Provincia de Buenos Aires
Dirección General de Cultura y Educación
Dirección Provincial de Educación Secundaria
ESCUELA DE EDUCACIÓN SECUNDARIA TÉCNICA N°1
DE VICENTE LÓPEZ "EDUARDO ADER"
Cerrito 3966 Villa Adelina (1605) Tel. 4735-0174
Tecnica1vl@gmail.com

Cuadernillo de Fisicoquímica
3° Año

DEPARTAMENTO DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES

NOMBRE Y APELLIDO DEL ALUMNO/A:

_____

NOMBRE Y APELLIDO DEL PROFESOR/A:

_____

Contenidos: FISICOQUÍMICA 3º año

Eje: LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1.- Estructura del átomo
Partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones. Niveles de energía electrónicos. Distribución de electrones por nivel. Tabla periódica. Estructura del núcleo. Número atómico y número de masa. Isótopos.

2.- Uniones químicas
Unión iónica y unión covalente. Electronegatividad. Diagramas o estructuras de Lewis. Fórmulas de sustancias binarias de compuestos sencillos. Teoría de la repulsión de pares electrónicos de valencia (TRePEV). Geometría molecular de compuestos binarios sencillos.

Eje LAS TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

3.-Las reacciones químicas
Modelización del cambio químico: lo que se conserva y lo que cambia en el proceso. Las reacciones químicas: su representación y su significado. Reacciones de combustión y óxido-reducción. Comportamiento ácido/ básico en sustancias de uso cotidiano. Indicadores ácido-base naturales. Nomenclatura de compuestos inorgánicos La energía asociada a las reacciones químicas: reacciones endotérmicas y exotérmicas.

4.-Las reacciones nucleares

Reacciones de fisión y fusión. Magnitudes conservadas en las reacciones nucleares. Energía implicada en reacciones nucleares. Reacciones controladas y espontáneas. Reactores nucleares. Radiactividad natural. Aplicaciones tecnológicas de las radiaciones y sus consecuencias.

Eje: LOS INTERCAMBIOS DE ENERGÍA

5.-Intercambio de energía térmica
Calor y Temperatura. Interpretación microscópica de la Temperatura. Propagación del calor: ley de Fourier, variables involucradas. Noción de calor específico. Conservación y degradación de la energía. Centrales energéticas.
6.-Intercambio de energía por radiación

Emisión, absorción y reflexión de radiación. Espectro electromagnético. Relación entre temperatura y radiación emitida. La energía del Sol y su influencia sobre la Tierra. El efecto Invernadero. La radiación solar: usos y aplicaciones.

Expectativas de logro:

Se espera que durante el año los alumnos logren:

1) Comprender la estructura interna del átomo, reconociendo la existencia de un núcleo y niveles electrónicos de energía; infiriendo, a partir de los números atómico y másico de un átomo dado, la cantidad de protones, neutrones y electrones que lo componen.

2) Comprender la distribución de electrones por niveles para un átomo dado.

3) Comprender la existencia de isótopos de un elemento a partir de los distintos valores de sus números másicos.

4) Comprender TRePEv para predecir geometrías moleculares para sustancias sencillas.

5) Comprender las transformaciones de la materia representándolas con una ecuación balanceada.

6) Comprender ecuaciones que representen reacciones nucleares sencillas.

7) Aplicar estrategias convenientes para resolución de problemas.

8) Aplicar estrategias convenientes para la resolución de problemas de ciencia escolar.

9) Aplicar lenguaje simbólico para esquematizar correctamente las estructuras de Lewis para representar sustancias binarias iónicas y covalentes.

10) Aplicar el lenguaje simbólico propio de la química al escribir fórmulas y ecuaciones.

11) Analizar datos experimentales y dotarlos de significado.

Acuerdos de evaluación y acreditación

- Los estudiantes trabajaran en una carpeta que deberán traer para cada clase.

- Deberán asistir a todas las clases con el cuaderno de comunicados. Todas las calificaciones obtenidas por el alumno así como su desempeño, serán informados a sus familias a través del mismo.

- Se llevará a cabo un seguimiento grupal e individual con respecto al desempeño de los alumnos en el trabajo áulico. El esfuerzo constante, la participación en clase, la dedicación y la superación de cada uno de los estudiantes será un aspecto de suma valoración al momento de la acreditación.

- Se tendrán en cuenta los trabajos en clase y los de realización fuera del aula, las producciones escritas y la expresión por parte de los alumnos, el cumplimiento de los materiales solicitados y los exámenes escritos acordados previamente.

- Las tareas y trabajos prácticos que tengan calificación serán promediados entre sí, esta nota luego se promediara con el resto de las calificaciones que tenga el alumno ese trimestre.

- La ausencia a las clases no se considera un justificativo para no tener las actividades o tareas al día o para estar desinformados acerca de las mismas.

- Se realizarán un mínimo de dos evaluaciones escritas por trimestre, avisadas por lo menos con una semana de anticipación.

- Las ausencias a las evaluaciones o trabajos realizados en clase, que tengan una calificación, deberán estar justificados debidamente mediante un certificado médico o nota del adulto responsable. En el caso de los trabajos prácticos, deberán traerlos para la primera clase a la que asistan. En el caso de las evaluaciones, estas se harán para la primera clase a la que asistan. Si la ausencia no está justificada, se descontarán 2 puntos a la calificación.

- La ortografía, la expresión adecuada y la coherencia en el momento de llevar a cabo cualquier tipo de actividad será un punto fundamental a la hora de evaluar.

- Los alumnos no pueden usar el celular en clase excepto que alguna actividad lo requiera.

Firma de alumno

Firma del padre, madre o tutor.

LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1. ESTRUCTURA DEL ATOMO

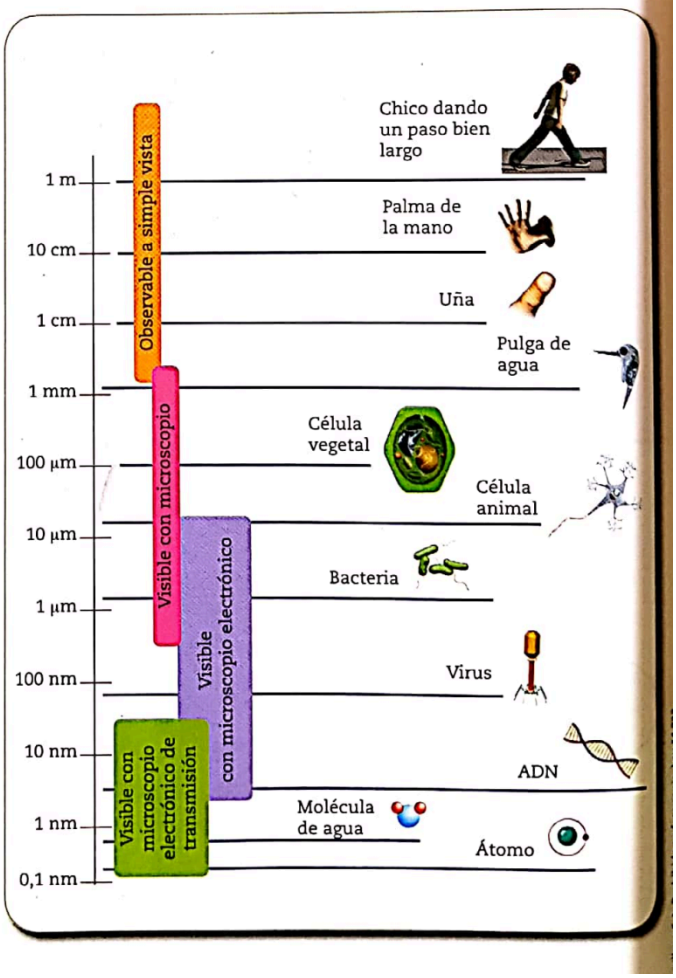
La materia y los átomos

¿Cuántas materias tenés? ¿Diez? ¿Once? Es muy probable que relaciones la palabra "materia" con cada una de las disciplinas que cursás en la escuela: Matemática, Historia, Geografía... Sin embargo, es posible que recuerdes de años anteriores que para la física y la química, **materia** significa otra cosa; se trata de todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Los objetos que nos rodean, los materiales existentes en la Naturaleza y los fabricados por el hombre, el cuerpo de los seres vivos (incluidos nosotros): todo es materia.

A pesar de la diversidad de materia que se presenta en el Universo, toda ella, en su conjunto, comparte una característica: está formada por **átomos** y esos átomos son muy, pero muy pequeños. ¿Cuán diminutos son, te preguntarás? ¿Como una pulga? ¿Como la punta de un alfiler? No, muchísimo más pequeños. Hagamos este ejercicio para descubrirlo:

1. Partamos de una unidad de referencia que vos conocés bien: el **metro**. Dando un paso bien largo podemos saber, aproximadamente, cuánto es esta medida.
2. Ahora consideremos un **decímetro**, la décima parte del metro. En la palma de nuestra mano cabe un decímetro.
3. Sigamos con el **centímetro**, la centésima parte del metro. Con uno de ellos podemos medir el ancho de una uña.
4. A continuación consideremos un **milímetro**, la milésima parte del metro, lo que mide una pulga de agua.
5. Luego siguen las **décimas de milímetro**, el tamaño, por ejemplo, de las células vegetales más grandes. Objetos de este tamaño ya no podemos distinguirlos a simple vista.
6. Ya en el mundo microscópico, aparece la **centésima de milímetro**, con la que pueden medirse, por ejemplo, algunas células animales, como ciertas neuronas.
7. Entonces llegamos al **micrómetro** o **milésima de milímetro**, que es lo que, por ejemplo, puede medir una bacteria. ¡Un millón de estas bacterias puestas en fila medirían un metro!
8. Las unidades se hacen cada vez más pequeñas. Con una **décima de micrómetro** podemos medir, por ejemplo, un virus.
9. Y con la **centésima de micrómetro**, una gran molécula, por ejemplo, la de ADN.
10. Así llegamos al **nanómetro** o milésima de micrómetro. ¡Con esta unidad podemos medir moléculas y distinguir los átomos!
11. Finalmente, llegamos a la décima parte del nanómetro, también llamada **angstrom**. Esta unidad permite medir los átomos. El más pequeño que se conoce, el de hidrógeno, mide casi un angstrom. Es decir que diez mil millones de átomos de hidrógeno en fila medirían un metro.

Como te darás cuenta, resulta imposible aislar átomos (hasta el momento) y, salvo algunas observaciones con microscopios muy pero muy potentes, no se los puede estudiar y medir directamente como lo haríamos, por ejemplo, con un animal o con una planta. Por eso, las investigaciones referidas a los átomos se realizaron y se realizan mediante el análisis del comportamiento de la materia (por ejemplo, el fenómeno de luminiscencia que se menciona en la apertura de este capítulo). Entonces, este análisis permite deducir cómo es probable que sean los átomos y representarlos con un **modelo atómico**.

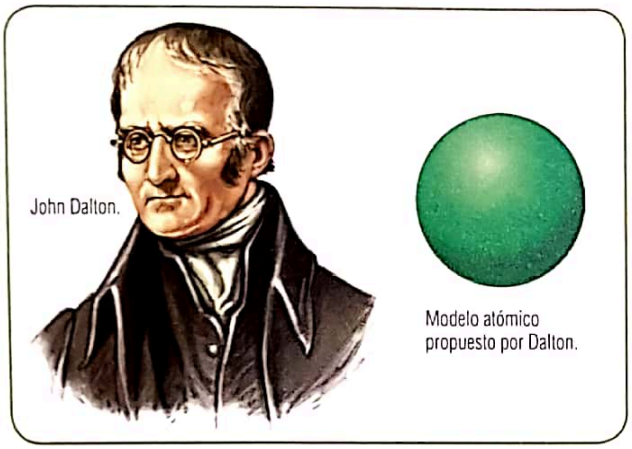


Los primeros modelos atómicos

Los modelos atómicos son representaciones de la conformación y la dinámica de los átomos que sirven para estudiarlos. A lo largo de la historia se postularon varios. Veamos los primeros.

El modelo atómico de Dalton

El físico y químico inglés John Dalton, al igual que Demócrito y Leucipo, pensaba que la materia no era continua y estaba formada por partículas muy pequeñas llamadas "átomos". Sobre esta base, en 1803, enunció los postulados de su **teoría atómica**.

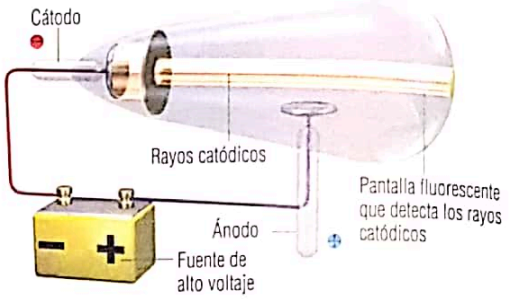


- La materia no es continua, está formada por átomos indivisibles e indestructibles.
- Los átomos son esferas rígidas.
- Todos los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, pero diferentes de los átomos de otros elementos.
- Los átomos de elementos diferentes se combinan para formar átomos compuestos.
- Los átomos no se crean ni se destruyen.

Si bien algunos de sus postulados resultaron erróneos, Dalton logró reflotar el concepto de una materia discontinua y de la existencia de los átomos. Además, esta teoría permitió definir otros dos conceptos básicos: el de **elemento químico**, sustancia formada por la misma clase de átomos, y el de **compuestos**, combinación de estos elementos, llamados también "átomos compuestos" por el propio Dalton. Temas que profundizaremos en los capítulos siguientes.

El modelo de Thomson

En 1897, Joseph Thomson estaba dedicado a investigar la conductividad eléctrica de los gases. Este físico británico advirtió que, al aplicar un alto voltaje a un gas comprimido dentro de un tubo, se producía una emisión de "radiaciones invisibles" que viajaban en línea recta desde el electrodo negativo (cátodo). Estas radiaciones activaban una sustancia fluorescente en la pared opuesta del tubo que producía luz. Thomson las llamó "rayos catódicos" y demostró que no eran otra cosa que pequeñas partículas con carga negativa.

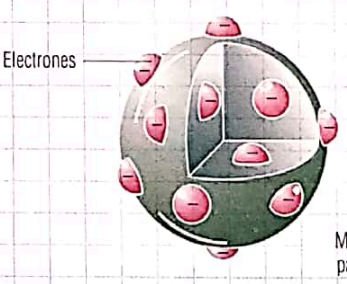


Esquema de un tubo de rayos catódicos similar al construido por Thomson.

A partir de estos descubrimientos, Thomson postuló que el átomo no solo era divisible sino que contenía partículas aún más pequeñas, con carga negativa y masa definida: los **electrones**. Así surgió un nuevo modelo atómico que consideraba que el átomo era una esfera sólida de carga positiva, y los electrones distribuidos sobre ella, como las pasas de uva en un budín.

MODELOS MC CIENTÍFICOS

Cada avance científico en el estudio de los átomos llevó al planteo de un modelo nuevo. Seguir la secuencia de estos modelos nos ayuda a comprender mejor la tarea de los científicos.

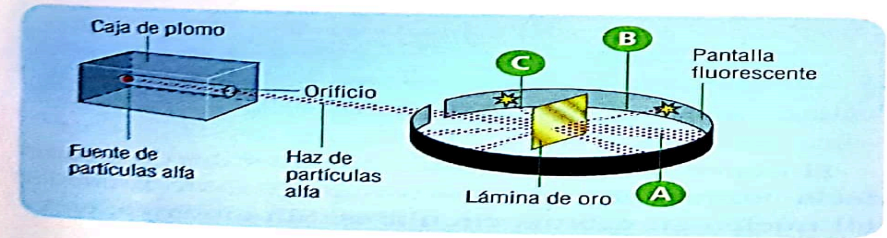


Modelo de "budín de pasas" de Thomson.

La idea de los electrones y las cargas positivas fue aceptada rápidamente. Sin embargo, algo no convencía del modelo de Thomson: que el átomo fuera una esfera rígida.

EL MODELO DE RUTHERFORD

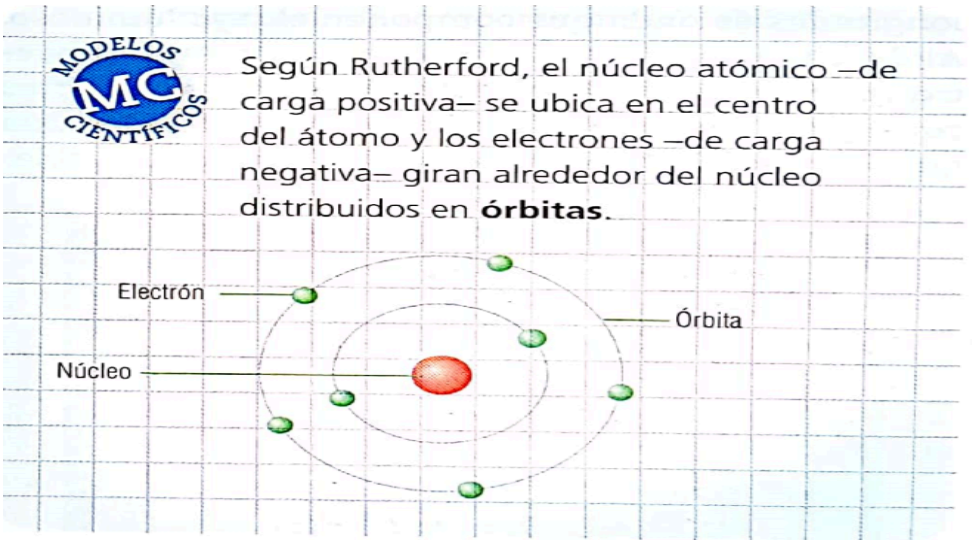
A principio del siglo XX, el físico británico Ernest Rutherford, realizo un experimento utilizando radiaciones alfa. En su ensayo, con un dispositivo como el de la ilustración, bombardeo una delgada lámina de oro y observo lo siguiente.



- La mayoría de las partículas atravesaba la placa de oro sin desviarse (A).
- Algunas partículas, al atravesar la placa de oro, se desviaban muy poco de su trayectoria (B).
- Muy pocas partículas rebotaban en la lámina de oro y no la atravesaban (C).

El ingenioso Rutherford dedujo que la mayor parte del volumen del átomo estaba vacía –por eso la mayor cantidad de partículas positivas atravesaba la placa sin problemas-, y que en la zona central del átomo se encontraba una porción de materia muy pequeña y con carga positiva, a la que denominó núcleo atómico. Esa era la causa de que una pequeña parte de las partículas positivas bombardeadas fuera rechazada en forma parcial o total. Finalmente, en 1911, postulo su modelo atómico llamado también “modelo planetario”.

Al año siguiente, Rutherford afirmó que los núcleos de todos los átomos contienen partículas positivas denominadas **protones**, que tienen igual magnitud de carga que los electrones pero signo contrario.



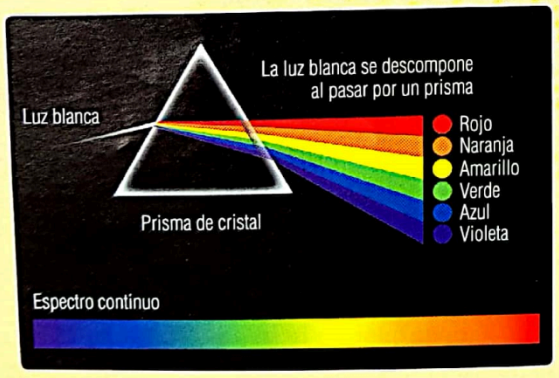
Bohr y los niveles de energía

El modelo atómico planteado por Rutherford recibió algunas objeciones de la comunidad científica. Por ejemplo, no lograba explicar cómo podrían los electrones mantenerse estables girando alrededor del núcleo sin chocar contra él.

El joven físico danés Niels Bohr, ayudante de Rutherford, basándose en el modelo atómico de su maestro, pensó que debía haber alguna relación entre la estructura atómica de un elemento, los electrones y su espectro de emisión atómica. ¿Qué es el espectro de emisión atómica? Seguí leyendo.

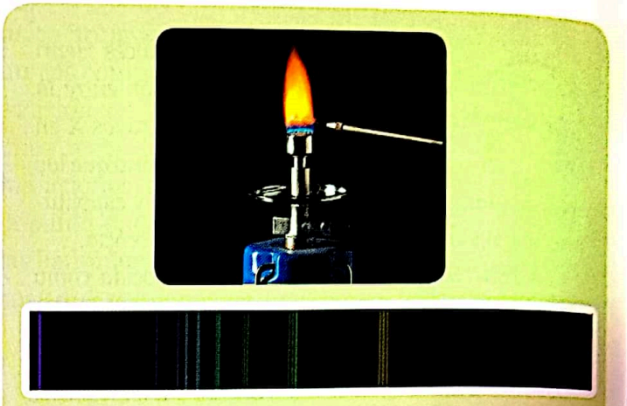
Los espectros de emisión atómica

La luz blanca es, en realidad (y como veremos en el capítulo 9), un conjunto de radiaciones con distintas longitudes de onda. Cuando la luz blanca atraviesa un prisma óptico, se produce un efecto llamado "dispersión", que provoca la separación de esas distintas longitudes de onda que componen el rayo luminoso. Al descomponer la luz blanca, se observa un **espectro continuo** que contiene toda una gama de colores correspondientes a las distintas longitudes de onda que la integran, como un arcoíris, el espectro visible.



Espectro visible.

Del mismo modo, cuando un elemento se calienta a la llama hasta la incandescencia, se observa la emisión de luz de un color característico. Si se hace que esa luz pase a través de la ranura de un aparato especial llamado **espectroscopio**, que dentro contiene un prisma, se obtiene una serie de líneas de distintos colores que se conocen con el nombre de **espectro de emisión discontinuo** o **espectro de emisión atómica.** Así, el potasio tiene un espectro característico, el sodio otro, y lo mismo ocurre con el resto de los átomos.



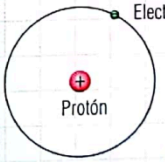
Si una muestra que contiene potasio se calienta, se observa una llama de color rojo-amarillo. Cada elemento posee un espectro de emisión característico.

Estos espectros son algo así como una "huella digital" del tipo de átomos que forman esa sustancia. Para cada elemento, el espectro de emisión atómica es único y permite identificarlo dentro de una muestra.

En 1913, Niels Bohr propuso un modelo atómico para el átomo de hidrógeno con el que logró explicar cómo los electrones podían mantener órbitas estables alrededor del núcleo y por qué el átomo de hidrógeno presentaba un **espectro de emisión discontinuo** y característico, dos de las objeciones no resueltas con el modelo de Rutherford.

MODELOS CIENTÍFICOS

Bohr describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo y un electrón girando a su alrededor en órbitas o niveles de energía.



Átomo de hidrógeno.

El nuevo modelo atómico consideraba que, como decía Rutherford, los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas circulares. Sin embargo, en su nueva teoría, Bohr planteó que:

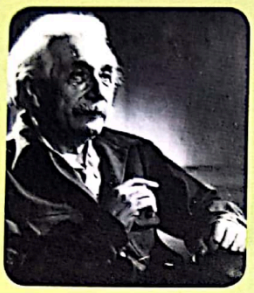
- los electrones solamente pueden estar en **órbitas definidas** y no en otras;
- cada órbita admite un número máximo de electrones y está asociada con un determinado **nivel de energía** que aumenta a medida que se aleja del núcleo.

© Santillana S.A. Prohibida su fotocopia Ley 11.723

Aportes al modelo de Bohr

Niels Bohr no solo se basó en el modelo atómico de su maestro Rutherford, sino que tuvo en cuenta las incipientes ideas de dos geniales científicos: Max Planck y Albert Einstein.

En 1903, el físico alemán Max Planck observó que las partículas atómicas (electrones) oscilaban entre varios niveles de energía, absorbiendo o emitiendo energía. Además, descubrió que esa energía emitida eran radiaciones electromagnéticas que podían medirse en unidades de una magnitud específica a la que denominó "cuanto".



En 1905 Albert Einstein publicó un trabajo en el que explicaba el efecto fotoeléctrico, por el que recibió el premio Nobel. Según Einstein, la luz está compuesta por pequeñas partículas, denominadas fotones, de diferente energía, de acuerdo con el color o la frecuencia de la radiación electromagnética.

Si se tiene en cuenta la teoría electromagnética clásica, cuando el electrón (una partícula cargada) se mueve en su órbita circular, irradia una energía que provocaría que el átomo colapsara. Sin embargo, Bohr resolvió esta cuestión al postular que:

- Los electrones giran en sus órbitas específicas (estados estacionarios o fundamentales), en forma estable y sin emitir energía.
- Los electrones emiten o absorben energía (medida en cuantos) solamente cuando pasan (o "saltan") de una órbita a otra.
- Si los electrones reciben energía, la absorben y pueden moverse desde su órbita (**estado fundamental**) hacia una órbita de mayor nivel de energía (**estado excitado**).
- Cuando ese electrón regresa a la órbita inicial (estado fundamental) libera energía en forma de radiaciones electromagnéticas, como ocurre en el fenómeno de luminiscencia y los espectros de emisión (radiación visible).

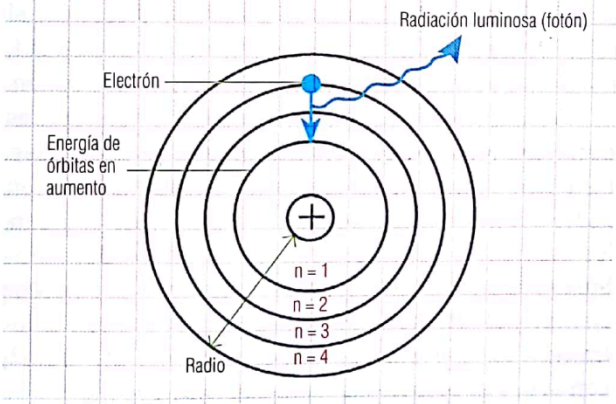
Además, en su teoría atómica, asignó a cada órbita (caracterizada por su nivel de energía) un número, llamado **número cuántico principal** representado como **n**. De este modo, a la órbita más cercana al núcleo (la de menor energía) le correspondía el número cuántico n = 1.

El modelo atómico de Bohr lograba explicar también los espectros de emisión atómica característicos del átomo de hidrógeno. Según Bohr, cada una de las líneas del espectro de emisión de un elemento correspondía a un salto entre dos niveles de energía. Como cada átomo presenta **niveles de energía** característicos, cada electrón puede dar solo un posible salto y eso es lo que determina que cada átomo emita un espectro de emisión discontinuo y único, que permite identificarlo.

Finalmente, Bohr, con su modelo del átomo de hidrógeno, logró relacionar los estados energéticos del átomo de este elemento con el movimiento de los electrones dentro de él. Como ya te explicamos, asignó un número cuántico a cada órbita y propuso una explicación para los espectros de emisión. Además, calculó el radio de las órbitas circulares. Sin embargo, no pudo explicar los espectros de emisión de otros átomos, ni su comportamiento químico. Aun así, su aporte fue importantísimo para la ciencia, ya que proporcionó una estructura de gran utilidad para investigaciones posteriores.

MODELOS CIENTÍFICOS

En este modelo atómico de Bohr se observan los diferentes niveles de energía (n). Cuando un electrón vuelve a un nivel de menor energía, emite un cuanto de energía en forma de radiación luminosa (fotón). El radio de las órbitas circulares es la distancia desde el centro hasta cualquier punto de la órbita.



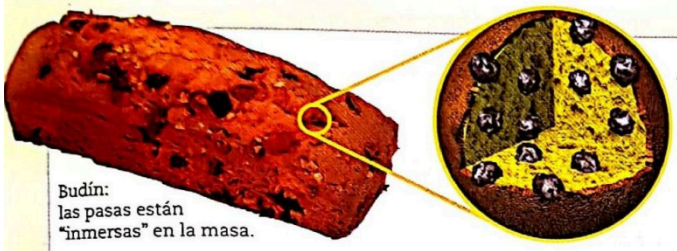
Modelo atómico de Bohr.

PURA CIENCIA

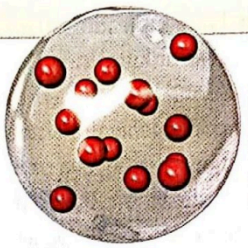
Uso de analogías en Ciencias naturales

"Esferas rígidas", "budín con pasas", "modelo planetario"... Como te habrás dado cuenta, al pensar cómo son los átomos, los científicos compararon el modelo atómico que proponían con algo conocido por ellos. En otras palabras, usaron una **analogía** (del griego *analogía*: semejanza).

Obviamente, las dos cosas que se comparan, por ejemplo, el átomo con el Sistema Solar, son muy diferentes entre sí, pero al relacionarlos se advierten algunos aspectos en común que pueden ayudar a la comprensión. Por ejemplo:

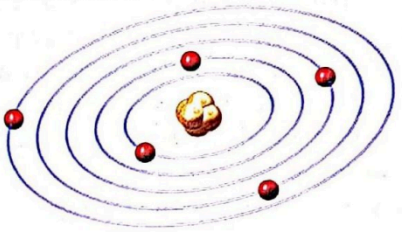


Budín: las pasas están "inmersas" en la masa.



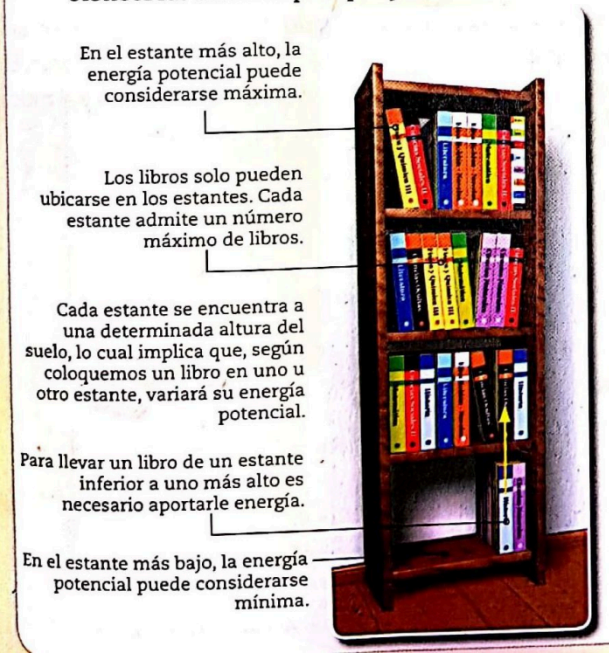
Modelo atómico de Thomson: los electrones están "inmersos" en una esfera de carga positiva.

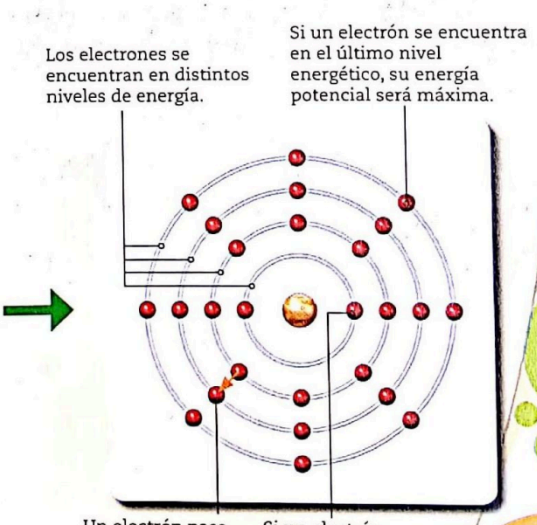
Sistema Solar: los planetas giran en órbitas alrededor del Sol.



Modelo atómico de Rutherford: los electrones giran en órbitas alrededor del núcleo atómico.

5. ¿Existe alguna analogía que nos permita comprender el modelo atómico de Bohr? Sí, la ubicación de los electrones según este modelo puede compararse con la de los libros en una biblioteca. Analizá por qué y anotá las similitudes en tu carpeta.





© Santillana S.A. Prohibida su fotocopia

Los elementos químicos

Aunque tienen la misma estructura general, los átomos no son todos iguales. Todos aquellos que tienen igual número de protones en el núcleo corresponden al mismo **elemento químico**. Ese número se denomina **número atómico** (**Z**). Por ejemplo, el número atómico del hidrógeno es 1; el del carbono, 6 y el del oxígeno, 8.

$Z_H = 1$ $Z_C = 6$ $Z_O = 8$

En la Naturaleza existen noventa y dos elementos químicos y, se han creado en forma artificial unos veinte elementos más. A lo largo de la historia se han empleado varias formas para simbolizarlos. En la actualidad, se utiliza el método creado en 1830 por Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) que considera la inicial del nombre del elemento, por lo general, en latín. Si dos o más elementos tienen la misma inicial, se agrega una segunda letra también correspondiente al nombre. Por ejemplo, se emplea la una letra C para el carbono (*carbo*), Ca para el calcio (*calcium*), Cr para el cromo (*chromium*) y Cu para el cobre (*cuprum*). Si por algún método artificial, o en forma espontánea, se modificara el número de protones, entonces cambiaría el tipo de átomo y, por lo tanto, el elemento químico. Este tema lo trataremos en detalle en el capítulo 8.

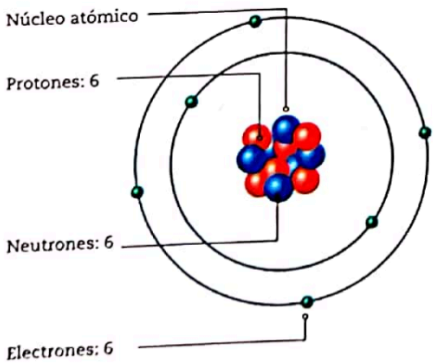
Respecto de los electrones, como los protones tienen carga positiva y el átomo –en su **estado original**– no presenta carga eléctrica, el número de protones de un átomo es igual a su número de electrones.

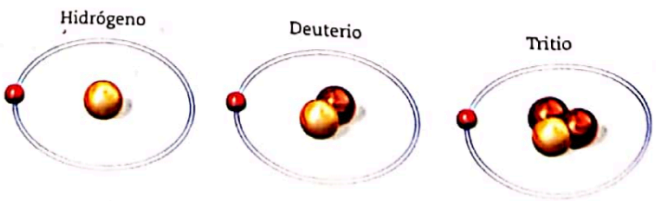
Los neutrones y los isótopos

Ya sabemos que todos los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número de protones. Pero, ¿son estas partículas subatómicas las únicas que existen en el núcleo atómico? Para responder a esta pregunta, nosotros, tal como lo hicieron los científicos en su momento, tenemos que pensar dos cosas.

- La primera es que los protones son partículas con carga eléctrica positiva. ¡Y las cargas del mismo signo se repelen! Sería imposible que estuvieran solas y juntas en el núcleo atómico.
- La segunda es que experimentalmente se comprobó que, a excepción del hidrógeno, los átomos de algunos elementos eran más "pesados" que la masa indicada por el número de protones. Por ejemplo, los científicos no entendían por qué la masa del helio era cuatro veces mayor que la del hidrógeno, si tenía tan solo el doble de protones. Más aún: también se comprobó que existen átomos de un mismo elemento con diferente masa.

¿Cómo puede explicarse? La respuesta vino de la mano de dos brillantes científicos ingleses: Frederick Soddy (1877-1956) y James Chadwick (1891-1974). Soddy llamó **isótopos** (del griego: *iso*, "igual", y *topos*, "lugar"), a aquellos átomos del mismo elemento químico que tenían distinta masa y que, como veremos enseguida, ocupan el mismo lugar en la tabla periódica. Chadwick descubrió que esa diferencia de masa se relacionaba con la presencia en el núcleo atómico de partículas sin carga eléctrica, y de masa muy similar a la de los protones. Como estas partículas no tenían carga, las llamó **neutrones**. Entonces, podemos decir que son **isótopos entre sí** aquellos átomos del mismo elemento que tienen distinto número de neutrones. Por ejemplo, en la corteza terrestre existen tres tipos de átomos o isótopos de hidrógeno: uno más liviano o **hidrógeno** propiamente dicho, y dos más pesados: el **deuterio** y el **tritio**. Si bien los tres tienen un protón en el núcleo, difieren en la cantidad de neutrones. El hidrógeno no tiene ninguno, el deuterio tiene uno y el tritio, dos. De allí la diferencia de masa entre los tres.





Esquema de los isótopos del hidrógeno ($Z_H = 1$).

- Observa la imagen de los tres isotopos de hidrogeno que hay en esta página.

a) Calculá los números atómico y másico de cada uno.

b) Indica cuál de ellos es el más “pesado” y cuál, el más “liviano”. Justifica tu respuesta.

El número másico (A)

Ahora que sabemos que el núcleo atómico posee protones y neutrones, podemos definir el **número másico** (**A**) como el número total de partículas (protones + neutrones) que contiene un núcleo atómico. Entonces, si **Z** es el número de protones y **n** el de neutrones,

$$A = Z + n$$

Por ejemplo, el **A** del carbono es 12, número que equivale a la suma de protones y neutrones que hay dentro del núcleo. En consecuencia, el número de neutrones (**n**) será igual a la diferencia entre el número másico y el número atómico (**Z**).

$$n = A - Z$$

El átomo, entonces, se representa por tres datos fundamentales: el símbolo químico del elemento al que pertenece, el número atómico y el número másico.

$$\begin{matrix} A \rightarrow 207 \\ Z \rightarrow 82 \end{matrix} Pb$$

Esta notación indica que el átomo de plomo tiene 82 protones y 125 neutrones (207 – 82).

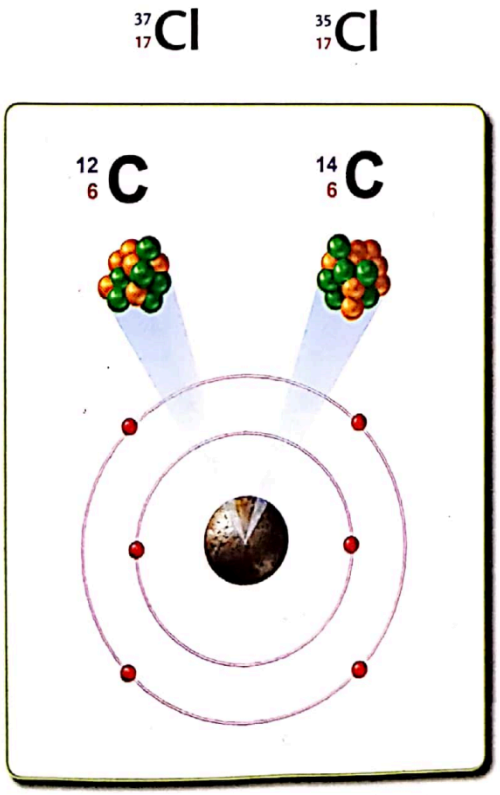
En general, en la Naturaleza los elementos se presentan como una mezcla de sus isótopos. Por ejemplo, para el cloro existen dos isótopos que se representan así:

La masa atómica relativa (Ar)

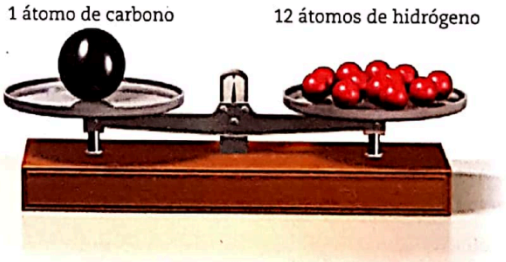
Es importante que no confundas el concepto de número másico con el de **masa de un átomo**. Cuando hablamos de la masa nos referimos a la cantidad de materia que posee un átomo, de cuánto “pesa”.

Y por supuesto, surge un importante problema (que ya mencionamos). Los átomos son muy, muy pequeños... no se pueden aislar y, menos aún, medir la masa de uno de ellos. Por eso, lo que se hace es comparar cuánto mayor es un átomo respecto de otro que se toma como referencia. ¡Y, allá por el 1800, Dalton lo hizo! Construyó una escala de masas atómicas relativas al átomo más pequeño, el hidrógeno, al cual le asignó un valor arbitrario de 1.

Hace ya mucho tiempo que se dejó de usar esta escala. Ahora, en cambio, el **patrón de referencia** es el ^{12}C, el isótopo más estable del carbono. Así, la **unidad de masa atómica** (**uma**) es la doceava parte de la masa del ^{12}C ($1{,}6605 \cdot 10^{-24}$ g), y la **masa atómica relativa** (**Ar**) se define como el número que indica cuántas veces mayor que 1 uma es la masa de un átomo. Es como si le contaras a un amigo que la cantidad de gente en el último recital al que fuiste era 4,5 veces el estadio de Obras Sanitarias lleno. Estarías utilizando una medida relativa a un patrón de referencia.



El átomo de carbono siempre tiene en el núcleo 6 protones ($Z_c = 6$). En los isótopos, lo que varía es la cantidad de neutrones ($A_c = 12$ o $A_c = 14$).



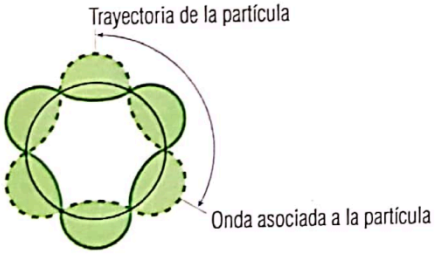
La masa atómica relativa del carbono es aproximadamente doce veces mayor a la del hidrógeno.

El modelo mecánico-cuántico

Luego del modelo atómico planteado por Bohr en 1913, otros científicos se pusieron a trabajar en la investigación de la estructura del átomo.

En 1915, el científico alemán Arnold Sommerfeld modificó el modelo de Bohr. Él consideró que las órbitas electrónicas pueden ser no solo circulares, sino también elípticas. Sin embargo, este nuevo modelo seguía presentando falencias, ya que no lograba explicar los espectros de todos los átomos.

Más tarde, en 1924, el francés Louis de Broglie postuló su hipótesis. En ella consideró que toda partícula que tenga masa y se mueva a una velocidad determinada está formada por dos componentes: onda y partícula. Es decir que esa partícula tiene propiedades ondulatorias (se comporta como una onda) y corpusculares (como una partícula).



Relación entre una partícula en movimiento y su onda asociada.

Una de las consecuencias más importantes del comportamiento de la materia (como onda y como partícula) es el **principio de incertidumbre** de Heisenberg. En 1925, el científico alemán Werner Heisenberg enunció este principio, que establecía que era imposible, en un instante dado, determinar la posición y la velocidad de una partícula. De este modo, la posición y la velocidad de cada partícula, como el electrón, no tienen valores definidos y solo existen probabilidades de poseer ciertos valores.

Cuando los científicos aplicaron este principio al átomo de hidrógeno, se dieron cuenta de que su único electrón no viajaba en una trayectoria bien definida, como Bohr había planteado. Si así fuera, se podría determinar la posición del electrón y su velocidad con gran precisión. Se planteó entonces la necesidad de encontrar alguna ecuación que permitiera describir el comportamiento y la energía de partículas como los electrones y otras partículas subatómicas.

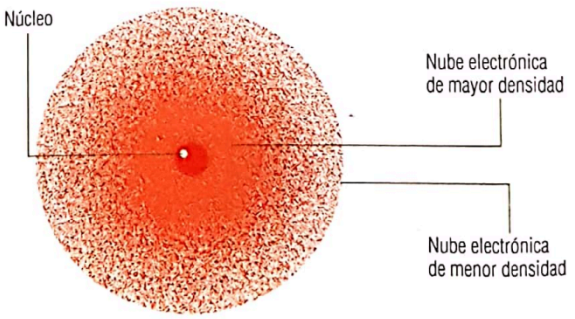
En 1926, el austríaco Erwin Schrödinger formuló la tan ansiada ecuación para el átomo de hidrógeno y la denominó **ecuación de onda**. Esta tiene en cuenta ambos comportamientos de la materia: el de la partícula con una masa definida y el ondulatorio. Con la ecuación, Schrödinger logró describir el comportamiento y la energía de todas las partículas subatómicas.

Así nació un nuevo concepto: gracias a la teoría de Schrödinger quedó establecido que los electrones no "giran en órbitas" alrededor del núcleo, como lo había propuesto Bohr, sino que se ubican en orbitales. Para entender este nuevo concepto, vamos a definir un **orbital** como la zona o región del espacio alrededor del núcleo donde existe una alta probabilidad de encontrar un electrón. El orbital se caracteriza por una nube electrónica que, si tiene mayor densidad, habrá mayor probabilidad de encontrar un electrón. Por lo tanto, el concepto de "órbitas" se reemplaza por el término "orbital".

Al resolver la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno, se puede determinar los posibles estados energéticos que el electrón puede ocupar. Esta ecuación fue el inicio de una nueva etapa de la ciencia: la mecánica cuántica, que cambió la manera de ver a los átomos.

En 1927, Broglie, Schrödinger y Heisenberg postularon el **modelo mecánico-cuántico**, que es el modelo atómico aceptado en la actualidad. Veamos sus consideraciones.

Utilizando la ecuación de Heisenberg, se define la región en la que puede encontrarse un electrón en un momento dado. Esta distribución de electrones alrededor del núcleo se conoce como densidad electrónica. Este concepto determina la probabilidad de encontrar un electrón en cierta región del átomo, el orbital atómico.



- Los electrones no se distribuyen en órbitas definidas, sino en zonas del espacio, los orbitales atómicos, donde la probabilidad de encontrarlos es máxima.

- Los electrones no tienen posiciones fijas ni trayectorias determinadas alrededor del núcleo, sino que lo envuelven formando una nube difusa.

Pero, ¿qué forma tienen los orbitales atómicos? Si bien un electrón se puede encontrar en cualquier lugar, se calculó que la mayor parte del tiempo se halla girando alrededor del núcleo atómico. Los científicos representan los orbitales atómicos dibujando una superficie que engloba la zona donde existe una alta probabilidad de encontrar el electrón. El espacio que ocupan estas zonas depende del **número cuántico principal (n)**, y su forma está determinada por un segundo **número cuántico secundario**, que representa los distintos tipos de orbitales.

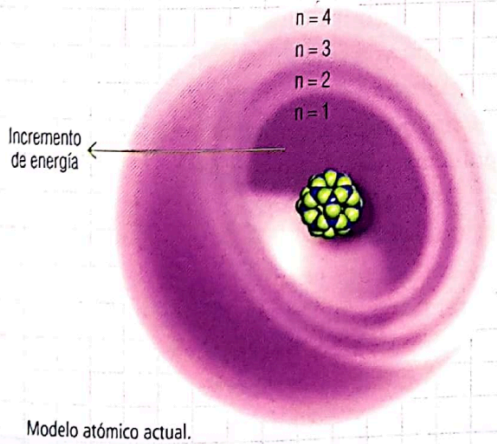
Los niveles y subniveles de energía

Todas las investigaciones realizadas habían aportado al conocimiento del comportamiento del átomo y sus partículas. Sin embargo, aún quedaban muchos interrogantes. Niels Bohr había planteado, ya en 1913, la existencia de niveles de energía. Pero, ¿cuántos niveles de energía había en un átomo?

Ya definimos el número cuántico principal (**n**) que corresponde a diferentes niveles de energía. A medida que se alejan del núcleo, los niveles poseen mayor energía. El nivel de energía más bajo adopta el valor de n = 1. Los niveles de energía son infinitos, pero hasta ahora se determinaron hasta siete de ellos en un átomo, es decir que "n" toma valores de 1 a 7.

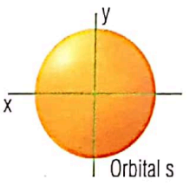
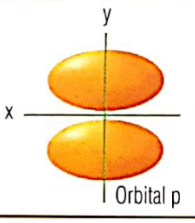
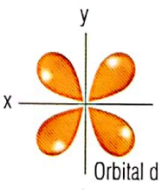
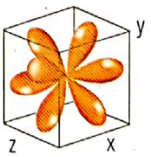
MODELOS MC CIENTÍFICOS

En el modelo atómico actual, los niveles de energía se designan con un número del 1 al 7, en orden creciente de energía.



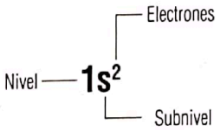
Modelo atómico actual.

Por otra parte, cada nivel principal de energía contiene diferentes **tipos de orbitales** o **subniveles de energía**. Como vimos en la página anterior, esos subniveles de energía están determinados por un número cuántico secundario (**l**). Los diferentes tipos de orbitales, denominados con letras (**s, p, d** o **f**), poseen formas distintas. Cada uno de estos subniveles puede aceptar, como máximo, cierto número de electrones definido. Para comprenderlo mejor, veamos el siguiente cuadro:

Subnivel	Número máximo de electrones que acepta	Forma
s	2	 Orbital s
p	6	 Orbital p
d	10	 Orbital d
f	14	 Orbital f

Los orbitales se van "llenando" de electrones en orden creciente de energía: 1s, 2s, etcétera.

El primer número indica el nivel de energía, luego se coloca el subnivel y por último se indica, como superíndice, el número de electrones que ocupan ese subnivel atómico. Por ejemplo:



El modelo atómico actual

El modelo de Bohr promovió las investigaciones de otros científicos. En 1927, el francés Louis de Broglie (1892-1987), el austríaco Erwin Schrödinger (1887-1961) y el alemán Werner Heisenberg (1901-1976) realizaron investigaciones que llevaron a postular lo que conocemos como **modelo atómico actual** o **modelo mecánico-cuántico**. Según este modelo, los electrones no se distribuyen en órbitas definidas sino en zonas del espacio denominadas **orbitales atómicos**, donde la probabilidad de encontrar los electrones es máxima. Esto es así, porque no es posible medir al mismo tiempo la velocidad y la posición de un electrón. Entonces, los electrones no tienen trayectorias fijas alrededor del núcleo sino que lo "envuelven" formando una **nube difusa de carga negativa**.

Configuración electrónica

A la luz del modelo de Bohr y con los aportes de Schrödinger, De Broglie y Heisenberg surgieron varias preguntas, entre ellas: ¿cuántos niveles de energía puede tener un átomo? ¿Qué niveles ocupan primero los electrones: los más cercanos al núcleo o los más alejados? ¿Hay "subniveles" de energía? Vayamos por partes.

Para empezar, debemos decir que cada nivel de energía o **nivel principal** se denomina con un **número (n)**. Cada nivel de energía es la región de la nube electrónica donde se encuentran los electrones con valores similares de energía. Cuanto más lejos del núcleo se ubiquen, más energía tendrán, como se observa en la ilustración de abajo. Puede haber hasta siete niveles de energía.

A su vez, cada nivel principal de energía contiene ***n* subniveles.** Por ejemplo, el nivel 4 tiene cuatro subniveles que se caracterizan por un tipo de orbital (**s**, **p**, **d** o **r**), y acepta como máximo un cierto número de electrones, como se observa en la siguiente tabla:

Niveles, subniveles y número máximo de electrones

NIVEL		SUBNIVEL	
Número	N.° máximo de electrones	Tipo de orbital	N.° máximo de electrones
1	2	s	2
2	8	s	2
		p	6
3	18	s	2
		p	6
		d	10
4	32	s	2
		p	6
		d	10
		f	14

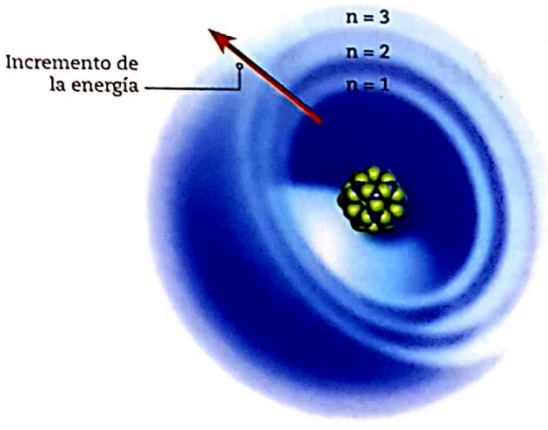
Cada orbital puede ser ocupado por dos electrones. Entonces, ¿cuántos orbitales hay en cada nivel electrónico?

La distribución particular de los electrones en los distintos niveles y subniveles determina la **configuración electrónica** del átomo. No es azarosa, sino que los orbitales se "llenan" en orden creciente de energía. Para el átomo de cloro, por ejemplo, que cuenta con 17 electrones, la configuración electrónica será:

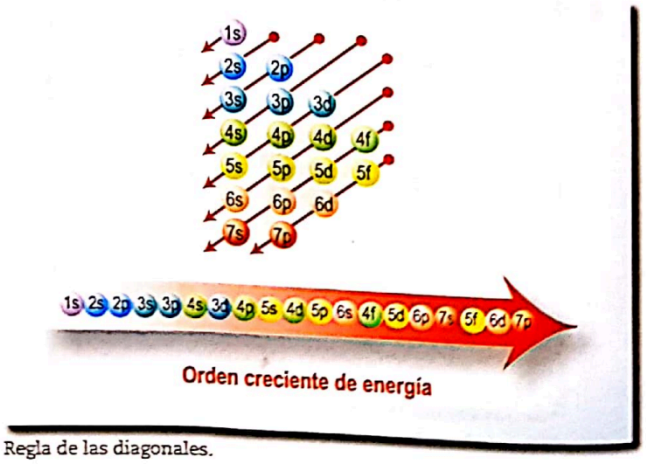
$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$

Para átomos con más de dieciocho electrones, el orden teórico de llenado de los orbitales ocurre de acuerdo con el esquema conocido como **regla de las diagonales**. Por ejemplo, la configuración electrónica para el cobre (que tiene 29 electrones) es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$$



Modelo atómico actual: se advierten zonas u orbitales donde es posible encontrar a los electrones.



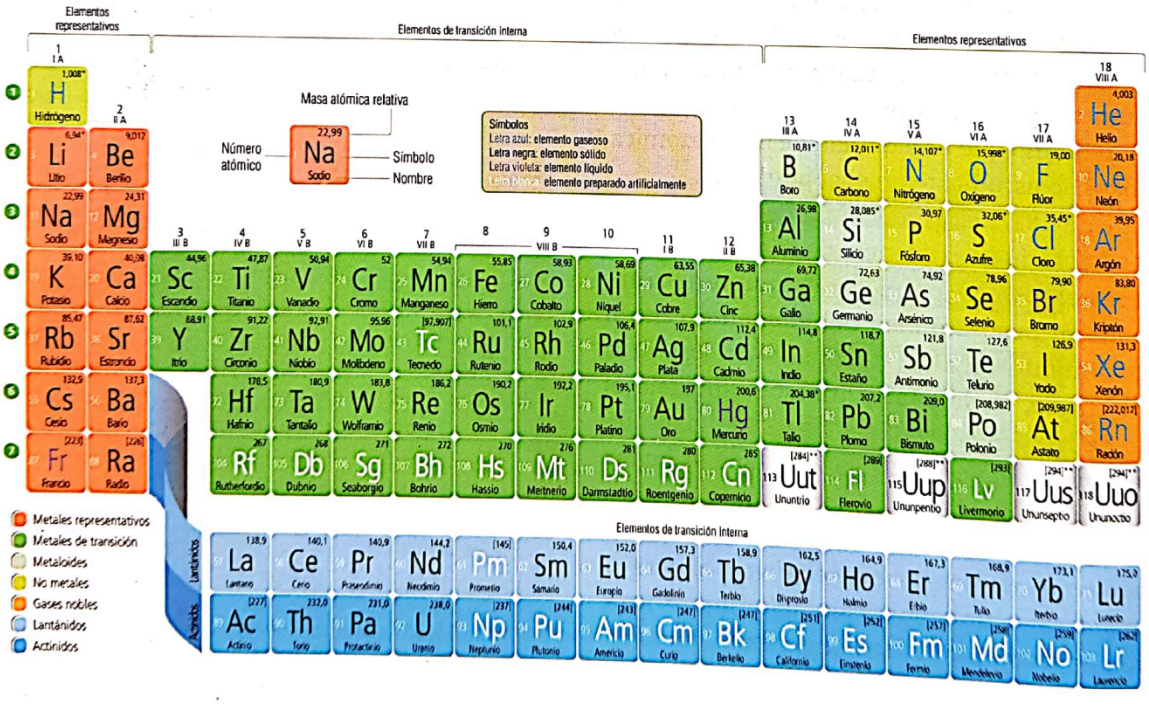
Regla de las diagonales.

La tabla periódica actual

La tabla periódica de Mendeleiev no era perfecta. Algunos elementos ubicados en ciertos grupos, debido a sus propiedades químicas, no respetaban el orden creciente de masas atómicas. En 1913, el científico inglés Henry Gwyn Jeffreys Moseley investigó los espectros de rayos X de los elementos químicos y estableció el concepto del **número atómico (Z)**. Este indicaba las cargas positivas del núcleo (protones) y coincidía con el número de electrones. Así se logró actualizar la tabla, ordenando los elementos por su **número atómico creciente**, y basar la ley periódica en la existencia de una relación directa en el orden de los elementos y la configuración electrónica.

- Los **períodos** son las filas en las que se ordenan los elementos y se designan del 1 al 7. El número de período indica el número de nivel de energía externo o de máxima energía. Si se recorre la tabla de izquierda a derecha, se observa que cada elemento tiene, en su capa externa, un electrón más que el anterior. Por ejemplo, el sodio (Na) y el azufre (S) pertenecen al período 3, que se corresponde con su último nivel de energía (nivel 3).
  - Sodio (Z= 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
  - Azufre (Z= 16): $1s^2\ 2s^2\ 2p6\ 3s^2\ 3p^4$
- Los **grupos** son dieciocho, designados del 1 al 18, aunque también se los indica con números romanos y letras (nomenclatura antigua). Todos los elementos de un grupo presentan igual configuración electrónica externa o **CEE**, es decir, tienen la misma cantidad de electrones en su último nivel. Por ejemplo, el nitrógeno (N) y el fósforo (P) pertenecen al grupo VA o 15, que corresponde a la suma de electrones en el último nivel de energía.
  - Nitrógeno (Z = 7): $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$; en el último nivel (2) tiene 5 electrones.
  - Fósforo (Z = 15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$; en el último nivel (3) tiene 5 electrones.

  A los elementos representativos cuya CEE involucre un orbital **p** hay que sumarles diez lugares en la ubicación descripta. Por ejemplo, los elementos del grupo VA pertenecen también al grupo 15.



- Los datos corresponden a la publicación de la IUPAC de enero de 2011 (con revisión en 2013), salvo las masas atómicas relativas indicadas con un asterisco (*) que en la tabla de la IUPAC se expresan como un intervalo.
- La masa atómica relativa que se encuentra entre [ ] corresponde al isótopo representativo o al más estable, de acuerdo con la publicación del National Institute of Standards and Tecnology (NIST) de septiembre de 2014.
- Los elementos indicados con el doble asterisco (**) fueron reconocidos por la IUPAC el 30 de diciembre de 2015 y sus símbolos y nombres son provisorios.

Los metales, los no metales y los metaloides

Cada elemento de la tabla está encerrado dentro de un marco que contiene toda la información importante acerca de ese elemento. El color de fondo indica qué tipo de elementos son: gases nobles, metales (representativos y de transición), no metales, metaloides, lantánidos (tierras raras) y actínidos. Ya describiremos cada uno de ellos.

Para describir todos los elementos de la tabla tenemos que empezar por el grupo 18, el de los **gases nobles** o **inertes**. Se llaman así porque son estables y muy poco reactivos. Esta característica tan especial se debe a que todos los átomos de estos elementos tienen su CEE completa. ¿Qué significa esto? Los electrones del último nivel de energía son los que intervienen en las uniones químicas entre los átomos, esto ya lo estudiarás en el próximo capítulo.

Comencemos con las diferencias entre metales y no metales.

- Los **metales** tienden a perder electrones, se convierten en iones con carga positiva o cationes, y ganan estabilidad, ya que adquieren una CEE igual a la del gas noble más cercano. Por ejemplo, el potasio (K) tiende a perder un electrón y se asemeja al argón (Ar). Presentan un brillo característico; son sólidos a temperatura ambiente, dúctiles y maleables. El mercurio es el único que se presenta en estado líquido a temperatura ambiente. Son excelentes conductores térmicos y eléctricos.
- Los **no metales** tienden a ganar electrones, se transforman en iones con cargas negativas (aniones) y así completan su CEE para acercarse al gas noble más próximo. Por ejemplo, el azufre (S) tiende a ganar dos electrones y así se asemeja al argón (Ar). Se encuentran en los tres estados de agregación. Por ejemplo, el carbono es sólido, el bromo es líquido y el oxígeno es gaseoso. En general, los no metales sólidos son duros, pero quebradizos. Además, son malos conductores del calor y la electricidad.

En la tabla periódica los metales se ubican a la izquierda y en el centro, mientras que los no metales se localizan a la derecha, excepto el hidrógeno, que es un caso particular, ya que posee un electrón en su último nivel pero al ser un no metal, no forma parte del primer grupo, integrado por metales.

Al desplazarse de izquierda a derecha por un período de la tabla, se observa una transformación gradual en el carácter metálico de los elementos.

Entre los metales y no metales se encuentran los llamados **metaloides**; conforman un pequeño grupo de elementos que incluyen el boro, el silicio, el germanio, el arsénico, el antimonio, el telurio y el polonio. Presentan propiedades en común con los dos grupos. Por ejemplo, tienen brillo metálico y son sólidos a temperatura ambiente, pero son semiconductores, es decir que se comportan como conductores o también aislantes.

PROBLEMAS RESUELTOS PR

Podemos ubicar un elemento en el grupo y el período que le corresponde con solo conocer su Z. Veamos cómo.

- **Un elemento químico tiene número atómico Z = 15. ¿A qué grupo y período pertenece?**

Primero planteamos la configuración electrónica. Si el Z es 15, posee 15 electrones.

La configuración electrónica del elemento es:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$.

Ahora, ¿cuál es el último nivel de energía que contiene electrones? El último nivel de energía que contiene electrones corresponde al período en el que se ubica el elemento. En este caso, 3 y, por lo tanto, este elemento se ubica en el período 3.

¿Cuántos electrones hay en el último nivel de energía? El número de electrones que se encuentran en el último nivel de energía corresponde al grupo:

$3s^2 + 3p^3 = 5$ electrones.

Un elemento con número atómico Z = 15 se ubica en el período 3 y el grupo VA o 15 de la tabla periódica de los elementos.

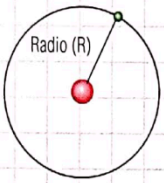
Las propiedades periódicas

A medida que recorremos a lo largo un grupo o un período de la tabla periódica, veremos que algunas propiedades de los elementos varían en forma gradual y se repiten secuencialmente. Esta **periodicidad** en las propiedades de los elementos permite estudiarlos y predecir el comportamiento químico y las propiedades físicas de algún elemento en particular.

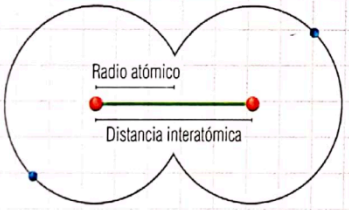
Radio atómico

MODELOS CIENTÍFICOS

Un modelo útil para comprender y representar el radio atómico consiste en considerar los átomos como esféricos, entonces, se puede calcular el radio atómico como en una circunferencia. De acuerdo con el tipo de elemento, existen diferentes técnicas para determinar el radio atómico.

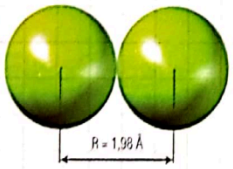


- El radio es la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos metálicos adyacentes.
- El radio atómico es la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos que están unidos entre sí formando una red tridimensional.
- El radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos de una molécula diatómica.



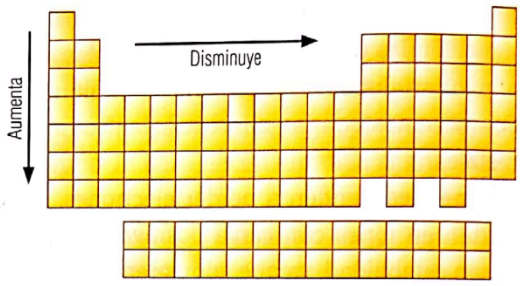
Por ejemplo, para calcular el radio atómico de una molécula formada por dos átomos iguales de cloro, deberíamos dividir a la mitad la distancia interatómica de la molécula.

$$\text{Radio atómico (R)} = \frac{\text{distancia interatómica}}{2}$$



$$\text{Radio atómico del cloro } (R_{Cl}) = \frac{1,98}{2} = 0,99 \text{ Å}$$

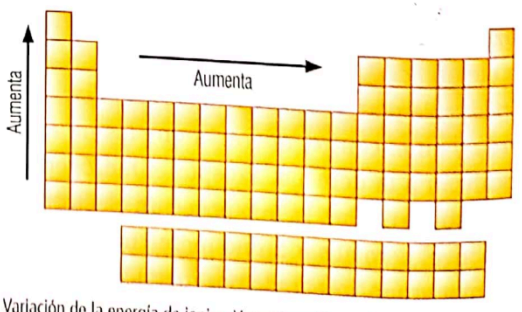
El **radio atómico** nos da idea del tamaño de un átomo y es de gran utilidad para entender la química de los elementos, ya que varias propiedades físicas, como la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición, se relacionan con el tamaño atómico. Sin embargo, el "tamaño de un átomo" no es un concepto preciso, ya que la nube de electrones que rodea al núcleo no tiene una frontera definida. El radio se mide en angstroms (Å) y se determina experimentalmente. Dentro de un **período**, el radio disminuye de izquierda a derecha (a medida que aumenta el número atómico). Dentro de un **grupo**, el radio se incrementa de arriba hacia abajo (a medida que aumenta el número atómico).



Variación del radio atómico en la tabla periódica.

Energía de ionización

La **energía de ionización** es la energía que se necesita para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental, y convertirlo en un catión (átomo con carga positiva). Cuanto mayor es la energía de ionización, más difícil es quitar el electrón. Los elementos con baja energía de ionización tienden a formar cationes fácilmente. Dentro de un período, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha (a medida que se incrementa el número atómico). Dentro de un **grupo**, la energía de ionización aumenta de abajo hacia arriba a medida que disminuye el número atómico.

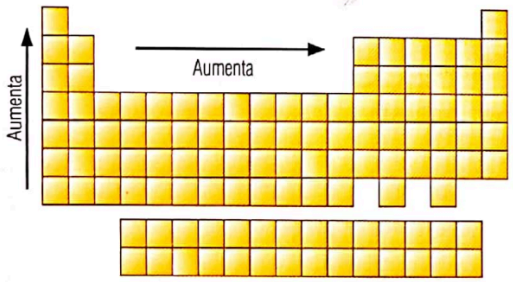


Variación de la energía de ionización en la tabla periódica.

Veamos un ejemplo: el sodio y el cloro pertenecen al período tres. Dentro de un mismo período el número cuántico principal (último nivel de energía) es el mismo, pero a medida que aumenta el número atómico, se incrementa la carga nuclear (carga positiva) y los electrones tienden a ser más atraídos hacia el núcleo. Por lo tanto, los átomos se hacen más pequeños, su radio disminuye y su energía de ionización aumenta porque es más difícil arrancar un electrón del último nivel de energía.

Electronegatividad

La **electronegatividad** es la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace químico. Es decir, la tendencia de un átomo a ganar electrones cuando participa de una reacción química. Los átomos con electronegatividad alta tienden en mayor medida a atraer electrones que aquellos con electronegatividad baja. Dentro de un **período**, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha (a medida que se incrementa el número atómico). Dentro de un **grupo**, aumenta de abajo hacia arriba (a medida que disminuye el número atómico).



Vamos analizar, al igual que hicimos con el radio atómico y la energía de ionización, a qué se debe la variación de la electronegatividad.

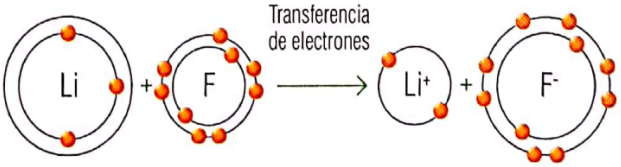
- Si nos situamos en un mismo período, el número cuántico principal (último nivel de energía) es el mismo. A medida que aumenta el número atómico, se incrementa la carga nuclear (carga positiva) y los electrones tienden a ser más atraídos hacia el núcleo. Esto provoca un aumento en su energía de ionización, es decir que es más difícil arrancar un electrón del último nivel de energía. Entonces, los elementos que, dentro de un mismo período, posean mayor número atómico tenderán en menor medida a ceder electrones –porque están más atraídos hacia el núcleo– y en mayor grado a ganar electrones en una reacción química.

La escala de electronegatividad varía entre 0,7 para el elemento menos electronegativo, el francio, y 4,0 para el más electronegativo, el flúor.

- Ahora, en un mismo grupo, a medida que aumenta el número atómico también se incrementa el número cuántico principal (último nivel de energía) y los electrones se encuentran cada vez más alejados del núcleo. Por lo tanto, su energía de ionización disminuye porque es más fácil arrancar un electrón del último nivel de energía. Entonces, los elementos que, dentro de un mismo grupo, posean mayor número atómico tenderán en mayor grado a ceder electrones –porque están menos atraídos hacia el núcleo– y en menor medida a ganar electrones en una reacción química.

La electronegatividad se relaciona con la energía de ionización. De esta manera, los átomos con energía de ionización alta, como los no metales, poseen electronegatividad alta. Por el contrario, los átomos con baja energía de ionización, como los metales, tienen una baja electronegatividad.

En una reacción química, ocurrirá una transferencia de electrones entre un elemento muy electronegativo y uno de baja electronegatividad. El elemento menos electronegativo cederá un electrón para transformarse en un ion con carga positiva (catión). Por el contrario, el elemento más electronegativo tenderá a atraer o ganar un electrón y se convertirá en un ion con carga negativa (anión).



El flúor es más electronegativo y atrae un electrón del litio. Como resultado, el litio queda con una carga positiva (catión) y el flúor, con una carga negativa (anión).

Grupos de la tabla periódica

En general, se hace referencia a los elementos por el número del grupo al que pertenecen; sin embargo, se utilizan también otras clasificaciones y muchos elementos son mencionados genéricamente de acuerdo con ellas. Comencemos por los metales.

Los elementos del grupo 1 se conocen como **metales alcalinos**. Este grupo incluye el litio (Li), el sodio (Na), el potasio (K), el rubidio (Rb), el cesio (Cs) y el francio (Fr). Todos los elementos de este conjunto son blandos y de color gris plateado. No se encuentran libres en la naturaleza porque son muy reactivos. Reaccionan fácilmente con el agua y el oxígeno del aire para producir compuestos oxigenados.

Sodio

Los elementos del grupo 2 se conocen como **metales alcalinotérreos**. Igual que los metales alcalinos, no se encuentran libres en la naturaleza. Este grupo está constituido por berilio (Be), calcio (Ca), magnesio (Mg), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra). Las reacciones con oxígeno y agua se vuelven más violentas a medida que se desciende en el grupo. El calcio y el magnesio son muy importantes en la industria y para la salud humana. El calcio es el quinto elemento más abundante en la corteza terrestre, forma el mármol y la caliza.

Magnesio

Los **metales de transición** se encuentran ubicados en los grupos 3 al 12. Muchos compuestos de estos elementos forman parte de los pigmentos utilizados para fabricar pinturas. El uso y las aplicaciones de la mayoría de estos metales son muy conocidos. Por ejemplo, el oro y la plata se emplean en la fabricación de joyas y objetos de orfebrería; el cinc y el hierro, en construcciones, como edificios y puentes. El cromo y el níquel se emplean principalmente en metalurgia; el titanio es muy usado en la industria aeroespacial, y el cobre, como conductor de los cables eléctricos.

Oro

Sigamos avanzando hacia la derecha de la tabla periódica. Los metales van transformando sus propiedades hasta llegar a los no metales. Como vimos anteriormente, algunos elementos presentan propiedades intermedias entre los metales y los no metales: los **metaloides**.

El **boro**, el primero de los metaloides de la tabla, se encuentra en la naturaleza solo formando compuestos. El de mayor importancia industrial es el bórax, empleado en la fabricación de fibras de vidrio. Así llegamos a las primeras familias o grupos destacados de los elementos no metales. Veamos.

Hulla, una variedad de carbón

Los elementos del grupo 14 constituyen la **familia del carbono**. Este grupo es bastante heterogéneo: el primer elemento, el carbono, es no metal, le siguen el silicio y el germanio, dos metaloides, y por último, el estaño y el plomo, que son dos metales.

El **carbono** es un elemento muy especial. Muchas de las moléculas formadas por carbono, como los glúcidos, los lípidos, las proteínas y los ácidos nucleicos, son la base de la química de los seres vivos. Se encuentra presente en gran cantidad de compuestos y hay una rama de la química que se dedica a estudiar especialmente los compuestos del carbono o compuestos orgánicos. Los hidrocarburos, compuestos de carbono e hidrógeno, son los principales componentes del petróleo con el que se fabrica la nafta.

El **silicio** es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre. Se utiliza en la fabricación de siliconas, y uno de sus compuestos, el dióxido de silicio, es uno de los principales componentes en la fabricación del vidrio, el hormigón y los ladrillos. Se emplea también como material básico para la elaboración de chips electrónicos.

El **plomo** es un metal muy tóxico que antes se utilizaba en la fabricación de caños de agua. Además, solía ser un componente de las naftas y también de las pinturas para los hogares.

El grupo 15 de la tabla periódica corresponde a la **familia del nitrógeno** –ya que este es el primer elemento–, el gas más abundante en la atmósfera. Además, el nitrógeno forma moléculas esenciales para la vida, como los ácidos nucleicos. Los compuestos nitrogenados tienen infinidad de aplicaciones. Por ejemplo, son la materia prima en la fabricación de fertilizantes.

Fertilizante

El **fósforo** es un elemento muy reactivo. Quedan dos, el **arsénico**, un poderoso veneno, y el **bismuto**, un regulador de las disfunciones intestinales.

El grupo 16 se conoce como la **familia del oxígeno**, ya que este es su primer y principal elemento. Es un gas formado por dos átomos (O_2), que se encuentra en la atmósfera, y del cual depende la vida en la Tierra. El oxígeno es el único gas del grupo, los otros elementos (azufre, selenio y telurio), son sólidos a temperatura ambiente.

Azufre

Los **halógenos** son los elementos químicos que forman el grupo 17. El primero de los elementos es el **flúor**, extremadamente oxidante y electronegativo. Sus compuestos son muy importantes en la industria, utilizados en la producción de lubricantes y anticongelantes. El **cloro** se aplica como agente blanqueador. Los compuestos de **bromo** se utilizan en medicina, como sedantes. El **yodo** es fundamental para el metabolismo humano, ya que es un componente de la hormona tiroidea. Finalmente, el **astato** es un elemento radiactivo.

Cloruro de sodio

Al grupo 18, conocido como los **gases nobles**, ya lo hemos mencionado. Sabemos que estos se nombran así por ser inertes y muy estables.

Dirigible

Todos los gases nobles –**helio**, **neón**, **argón**, **criptón**, **xenón** y **radón**– se encuentran en la atmósfera. El helio se emplea, por ejemplo, para inflar los dirigibles que surcan el cielo con propagandas. Otros de estos gases se utilizan para rellenar tubos luminosos, ya que emiten colores característicos cuando se hace circular una corriente eléctrica a través de ellos.

Ya terminamos de describir los distintos grupos de la tabla periódica, sin embargo, hay un conjunto de elementos ubicados en su parte inferior. La primera hilera comienza con el lantano (La), y a todos los elementos de ella se los conoce como **elementos lantánidos** o **tierras raras**. La segunda comienza con el actinio (Ac), por lo que la serie toma el nombre de **elementos actínidos**. Estos elementos forman parte de los períodos 6 y 7, y se denominan, en conjunto, **elementos de transición interna**.

Dm DERRIBANDO MITOS

¿Las "tierras raras" son elementos difíciles de encontrar?

Ni tierras, ni tan raras. "Tierras raras" es el nombre con el que se conoce a las mezclas de hidróxidos y óxidos formados por los elementos lantánidos. ¿Por qué se las denomina así? Antes se solía llamar "tierras" a los óxidos, y los lantánidos se encontraban siempre combinados en la naturaleza en forma de óxidos. El término "raras" nos hace pensar que se trata de elementos poco abundantes, cosa que no es real. Por ejemplo, el cerio y el neodimio son más abundantes que el plomo. Entonces, tan "raras" no son estas "tierras". El problema es que no se solían utilizar porque era muy difícil separar los lantánidos de los minerales que constituían. El nombre "lantano" (en griego *lanthanon*) significa "estoy escondida". En la actualidad los diecisiete minerales que componen las "tierras raras" son fundamentales para el desarrollo y la fabricación de productos de alta tecnología, como teléfonos inteligentes.

ACTIVIDADES FINALES

1. Ordená las siguientes unidades de medida de manera creciente (de menor a mayor) y luego resolvé las consignas.

Centésima de milímetro – Femtómetro – Micrómetro – Angstrom – Decímetro – Nanómetro – Milímetro

a) ¿Cuáles de estas unidades de medida podemos distinguir con nuestros ojos?

b) ¿Cuál de ellas sería la adecuada para medir bacterias?

c) ¿Cuál de estas medidas es la milésima parte de un micrómetro y qué objetos conviene medir usándolas?

d) ¿Cuál de estas medidas es adecuada para medir átomos y a qué corresponde?

2. Construí en tu carpeta una línea de tiempo con las teorías atómicas y relacioná cada una con una característica que la identifique.

Dalton | Mecánico-cuántico | Rutherford | Thomson | Bohr

- Órbitas definidas con niveles de energía
- Orbitales atómicos y nubes electrónicas
- Modelo de budín con pasas
- Los átomos son esferas rígidas
- Electrones fuera del núcleo

3. Explicá brevemente la diferencia entre los siguientes pares de conceptos:

a) Protones / electrones.
b) Espectro continuo / espectro de emisión.
c) Órbita / orbital.
d) Cuanto / fotón.
e) Estado fundamental / estado excitado.

4. Indicá cuáles de estas afirmaciones son verdaderas (**V**) y cuáles, falsas (**F**). Luego, volvé a escribir las afirmaciones falsas en forma correcta.

a) Un elemento químico está formado por átomos de igual Z. ☐

b) Los electrones son partículas con masa definida y carga positiva. ☐

c) Rutherford fue el científico que postuló la existencia de un núcleo atómico central. ☐

d) Los neutrones son partículas de igual magnitud de masa que los electrones pero de signo contrario. ☐

e) A cada elemento le corresponde un espectro de emisión único que lo identifica. ☐

5. Rutherford realizó un experimento bombardeando una lámina de oro con partículas positivas y concluyó que en la zona central del átomo había un núcleo atómico muy pequeño con carga positiva. Explicá con tus palabras cómo se relaciona cada una de sus observaciones con la conclusión.

a) La mayoría de las partículas positivas atravesaba la placa sin desviarse.

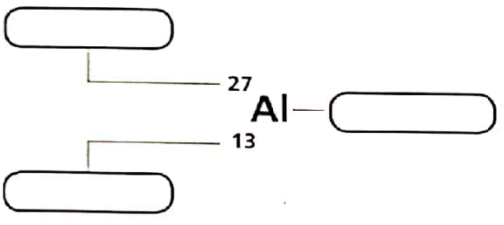
b) Algunas de las partículas positivas se desviaban muy poco al atravesar la placa.

c) Muy pocas de las partículas positivas rebotaban en la placa sin atravesarla.

6. Relacioná con una flecha cada modelo atómico con los experimentos o avances tecnológicos en los que se basaron para el planteo de cada teoría.

Thomson	Espectroscopia de emisión atómica
Rutherford	Aceleradores de partículas
Bohr	Radiactividad
Modelo actual	Conductividad eléctrica de los gases

Escribí en los cartelitos los nombres de cada uno de los componentes de esta nomenclatura. Luego respondé las consignas.



a) ¿Qué significan el número Z y el número A?
b) ¿Es posible identificar un elemento químico por su número atómico? ¿Por qué?
c) ¿Quién es el creador de este sistema para simbolizar los elementos químicos?
d) ¿Por qué el elemento hierro se simboliza Fe?

8. Si se conoce el número atómico (Z) y el número másico (A) de los siguientes elementos, ¿cuántos protones, electrones y neutrones poseen los átomos de cada uno de ellos?
a) Elemento de Z = 15 y A = 31.
b) Elemento de Z = 11 y A = 23.
c) Elemento de Z = 1 y A = 1.

9. Indicá cuál sería el número atómico y el número másico de un isótopo para cada uno de los elementos del ejercicio **8**. Justificá tu respuesta.

10. Calculá para cada átomo el número atómico y el número másico correspondiente.
a) Átomo con 25 electrones y 30 neutrones.
b) Átomo con 9 protones y 10 neutrones.

11. Completá la tabla con las configuraciones electrónicas de los átomos de los siguientes elementos químicos. Para eso, utilizá la regla de las diagonales.

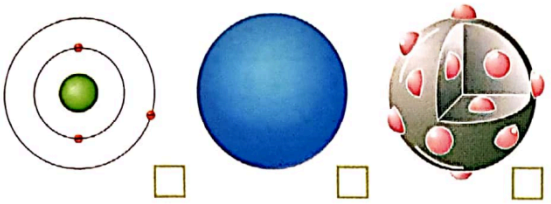
Elemento	Z	Configuración electrónica
Litio (Li)	3	
Nitrógeno (N)	7	
Sodio (Na)	11	
Argón (Ar)	18	
Calcio (Ca)	20	

12. Teniendo en cuenta las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos, indicá cuál es el número atómico de cada uno.
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
c) $1s^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

13. Marcá la opción correcta.
a) En el modelo atómico de Thomson...
...los electrones se mueven en órbitas. ☐
...los electrones se ubican en el núcleo. ☐
...los electrones están incrustados en una masa esférica con carga positiva. ☐
b) En el modelo atómico de Rutherford...
...los electrones se mueven en órbitas. ☐
...los electrones se ubican en el núcleo. ☐
...los electrones están incrustados en una masa esférica con carga positiva. ☐
c) En el modelo atómico de Bohr...
...los electrones se ubican en el núcleo. ☐
...los electrones están incrustados en una masa esférica con carga positiva. ☐
...los electrones giran en órbitas específicas o niveles de energía. ☐

14. Relacioná cada imagen con el número del modelo atómico correspondiente.

1. Dalton **2.** Thomson **3.** Rutherford



☐ ☐ ☐

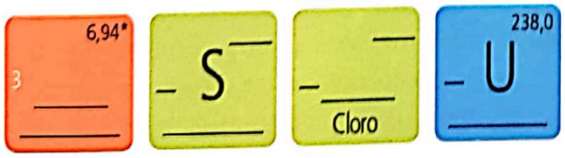
15. Teniendo en cuenta los modelos atómicos, explicá brevemente cuáles son las diferencias más relevantes entre los modelos planteados por Rutherford y por Bohr.

16. Dibujá en la carpeta un átomo de cada uno de los siguientes elementos según el modelo de Bohr.
e) Átomo de hidrógeno.
f) Átomo de carbono.
g) Átomo de cloro.

17. Reunite con un grupo de compañeros para diseñar distintos modelos atómicos estudiados en el capítulo utilizando materiales como plastilina, tapitas, papel, alambre, hilos, botellas plásticas, etc. Luego podrán realizar una exposición científica en la escuela y explicar los distintos modelos atómicos al resto de los compañeros.

En tiempos pasados los químicos identificaban los compuestos por la observación del color característico que tomaba la llama al exponerlos al fuego. Esta propiedad se utiliza en la producción de los fuegos artificiales. Los diferentes colores de los fuegos se relacionan con la estructura electrónica de los elementos que se mezclan con los explosivos.
a) Investigá la historia de los fuegos artificiales.
b) Buscá cuáles son los componentes que dan el color y la tonalidad que producen.
c) Exponé la información seleccionada mediante afiches, videos, láminas, etcétera.

18. Observá las siguientes imágenes y, con la ayuda de la tabla periódica, completá los datos faltantes e indicá el significado de cada uno.



19. Indicá con una (**M**) si se trata de una característica de los elementos metálicos o con (**NM**) si corresponde a elementos no metales.

a) Tienden a perder electrones y así lograr estabilidad. ☐

b) Son malos conductores del calor y la electricidad. ☐

c) Tienen un brillo característico, son sólidos a temperatura ambiente, dúctiles y maleables. ☐

d) Cuando se combinan, tienden a perder electrones y convertirse en cationes. ☐

e) Tienden a ganar electrones y así lograr estabilidad. ☐

f) Presentan puntos de fusión y ebullición relativamente bajos. ☐

g) Pueden presentarse en los tres estados de agregación. ☐

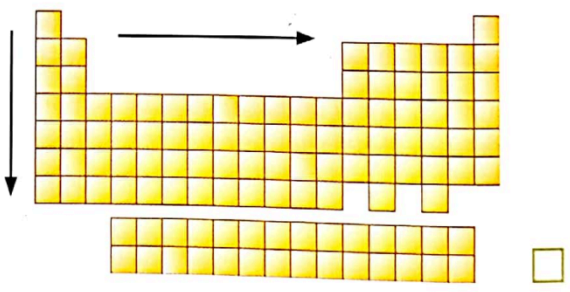
h) Son excelentes conductores térmicos y eléctricos. ☐

i) Cuando se combinan, tienden a ganar electrones y se convierten en aniones. ☐

20. ¿Dentro de qué grupo se incluyen el boro y el silicio? ¿Qué características presenta este tipo de elementos?

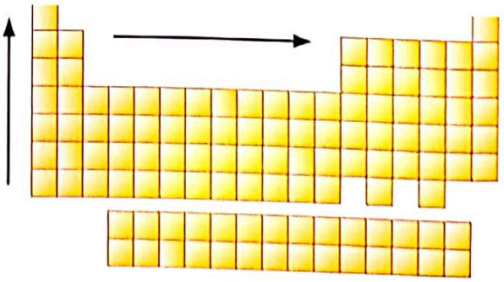
21. Indicá si los siguientes esquemas son verdaderos (**V**) o falsos (**F**). Justificá tu elección en cada caso.

a) Radio atómico aumenta.



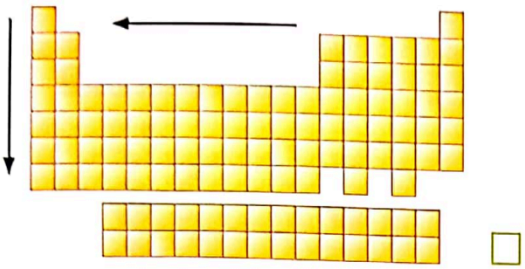
☐

b) Energía de ionización aumenta.



☐

c) Electronegatividad aumenta.



☐

22 Relacioná cada aplicación o uso con alguno de los grupos destacados de la tabla periódica. Indicá, si es posible, a qué elemento del grupo se refiere.

a) Es un gas y se utiliza para inflar los globos que quedan flotando en el aire.

b) Forma parte esencial de las moléculas que componen a los seres vivos.

c) Se encuentra combinado formando minerales y su nombre significa "estoy escondida".

d) Forma el gas más abundante de la atmósfera y el ADN.

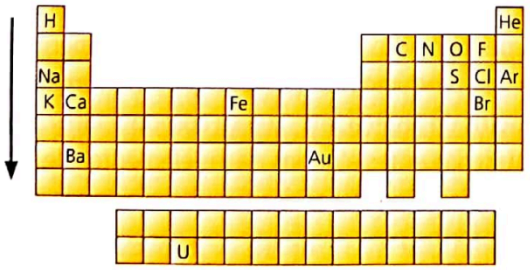
e) Algunos de sus compuestos se utilizan como agentes blanqueadores y desinfectantes.

f) Es producido por las plantas; además, forma un gas que protege a la Tierra de los rayos solares.

g) Uno de ellos es fundamental para el metabolismo humano, ya que forma parte de la hormona tiroidea.

h) Se emplean en la industria de productos de alta tecnología.

23. Observá los elementos ubicados en la tabla y respondé las consignas.



a) Agrupá los elementos según si son representativos, de transición o de transición interna.

b) Mencioná los elementos que pertenezcan a un mismo grupo. Indicá a cuál pertenecen y cuántos electrones tendrán en su último nivel de energía.

c) Mencioná los elementos que pertenezcan a un mismo período. Indicá a cuál pertenecen y cuál será su último nivel de energía.

d) Inidcá cuáles de los elementos pertenecen al grupo de los gases nobles y mencioná sus características generales.

e) Elegí un metal alcalino y uno alcalino térreo, y mencioná las características que los diferencian.

f) Indicá cuál de ellos tendrá el mayor radio atómico y cuál tendrá el mínimo radio atómico. Justificá tu elección.

g) Indicá cuál de los elementos de la imagen es el más electronegativo. ¿Qué características tendrá?

h) Sin conocer los números atómicos de los elementos, ¿podrías indicar cuál de los elementos tiene mayor número atómico? Justificá tu elección.

24. Sin mirar la tabla periódica, indicá a qué grupo y período pertenecen los siguientes elementos.

a) Elemento químico cuyo átomo posee un número atómico Z = 17.

b) Elemento químico cuyo átomo posee un número atómico Z = 18.

c) Elemento químico cuyo átomo posee un número atómico Z = 19.

25. Dos micronutrientes muy importantes para nuestro organismo corresponden a elementos químicos con las siguientes características:

Uno presenta átomos con cuatro niveles de energía y dos electrones en el último de ellos.

Otro presenta átomos con tres niveles de energía y cinco electrones en el último de ellos.

a) Indicá el grupo y el período al que pertenecen.

b) Señalá si son metales o no metales.

c) ¿A qué familia pertenece cada uno?

d) Investigá la importancia que cada uno tiene en nuestro organismo.

26. Resolvé los siguientes ejercicios sin mirar la tabla periódica.

a) Organizá estos elementos del segundo período en orden creciente de número atómico, teniendo en cuenta su energía de ionización.

Elementos	Energía de ionización	Elementos en orden creciente	Energía de ionización
Ne	21,6 eV		
Li	5,4 eV		
O	13,6 eV		
C	11,3 eV		
Be	9,3 eV		

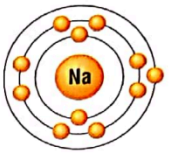
b) Organizá estos elementos del segundo grupo en orden creciente de número atómico, teniendo en cuenta su radio atómico.

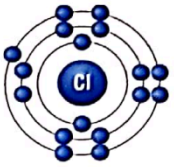
Elementos	Radio atómico	Elementos en orden creciente	Radio atómico
Sr	2,15 Å		
Mg	1,60 Å		
Be	1,12 Å		
Ba	2,22 Å		
Ca	1,97 Å		

c) Organizá estos elementos del tercer período en orden decreciente de número atómico, teniendo en cuenta su radio atómico.

Elementos	Radio atómico	Elementos en orden decreciente	Radio atómico
Si	1,32 Å		
Na	1,90 Å		
Cl	0, 37 Å		
Al	1,43 Å		
P	1,28 Å		

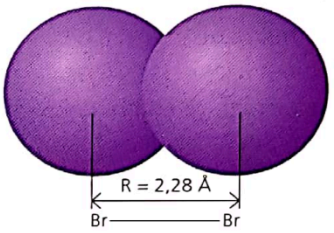
27 Según la ley periódica planteada por Henry Gwyn Jeffreys, existe una relación directa entre la configuración electrónica externa (CEE) y el orden de los elementos químicos en la tabla. Teniendo en cuenta los modelos atómicos de los elementos sodio (Na) y cloro (Cl) y la ley del octeto, explicá por qué los metales, al reaccionar, forman cationes y los no metales, aniones.



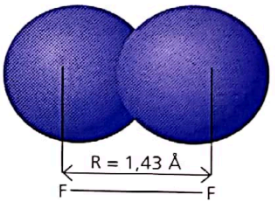


28 Teniendo en cuenta el modelo esférico del átomo, calculá los radios atómicos de los siguientes átomos que forman moléculas diatómicas sencillas.

a)



b)



2. UNIONES QUIMICAS

En el mundo que nos rodea estamos en contacto con infinidad de sustancias que se encuentran en distintos estados de agregación. Sabemos que estas sustancias están formadas por moléculas o bien por retículos cristalinos. Así, tenemos sustancias moleculares cuyas moléculas están formadas por átomos del mismo elemento como H_2, N_2, Cl_2, o de elementos distintos como H_2O, CO_2, NH_3. También hay sólidos como el diamante, la sal de mesa (NaCl), o los metales, que son agregados de numerosos átomos o iones. La existencia de todas estas sustancias nos lleva a suponer que de alguna manera los átomos de los diversos elementos se unen entre sí para formar sustancias diferentes.

Los átomos se unen para lograr una estructura más estable que la que tienen cuando están aislados.

Los electrones de valencia

Hemos visto que los átomos de los elementos de un mismo Grupo de la Tabla Periódica, a excepción del helio, tienen igual número de electrones en su nivel más externo. Dado que las propiedades químicas de los elementos de un Grupo son similares, debe existir una estrecha relación entre las propiedades químicas y el número de electrones más externos. En efecto, sólo estos electrones intervienen activamente en la formación de los enlaces químicos y son conocidos como **electrones de valencia**. Por consiguiente, al estudiar la naturaleza del enlace químico, es necesario considerar los electrones de la capa más externa del átomo. En los elementos representativos los electrones de valencia son los que constituyen la configuración electrónica externa (CEE).

Limitaremos nuestras consideraciones esencialmente a los elementos representativos, aunque conceptos similares pueden también aplicarse a los elementos de transición o de transición interna.

En la Tabla 5.1 se muestra la expresión general de la CEE y el número de electrones de valencia, para los Grupos que comprenden a los elementos representativos. Como podemos observar, los átomos de los elementos de un mismo Grupo tienen igual número de electrones en su nivel más externo, que además coincide con el último dígito del Grupo.

grupo	1	2	13	14	15	16	17	18
CEE	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8

Tabla 5.1: Expresión general de la CEE y del número de electrones de valencia de cada grupo de los elementos representativos, donde n es el período (1,2,3,4,5,6,7) en que se halla el elemento

Los símbolos de Lewis

Con el objeto de representar en forma simple y esquemática los electrones de valencia, Gilbert N. Lewis propuso una simbología ampliamente utilizada. Consiste en escribir el símbolo del elemento, rodeado por los electrones de valencia que se indican mediante puntos o cruces. En el siguiente cuadro mostramos estos símbolos para los elementos del segundo período.

Elemento	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón
Grupo	1	2	13	14	15	16	17	18
Electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
Símbolo de Lewis	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	:F·	:Ne:

Es importante señalar que en estos diagramas el símbolo del elemento representa el centro atómico o "core" del átomo, o sea el núcleo más los electrones internos.

LOS ENLACES QUÍMICOS

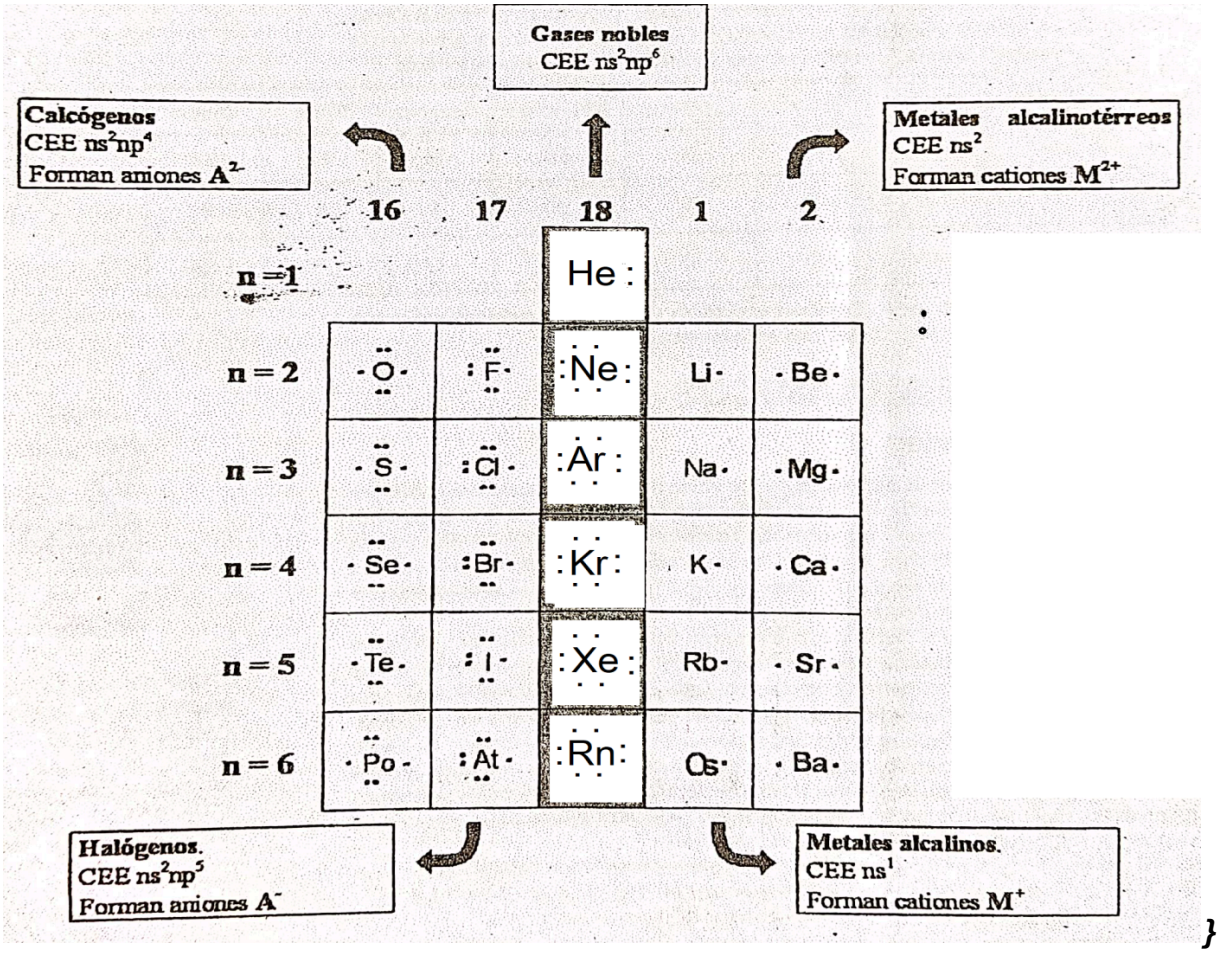
Las primeras teorías

Las primeras ideas acerca de la formación de los enlaces químicos fueron aportadas por Berzelius hacia 1812. Según su teoría, los átomos de los distintos elementos poseían polos eléctricos predominantemente positivos o negativos. La unión se establecía entre los átomos con polos de signo contrario. Sin embargo, esta teoría no podía explicar la existencia de moléculas formadas por átomos del mismo elemento, como H_2, N_2 o Cl_2, ya que sus átomos tendrían "polos" del mismo signo y no se atraerían.

Una de las claves que permitió establecer la naturaleza de los enlaces químicos con mayor precisión, fue el estudio del comportamiento de los gases nobles. Los gases nobles presentan escasa reactividad química, a tal punto que sus moléculas son todas monoatómicas; esta "inactividad" química de los gases nobles se atribuye a que sus átomos tienen su nivel más externo completo. Con excepción del helio, que completa dicho nivel con sólo dos electrones, los demás gases nobles tienen el nivel más externo completo con 8 electrones cada uno. La expresión general de la CEE de estos gases es: ns^2np^6, donde n es el número cuántico principal del nivel más externo. Estas propiedades sugirieron que los átomos que de alguna manera lograran completar su nivel más externo con ocho electrones, adquirirían gran estabilidad.

En 1916, Walther Kossel y Gilbert N. Lewis, en forma independiente, señalaron que cualquier átomo podría alcanzar gran estabilidad si de algún modo adquiriese la CEE del gas noble más próximo en la Tabla Periódica.

En el esquema siguiente, representamos los símbolos de Lewis correspondientes a los gases nobles, comparados con los de los elementos de los dos grupos anteriores y de los dos posteriores de la Tabla Periódica.


Gases nobles
CEE ns^2np^6
Calcógenos
CEE ns^2np^4
Forman aniones A^{2-}
Metales alcalinotérreos
CEE ns^2
Forman cationes M^{2+}
16
17
18
1
2
n = 1
n = 2
n = 3
n = 4
n = 5
n = 6
He
O
F
Ne
Li
Be
S
Cl
Ar
Na
Mg
Se
Br
Kr
K
Ca
Te
I
Xe
Rb
Sr
Po
At
Rn
Cs
Ba
Halógenos.
CEE ns^2np^5
Forman aniones A^-
Metales alcalinos.
CEE ns^1
Forman cationes M^+

En el centro del cuadro ubicamos a los gases nobles que presentan su octeto completo con ocho electrones de valencia, salvo el helio que tiene dos. A la izquierda de éstos están los halógenos (grupo 17) a los que sólo les falta un electrón para completar el octeto y los calcógenos (grupo 16) a los que les faltan dos. Por ejemplo, el átomo de flúor tiene un electrón menos que el átomo de neón, mientras que el átomo de oxígeno tiene dos electrones menos que el átomo de neón. Por ello, los halógenos tienen tendencia a formar aniones mononegativos y los calcógenos aniones dinegativos, ganando uno o dos electrones respectivamente, para alcanzar la configuración estable del gas noble que les sigue.

A la derecha de los gases nobles ubicamos a los metales alcalinos (grupo 1) y a los alcalinotérreos (grupo 2), cuyos átomos poseen uno y dos electrones más que el átomo del gas noble del periodo anterior. Por ejemplo, el átomo de litio (Li) tiene un electrón más que el átomo de helio (He), y el átomo de berilio (Be) tiene dos electrones más que el átomo de He. Así, por pérdida de un electrón, los átomos de los metales alcalinos pueden formar cationes monopositivos y los átomos de los metales alcalinotérreos, por pérdida de dos electrones, cationes dipositivos, alcanzando en ambos casos la configuración del gas noble precedente.

En otras palabras, los elementos de estos cuatro grupos (16, 17, 1 y 2) pueden alcanzar la configuración electrónica de un gas noble, por ganancia o pérdida de electrones, formando aniones o cationes respectivamente.

Los átomos de los elementos representativos que pertenecen a los grupos restantes (13, 14 y 15), tienen tres, cuatro y cinco electrones de valencia, respectivamente; para lograr la configuración de gas noble, necesitan ganar o perder tres, cuatro o cinco electrones. Esto hace que los átomos de los elementos de estos grupos tengan poca tendencia a ganar o perder electrones para formar iones. Sin embargo, se conocen algunos iones de estos elementos como Al^{3+} o N^{3-}. La configuración de gas noble en los elementos de estos tres grupos, puede ser alcanzada compartiendo electrones con otros átomos.

En principio, hay dos maneras por las cuales un átomo puede adquirir la configuración electrónica de gas noble:

- Cuando se comparten electrones entre dos átomos.
- Cuando un átomo transfiere electrones a otro.

Estas ideas condujeron a los científicos a establecer una afirmación conocida como regla del octeto.

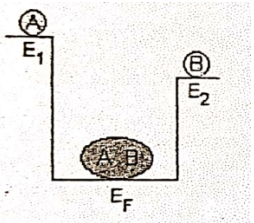
REGLA DEL OCTETO

Los átomos de los elementos tienden a unirse entre sí compartiendo o transfiriendo electrones, de manera que su nivel más externo se complete con ocho electrones.

Esta regla indica que cuando los átomos se unen, tienden a transferir o compartir el número necesario de electrones para tener ocho en su capa más externa, salvo el átomo de hidrógeno que la completa con dos. Si bien la validez de esta regla no es universal, pues como veremos existen excepciones, constituye una buena aproximación para una explicación elemental de cómo se establecen las uniones químicas.

Cómo se unen los átomos

La formación de una unión química implica un reordenamiento de los electrones de valencia de los átomos que se unen, para dar lugar a una estructura de menor energía y por lo tanto más estable. Esto significa que en el proceso de unión entre dos átomos se libera cierta cantidad de energía (**energía de enlace**). Por ejemplo, cuando dos átomos A y B cuyas energías son E_1 y E_2, se unen para formar una sustancia AB, la energía final E_F es menor que la de los átomos individuales.



Formación del enlace AB

En las uniones químicas existen fuerzas de naturaleza electrostática, debidas a interacciones entre partículas cargadas. Como sabemos, las fuerzas pueden ser de repulsión (cargas de igual signo) o de atracción (cargas de signo opuesto).

La unión entre dos átomos se establece cuando predominan las fuerzas de atracción sobre las de repulsión (básicamente, los electrones negativos y los núcleos positivos se atraen entre sí). Las fuerzas de atracción entre cargas de signo opuesto se manifiestan también en la interacción entre cationes y aniones.

A manera de resumen de las ideas precedentes, destacamos algunas características que conducen a la formación de un enlace químico:

- La formación de un enlace implica cierto reordenamiento de los electrones de valencia de los átomos que lo forman.
- Cuando dos átomos se unen, lo hacen para alcanzar un estado más estable de menor energía. En el proceso de unión se libera energía, cuya magnitud es la misma que se requiere para la separación (energía de enlace).
- En los enlaces químicos se ponen de manifiesto fuerzas de atracción de naturaleza electrostática, correspondientes a cargas de signo opuesto.
- El estado de menor energía se logra cuando los átomos que se unen transfieren o comparten electrones entre sí cumpliendo, en lo posible, con la regla del octeto.

A continuación estudiaremos tres tipos de uniones o enlaces químicos:

- enlace covalente
- enlace iónico
- enlace metálico

EL ENLACE COVALENTE

Existen muchas moléculas formadas por átomos cuyos valores de electronegatividad son similares (o iguales, como en las moléculas de las sustancias simples como H_2, F_2, o N_2). Las primeras ideas para explicar cómo se unen estos átomos fueron aportadas por G. N. Lewis, quien propuso lo siguiente:

Cuando los átomos se unen, pueden alcanzar una configuración estable de gas noble compartiendo entre sí pares de electrones.

EL ENLACE COVALENTE ES LA UNIÓN QUE SE PRODUCE ENTRE DOS ÁTOMOS CUANDO COMPARTEN UNO O MÁS PARES DE ELECTRONES DE VALENCIA.

El enlace covalente generalmente se presenta entre átomos de elementos de alta y similar electronegatividad, como los elementos no metálicos, en los que no hay gran posibilidad de transferencia de electrones. Su característica esencial es que se produce por pares de electrones compartidos entre los átomos que se unen. Mediante diagramas de puntos, Lewis representó la estructura de muchas moléculas sencillas unidas por enlaces covalentes. Esta forma de representar las moléculas se conoce como fórmula o estructura de Lewis. A continuación mostraremos distintos ejemplos de moléculas con enlaces covalentes y sus estructuras de Lewis.

• La molécula de hidrógeno

El hidrógeno (H_2) es un gas en condiciones ambientales, formado por moléculas diatómicas, es decir, constituidas por dos átomos. Cada átomo de hidrógeno posee un núcleo con un protón (con carga positiva) y un único electrón (con carga negativa) que se halla en un orbital 1s.

Según un modelo sencillo, podemos suponer que el enlace se produce cuando ambos átomos se aproximan hasta llegar a una distancia en la que las atracciones son máximas y las repulsiones mínimas. Cuando se alcanza esta distancia óptima, las fuerzas de atracción son mayores que las de repulsión y cada electrón es atraído por ambos núcleos. Así se produce la unión en la cual el par de electrones es compartido por los dos átomos. Esto podemos representarlo utilizando la notación de Lewis:

$$H\cdot \;+\; \cdot H \longrightarrow H:H$$

átomos de H — *molécula de H_2*

Los dos átomos de hidrógeno comparten un par de electrones, de modo que cada uno de ellos alcanza la configuración del gas noble He, con dos electrones a su alrededor. Decimos entonces que se ha originado un enlace covalente.

• La molécula de fluoruro de hidrógeno

Como la molécula de fluoruro de hidrógeno (HF) está formada por un átomo de hidrógeno y uno de flúor, de acuerdo con la notación de Lewis escribimos:

En la molécula de HF hay dos electrones alrededor del átomo de hidrógeno y ocho alrededor del de flúor, estableciéndose el enlace simple por un par de electrones compartidos entre ambos átomos. Como la electronegatividad de los átomos que forman esta unión es diferente, el par de electrones compartidos por ambos es atraído con más intensidad por el átomo de flúor que es el más electronegativo. En este caso, la nube electrónica no es simétrica sino que está desplazada hacia el átomo de flúor.

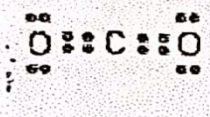
Molécula de HF
Dos electrones rodean al hirdrógeno y ocho al flúor

H—F

ENLACES COVALENTES MULTIPLES

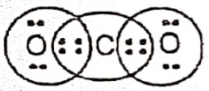
• La molécula de dióxido de carbono

Esta molécula está formada por un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno (CO_2). El átomo de carbono tiene cuatro electrones externos y cada átomo de oxigeno seis. Escribimos los átomos en forma simétrica y distribuimos estos electrones de a pares alrededor de cada uno de ellos. Para que cada uno de los átomos alcance un octeto electrónico estable, el átomo de carbono debe compartir dos pares de electrones con cada átomo de oxígeno:



En esta molécula, decimos que el átomo de carbono está unido a cada átomo de oxígeno por un enlace covalente doble. Representamos cada unión entre el carbono y oxígeno mediante una doble linea:

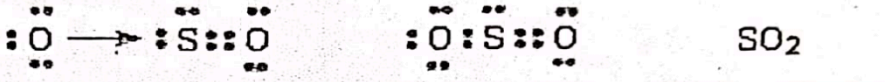
O ═ C ═ O



Molécula de CO_2
Ocho electrones alrededor de cada uno de los átomos

• La molécula de dióxido de azufre

En la estructura de Lewis del SO, el átomo de azufre y el átomo de oxígeno poseen dos pares de electrones libres, y ambos átomos completan el octeto electrónico. Para formar la molécula de SO_2, otro átomo de oxígeno se une al átomo de azufre, que dispone de dos pares electrónicos libres. De este modo, se forma un nuevo enlace covalente:



fórmula de Lewis — fórmula molecular

Algunos autores denominan a este tipo de unión enlace covalente coordinado, ya que la unión podría visualizarse como un par de electrones aportado por un único átomo. Una vez formado el enlace, el par electrónico es compartido por ambos átomos como en cualquier otro enlace covalente.

• La molécula de nitrógeno

El gas nitrógeno (N_2) es el principal componente del aire; su molécula es diatómica. Cada átomo de nitrógeno posee cinco electrones en su capa más externa y necesita tres electrones más para alcanzar la estabilidad del octeto. Por lo tanto, en la molécula los dos átomos de nitrógeno deben compartir tres pares de electrones:

fórmula de Lewis — fórmula desarrollada

Decimos entonces que el enlace es covalente triple, ya que se comparten simultáneamente tres pares de electrones entre ambos átomos, que representamos en la fórmula desarrollada mediante tres líneas que los unen.

EL ENLACE IÓNICO

Como hemos visto, los sólidos iónicos están formados por redes cristalinas que contienen iones de signo opuesto. Por ejemplo, el cloruro de sodio es un retículo cristalino constituido por igual número de iones Na^+ y de iones Cl^-, ya que el sistema debe ser electricamente neutro.

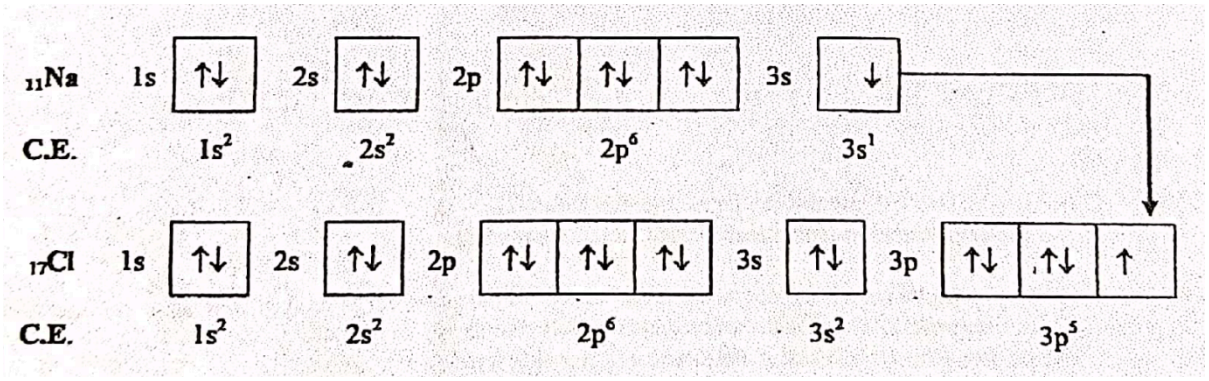
Si escribimos las respectivas configuraciones electrónicas, destacando en negrita las CEE, tenemos:

$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^1}$ $\qquad$ $_{17}Cl$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$_{10}Ne$: $1s^2 2s^2 2p^6$ $\qquad$ $_{18}Ar$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

El átomo de sodio tiene un solo electrón en su nivel más externo ($3s^1$), y si se le entrega la energía de ionización necesaria, puede transformarse en el catión sodio, cuya configuración electrónica es igual a la del neón. Es decir, el Na^+ y el Ne son isoelectrónicos.

El átomo de cloro, que tiene siete electrones externos, tiende a captar un electrón para adquirir la configuración del argón, convirtiéndose en el anión Cl^-, que es isoelectrónico con el argón. Si un átomo de sodio se acerca suficientemente a uno de cloro, puede transferirle su electrón más externo, formándose simultáneamente los iones Na^+ y Cl^-. Este hecho podemos visualizarlo mediante el siguiente diagrama de cajas:



El proceso de formación de los iones sodio y cloruro puede representarse utilizando los símbolos de Lewis, de la siguiente manera:

$$Na\cdot \longrightarrow Na^+ + e$$

$$:\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot + e \longrightarrow \left[:\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\right]^-$$

Ambos átomos adquieren simultáneamente una estructura estable, originando los iones Na^+ con diez electrones y Cl^- con 18, que tienen el mismo número de electrones que los gases nobles Ne y Ar, respectivamente. El proceso de atracción entre ambos iones podemos representarlo según:

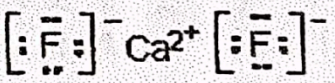
$$Na^+ + \left[:\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\right]^- \longrightarrow Na^+\left[:\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\right]^-$$

El catión Na^+ y el anión Cl^- se mantienen unidos por un enlace iónico.

ENLACE IONICO

Es el que se produce entre iones de signo opuesto que se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática.

Veamos el ejemplo del fluoruro de calcio, cuya fórmula empírica es CaF_2. La CEE del calcio es $4s^2$ y la del flúor es $2s^22p^5$. Es decir, el átomo de calcio posee dos electrones externos mientras que el de flúor posee siete. Esto nos indica que para adquirir la configuración del gas noble argón, el átomo de calcio debe ceder sus dos electrones externos. Por su parte, cada átomo de flúor necesita captar un electrón, para lograr la configuración del gas noble neón. Se producen dos enlaces iónicos que podemos representar:



De esta manera, se forma una unidad de CaF_2 el ion Ca^{2+} y los dos iones F^-, se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostáticas.

El enlace iónico se producirá entre cationes de elementos de baja energía de ionización y aniones de elementos que sean muy electronegativos. En efecto, la mayoría de los compuestos iónicos binarios están formados por la combinación de elementos de los grupos 1 y 2 (metales) con los de los grupos 16 y 17 (no metales).

Carácter iónico parcial

Los enlaces covalentes no polares y los enlaces iónicos, son dos extremos entre los cuales se sitúan los enlaces covalentes polares. Por consiguiente, podemos decir que entre un enlace covalente polar y un enlace iónico hay toda una serie de enlaces con mayor o menor proporción de carácter iónico. En otras palabras, un enlace covalente polar tiene cierta proporción de carácter iónico.

La polaridad de una unión depende de la diferencia de electronegatividad entre los átomos que la constituyen y es una medida del carácter iónico de la misma. Cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen, mayor es la polaridad del enlace y mayor su carácter iónico. Sobre bases experimentales, Linus Pauling determinó el porcentaje de carácter iónico de distintos enlaces, teniendo en cuenta la diferencia de electronegatividad de los átomos que los forman.

No es posible establecer una regla única que permita decidir si un enlace es covalente o iónico, dado que todo enlace covalente polar tiene un cierto carácter iónico. Sólo podemos decir que un enlace es predominantemente covalente o predominantemente iónico.

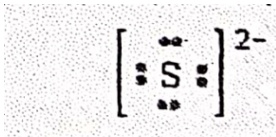
En general, cuando un enlace está formado por átomos de no metales, cuya electronegatividad es similar, la diferencia de electronegatividad es pequeña y el enlace es predominantemente covalente. Si en cambio, la unión está constituida por un átomo de un metal y de un no metal, la diferencia de electronegatividad es alta y la unión es predominantemente iónica.

Estructuras de Lewis de iones y de compuestos iónicos

• Iones monoatómicos

Los cationes monoatómicos, que han perdido sus electrones de valencia, se indican mediante su símbolo y la carga positiva como superíndice. Por ejemplo: K^+, Ca^{2+}.

La estructura de Lewis de un anión monoatómico, se escribe representando mediante puntos los electrones de valencia, de a pares, alrededor del símbolo del átomo. Luego se encierra el conjunto entre corchetes, indicando la carga del ion como superíndice. Por ejemplo, el anión sulfuro (S^{2-}) que se forma cuando el átomo de azufre gana dos electrones, tiene dos cargas negativas. Como el átomo de azufre tiene seis electrones de valencia, el numero total de electrones del ion sulfuro es ocho, que se distribuyen de a pares alrededor del símbolo del azufre. Su estructura de Lewis se escribe encerrando el conjunto entre paréntesis e indicando la carga negativa como se muestra en la figura adjunta.



Estructura de Lewis del ion sulfuro

EJERCICIOS

1_ Dadas las siguientes afirmaciones, indicar si son verdaderas o falsas:

a) el enlace covalente se establece entre un elemento metálico y uno no metálico.
b) el enlace covalente simple se produce por un par de electrones compartidos entre dos átomos.
c) en una unión iónica se considera que un átomo transfiere uno o más electrones al otro.

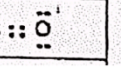
2_ Escribir los símbolos de Lewis de los siguientes átomos:

a) Al b) Cl c) P d) Si e) Ne f) Se g) He

3_ Escribir las estructuras de Lewis y las fórmulas desarrolladas de las siguientes especies:

a) fluoruro de calcio (CaF_2)
b) tetracloruro de carbono (CCl_4)
c) metano (CH_4)
d) amoniaco (NH_3)
e) sulfuro de sodio (Na_2S)

4_ Completar el siguiente cuadro, en cuyas primeras columnas figuran letras que representan los símbolos de los elementos.

elemento	Z	elemento	Z	fórmula	estructura de Lewis
X	12	Y	9	XY_2	
R	17	T	1		
E	8	M	6		

5_ Escribir las estructuras de Lewis y las fórmulas desarrolladas de las noléculas de las siguientes sustancias:

a) dióxido de carbono (CO_2)
b) etileno (C_2H_4)
c) amoniaco (NH_3)
d) trióxido de dicloro (Cl_2O_3)
e) pentóxido de difósforo (P_2O_5)
f) sulfuro de litio Li_2S

Polaridad de los enlaces y estructura espacial

En la página anterior vimos que el tipo de unión covalente que se forme entre los átomos de dos elementos dependerá de la diferencia en la electronegatividad de los átomos que componen la molécula.

- Si la diferencia de electronegatividad entre los átomos es igual a cero, o muy pequeña, el enlace covalente será no polar. Como ocurre con las moléculas formadas por dos átomos iguales (Cl_2).
- Si la diferencia de electronegatividad entre los átomos no es igual a cero, pero es menor que 1,5, el enlace covalente será polar. Como ocurre en el ácido clorhídrico (HCl).
- Si la diferencia de electronegatividad entre los átomos es muy marcada (alrededor de 2 o mayor), el enlace será iónico. Como ocurre con el cloruro de potasio (KCl).

La estructura espacial

Parece obvio pensar que si los enlaces covalentes de una molécula son polares, la molécula también es polar, y por el contrario, si los enlaces son no polares, la molécula también lo es. Sin embargo, esto no es así en todos los casos, ya que depende de la estructura que adopta la molécula en el espacio, es decir, su fórmula estructural.

Se denomina **fórmula estructural** a la representación de la disposición real en el espacio de los átomos en una molécula o de un compuesto iónico.

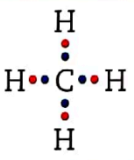
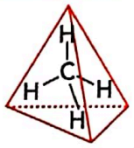
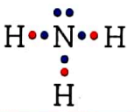
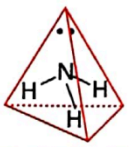
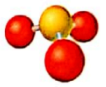
En el caso de moléculas formadas por dos átomos, se cumple que la estructura molecular en el espacio es lineal, es decir que los átomos se disponen sobre una misma línea. Pero, si la molécula tiene tres o más átomos, además de la polaridad de los enlaces, debemos considerar la orientación de estos en el espacio.

Analicemos el caso de la molécula de agua, que contiene enlaces covalentes polares entre un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. Si la representáramos en un esquema lineal, veríamos que los dipolos se neutralizan y entonces pensaríamos que el agua es una molécula no polar. Sin embargo, y como vimos en la página 48, el agua no se dispone en forma lineal en el espacio y es una molécula polar. Esta característica es la que le confiere la capacidad de disolver la mayoría de las sustancias polares, como el cloruro de sodio o sal de mesa (NaCl), el alcohol medicinal (etanol) o el azúcar común (sacarosa).

La geometría de las moléculas

La disposición que adoptan los átomos de una molécula en el espacio se conoce como **geometría molecular**, y la ubicación que tienen los pares de electrones alrededor del átomo central de la molécula se denomina **geometría electrónica**.

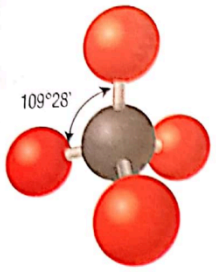
En el caso de los compuestos con enlaces covalentes, la geometría de la molécula dependerá de dos parámetros: el **momento dipolar** (distancia entre los dipolos positivos y negativos) y el **ángulo de enlace**, que es el ángulo formado por dos líneas imaginarias que unen el núcleo del átomo central con cada uno de los núcleos de los átomos enlazados.

Sustancias	Fórmula de Lewis	Geometría electrónica	Geometría molecular
Metano			
Amoníaco			

En algunos casos las moléculas pueden presentar igual geometría electrónica pero distinta geometría molecular, como ocurre con el metano y el amoníaco. En el metano todos sus electrones están enlazados a otro átomo, mientras que en el amoníaco no. Esto produce que en el espacio las moléculas adopten una geometría diferente.

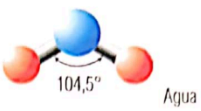
¿Por qué una molécula tiene una geometría y no otra? Simplemente porque las moléculas adoptan la geometría o disposición en el espacio que les proporciona una mayor estabilidad.

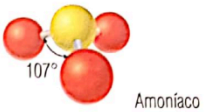
- Las moléculas no polares, como la de H_2 y O_2, tienen un momento dipolar nulo y sus ángulos de enlace son de 180°. Son moléculas que se disponen en el espacio formando una línea.
- Algunas moléculas son no polares, aunque presentan enlaces covalente polares, como es el caso del metano (CH_4). Esto se debe a que la suma de los momentos dipolares de sus enlaces da un resultado nulo.



La geometría molecular del CH_4 es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.

- En las moléculas polares, con enlaces covalentes, como el agua (H_2O) y el amoníaco (NH_3), las polaridades no se anulan y presentan un momento dipolar que les otorga una geometría molecular particular, como se explicó en la página anterior. En estos casos hay pares de electrones no enlazantes que influyen sobre la geometría de la molécula. La geometría molecular del H_2O es angular con un ángulo de enlace de 104,5° y la geometría molecular del NH_3 es una pirámide trigonal con ángulos de enlace de 107°.





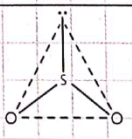
Teoría de repulsión de pares electrónicos

Dos químicos ingleses, Nevil Sidgwick y Herbert Powell, elaboraron en 1940 un modelo denominado **teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia** o **TRePEV**. Esta teoría o modelo permite predecir la geometría molecular que adopta una molécula en el espacio. Se basa fundamentalmente en tres principios:

- Los electrones de valencia se encuentran asociados de a pares.
- Los pares de electrones de valencia se ubicarán en el espacio, de modo de estar lo más alejados entre sí, para disminuir la repulsión entre cargas de igual signo.
- Los pares de electrones no involucrados en enlaces del átomo central "ocupan" más espacio que los compartidos.

MODELOS MC CIENTÍFICOS

Con el modelo TRePEV se puede determinar la geometría molecular de un compuesto, teniendo en cuenta el número de electrones libres.

Tipo de molécula	Ejemplo	Fórmula de Lewis	Pares de electrones no compartidos	Geometría electrónica	Geometría molecular
AB_2	CO_2	:Ö = C = Ö:	0	O–C–O	Lineal
	SO_2	:Ö—S=Ö:	1		Angular < 120°
	H_2O	H—Ö—H	2		Angular < 104,5°
AB_3	BF_3	:F—B—F: (:F:)	0		Plana triangular = 120°
	PH_3	H—P—H (H)	1		Piramidal < 107°

ACTIVIDADES FINALES

1 Explicá la diferencia entre estos pares de conceptos.

a) Unión iónica / unión covalente.

b) Molécula polar / molécula no polar.

c) Unión covalente polar / unión covalente no polar.

d) Fórmula electrónica / fórmula estructural.

2 ¿En qué principios se basa y cuál es la utilidad de la teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia (TRePEV)?

3. Teniendo en cuenta la teoría del octeto, indicá si los átomos de los siguientes elementos:

Magnesio – Oxígeno – Cloro – Litio – Fósforo – Yodo

a) Ceden electrones o aceptan electrones.

b) Se convierten en cationes o aniones.

c) ¿Cuál es el gas noble del que adoptará la CEE?

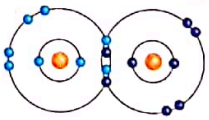
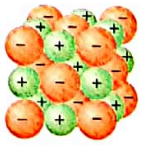
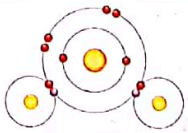
4. Escribí las fórmulas de Lewis para los siguientes compuestos. Luego, indicá si se trata de enlaces iónicos o covalentes. En caso de ser covalentes, señalá si son polares o no polares.

a) H_2O **d)** Cl_2

b) KI **e)** MgO

c) CO_2 **f)** CaS

5. Observá las imágenes de los siguientes compuestos y relacionalas con el tipo de unión química.

Compuesto	Tipo de unión
 Oxígeno O_2	
 Cloruro de sodio NaCl	
 Agua H_2O	

6. Escribí las fórmulas de Lewis de los siguientes compuestos. Señalá cuáles son los pares de electrones enlazantes y cuáles están libres.

a) PH_3 **c)** H_2S

b) CO_2 **d)** H_2O

7. Teniendo en cuenta el modelo TRePEV, dibujá las geometrías electrónicas y moleculares de los compuestos del ejercicio 20.

8. Utilizá cartelitos con los símbolos de los elementos y botones como si fueran los electrones para representar la fórmula de Lewis de los siguientes compuestos.

a) CO_2 **d)** H_2S

b) HCl **e)** N_2

c) CO **f)** H_2

9. Con bolitas de plastilina y palillos, armá la geometría molecular de los compuestos del ejercicio anterior.

Experimentar

Vamos a investigar las características de las sustancias polares y no polares. Centraremos nuestro estudio en la solubilidad en agua. Para este experimento, reúnanse en grupos y consigan los siguientes materiales: siete tubos de ensayo, una gradilla, una espátula o cucharita, pipetas, varillas de vidrio, agua destilada, sacarosa o azúcar de mesa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), cloruro de sodio o sal de mesa (NaCl), naftaleno o naftalina pulverizada ($C_{10}H_8$), tiza pulverizada ($CaSO_4$), aceite (cadena hidrocarbonada), yodo (I_2) y ácido acético o vinagre ($C_2H_4O_2$).

1.° Observen las fórmulas y, teniendo en cuenta lo que aprendieron y la experiencia de cada uno, indiquen cuál de estas sustancias será soluble en agua y cuál no.

2.° Rotulen los tubos con números del I al VII.

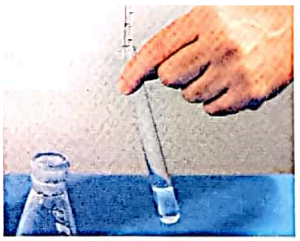
3.° Con una pipeta, introduzcan en los primeros cuatro tubos aproximadamente 5 ml de agua destilada.

4.° Con la espátula, agreguen en los tubos una pizca (no más de 0,1 g) de los materiales sólidos a ensayar (uno a cada tubo).

5.° Usen una varilla de vidrio para agitar y dejen reposar durante un par de minutos. Observen lo que ocurre y tomen nota. Un cuadro como este les servirá para registrar y organizar los datos observados.

Tubo	Sustancia	Se disuelve	No se disuelve
I			
II			
III			
IV			
V			
VI			
VII			

6.° Con otras pipetas, agreguen 2 ml de los líquidos a ensayar (uno en cada tubo) en los tubos V a VII.



7.° Utilicen la varilla de vidrio para agitar y dejen reposar durante un par de minutos. Observen lo que ocurrió y registren en el cuadro.

a) Según los datos obtenidos, clasifiquen las sustancias en solubles o insolubles en agua.

b) ¿Cómo podrían explicar lo observado?

c) Comparen los resultados con la predicción que hicieron. ¿Se cumplió?

d) ¿Se puede relacionar la solubilidad en agua con el carácter polar o no polar de la molécula? Expliquen.

e) Vuelvan a realizar la clasificación de las sustancias pero ahora como polares o no polares.

f) ¿Podrían indicar cuáles de ellas son covalentes y cuáles no? Justifiquen.