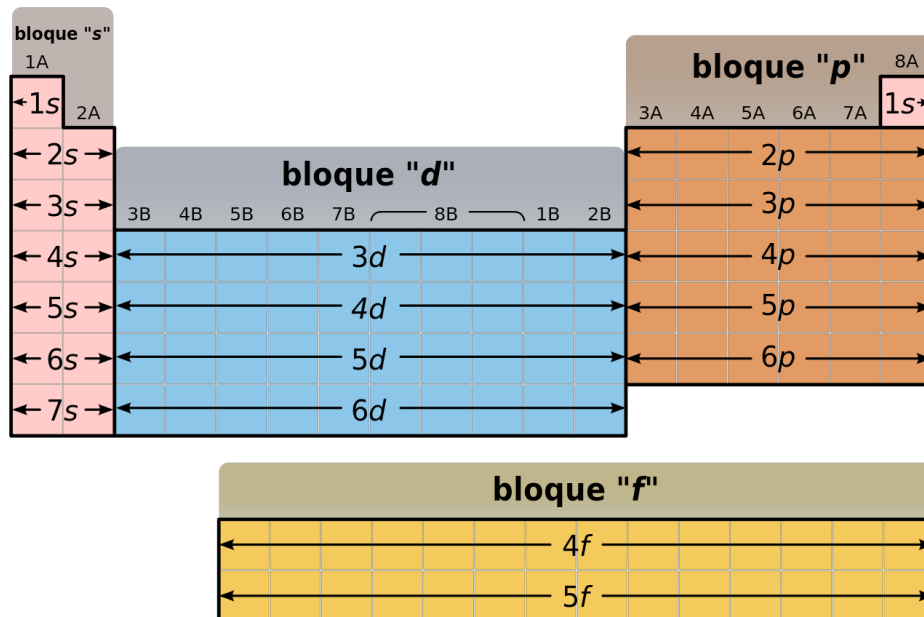
Cada bloque coincide con el subnivel de la corteza electrónica que va sucesivamente siendo ocupado por los electrones.

**Bloque s.** Formado por las columnas 1 y 2. Son metales ligeros.

**Bloque p.** Comprende los elementos de los grupos 13 al 18. Metales, no metales, semimetales y gases nobles.

**Bloque d.** Columnas de la 3 a la 12. Metales de transición.

**Bloque f.** Metales de transición interna.



Cada fila en la tabla periódica se llama período. Cada elemento tiene un protón más que el anterior, y si es neutro, un electrón más. El número del período coincide con el número  $n$  del nivel electrónico. Los elementos de propiedades químicas parecidas se colocan en una columna o grupo. Se numeran del 1 al 18 y tienen nombres comunes. El número del grupo está relacionado con el número de electrones en la capa de valencia (la capa más externa del átomo).

Todos los elementos de un grupo tienen el mismo número de electrones en su última capa. Se llaman electrones de valencia y determinan el comportamiento químico del elemento y sus propiedades.

#### 4. AGRUPACIONES DE ÁTOMOS. ENLACE QUÍMICO

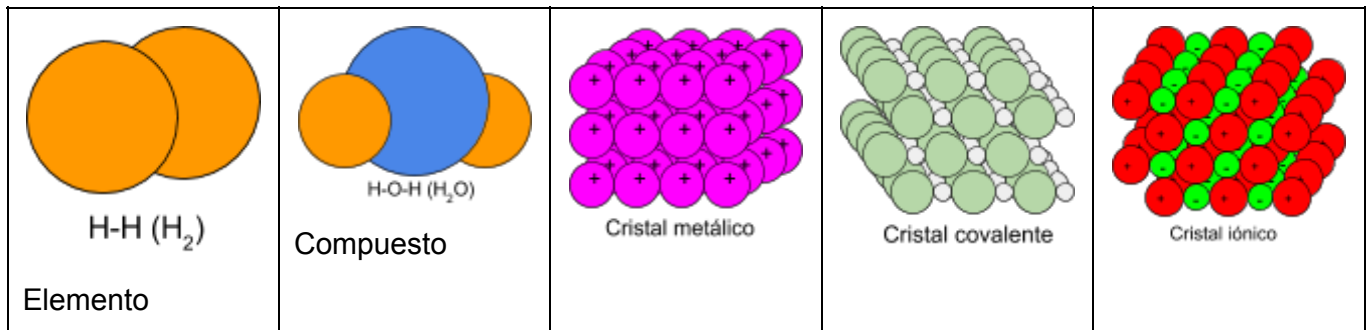
Cuando dos o más átomos se acercan, se originan fuerzas atractivas y fuerzas repulsivas. Si la agrupación de átomos unidos tiene menos energía que el sistema original formado por los mismos átomos separados se producirá enlace entre ellos.

El enlace químico es la unión de dos o más átomos para formar un sistema estable. La energía desprendida en el proceso se llama energía de enlace y equivale a la energía necesaria para separar los átomos unidos.

#### Moléculas y cristales.

Las agrupaciones de átomos dependen del número y tipo de átomos y pueden clasificarse en dos grandes grupos (moléculas y cristales).

- **Moléculas.** Son pequeñas agrupaciones de átomos. Si los átomos son iguales se denominan elementos y si son distintos compuestos.
- **Cristales.** Son agrupaciones de gran número de átomos o iones que forman sólidos, presentan una ordenación regular en todas direcciones.



### Regla del octeto

Los átomos de los gases nobles son los más estables conocidos, lo cual tiene que ver con su estructura electrónica: todos ellos tienen 8 electrones ( $ns^2 np^4$ ) en su capa de valencia (salvo el helio que completa con  $1s^2$ ).

Esta disposición de octeto es, por tanto, particularmente estable y los átomos se unen para intentar adquirirla.

Cuando los átomos se unen tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta conseguir la estructura de gas noble para su última capa.

## 5. EL ENLACE METÁLICO Y LOS COMPUESTOS METÁLICOS

La mayoría de los elementos del sistema periódico son metales. Los cristales metálicos son agrupaciones de un solo tipo de átomos metálicos, es decir, todos son elementos.

Tienen unas propiedades y una estructura que se explican mediante una interacción denominada "enlace metálico". Las propiedades eléctricas de los metales sugieren la existencia de una gran cantidad de electrones que no pertenecen a ningún átomo del cristal en particular.

Drude y Lorentz propusieron un modelo de enlace metálico llamado modelo del gas electrónico. Según este modelo los átomos del metal ceden algunos electrones de valencia y forman iones positivos los cuales ocupan los nudos de la red, la nube de electrones rodea a los iones positivos y pueden desplazarse fácilmente dando lugar a las propiedades eléctricas de los metales. La red metálica se representa fácilmente mediante el símbolo del elemento: Ca, Fe, Ni...



Oro nativo

### Propiedades de los metales.

Casi todos los metales se encuentran en la naturaleza formando compuesto (óxidos, sulfuros, carbonatos...), de modo que deben someterse a un proceso de obtención. Sólo cuatro se encuentran como metales nativos (Cu, Au, Pt, Ag).

- Son sólidos a temperatura ambiente, menos el mercurio.

- Son buenos conductores del calor. Los cationes de la red absorben energía vibran produciéndose la dilatación.
- Son buenos conductores eléctricos. En este caso son los electrones los que transmiten la energía eléctrica como vibración o como movimiento de electrones dentro de la nube.
- Son dúctiles y maleables, ya que las capas pueden deslizarse unas sobre otras sin que cambie la disposición interna de la red.
- Por esta razón son también blandos y tenaces.

## 6. EL ENLACE COVALENTE Y LOS COMPUESTOS COVALENTES

La inmensa mayoría de las sustancias están formadas por agrupaciones de átomos no metálicos unidos entre sí y con hidrógeno.

Estos elementos no metálicos forman una gran cantidad de moléculas y cristales. Este hecho se puede explicar mediante el modelo del enlace covalente.

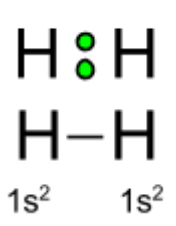
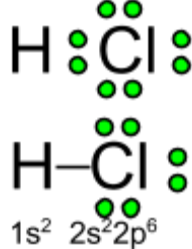
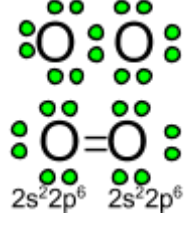
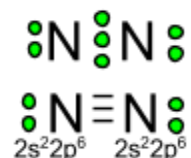
Los átomos adquieren la estructura estable de los gases nobles a base de compartir electrones para formar pares de enlace (un electrón de cada átomo). Cada átomo se rodea con 8 electrones en su última capa entre los suyos y los que les prestan (excepto el hidrógeno que tan sólo necesita 2 electrones).

El enlace covalente se forma entre dos átomos que comparten uno o más electrones. Cada par de electrones compartido constituye un enlace.

### Diagramas de Lewis

Tas la aparición del modelo atómico de Bohr el estadounidense Lewis sugirió una forma sencilla de representar los electrones de valencia utilizando lo que se conoce como símbolos de Lewis.

- Se coloca en el centro el símbolo del elemento químico más un punto por cada electrón de valencia.
- Los puntos se colocan en los cuatro lados del elemento.
- Cada par de electrones compartidos o par de enlace se representa mediante una línea.
- Se denomina valencia covalente al número de electrones que puede compartir un átomo.




			
Enlace simple. Molécula de H <sub>2</sub>	Enlace simple. Molécula de HCl	Enlace doble. Molécula de O <sub>2</sub>	Enlace triple. Molécula de N <sub>2</sub>

El enlace covalente origina dos tipos de sustancias: las sustancias sustancias moleculares y cristales covalentes.

### Sustancias moleculares



Las sustancias moleculares se caracterizan porque las fuerzas que mantienen unidos los átomos de cada molécula son muy fuertes en relación con las que se dan entre moléculas vecinas. Están formadas por moléculas como el H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>. La mayoría son gases, o líquidos volátiles, a temperatura ambiente. No conducen la electricidad ni el calor y son poco solubles en agua, salvo excepciones. Pueden ser elementos no metálicos en estado puro (S<sub>8</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>...) o hidruros no metálicos (SiH<sub>4</sub>, BH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>...)

		
Azufre	Bromo	Sacarosa (azúcar)

### Cristales covalentes

Se originan cuando el enlace covalente se extiende en el espacio formando estructuras de gran cantidad de átomos.

Son compuestos muy estables, duros, con altos puntos de fusión, insolubles en disolventes y no conductores eléctricos (excepto el grafito).

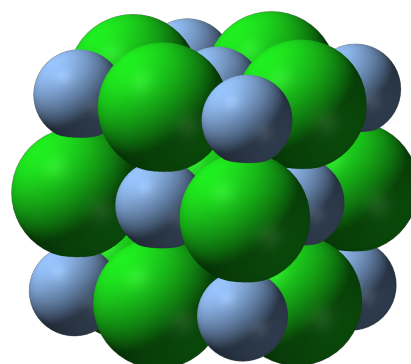
Como ejemplos tenemos el diamante (C), cuarzo (SiO<sub>2</sub>), corindón (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)...

### 7. ENLACE IÓNICO Y LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Existe átomos que pueden adquirir la estructura estable de los gases nobles ganando o perdiendo electrones formándose iones positivos (cationes) o iones negativos (aniones).

El enlace iónico lo forman iones positivos e iones negativos que se atraen eléctricamente. Los átomos metálicos ceden electrones a los no metálicos.

Un ejemplo de esto es la reacción entre el cloro y el sodio para formar una red cristalina de cloruro sódico.



## Los compuestos iónicos y sus propiedades

- Son sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión elevados.
- En estado sólido no conducen la electricidad, sin embargo cuando están disueltos en agua o fundidos sí conducen la electricidad ya que los iones pueden desplazarse.
- Son bastante duros pero frágiles, ya que pequeñas alteraciones pueden provocar fuertes repulsiones entre iones iguales.
- Se disuelven en agua debido a que el agua rodea los iones y los separa desmoronando el cristal.

<https://www.youtube.com/watch?v=-HCRm5HX1hc>

Podemos encontrar distintos tipos de sustancias que poseen este enlace.

- Sales binarias, como LiBr (bromuro de litio), NaI (ioduro de sodio)...
- Óxidos metálicos, como CoO (óxido de cobalto), HgO (óxido de mercurio)...
- Hidruros metálicos, como NiH<sub>2</sub> (hidruro de níquel (II)), AgH (hidruro de plata)...
-