Constituyentes de la materia

De la tabla periódica a la representación en el plano

Rompiendo ladrillos

Supongamos que ante nosotros tenemos una pared. Esta pared es lisa y blanca. Si se nos preguntara ¿de qué material está hecha? nuestra respuesta no podría ser bien fundada con sólo observarla, de este hecho sólo podríamos responder por su color y, eventualmente, por sus dimensiones. Pero si deseáramos observar sus constituyentes deberíamos, necesariamente, intervenir en su estructura, en palabras de todos los días, deberíamos tomar un cortafierro y una masa y pegarle tan fuerte como podamos.

Podría suceder lo siguiente, explorando una pequeña zona descubierta obtenemos datos que nos permitirán conjeturar características de una zona más amplia de la pared o de toda la pared misma. Como vemos a continuación, podemos decir cómo es una zona próxima a la zona descubierta (1). O podemos decir que se trata de una pared construida en forma simétrica, por lo tanto, la zona roja es el corazón y las capas que fuimos encontrando se repetirán en orden inverso al atravesar el corazón de la pared, tal como si fuera un sándwich (2). Finalmente, podríamos decir que toda la pared tiene esa estructura (3) (**Figura 1**).

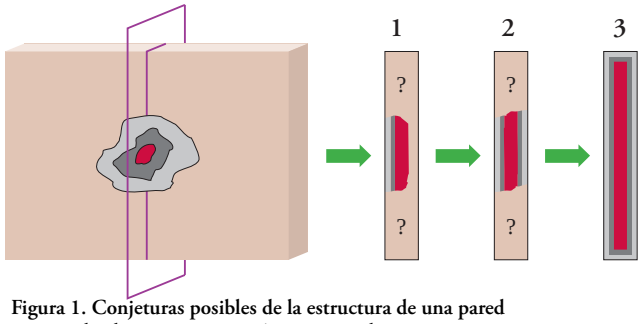


Figura 1. Conjeturas posibles de la estructura de una pared a partir de observar una porción expuesta de su interior.

Podríamos detenernos en este punto y contentarnos con una hipótesis que explica todo el objeto (hipótesis 3), pero podríamos preguntarnos tranquilamente ¿es cierta esa hipótesis? Para testearla debemos obtener una consecuencia, una predicción de tal hipótesis y comprobarla. En este caso una predicción de la hipótesis 3, que describe a toda la pared como una especie de sándwich con un relleno rojo y dos capas grises, es que si picáramos la pared en otra zona deberíamos obtener el mismo resultado que donde comenzamos.

Imaginemos que hacemos eso mismo. Comenzamos a los golpes de cortafierro un poco más arriba y nos encontramos con otros colores al retirar una cantidad similar de material (**Figura 2**).

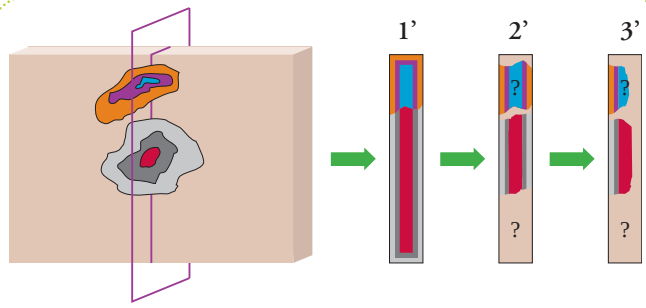


Figura 2. Conjeturas posibles de la estructura de una pared a partir de observar otra porción expuesta de su interior distinta de la primera.

Podríamos conjeturar que el modelo de sandwich sigue valiendo pero, hay un cambio de color súbito del relleno y las capas que lo recubren (1'). Pero también, podemos cuestionar tal cambio súbito, ¿y si hubiera zonas con otros colores en el medio de ambas zonas, o en otras porciones de la pared? (2'). Finalmente, podríamos cuestionarnos el modelo de sandwich mismo y poner en duda la simetría de la secuencia de colores (3'). El proceso puede recomenzar refinando aún más la hipótesis.

El límite para este proceso es un cierto balance arbitrario en términos de costo de una indagación más profunda y beneficios, supuestos de antemano, de un determinado resultado positivo para nuestros fines.

La búsqueda de la estructura de la materia ha procedido de la misma forma.

La pared fue llamada molécula y se encontró que no estaba hecha de un solo tipo de sustancia, un relleno uniforme, como en nuestro esquema, sino, más bien, de ladrillos, y de los más variados. Pero dado el tamaño, generalmente, minúsculo de las moléculas no es posible observar, directamente, lo que sucede cuando picamos una pared. Más bien se han hecho conjeturas sobre la pared a partir de los trozos resultantes, luego de pegarle con fuerzas de distinta intensidad, a la superficie de la pared (**Figura 3**).

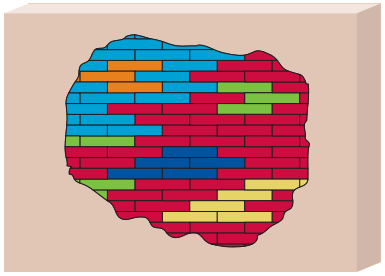


Figura 3. Analogía de la pared edificada con distintos ladrillos y tal como una molécula se compone de distintos átomos.

Estos ladrillos son los que llamamos átomos y se encontró que, no hay unos pocos sino que hay, aproximadamente, una centena de tipos distintos de átomos. Solemos llamar elementos, a estos tipos de átomos.

En química orgánica el elemento central es el carbono (hablaremos de él en detalle más adelante), junto al carbono están los elementos: hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre, como los más representados en los constituyentes de la materia orgánica. De todos ellos nos ocuparemos a lo largo de este libro.

Pero, como indica el título de este apartado se trata de romper ladrillos. A pesar de que la palabra átomo proviene del idioma griego y significa "que no se puede dividir" y se usó esta característica de indivisibilidad como fundamento para la teoría atómico-molecular (1869), se probó que esta entidad tenía partes. Es decir, se le pudo pegar con suficiente fuerza a los ladrillos como para romperlos y poder, así, estudiar qué aparecía. Como primera aproximación, podemos decir que, los primeros estudios de la estructura atómica[1], distinguieron dos regiones:

- una región central que concentra más del 99% de la masa total del átomo y que tiene carga positiva,
- y otra región, periférica que contiene el resto de la masa y tiene carga negativa.

A esta última región se asignó la presencia de partículas cargadas negativamente, los electrones. A la región central se le asignaron las partículas llamadas protones cargadas positivamente y las partículas llamadas neutrones sin carga, es decir neutras.

[1] Son muy difundidos los experimentos pioneros de Joseph.J. Thomson (1897) con gases bajo tensión eléctrica y de Ernest Rutherford (1909) del estudio estadístico de la difusión de partículas alfa por una lámina de oro.

Estudios posteriores generaron las hipótesis que, a su vez, este conjunto de tres partículas, no explicaban todos los fenómenos de interacción de la materia consigo misma y los campos eléctricos y magnéticos y, entonces, la familia se amplió.

Por sorprendente que parezca la historia no ha acabado aún, ya que existen fuertes evidencias de que estas partículas subatómicas son el resultado de la suma de otras partículas aún más elementales.

Ordenando ladrillos o la tabla periódica de elementos (Mendeleev - 1869)

Frente a la multiplicidad de elementos químicos, se hicieron varios intentos de ordenamiento de acuerdo a algún criterio.

El ordenamiento que resultó más útil y fructífero fue el propuesto por Dmitri Mendeleev (1869) y el resultado de su trabajo fue la primara tabla periódica de elementos.

¿Cuál fue el criterio utilizado para ordenar los elementos conocidos hasta el momento?

Los datos que Mendeleev conocía en ese momento eran, básicamente, los siguientes: se habían estimado los pesos atómicos relativos de muchos elementos y, por otra parte, se tenía un conocimiento de las propiedades químicas de dichos elementos.

1. El primer aspecto, el del **peso atómico relativo**, se entiende de la siguiente manera: supongamos que pudiéramos tomar los átomos de a uno y los pudiéramos situar en los platillos de una balanza, tal como si fueran pesas. Podríamos encontrar combinaciones que la equilibren. Bien, haciendo uso de esta "balanza atómica", encontraríamos que la pesa más liviana es la del hidrógeno y que, para casi todos lo elementos, es posible equilibrarla en presencia de un átomo de un lado y un número entero de átomos de hidrógeno del otro.

2. Por otra parte, la misma **propiedad química**, es decir, el resultado que se observaba luego de determinado experimento o proceso, estaba presente en más de un elemento. Y si se ordenaban los pesos atómicos en forma creciente, esta propiedad química reaparecía luego de contar ocho posiciones, aunque no siempre. Así, Mendeleev priorizó las propiedades químicas que debían aparecer en períodos de ocho posiciones por encima del peso atómico para definir un elemento inmediatamente siguiente. De aquí que se pueda hablar de una verdadera tabla, que permite observar, claramente, el criterio de ordenamiento, y no de un mero agrupamiento de nombres en líneas y/o columnas.

Tal fue la prioridad que le dio Mendeleev a la periodicidad de las propiedades químicas que estableció que ésta se debía cumplir a toda costa, aún si había que suponer que había elementos sin descubrir todavía. De este hecho se desprendían predicciones acerca del peso atómico y propiedades que tendrían que tener los elementos desconocidos.

La gran mayoría de las predicciones fueron acertadas.

Los originales 8 grupos, señalados simplemente del 1 al 8, fueron dando lugar a subgrupos

que, finalmente, se convirtieron en 18 grupos por disposición de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés)[2].

Actualmente la tabla periódica de elementos ha sido refinada y los elementos no son ordenados por sus pesos atómicos relativos sino por su número atómico (Z) el cual indica la cantidad de protones presentes en su núcleo. Este número (Z) es igual que el número de electrones cuando el átomo se encuentra en su forma neutra. Esta corrección conceptual explicó las pocas excepciones al ordenamiento de Mendeleev de los pesos atómicos crecientes.

Genealogía de los grupos de la tabla periódica de elementos.

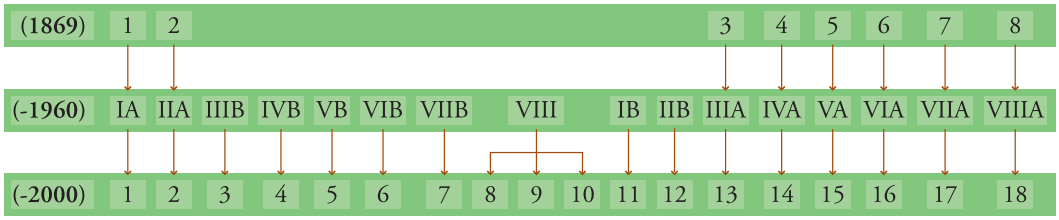


Figura 4. Evolución de la nomenclatura de grupos de elementos.

En la actualidad es posible encontrar ediciones de la tabla periódica donde la nomenclatura está hecha en números romanos y letras (para identificar a los subgrupos). La **figura 4** es una buena ayuda para "traducirla" a la nomenclatura actual (grupos del 1 al 18).

Una excelente versión compendiada de la tabla periódica de elementos, se encuentra disponible, aunque en idioma inglés, en http://www.webelements.com/[3] (**Figura 5**).

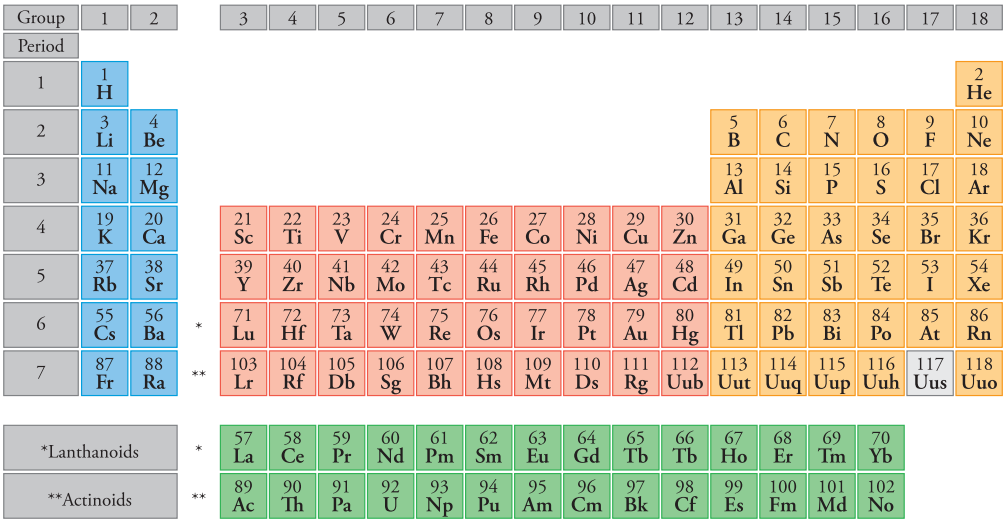


Figura 5. Página de inicio del sitio *http://www.webelements.com/*

[2] Internacional Union of Pure and Applied Chemistry (www.iupac.org)
[3] Página de inicio, sitio mantenido por el Dr. Mark Winter (Universidad de Sheffild, Reino Unido). Reproducida aquí con su permiso.

Pero para nuestros fines nos servirá tener noción de la ubicación de los grupos (en inglés groups) y los períodos (en inglés period) y el número de orden de cada elemento, el cual es sinónimo de su número atómico, es decir, de la cantidad de protones que tiene su núcleo y la cantidad de electrones que hay en cada átomo en su forma neutra.

Construyendo paredes o la teoría de electrones de valencias (Lewis - 1916)

El período de ocho elementos se convirtió en un aspecto muy importante a tener en cuenta por cualquier teoría que pretendiera predecir la unión entre átomos para formar moléculas. Así lo hizo Gilbert N. Lewis quien propuso, basándose en las primeras versiones de la tabla periódica, un método para explicar y predecir la unión interatómica.

Cabe aclarar que, si bien su teoría no explica todas las uniones conocidas entre átomos, es una excelente aproximación (y lo sigue siendo aún hoy) para tratar los elementos más frecuentes en química orgánica e inorgánica. Estos elementos son, desde luego, el carbono (C), el hidrógeno (H), el oxígeno (O), el nitrógeno (N), el azufre (S) y el fósforo (P) y los llamados halógenos (que forman sales), el flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br) y el yodo (I). Estos elementos pertenecen a los períodos 1, 2 ó 3 del ordenamiento de la tabla periódica actual, salvo el Br y el I que pertenecen a los períodos 4 y 5, respectivamente.

El objetivo era presentar una forma práctica de predecir la composición molecular.

Lewis estableció que, según el grupo al que pertenezca el elemento, éste presentará una determinada cantidad de electrones que puede compartir con otro elemento a fin de que la cantidad de electrones totales contando los compartidos sume 8.

A continuación presentamos la correspondencia entre el grupo, según las distintas nomenclaturas que han tenido y los electrones que puede compartir el elemento (X representa cualquier elemento del grupo considerado)

Elementos que pertenecen al grupo 1 (**Figura 6**) son el hidrógeno (H, período 1), el litio (Li, período 2), el sodio (Na, período 3), el potasio (K, período 4), el rubidio (Rb, período 5), el cesio (Cs, período 6) y el francio (Fr, período 7).

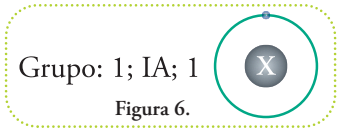


Figura 6.

Elementos que pertenecen al grupo 2 (**Figura** 7) son el berilio (Be, período 2), el magnesio (Mg, período 3), el calcio (Ca, período 4), el estroncio (Sr, período 5), el bario (Ba, período 6) y el radio (Ra, período 7).

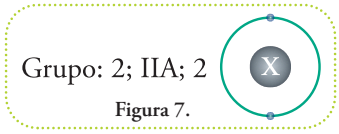


Figura 7.

Al grupo 13 (**Figura 8**) pertenecen el boro (B, período 2), el aluminio (Al, período 3), el galio (Ga, período 4), el indio (In, período 5), el talio (Tl, período 6) y el ununtrium[4] (Uut, período 7).

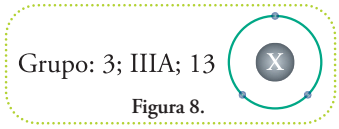


Figura 8.

Pertenecen al grupo 14 (**Figura 9**) el carbono (C, período 2), el silicio (Si, período 3), el germanio (Ge, período 4), el estaño (Sn, período 5), el plomo (Pb, período 6) y el ununquadium (Uuq, período 7).

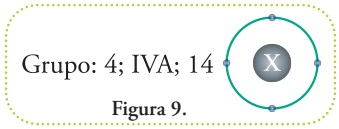


Figura 9.

[4] Todos los elementos que comienzan con el prefijo Unun… son elementos que se han detectado en condiciones muy especiales y representan las vacancias actuales, una vez identificados en laboratorios independientes recibirán de la IUPAC su nombre oficial.

Tienen esta configuración (grupo 15) (**Figura 10**) los elementos nitrógeno (N, período 2), fósforo (P, período 3), arsénico (As, período 4), antimonio (Sb, período 5), el bismuto (Bi, período 6) y el ununpentium (Uup, período 7).

Grupo: 5; VA; 15

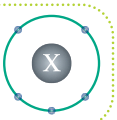


Figura 10.

Los elementos que pertenecen al grupo 16 (**Figura 11**) son el oxígeno (O, período 2), el azufre (S, período 3), el selenio (Se, período 4), el telurio (Te, período 5), el polonio (Po, período 6) y el ununhexium (Uuh, período 7).

Grupo: 6; VIA; 16

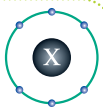


Figura 11.

Los elementos pertenecientes al grupo 17 (**Figura12**) son el flúor (F, período 2), el cloro (período 3), el bromo (Br, período 4), el yodo (I, período 5), el astato (At, período 6) y el ununseptium (Uus, período 7).

Grupo: 7; VIIA; 17

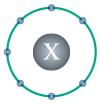


Figura 12.

Finalmente, nos queda el último grupo (el 18) (**Figura 13**), los elementos que pertenecen a este grupo son considerados no reactivos (inertes) en un amplio rango de condiciones.
Son también llamados gases nobles y son el helio (He, período 1), el neón (Ne, período 2), el argón (Ar, período 3), el kriptón (Kr, período 4), el xenón (Xe, período 5), el radón (Rn, período 6) y ununoctium (Uuo, período7).

Grupo: 8; VIIIA; 18

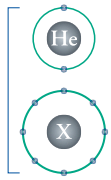


Figura 13.

En su trabajo original, Lewis presentaba la ubicación de los electrones no en un círculo sino en los vértices de un cubo[5] (**Figura 14**), para el segundo período:

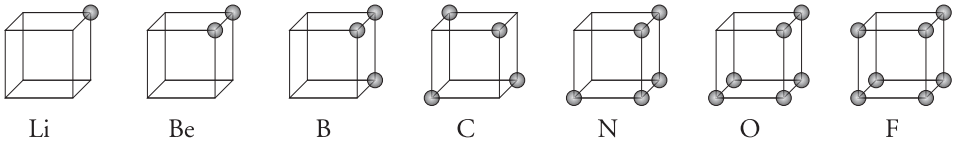


Figura 14. Esquema original de G. Lewis de los electrones de valencia.

El modelo atómico en aquellos años estaba en pleno desarrollo y a estos electrones se los indicaba como electrones de valencia y se los ubicaba en la capa más externa, alrededor del núcleo, los demás electrones necesarios para equilibrar las cargas positivas de los protones del núcleo, se ubicaban en capas interiores y no intervenían en la formación de enlaces químicos.

De las ocho posibles capas[6] externas que presentamos, sólo el último caso no interviene en enlaces químicos, es decir la capa de los elementos del grupo 18. Esta última configuración es el punto de llegada de los átomos al combinarse entre sí.

[5] "The Atom and the Molecule" Journal of the American Chemical Society, volumen 38, año 1916, páginas 762 a 786.
[6] Aunque el modelo atómico actual no considera que los electrones se encuentren formando capas utilizaremos la palabra "capa" para poder operar con la representación de Lewis (la palabra en inglés es "shell", utilizada por Lewis en su trabajo de 1916).

De todo esto se suele concluir: los átomos de los distintos grupos tienen su configuración electrónica externa incompleta y se combinan con otros que, igualmente, tienen su configuración electrónica incompleta, para compartir electrones de forma tal, que la cantidad de electrones de cada elemento más los electrones compartidos con el otro sume 8.

Ejemplo: supongamos que tenemos dos átomos pertenecientes al grupo 16 (**Figura 15**), le corresponde tener 6 electrones en su capa externa. Representaremos los electrones en cajas para enfatizar que estamos trabajando con las cantidades y no con su disposición.

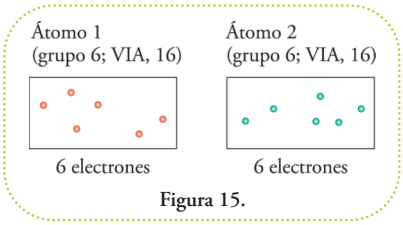


Figura 15.

Podemos intersecar las cajas para obtener la cantidad suficiente de electrones para cada átomo. Cada átomo debe compartir la misma cantidad de electrones.

Supongamos que compartieran 1 electrón cada uno (**Figura 16**).

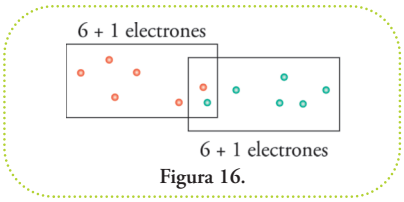


Figura 16.

El número final para cada uno sería 7 (**Figura 17**).

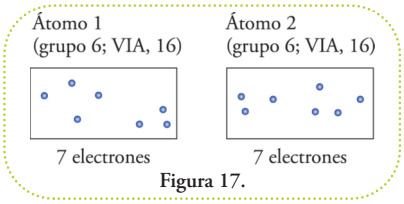


Figura 17.

Esta situación es incorrecta.

La intersección que satisface el octeto (8 electrones en la capa externa) es la que se muestra en la **figura 18**.

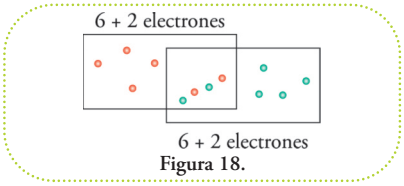


Figura 18.

Podemos contar 8 electrones para cada átomo (**Figura 19**).

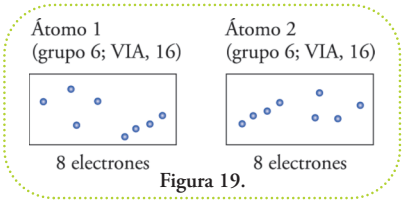


Figura 19.

Esta es la **única** forma de combinar 2 átomos del grupo 16. Los electrones, en un amplio rango de condiciones energéticas, se encuentran apareados, es decir, formando pares, que los podemos señalar así (**Figura 20**).

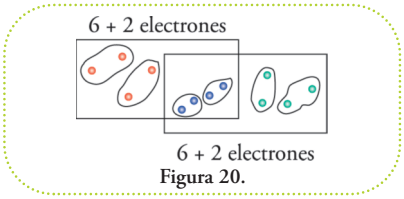


Figura 20.

Podemos establecer que, tanto el átomo 1 como el átomo 2, tienen dos pares de electrones no compartidos, es decir, no comprometidos en enlaces y, por otra parte, podemos decir que ambos forman un enlace doble, es decir, tienen comprometidos dos pares de electrones en su unión.

La forma esquemática de ilustrar esta unión es la siguiente:

A1=A2

A1 y A2 representan los átomos 1 y 2, el cual se señalará con su símbolo en la tabla periódica, y cada guión (-) representa un par de electrones involucrado en la unión. Los pares de electrones no compartidos no se explicitan. Podemos de-

ducir cuántos hay de estos últimos ya que con el símbolo del elemento recurrimos a la tabla periódica y averiguamos el grupo al cual pertenece, y le restamos, o bien la cantidad de enlaces o bien la mitad de los electrones totales involucrados en la unión.

El ejemplo más típico de esta combinación es el del oxígeno molecular, es decir, dos átomos de oxígeno unidos entre sí: **O=O**

Podemos decir que cada átomo tiene 2 pares de electrones no compartidos haciendo el siguiente razonamiento:

1. el oxígeno pertenece al grupo 16,
2. por lo tanto, tiene 6 electrones en su capa externa,
3. dado un átomo de oxígeno de esta molécula, establece un enlace doble,
4. por lo tanto tiene 6 - 2 = 4 electrones no compartidos,
5. estos forman 2 pares de electrones no compartidos.

Como veremos, conocer la cantidad de pares electrónicos no compartidos nos ayudará a comprender la forma molecular.

En los esquemas presentados tenemos que acomodar 8 electrones, 6 corresponde ubicarlos en una capa externa y los dos restantes en una capa interna, por lo tanton el oxígeno molecular se representará así (**Figura 21**).

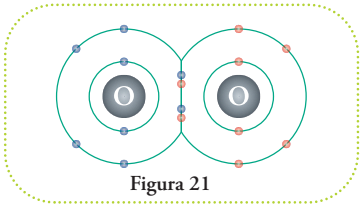


Figura 21

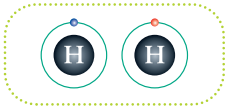
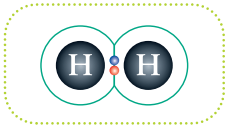
A partir de ahora usaremos nuestros esquemas que incluyen más información de la configuración electrónica, datos desconocidos en la época de los trabajos de Lewis ya que se desarrollaron a la par del desarrollo de la mecánica cuántica. Esa rama de la física explicó la siguiente excepción al octeto: los elementos del grupo 1 completan su capa externa de electrones, no con 8, sino con 2 electrones.

Veamos ejemplos de uniones entre átomos del grupo 1.

El hidrógeno molecular está compuesto por dos átomos unidos por un enlace simple, es decir: **H–H.**

Como se trata del primer elemento, tiene número atómico 1, su núcleo está formado sólo por un protón, por lo tanto para formar un átomo neutro necesita un solo electrón.

Se forma la molécula de hidrógeno dibujando con puntos y cruces los electrones de cada elemento, a fin de facilitar la cuenta de verificación de la cantidad de electrones involucrados en el enlace.



Luego se dibujan superpuestas las curvas que contienen a cada electrón y se a los electrones apareados para contar la cantidad de enlaces que tendrá la molécula. Como estamos tratando con la molécula más sencilla que podemos construir, el resultado es inmediato, un único par electrónico compartido.