

COLEGIO SECUNDARIO MODELO

QUÍMICA

TERCER AÑO

PROF. LAURA DÍAZ - JESICA BERROTARÁN

ALUMNO: _____



CONTRATO PARA CLASE DE QUIMICA.

DOCENTE- ALUMNO

Para que podamos enseñar y aprender en un ambiente que favorezca nuestro crecimiento es fundamental que, quienes participamos del acto educativo, asumamos algunos compromisos:

COMPROMISO DEL DOCENTE - ALUMNO:

- Cumplir adecuadamente con los tiempos establecidos en entrega de los trabajos sin descuidar la presentación de los mismos.
- La ausencia a clase no significa excepción del cumplimiento de las tareas asignadas y/o el estudio.
- Los contenidos vistos en clase, deben ser estudiados para la clase siguiente; pudiendo el profesor/a realizar pregunta sobre los mismos.
- Los trabajos escritos, informes, guías de estudio, serán de carácter estrictamente individual, a no ser que el docente disponga lo contrario.
- A los trabajos grupales se les asignará, una nota individual a cada integrante que responda a su desempeño, responsabilidad y aportes.
- Concurrir a clase con el material pedido ya que es indispensable para poder avanzar en el conocimiento y aprovechar el tiempo de clase.
- El alumno podrá usar diversos dispositivos tecnológicos en clases solo con autorización del docente.
- El alumno que presenta trabajos fuera de tiempo estará sujeto a una calificación inferior al 10, dependiendo de la justificación y los días de mora.
- Asistir al laboratorio con su propio guardapolvo y materiales necesarios según indique anticipadamente el docente, dependiendo de lo planificado.
- Tener en cuenta las normas de seguridad para ingreso, permanencia y egreso del laboratorio.
- Cada evaluación escrita, práctico y cuatrimestral contendrá especificado al comienzo los criterios de evaluación de los mismos.
- El alumno que registra ausente a una evaluación o trabajo práctico y de laboratorio deberá justificar la misma al docente, sabiendo que será evaluado en la siguiente clase.
- La nota actitudinal, será producto del resultado de la rúbrica, propuesta por el docente, cuyos criterios serán conocidos por el alumno.
 - Las fechas y contenidos de las evaluaciones escritas y trimestrales se avisarán con una anticipación de diez días.

FIRMAS.

Docente

Padre/ Madre o Tutor

Alumno/a

PROGRAMA ANUAL

Espacio Curricular: Química.

Año: Tercer Año

Contenidos Conceptuales:

Unidad N°1: CIENCIA Y MATERIA

La Química: su objeto de estudio. Manipulación de materiales presentes en el laboratorio. Normas de seguridad en el laboratorio. Materia: cuerpo y sustancia. Propiedades de la materia: intensivas y extensivas. Teoría cinético molecular. Cambios de estado. Fenómenos físicos y químicos. Átomos y moléculas.

Unidad N°2: SISTEMAS MATERIALES

Sistemas materiales. Clasificación: homogéneos, heterogéneos. Métodos de separación de fases. Métodos de fraccionamiento. Soluciones. Tipos de soluciones: Concepto, Solubilidad, Factores que influyen, Unidades Físicas de Concentración (masa/masa, masa/volumen, volumen/volumen, partes por millón) Clasificación; según la cantidad de soluto y solvente.

Unidad N°3: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Átomo: Modelo, desarrollo histórico. Partículas subatómicas. Elemento químico y sus símbolos. Número atómico y número másico. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli. Principio de incertidumbre. Dualidad onda partícula. Regla de Hund.

Configuración electrónica. Orbitales atómicos. Representación de átomos. Isótopo, Isobaros. Elemento químico. Símbolo

Unidad N° 4: TABLA PERIÓDICA - UNIONES QUÍMICAS.

Tabla periódica: desarrollo histórico, ubicación de elementos en la tabla periódica según su configuración electrónica, clasificaciones. Átomos con carga eléctrica (catión y anión). Noción de uniones químicas. Clasificación. Notación de Lewis. Uniones iónicas, covalentes y metálicas.

UNIDAD I:

LA QUÍMICA COMO CIENCIA

La Química es la ciencia que estudia la estructura, la composición y las propiedades de la materia, así como las transformaciones que ésta experimenta durante las reacciones químicas.

Es una de las ciencias básicas porque numerosos campos de conocimiento, como por ejemplo la biología, la medicina, la geología o la astronomía, se apoyan en ella para desarrollar sus contenidos.

La Química ha estado siempre presente en la historia de la humanidad: nuestros primeros antepasados ya la utilizaban cuando transformaban el barro en cerámica, pintaban superficies con tintes naturales o conservaban la comida en sal. Los filósofos griegos la miraban con desdén por su carácter práctico muy lejano al pensamiento "puro". No fue hasta el renacimiento y concretamente con Robert Boyle que se acuñó el nombre de Química y describió el método experimental para adquirir nuevos conocimientos, practicando la inducción mental para interpretar la realidad observada. La Química a partir de este momento buscó, como toda ciencia experimental, el *Cómo* en lugar del *Por qué*.

En el siglo XX, la Química profundiza en el estudio de la estructura de los átomos y la formación de las moléculas, fórmulas y organismos complejos y la industria química se expande con la creación de nuevos materiales, productos y fármacos que ayudan a mejorar la calidad de vida de las personas.

Actualmente, la Química sigue aportando multitud de mejoras para el progreso de la sociedad, especialmente gracias a los nuevos campos de estudio y sus aplicaciones.

Aplicaciones de la Química:

La Química se encuentra en todas partes: en la fotosíntesis de las plantas, en el ADN de nuestras células, en los medicamentos, en el color de nuestra ropa, en la elaboración de combustibles... Sería posible afirmar que la Química es una de las ciencias que más ha permitido avanzar a la sociedad y que más ha facilitado y mejorado la vida de las personas. ¿Te imaginas el mundo sin vacunas o sin medios de transporte como el coche?

Las ciencias naturales son ciencias experimentales:

Los conocimientos y los conceptos, que constituyen las Ciencias Naturales se obtienen como resultado de un proceso de investigación ordenado y siguiendo planes cuidadosamente elaborados, que pueden resumirse de la siguiente forma:

La curiosidad lleva a una atenta **observación** de los hechos y fenómenos que suceden en el mundo que nos rodea.

Como consecuencia de este proceso, se generan dudas y preguntas que llevan al **planteamiento del problema**.

Con todo lo que se sabe y averigua sobre el tema, el observador da una respuesta probable al problema planteado, es decir, formula una **hipótesis**.

Esta hipótesis es una suposición y por lo tanto es necesario comprobar si es correcta o no, para lo cual se realiza la **experimentación**.

El experimento que se realiza arroja resultados que llevan al **análisis** y a la **interpretación de los datos obtenidos**.

De este modo, se elaboran las **conclusiones** correspondientes a la investigación realizada.

Esta forma de investigar se denomina **MÉTODO EXPERIMENTAL o CIENTÍFICO** y con él se obtienen la mayor parte de los conocimientos que forman las CIENCIAS NATURALES.

Materia:

La química es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades, su constitución cualitativa y cuantitativa, los cambios que experimenta, así como las variaciones de energía que acompañan a las transformaciones en las que interviene.

Para comenzar su estudio es muy importante definir algunos conceptos fundamentales como materia, cuerpo y sustancia.

Decimos que Materia es todo lo que nos rodea, es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

Cuerpo se define como una porción limitada de materia. Son los objetos que nos rodean un cuaderno, un marcador, un vaso, etcétera.

Si observamos los objetos apreciamos que existen diferencias entre sí por su color, olor, estado físico, textura, aspecto, etcétera. esto permite deducir que existen distintos tipos de materiales, es decir distintos tipos de materia. A las distintas clases de materia las definimos como **sustancia**.

Propiedades de la materia

Propiedades extensivas

Las propiedades extensivas son las propiedades comunes a toda clase de materia; es decir, no nos proporcionan información acerca de la forma como una sustancia se comporta y se distingue de las demás. Son aquellas que son dependientes de la cantidad de materia.

Vemos un ejemplo: si medimos el peso del agua contenido en un vaso y el de la de un balde, obtenemos valores diferentes; por ello el peso es una propiedad dependiente de la cantidad de materia.

Las propiedades extensivas más importantes son:

- Masa, cantidad de materia que tiene un cuerpo.
- Volumen, espacio que ocupa un cuerpo.
- Peso, resultado de la fuerza de atracción o gravedad que ejerce la Tierra sobre los cuerpos.
- Inercia, tendencia de un cuerpo a permanecer en estado de movimiento o de reposo mientras no exista una causa que la modifique y se relaciona con la cantidad de materia que posee el cuerpo.
- Impenetrabilidad, característica por la cual un cuerpo no puede ocupar el espacio que ocupa otro cuerpo al mismo tiempo.

- Porosidad: es la característica de la materia que consiste en presentar poros o espacios vacíos.

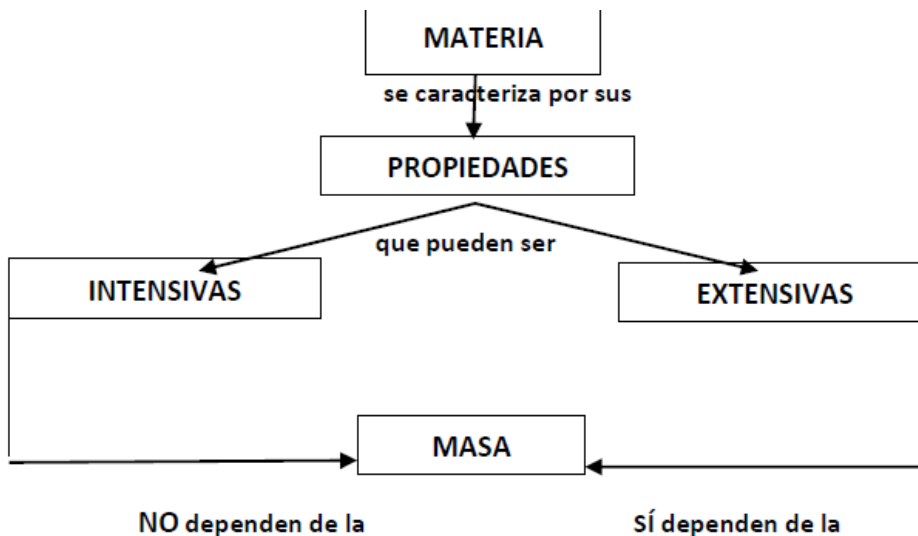
Propiedades intensivas

Las propiedades intensivas son características de cada sustancia y permiten diferenciar un cuerpo de otro. Las propiedades específicas se clasifican en propiedades físicas y propiedades químicas. Son aquellas propiedades independientes de la cantidad de materia.

Veamos un ejemplo: si hacemos hervir agua y medimos la temperatura a la que lo hace, (llamada temperatura de ebullición), notaremos que lo hace siempre a 100°C, (igual presión) sin importar que hayamos trabajado con un vaso o un balde con agua. La temperatura de ebullición es independiente de la cantidad de materia.

Las propiedades intensivas más importantes son:

- Propiedades físicas. Son las que se pueden determinar sin que los cuerpos varíen su naturaleza. Entre las propiedades físicas se encuentran:
 - Propiedades organolépticas: son aquellas que se determinan a través de las sensaciones percibidas por los órganos de los sentidos. Por ejemplo, el color, el olor, el sabor, el sonido y la textura.
 - Estado físico es la propiedad de la materia que se origina por el grado de cohesión de las moléculas. La menor o mayor movilidad de las moléculas caracteriza cada estado. Por ejemplo, punto de ebullición, punto de fusión, etc.

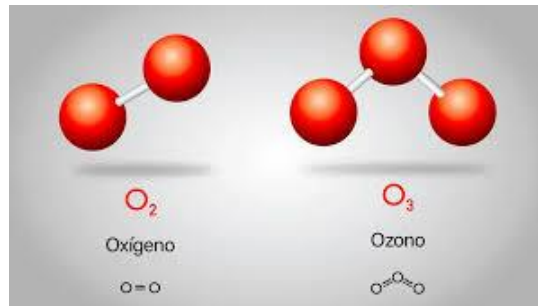
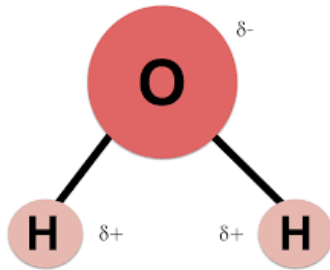


Durante muchos años, siglos, el hombre se interesó por conocer cómo estaba formada esa materia constitutiva de todo lo existente. Ya en el siglo IV antes de Cristo, **Demócrito**, filósofo de la antigua Grecia, la pensó como una sucesión de pequeños eslabones a los que llamó **átomos**, que en griego significa sin división. Estudios y experiencias realizadas por filósofos y científicos hacia el año 1800 después de Cristo, fundamentaron el pensamiento de Demócrito y lo completaron al introducir el concepto de **molécula**.

Llegamos entonces a la conclusión que en la composición de la materia se aceptó la existencia de dos clases de partículas: **ÁTOMO** y **MOLÉCULA**.

Átomo: es la menor porción de materia capaz de combinarse. Se representan mediante símbolos químicos.

Molécula: es la menor porción de materia que conserva las propiedades físicas y químicas. Se representa mediante fórmulas químicas.



En resumen: la partícula más pequeña de la materia que puede encontrarse libre es la molécula, formada por uno dos o más átomos.

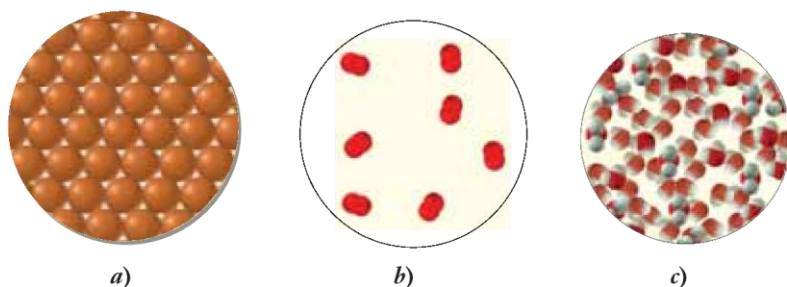
Aunque tradicionalmente estamos acostumbrados a referirnos a **tres estados** de la materia: sólido, líquido y gaseoso; investigaciones recientes proponen la existencia de otros estados, los cuales se producen, sobre todo, en condiciones extremas de temperatura y presión. Estos nuevos estados corresponden al estado de plasma y el superfluido.

- Propiedades químicas. Son las que determinan el comportamiento de las sustancias cuando se ponen en contacto con otras. Cuando determinamos una propiedad química, las sustancias cambian o alteran su naturaleza. Por ejemplo, cuando dejamos un clavo de hierro a la intemperie durante un tiempo, observamos un cambio que se manifiesta por medio de una fina capa de óxido en la superficie del clavo. Decimos entonces que el clavo se oxida y esto constituye una propiedad química tanto del hierro como del aire; el primero por experimentar una oxidación y el segundo por producirla.

Estados de la materia

La materia puede clasificarse en tres estados (figura 1), a pesar de que muchos de nosotros podemos pensar en ejemplos que no encajan por completo en alguna de las tres categorías. En el estado **sólido**, las sustancias son rígidas y tienen forma definida. El volumen de los sólidos no varía mucho con los cambios de temperatura o presión. En los sólidos cristalinos, las partículas individuales que los componen ocupan posiciones definidas en la estructura cristalina. Las fuerzas de las interacciones entre las partículas individuales determinan la dureza y resistencia de los cristales. En el estado **líquido**, las partículas individuales se encuentran confinadas a un volumen dado. Un líquido fluye y toma la forma del recipiente que lo contiene debido a que sus moléculas están orientadas al azar y las fuerzas de atracción entre ellas son menores en comparación con los sólidos.

Figura: 1



► Se suele representar el estado físico de una sustancia con una notación entre paréntesis: (g) para gases, (l) para líquidos, (s) para sólidos.

En un sólido, las moléculas están muy juntas en un ordenamiento regular. En un líquido, las moléculas también están muy juntas, pero se encuentran distribuidas al azar debido a que pueden fluir entre ellas. En un gas, las moléculas están muy separadas.



A Físico se funde a 0 °C.

B Físico hierve a 100 °C (a presión atmosférica).

C Físico disuelve a una infinidad de sustancias; por ejemplo, al sulfato de... un sólido

D Químico reacciona violentamente con el metálico para producir gaseoso e hidróxido de

Los líquidos son muy difíciles de comprimir porque sus moléculas están muy cerca unas de otras. Los **gases** son mucho menos densos que los sólidos y líquidos, y ocupan todas las partes de cualquier recipiente en el que estén confinados. Los gases pueden expandirse en forma indefinida y se comprimen con facilidad. Concluimos que los gases están formados principalmente por espacio vacío, lo que significa que sus partículas individuales están muy separadas.

EL MODELO DE LAS PARTÍCULAS:

Cada estado de agregación de la materia tiene características propias. ¿Como se pueden explicar las diferencias? ¿Por qué las condiciones del ambiente pueden hacer cambiar el estado de agregación del material?

El científico inglés Robert Boyle (1691) intentó elaborar una teoría sobre la composición de la materia para explicar sus experimentos relacionados con el comportamiento de aire.

A su vez, en 1738 el físico y matemático suizo Daniel Bernoulli (1700-1782) postuló en su obra Hydrodynamica que los gases estaban compuestos por un gran número de corpúsculos

que se mueven en todas direcciones y que, al impactar contra las paredes del recipiente que los contenía, causaban la presión del gas sobre este.

A lo largo del tiempo estas ideas fueron revisadas y enriquecidas en veces, hasta que en la segunda mitad del siglo XIX diversos científicos, entre los que se encontraban James Prescott Joule (1818-1889), Rudolf Julius Clausius (1822-1888), James Clerk Maxwell (1831-1879) y Ludwig Boltzmann (1844-1906), desarrollaron la **teoría cinético-molecular de los gases ideales**.

Esta teoría, que en un principio fue aplicada a los gases, trata de explicar el comportamiento macroscópico de la materia (el fenómeno que nos observamos) desde el punto de vista de las partículas y su movimiento.

Para ello, postula que:

- Los gases están formados por partículas (moléculas o átomos) que se mueven en línea recta, en todos sentidos y direcciones, y al azar (figura 1-5). La energía producida por este movimiento se denomina energía cinética y depende de la masa y de la velocidad de las partículas.
- Este movimiento se modifica si las partículas chocan entre sí o con las paredes del recipiente.
- El volumen de las partículas en su conjunto se considera despreciable comparado con el volumen que ocupan esas partículas.
- Las fuerzas de atracción entre las partículas de un gas son despreciables.
- La energía cinética promedio de las partículas es proporcional a la temperatura absoluta del gas. Por lo tanto, la temperatura del gas estará relacionada con la velocidad promedio de las partículas. (figura 1-6).

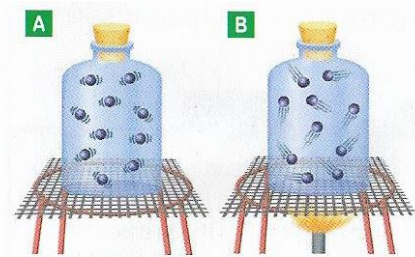


Fig. 1-5. Si se tiene un gas en un recipiente cerrado (A) y se lo calienta, al incrementarse la temperatura, la energía cinética de las partículas del gas aumenta y estas se mueven más rápido (B).

La teoría cinético-molecular y los estados de la materia

Veamos ahora, a la luz de esta teoría cinético-molecular, de la que se habló en la página anterior, cómo pueden explicarse las características de cada estado de la materia (figura 1-6).

Si se deja escapar un gas del recipiente que lo contiene, fluirá y ocupará todo el espacio disponible. ¿Por qué? Sencillamente porque las partículas del gas se mueven con libertad y a gran velocidad. Su energía cinética es mucho mayor que la fuerza de atracción que hay entre ellas, que, como se dijo, es despreciable. En consecuencia, se alejan unas de otras. Esto produce los siguientes efectos:



Fig. 1-6. El esquema representa las partículas (moléculas) de agua en los estados sólido (A), líquido (B) y gaseoso (C), como ejemplo de lo que ocurre con todas las sustancias.

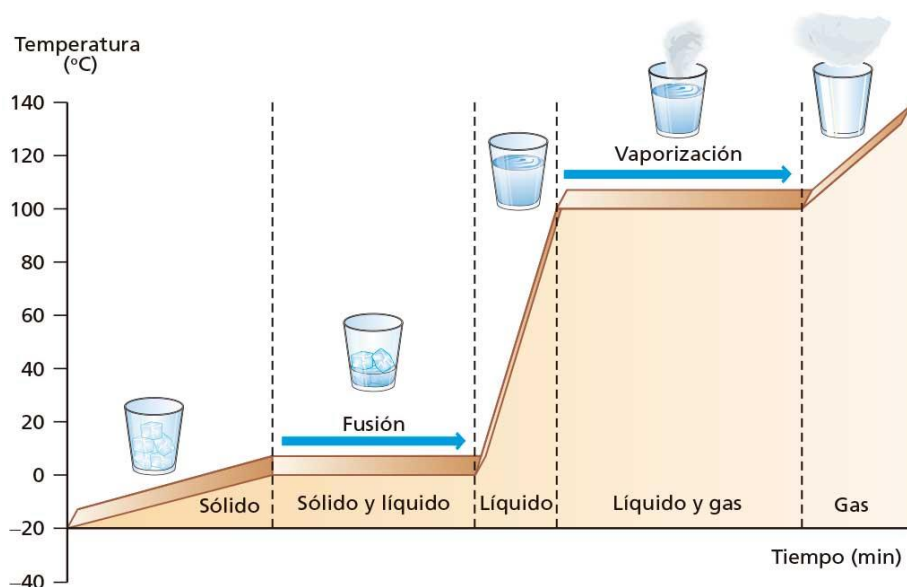
- Hay pocas partículas por unidad de volumen. esto significa que los gases tienen densidades bajas, poca masa por unidad de volumen.
- Las partículas están muy desordenadas, por lo cual el gas no tiene forma propia ni volumen definido.
- Al estar las partículas tan distantes entre sí, los gases se pueden comprimir con cierta facilidad de acuerdo con las condiciones de presión y temperatura.

A diferencia de lo que ocurre en los gases, la distancia entre las partículas en los líquidos y en los sólidos es mucho menor. Esto se debe a que las fuerzas de atracción entre ellas son mayores que en los gases.

En el caso de los sólidos, estas fuerzas son más intensas que la energía cinética de las partículas y su movimiento está prácticamente restringido a vibraciones alrededor de puntos fijos. En consecuencia:

- En los sólidos y líquidos hay más masa por unidad de volumen. Los líquidos (salvo el mercurio que es muy denso) tienen densidades intermedias entre los valores de sólidos y gases, y los sólidos, densidades altas.
- Los cambios de presión y temperatura producen a lo sumo variaciones muy pequeñas en el volumen de líquidos y sólidos. Los líquidos son casi incompresibles y los sólidos son directamente incompresibles.
- En los líquidos, las partículas se mueven sin despegarse demasiado entre sí, porque las fuerzas de atracción entre ellas son mayores que su energía cinética, lo que las lleva a alejarse unas de otras.
- En los sólidos cristalinos las partículas están ordenadas en el espacio en una estructura que se repite infinitas veces.

Lo mencionado lo vemos en la curva de calentamiento: con punto de fusión y ebullición del agua



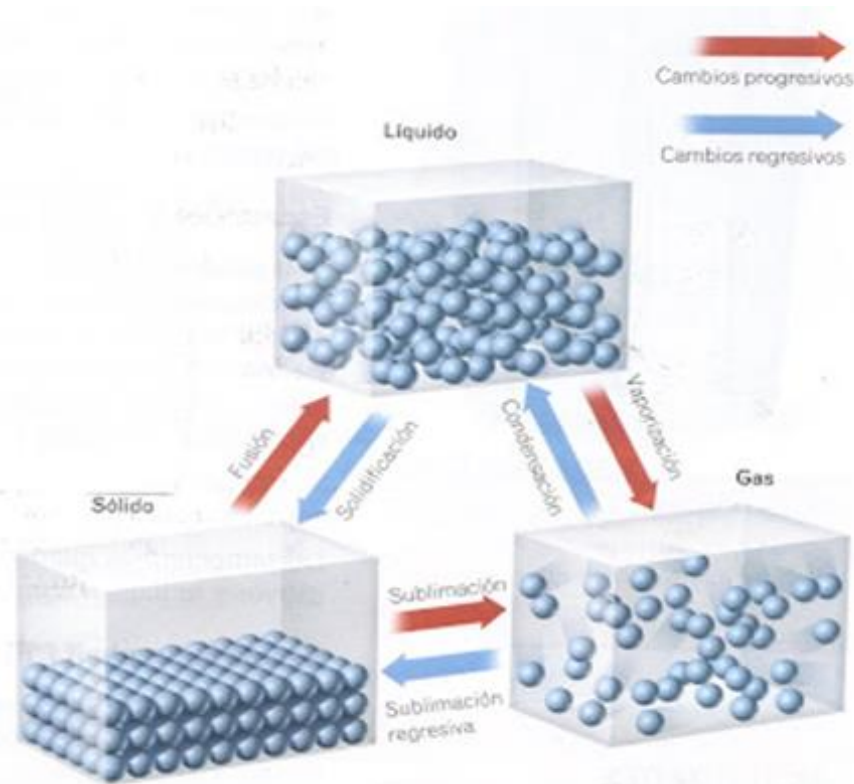
TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

Transformaciones físicas

Son aquellas transformaciones o cambios que no afectan la composición de la materia. En los cambios físicos no se forman nuevas sustancias.

Se dan cambios físicos cuando ocurren fenómenos como los siguientes: el aroma de un perfume se esparce por la habitación al abrir el frasco que lo contiene; al añadir azúcar al agua, el azúcar se disuelve en ella. En estos ejemplos, el perfume se evapora y el azúcar se disuelve. Cada una de estas transformaciones se produce sin que cambie la identidad de las sustancias; sólo cambian algunas de sus propiedades físicas por lo que se dice que ha sucedido una transformación física.

También son cambios físicos, los cambios de estado, porque no se altera la composición o naturaleza de la sustancia. Los cambios de estado dependen de las variaciones en las fuerzas de cohesión y de repulsión entre las partículas. Cuando se modifica la presión o la temperatura, la materia pasa de un estado a otro. Veamos.



■ Al aumentar la presión, las partículas de materia se acercan y aumenta la fuerza de cohesión entre ellas. Por ejemplo, un gas se puede transformar en líquido si se somete a altas presiones.

■ Al aumentar la temperatura, las partículas de materia se mueven más rápido y, por tanto, aumenta la fuerza de repulsión entre ellas.

Por ejemplo, si se calienta un líquido, pasa a estado gaseoso. Son cambios de estado la fusión, la solidificación, la vaporización, la condensación y la sublimación.

■ Fusión: es el paso del estado sólido al estado líquido.

- Solidificación: es el proceso inverso a la fusión, es decir, es el cambio del estado líquido al estado sólido.
- Vaporización: es el paso de líquido a gas por acción del calor.
- Condensación: es el proceso inverso a la evaporación, es decir, es el cambio de gas a líquido.
- Sublimación progresiva: es el paso del estado sólido al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido.
- Sublimación regresiva: es el proceso inverso a la sublimación progresiva.

Del estado gaseoso se pasa al estado sólido al bajar la temperatura.

Cambios químicos

Son aquellas transformaciones o cambios que afectan la composición de la materia. En los cambios químicos se forman nuevas sustancias. Por ejemplo, cuando ocurren fenómenos como los siguientes: un papel arde en presencia de aire (combustión) y un metal se oxida en presencia de aire o agua (corrosión), podemos decir que cambió el tipo de sustancia, convirtiéndose en otra diferente: por eso se dice que se produjo una transformación química. En las transformaciones químicas se producen reacciones químicas. Una reacción química se da cuando dos o más sustancias entran en contacto para formar otras sustancias diferentes. Es posible detectar cuándo se está produciendo una reacción química porque observamos cambios de temperatura, desprendimiento de gases, etc.



Ejemplos de cambios químicos

Ejercitación

- 1 – Leer los ejemplos de la columna de la izquierda y coloca una cruz en la columna correspondiente según se trate de materia o energía.

	Materia	Energía
Luz de Neón		
Una lámpara eléctrica		
El sonido de un timbre		
El calor de una tostadora		
Pan quemado		
El humo		
Los rayos X		
Un CD		
Un relámpago		
Ondas de TV		

- 2 – Leer atentamente.

Prácticamente todo lo que podemos ver y sentir a nuestro alrededor es clasificado como materia. La ausencia total de materia es el vacío. La materia tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. La masa es la magnitud física que mide cuánto de materia posee un cuerpo u objeto. Ocupar un lugar en el espacio significa tener volumen.

Como ejemplos de materia podemos considerar: el agua, la leche, el oxígeno, el aire, el hierro, el acero, la madera, el vidrio, entre otros. Los diferentes tipos de materia comúnmente se denominan materiales.

Una porción limitada de cualquier material, como un pedazo de madera, una placa de vidrio o un bloque de arcilla es denominada cuerpo.

Cuando un cuerpo posee un formato específico, que lo torna útil para un determinado fin, como una mesa de madera, un vaso de vino o una vasija de arcilla pasa a ser denominado objeto. Acomodar las alternativas de cada fila en la columna que corresponda.

	Materia	Cuerpo	Objeto
escultura de hielo – lluvia – agua			
madera – mesa de madera – tabla			
Lycra – hilo de lycra – blusa de lycra			
mármol – placa de mármol – pileta de mármol			
viento – aire comprimido – aire atmosférico			

- 3 – Decir si las siguientes afirmaciones describen propiedades intensivas o extensivas. (Colocar **I** o **E** en la línea de puntos)

..... a) El hierro funde a 1535 °C.

..... b) A 30 °C se pueden disolver 219,5g de azúcar cada 100g de agua.

- c) Un sobre de edulcorante contiene 0,6g de sacarina.
- d) El iodo sólido es violeta.
- e) El tanque de un auto contiene 30 L de nafta.
- f) Un terrón de azúcar es cúbico.
- g) Los ácidos son agrios.
- h) Un alambre de cobre mide 300 cm.

4 – Completar el siguiente cuadro relacionando los ítems del ejercicio 3 – con el nombre de la propiedad descrita. En la primer columna colocar a), b), c), etc, dónde corresponda.

Ítem	Propiedad	Intensiva-Extensiva
	Color	
	Forma	
	Longitud	
	Masa	
	Punto de fusión	
	Sabor	
	Solubilidad	
	Volumen	
Otro ejemplo		Extensiva
Otro ejemplo		Extensiva
Otro ejemplo		Intensiva
Otro ejemplo		Intensiva

5 – Decir si las siguientes afirmaciones describen propiedades físicas o químicas. (Colocar **F** o **Q** en la línea de puntos)

- a) El gas oxígeno mantiene la combustión.
- b) Los fertilizantes ayudan a incrementar la producción agrícola.
- c) El agua hierve a menos de 100 °C en la cima de las montañas.
- d) El plomo es más denso que el aluminio.
- e) El azúcar tiene sabor dulce.
- f) El jugo de naranja congelado se reconstituye añadiéndole agua a temperatura ambiente.
- g) Si se coloca tinta sobre una mesa, se evapora el solvente y se endurece la tinta.
- h) El cobre conduce la corriente eléctrica.

6 – Analizar las siguientes afirmaciones e indicar las que son *incorrectas*.

I) El estado gaseoso es aquel en el cual la materia posee volumen propio y forma variable. II) Es posible cambiar el estado de agregación de una placa de hierro de sólido a líquido.

III) El estado sólido es aquel en el cual la materia posee volumen propio y forma propia.

IV) No es posible cambiar el estado de agregación del aire atmosférico de gaseoso a sólido. V) El estado líquido es aquel en el cual la materia posee volumen variable y forma propia.

Son *incorrectas*: (marcar **la** opción correspondiente)

a) I, III y V c) I, IV y V e) todas.

b) II y III d) III, IV y V

7 – Completar las siguientes frases con **sólido, líquido o gas/gaseoso**:

La mayor movilidad de una partícula se da en el estado

Las fuerzas de atracción entre las partículas son mayores en el estado

Si existen fuerzas de atracción entre las partículas, pero éstas se pueden mover, es característico del estado

En un las partículas sólo poseen movimiento de vibración.

La energía cinética de las partículas es mayor en el estado
En un las distancias intermoleculares son muy grandes.

Al calentar un aumenta la energía cinética de sus moléculas y puede pasar al estado de vapor.

Para pasar un a estado se debe comprimir y enfriar para disminuir la energía cinética de sus moléculas.

Al calentar un se puede perder la forma por el aumento de la energía cinética de las partículas que lo constituyen.

Las sustancias que se encuentran en estado a temperatura ambiente están formadas por moléculas.

8 – Se puede considerar fenómeno físico a: (sólo 1 opción correcta) a) mezcla entre el aire y la nafta en un carburador.

b) digestión de un alimento.

c) fotosíntesis de una planta.

d) exposición a la luz de una película fotográfica.

e) cocer verduras al vapor.

9 – Son transformaciones o reacciones químicas:

a) la maduración de una fruta

b) la disolución de un jugo con agua

c) el oscurecimiento un metal expuesto al aire

d) la solidificación de la lava de un volcán

- e)* el crecimiento de las uñas
- f)* la fermentación de la uva
- g)* el derretimiento de un helado de ananá

10 – La sensación de frío que sentimos al pasar un algodón embebido en acetona por la mano es debido a: (marcar la opción correcta)

- a)* la sublimación de la acetona.
- b)* la disolución de acetona en agua.
- c)* un cambio de estado de la acetona (fenómeno exotérmico).
- d)* la licuación de la acetona.
- e)* la evaporación de la acetona (fenómeno endotérmico).

11 – El agua destilada es: (marcar la opción correcta)

- a)* una sustancia simple. *b)* una sustancia compuesta. *c)* un elemento químico.
- d)* un compuesto químico. *e)* una mezcla de hidrógeno y oxígeno.

12 – Identificar la alternativa que presenta, en orden, los términos correctos que completan los espacios en blanco de la siguiente afirmación:

“Una sustancia está formada por que contienen sólo de un mismo”

- a)* compuesta – moléculas – elementos – átomo
- b)* compuesta – moléculas – átomos – elementos
- c)* química – elementos – moléculas – átomo
- d)* simple – átomos – moléculas – elemento
- e)* simple – moléculas – átomos – elemento

UNIDAD N° 2

Sistemas Materiales:

“Se llama **sistema material** a la porción de materia que se elige para su observación y estudio.” Por ejemplo, el agua de un río, una mezcla de arena y sal, el aceite contenido en una botella, etc.

Clasificación de los sistemas materiales según su composición:

Si se toman las propiedades intensivas en un sistema material como el agua pura, se ve que tienen valores idénticos en cualquier porción de agua que se analice. Si en ese sistema formado por agua pura se disuelve sal, al analizar las propiedades del nuevo sistema se comprueba que ocurre lo mismo que con el agua pura, es decir, cada una de las porciones del sistema presentará las mismas propiedades intensivas. A estos tipos de sistemas materiales se los llama **sistemas materiales homogéneos**. Una característica fundamental de los **sistemas homogéneos** es que, cuando se observan a simple vista e, incluso, con el microscopio, no es posible distinguir diferentes zonas o capas.

En el caso del agua salada, por ejemplo, ni siquiera un microscopio permite distinguir las partículas de sal disuelta. El sistema es continuo, no hay superficies de separación.

Si, en cambio, al agua pura se le agrega arena, esta no se disuelve y se puede distinguir a simple vista la presencia de agua y la de arena. Si se analizan las propiedades intensivas en distintas porciones del sistema, se obtienen propiedades diferentes. A este tipo de sistema se le llama **sistema material heterogéneo**. Pero si se observa un **sistema heterogéneo**, como el de agua con arena, se comprueba a simple vista la existencia de zonas bien diferenciadas o **fases** (porciones homogéneas); en este caso la fase agua y la fase arena. Los **componentes** de este sistema, es decir, las diferentes sustancias que lo forman son el agua y la arena.

Existen algunos sistemas heterogéneos en los que no es tan fácil distinguir las fases sólo a simple vista.

Un ejemplo es la leche: al observar con un microscopio se ven claramente gotas de grasa dispersas en un líquido acuoso (agua con sales y minerales disueltos, etc.).

La leche, entonces, presenta dos fases: una fase acuosa y una fase grasa. Los componentes de este sistema son varios: grasa, agua, sales, minerales, entre otros.

Para aclarar ideas:

Fases: son las superficies de discontinuidad observables.

Componentes: cada una de las sustancias diferentes que forman el sistema material

Otro ejemplo de sistema heterogéneo es el sistema agua-hielo: en él se observan dos fases, el agua líquida y el agua sólida, pero un solo componente, el agua.

ACTIVIDAD:



Indica:

**Un sistema homogéneo que tenga tres componentes.*

**Un sistema homogéneo que tenga un solo componente.*

**Un sistema heterogéneo que tenga dos fases y tres componentes.*

Métodos de separación de sistemas materiales:

- **La separación magnética o imantación:** Este método se usa cuando en un sistema material heterogéneo entre sólidos, uno de los componentes tiene propiedades magnéticas. De esta forma podemos separar, por ejemplo, limaduras de hierro que estén mezcladas con arena, o los alfileres de los botones en un costurero.
- **La tamización:** Es un método que se usa cuando se quiere separar un sistema material heterogéneo de dos sólidos cuyas partículas tienen diferente tamaño; simplemente se pasa el sistema por un tamiz o colador. Los albañiles tamizan la arena para separarla de las piedras.
- **La filtración:** Si queremos separar un sólido no disuelto de un líquido, se puede pasar el sistema material heterogéneo a través de un filtro, de manera que el sólido quede retenido en él. La elección del filtro dependerá del tamaño de las partículas del sólido: puede tener los poros muy finos, como en el caso del filtro del papel que se utiliza para preparar café.
- **La decantación:** Esta forma de separación se emplea para sistemas materiales heterogéneos de dos o más componentes de diferente densidad. El componente de mayor densidad sedimenta y puede separarse del otro. Si los dos componentes son líquidos que no se disuelven entre sí, el menos denso flota y mediante una ampolla de decantación puede separarse fácilmente.
- **La solubilización:** Cuando un sistema material heterogéneo está formado por dos sustancias sólidas, de las cuales solo una puede disolverse mediante un determinado solvente, es posible separarlas haciendo que se disuelva esa sustancia y filtrando o decantando luego la otra. Por ejemplo, si tenemos una mezcla de arena y sal, podemos solubilizar la sal, es decir, disolverla en agua, y después filtrar la arena.
- **La destilación:** Para separar soluciones líquidas homogéneas, formado por un sólido disuelto en un líquido o por dos o más líquidos, el método que se usa con mayor frecuencia es el de la destilación. En el primer caso, hay que

calentar el sistema de manera que se desprendan los vapores del líquido; luego, estos vapores pasan a un tubo que está más frío, donde se condensan, y el líquido queda separado del otro componente. Si la solución está compuesta por dos líquidos, para separarlos por destilación el punto de ebullición de cada uno deberá ser bastante diferente. El vapor que se desprenda primero será más rico en el líquido de menor punto de ebullición, que se condensará en el tubo más frío. El líquido obtenido no será totalmente puro, por lo cual se lo deberá volver a destilar.

- **La cristalización:** Sirve para separar sólidos disueltos en un líquido teniendo en cuenta la diferente temperatura de evaporación de uno y otro. Se coloca el sistema material, por ejemplo, de agua y sal, en un recipiente y se la deja reposar: el líquido se evapora, en tanto que el sólido queda en el recipiente.



Es hora de resolver algunas situaciones problemáticas ¿no les parece?

➤ ***Un sistema material formado por agua y alcohol.***

a).- ¿Qué tipo de sistema es? ¿Por qué?

b).- Expliquen por escrito el procedimiento que usarían para separar los componentes.

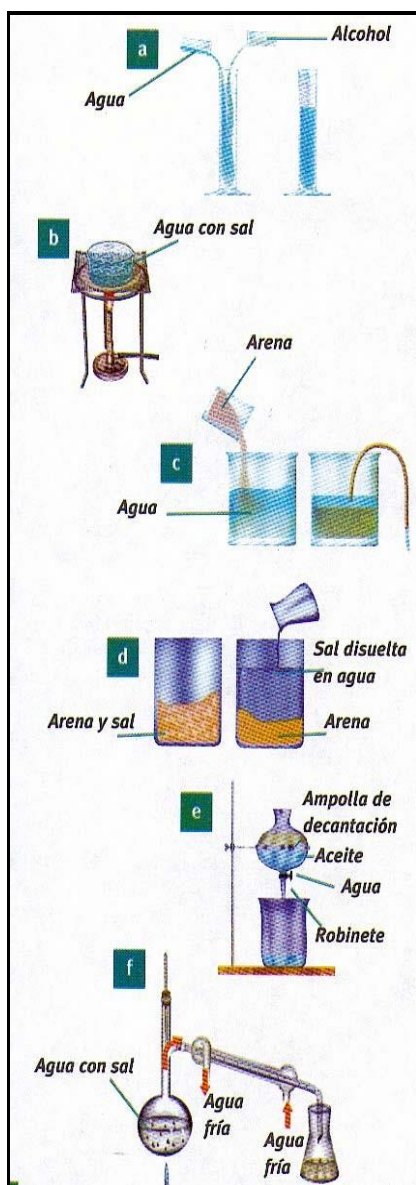
➤ ***Un sistema material está compuesto por limaduras de hierro, arena y sal fina.***

a).- ¿Qué tipo de sistema es? ¿Por qué?

b).- Expliquen por escrito el procedimiento que usarían para separar los componentes.

c).- El aire, ¿qué tipo de sistema material es? Justifiquen la respuesta.

Analiza los resultados de las siguientes experiencias y ubica las letras en los carteles que corresponden



Si se quiere separar una solución de sal en agua, se usa la destilación. El agua en ebullición pasa por el tubo refrigerante, y se separa en el recipiente colector.

Si se quiere separar una mezcla de sal y arena, se disuelve en agua, se filtra la solución de agua y sal y se deja evaporar para que sólo quede la sal en el recipiente.

Si se quiere separar la sal de una solución acuosa y no importa recuperar el agua, se usa el método de evaporación.

Si se mezclan agua y arena, la arena se separa del agua por decantación (se deposita en el fondo). Si se quiere extraer el agua, se usa una manguera de plástico.

Si se mezclan agua y alcohol en una probeta, se obtiene una mezcla homogénea.

Si se desea separar una mezcla de agua y aceite, se puede usar un embudo con llave (ampolla de decantación). Primero pasa el agua, que se recolecta en un recipiente.

Sustancia, mezclas y soluciones.

Comúnmente se piensa que una sustancia pura es aquella que no se encuentra contaminada. Si hablamos de agua pura, por ejemplo, nos referimos al agua libre de sales, microorganismos, partículas de tierra, etc. Lo mismo sucede cuando pensamos en un anillo de oro puro como aquel en cuya fabricación el oro no se ha mezclado con ningún otro metal.

Desde el punto de vista químico, **Sustancia Pura** "es aquella que tiene composición fija y presenta propiedades definidas y reconocibles".

Las **sustancias puras** pueden ser:

· **Simples o elementales**, las que no pueden descomponerse, como el hierro o el oxígeno gaseoso (Todos los elementos químicos).

· **Compuestas** (también llamadas compuestos químicos) que resultan de la combinación de dos o más sustancias simples y que no pueden separarse por ningún método físico (como la filtración, la evaporación o la decantación). En cambio, es posible obtener las sustancias simples por medio de reacciones químicas. Por ejemplo, el agua y la sal de mesa (cloruro de sodio) se pueden descomponer en sustancias simples (oxígeno e hidrógeno, cloro y sodio, respectivamente). ¿Sabían que actualmente se conocen cerca de diez millones de compuestos?

Por el contrario, en una **Mezcla**, “que es la reunión de dos o más sustancias puras, las propiedades son variables y dependen de su composición”.

Las **Mezclas** pueden ser

Las mezclas homogéneas presentan propiedades idénticas o uniformes en todas sus partes. Por ejemplo, **las soluciones** son mezclas homogéneas.

Ejemplos: Acero (hierro y carbono), Bronce (cobre y estaño), Agua salada (sal en agua) Vinagre (ácido acético en agua) Gases disueltos en agua de mar, Aire (nitrógeno, oxígeno, etc.), Perfume (partículas sólidas en aire), Aire húmedo (agua en aire)

En las mezclas heterogéneas las partes constituyentes no son idénticas entre sí. Por ejemplo, las suspensiones o dispersiones son mezclas heterogéneas: como los aerosoles o líquidos dispersados en un gas (la niebla): las emulsiones o líquidos dispersados en otros líquidos o en sólidos (como la mayonesa, la crema o la manteca); o sólidos dispersados en gases (como los humos); o también sólidos dispersados en líquidos (como la gelatina).

© *Trabajen en un Mapa Conceptual, los conceptos vistos anteriormente*

Sistemas dispersos

En la naturaleza no se encuentran sustancias químicas en estado libre, es decir están unidas a otras sustancias formando mezclas o sistemas dispersos.

Recordemos que existen dos clases de mezclas, las homogéneas y las heterogéneas.

Una **mezcla homogénea** o **disolución** es aquella en la que no es posible distinguir sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico.

Una **mezcla heterogénea** es aquella en la que podemos distinguir sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico.

Dispersiones coloidales

A los componentes de una mezcla heterogénea no siempre los podemos distinguir a simple vista. En algunos casos es necesario un microscopio para identificar los componentes que forman tales mezclas.

Una **dispersión coloidal** es una mezcla heterogénea que precisa del microscopio para distinguir sus fases. Una dispersión coloidal está formada por dos fases:

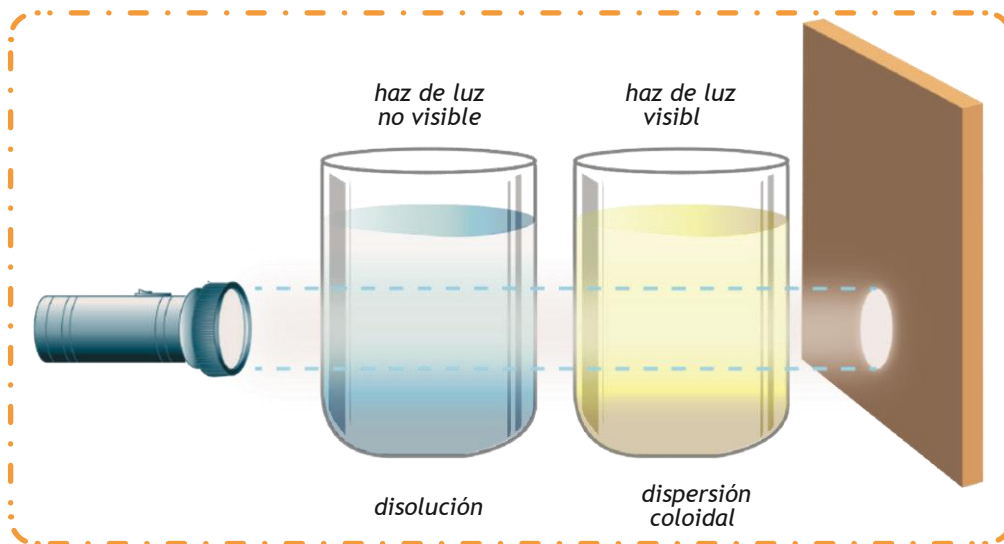
- **Fase dispersa:** Es el componente que se encuentra en menor proporción y es la fase discontinua, en forma de partículas. Las partículas dispersas de los coloides no son visibles directamente, solo lo son mediante el microscopio, dado que sus tamaños oscilan entre 1 nm y 1 mm.
- **Fase dispersante:** Es el componente mayoritario de la mezcla y constituye la fase continua. La fase dispersante normalmente es fluida. Un ejemplo de dispersión coloidal es la leche, formada por pequeñas gotitas de grasa (fase dispersa) en un medio acuoso (fase dispersante).La siguiente tabla muestra los distintos tipos de dispersiones coloidales según el estado de sus fases dispersante y dispersa.

		Fase dispersante		
		Sólida	Líquida	Gaseosa
Fase dispersa	Sólida	Sólido	Sol o suspensión coloidal	Aerosol sólido
		Ejemplo: algunas aleaciones	Ejemplo: pinturas	Ejemplo: humo
	Líquida	Gel	Emulsión	Aerosol líquido
		Ejemplo: mantequilla, gelatina	Ejemplo: mayonesa, cremas cosméticas	Ejemplo: niebla
	Gaseosa	Espuma sólida	Espuma	-
		Ejemplo: merengue	Ejemplo: nata	

Una característica de las dispersiones coloidales es que dispersan la luz, por lo que las partículas dispersas son visibles cuando el coloide está atravesado por un haz luminoso.

A este fenómeno físico lo conocemos como efecto Tyndall. Debido a este efecto, las dispersiones coloidales suelen ser opacas o translúcidas, a diferencia de las mezclas homogéneas o disoluciones, que son transparentes por el menor tamaño de sus partículas. Esta diferencia permite distinguirlas.

El efecto Tyndall lo observamos claramente cuando usamos los faros de un automóvil en la niebla o cuando entra luz solar de una habitación en polvo.



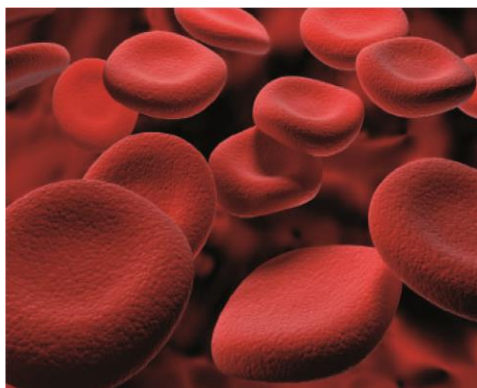
Actividades

- 1 **Investiga** si las siguientes mezclas son suspensiones o dispersiones coloidales. Indica si son coloides, de que tipo?

a. Queso	d. Espuma de afeitar
b. Jugo de piña	e. Piedra pómez
c. Tinta china	f. Insulina inyectable
- 2 ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las mezclas homogéneas y las sustancias puras?
- 3 **Indica** cuáles son la fase dispersante y la fase dispersa en el humo.
- 4 **Justifica** por qué en los medicamentos que se presentan en forma de suspensión es necesario agitar el medicamento antes de administrarlo al paciente.
- 5 **Indica** cuál es el disolvente y cuál es el soluto en cada una de las disoluciones siguientes:
 - a. Soda (agua y dióxido de carbono).
 - b. Mezcla combustible (gasolina y aceite).
 - c. Fundición (hierro y carbono).

Soluciones o

Hemos visto que las mezclas homogéneas a nivel molecular de dos o más sustancias, que pueden hallarse en proporciones variables, reciben el nombre de soluciones. Algunos ejemplos son el vinagre, el ácido clorhídrico, el aire, la sangre, el agua de mar,



<http://goo.gl/8BzIFP>



<http://goo.gl/Uie6bA>

■ **La sangre** es una solución heterogénea. ■ **El vinagre** es una mezcla homogénea.

En las disoluciones acuosas llamamos disolvente al agua y soluto al otro u otros componentes.

Esta nomenclatura se amplía a cualquier disolución de dos componentes, de manera que al más abundante lo llamamos disolvente y al menos abundante, soluto. Las propiedades de las disoluciones dependen de las que presentan sus componentes, aunque, en general, la relación no es directa entre unas y otras. Así, por ejemplo, el agua pura y la sal no conducen la electricidad; sin embargo, la disolución de sal en agua sí es conductora.

Según la proporción de soluto y disolvente, las disoluciones pueden ser:

- **Diluidas:** Si la cantidad de soluto en relación con la de disolvente es muy pequeña.
- **Concentradas:** Si la cantidad de soluto es elevada respecto a la de disolvente.
- **Saturadas:** Si el soluto está en la máxima proporción posible respecto al disolvente.

Así, cuando añadimos un poco de sal común al agua, observamos que se disuelve con facilidad, solo agitando la mezcla. Si añadimos poco a poco más sal, esta sigue disolviéndose hasta que llega un momento en que la sal añadida permanece en el fondo del vaso y no se disuelve por más que agitemos; en este caso, hemos obtenido una disolución saturada. Una **disolución saturada** es aquella que, a una temperatura determinada, ya no admite más soluto.

Solubilidad de las sustancias

Las sustancias pueden ser muy solubles, solubles, poco solubles o insolubles en un solvente (agua) y comportarse de modo diferente con otro solvente (nafta). Por lo tanto, al referirse a la solubilidad de una sustancia es necesario señalar de qué solvente se

trata. Así, decir “el cloruro de sodio es soluble” es una expresión incompleta; se debe aclarar “en agua”, porque es insoluble en otros solventes como el querosén.

“La concentración de una solución saturada, se conoce con el nombre de solubilidad y expresa la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en un solvente a determinada temperatura”

¿Cómo se expresa la concentración de una solución?

a).- **Porcentaje en peso (% P/P):** establece la relación entre la masa de soluto por cada 100 g de solución. Así, si se disuelven 5 g de cloruro de potasio en 95 g de agua, se obtiene una solución de cloruro de potasio en agua al **5 % P/P**.

b).- **Porcentaje en peso/volumen (% P/V):** indica la masa de soluto por cada 100 ml de solución (volumen). Por ejemplo, una solución de azúcar en agua al **8 % P/V**, es aquella que contiene 8 g de azúcar por cada 100 ml de solución.

c).- **Porcentaje en volumen (V/V):** expresa los mililitros de soluto (volumen) contenidos en 100 ml de solución (volumen). Así, si se tiene 12 ml de alcohol en 100 ml de solución acuosa, es una solución de alcohol en agua al **12 % V/V**.

© Piensa, luego resuelve:

a)- Si quieres preparar 250 ml de agua de perfume al 12 % V/V, ¿qué cantidad de esencias y de alcohol tienes que mezclar?

b).- Una solución al 50 % P/P está formada por:

- 50 g de soluto y 100 g de solvente.

-50 g de soluto y 50 g de solvente. -100 g de soluto y 50 g de solvente

- 100 g de soluto y 50 g de solvente.

c).- Si disuelves 10 g de azúcar en 240 g de agua, ¿cuál es la concentración de la solución expresada en % P/P?

d).- ¿Qué concentración tendrá un agua de baño que preparas cuando disuelves 17 ml de esencias en 183 ml de alcohol etílico?

e).- ¿Cuántos ml de esencias tienes que agregar a 210 ml de alcohol para obtener extracto de perfume al 30 % V/V?

Ejercitación

1 – En relación a las mezclas homogéneas y heterogéneas, responder: a) ¿Cómo son identificadas las fases de un sistema?

b) Un sistema constituido por una sola sustancia ¿puede ser heterogéneo? Explicar utilizando un ejemplo.

c) Un sistema constituido por una mezcla de sustancias ¿puede ser monofásico? Explicar utilizando un ejemplo.

2 – Clasificar los siguientes sistemas en homogéneos y heterogéneos:

..... a) Jugo de naranja.

..... b) Agua con gas.

..... c) Granito.

..... d) Sangre.

..... e) Agua mineral sin gas.

..... f) Vinagre (solución de agua y ácido acético 4% en volumen) g) Aire atmosférico sin partículas de polvo.

3 – Al agregar un exceso de agua a una mezcla formada por sal de cocina, arena y azúcar, se obtiene un sistema: (coloree)

Ⓔ Homogéneo monofásico

Ⓔ Homogéneo bifásico

Ⓔ Heterogéneo bifásico

Ⓔ Heterogéneo trifásico

Ⓔ Heterogéneo monofásico

4 – Marcar la alternativa falsa:

a) Un sistema conteniendo agua y un poco de azúcar forma una mezcla homogénea.

b) Un sistema constituido por tres pedazos de oro puro es monofásico.

c) Una sustancia pura siempre constituirá un sistema monofásico.

d) El agua y el alcohol etílico forman mezclas homogéneas en cualquier proporción.

e) El agua de mar filtrada es una mezcla homogénea.

5 – En un laboratorio de química fueron preparadas las siguientes mezclas:

I) Agua/nafta; II) Agua/sal; III) Agua/arena; IV) Nafta/sal; V) Nafta/arena. ¿Qué mezclas pueden ser homogéneas?

a) Ninguna b) II) y III) c) I) y II) d) solamente II) e) II) y IV)

6 – Un sistema está constituido sólo por agua y hielo. Se puede afirmar correctamente que ese sistema:

- a) presenta dos componentes.
- b) presenta tres fases.
- c) presenta un componente y una fase.
- d) está constituido por una sustancia.
- e) es homogéneo.

7 – En un sistema cerrado que contiene agua líquida, sal disuelta, sal no disuelta, dos cubos de hielo y los gases nitrógeno y oxígeno no disueltos en el agua líquida, existen:

- a) 4 fases y 4 componentes.
- b) 3 fases y 3 componentes.
- c) 4 fases y 3 componentes.
- d) 3 fases y 4 componentes
- e) 2 fases y 5 componentes

9 – Son ejemplos de soluciones (I) Sólida, (II) Líquida y (III) Gaseosa a temperatura ambiente y presión normal: (resalta la opción correcta)

(I)	(II)	(III)
Glucosa	Agua de mar filtrada	Agua gasificada
Oro 18 k	Lágrima	Aire filtrado
Lámina de Cu	Agua	Ozono
Arena	Nafta	Gas nitrógeno
Cloruro de sodio	Plomo derretido	Amoníaco

9 – “Presenta composición constante y propiedades específicas bien definidas, independientemente de su origen o forma de obtención.”

Esta afirmación puede ser un concepto de: solución acuosa. roca. emulsión. mineral. sustancia pura.

10 – Estos materiales: aire, monóxido de carbono, naftaleno, iodo, latón, oro de 18 kilates, fueron clasificados en sustancias y mezclas. Los que pertenecen al grupo de las sustancias son:

- aire, monóxido de carbono y latón.
- iodo, oro de 18 kilates y naftaleno.
- monóxido de carbono, latón y iodo.
- aire, oro de 18 kilates y naftaleno.
- monóxido de carbono, iodo y naftaleno.

11 – En un campamento toda la sal de cocina fue derramada en la arena. Las personas recuperaron la sal realizando, sucesivamente, las operaciones de: (marcar la opción correcta)

- disolución, filtración, evaporación.
- fusión, decantación, sublimación.
- licuación, filtración, vaporización.
- adición de agua, destilación.
- dilución, sedimentación, vaporización.

12 – Una mezcla sólida está constituida por cloruro de plata (AgCl); cloruro de sodio (NaCl) y cloruro de plomo (PbCl₂).

Observar las solubilidades de esas sales en agua:

Sales	H ₂ O fría	H ₂ O caliente
AgCl	I	I
NaCl	S	S
PbCl ₂	I	S

Basándose en esos datos, esquematizar una separación de las sales que constituyen la mezcla.

13 – Considerar las siguientes mezclas:

- I. Aire + polvo
- II. Mercurio metálico + agua
- III. Agua + nitrato de potasio (soluble en agua)

Para separar los componentes de los sistemas se hace una: (resalta la opción correcta)

Mezcla I	Mezcla II	Mezcla III
Filtración	Destilación	Decantación
Destilación	Filtración	Decantación
Filtración	Decantación	Filtración
Decantación	Destilación	Filtración
Filtración	Decantación	Destilación

14 Dada una mezcla heterogénea de dos líquidos inmiscibles y de diferentes densidades, se pueden obtener los líquidos puros por: (marcar la opción correcta)

- sublimación filtración decantación destilación

15 – Si el ejercicio 14 tratara de “una mezcla homogénea”

a) ¿Qué otro término habría que cambiar en el enunciado?

b) ¿Cuál sería ahora la opción correcta?

- sublimación filtración decantación destilación

UNIDAD 3

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

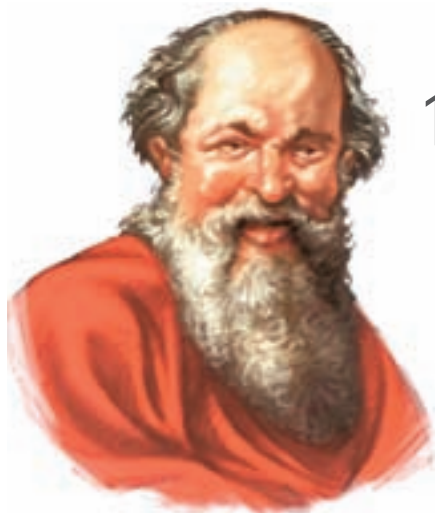


Figura 1. Demócrito es considerado como uno de los padres del atomismo.

1. El átomo: conceptos básicos

Desde el siglo V a. de C. la humanidad ha escuchado hablar de átomos, como las partículas fundamentales de la materia. Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, no es posible verlos a simple vista, por esta razón, se han propuesto varios modelos y teorías acerca de cómo son estas partículas fundamentales. Veamos.

1.1 El átomo a través del tiempo

Los griegos fueron quienes por primera vez se preocuparon por indagar sobre la constitución íntima de la materia, aunque desde una perspectiva puramente teórica, pues no creían en la importancia de la experimentación. Cerca del año 450 a. de C., **Leucipo** y su discípulo, **Demócrito** (figura 1), propusieron que la materia estaba constituida por pequeñas partículas a las que llamaron **átomos**, palabra que significa indivisible. Los postulados del atomismo griego establecían que:

- Los átomos son sólidos.
- Entre los átomos sólo existe el vacío.
- Los átomos son indivisibles y eternos.
- Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución espacial.
- Las propiedades de la materia varían según el tipo de átomos y como estén agrupados.

1.1.1 Teoría atómica de Dalton

En 1805 el inglés **John Dalton** (1766-1844), publicó la obra *Nuevo sistema de la filosofía química*, en la cual rescataba las ideas propuestas por Demócrito y Leucipo dos mil años atrás. La razón que impulsó a Dalton (figura 2) a proponer una nueva teoría atómica fue la búsqueda de una explicación a las leyes químicas que se habían deducido empíricamente hasta el momento, como la ley de la conservación y la ley de las proporciones definidas.

La teoría atómica de Dalton comprendía los siguientes postulados:

- La materia está constituida por átomos, partículas indivisibles e indestructibles.
- Los átomos que componen una sustancia elemental son semejantes entre sí, en cuanto a masa, tamaño y cualquier otra característica, y difieren de aquellos que componen otros elementos.
- Los átomos se combinan para formar entidades compuestas. En esta combinación los átomos de cada uno de los elementos involucrados están presentes siguiendo proporciones definidas y enteras. Así mismo, dos o más elementos pueden unirse en diferentes proporciones para formar diferentes compuestos.



Figura 2. John Dalton, retomando las ideas de los atomistas griegos propuso la primera teoría atómica dentro del marco de la química moderna.



1.1.2 Modelo atómico de Thomson

1.1.2.1 Antecedentes

■ Naturaleza eléctrica de la materia

Desde tiempos remotos habían sido observados fenómenos eléctricos relacionados con la materia. **Tales de Mileto** observó que al frotar un trozo de ámbar, este podía atraer pequeñas partículas. Siglos después Gilbert comprobó que por frotamiento muchas sustancias adquirían electricidad. Sin embargo, fue solo hacia mediados del siglo XIX que estas observaciones fueron planteadas formalmente, gracias a los experimentos sobre la electrólisis que realizó Faraday, hacia 1833 y que le permitieron descubrir la relación entre electricidad y materia.

■ Descubrimiento del electrón

El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos alrededor de un dispositivo llamado **tubo de rayos catódicos** (figura 3), que consiste en un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, herméticamente soldados en los extremos de este y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica. En 1879, el físico inglés **William Crookes**, observó que si se creaba vacío dentro del tubo, retirando el aire presente en su interior, aparecía un resplandor, originado en el electrodo negativo o cátodo y que se dirigía hacia el electrodo positivo o ánodo, por lo que Crookes concluyó que debía tratarse de haces cargados negativamente, que luego fueron bautizados como rayos catódicos. Posteriormente, **J. Thomson** estableció, en 1895, que dichos rayos eran en realidad partículas, mucho más pequeñas que el átomo de hidrógeno y con carga negativa, que recibieron el nombre de **electrones**. En la actualidad se ha establecido que la carga de un electrón es $-1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios y que posee una masa de $9,11 \cdot 10^{-28}$ g.

■ Descubrimiento del protón

Por la misma época, Eugen Goldstein (1850-1930), realizó algunas modificaciones al diseño inicial del tubo de rayos catódicos (figura 4). El nuevo dispositivo tenía el cátodo perforado y el tubo, en lugar de vacío, contenía diferentes gases. Observó que detrás del cátodo se producía otro tipo de resplandor, proveniente del ánodo, por lo que dedujo que los nuevos rayos poseían carga positiva. Posteriormente fueron bautizados como protones y se determinó que su carga era de igual magnitud que la de un electrón, es decir, $+1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios, mientras que su masa tenía un valor cercano a $1,673 \cdot 10^{-24}$ g.

Estos descubrimientos contradecían la creencia de que el átomo era indivisible, por lo que fue necesario concebir un nuevo modelo atómico.

1.1.2.2 El nuevo modelo

En 1904, **Joseph Thomson** (1856-1940) propuso un modelo en el cual la parte positiva del átomo se hallaba distribuida uniformemente por todo el volumen de este, mientras los electrones se hallaban inmersos en esta matriz de protones, como las pasas en un pudín (figura 5). Además, planteaba que la cantidad de cargas positivas y negativas presentes eran iguales, con lo cual el átomo era esencialmente una entidad neutra.

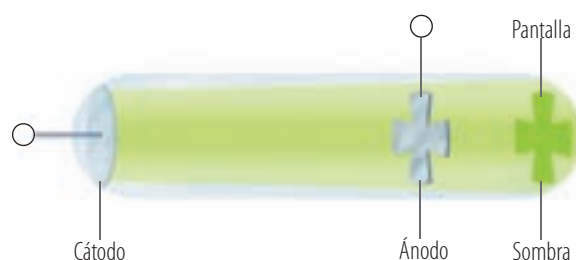


Figura 3. En el diseño que se muestra en la figura, se ha colocado un objeto en la trayectoria de los rayos catódicos. Este objeto produce sombra, lo que sirvió para comprobar el carácter material y particulado de los electrones.

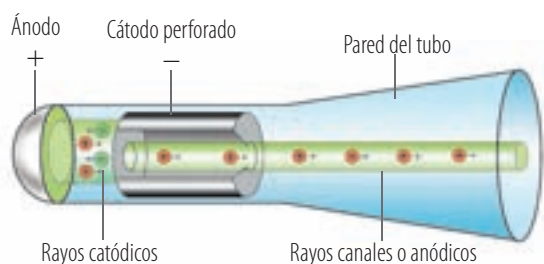


Figura 4. Tubo de rayos catódicos modificado por Golstein.

EJERCICIO

Investiga sobre las aplicaciones prácticas del tubo de rayos catódicos. ¿Qué aparato de uso común se basa en este principio?

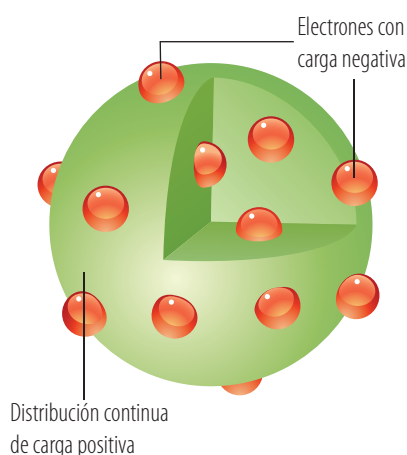


Figura 5. Modelo atómico de Thomson.

1.1.3 Modelo de Rutherford

1.1.3.1 Antecedentes

Descubrimiento de la radiactividad

La primera evidencia de este fenómeno data de 1896 y la debemos a las experiencias de **Henri Becquerel** (1852-1908). Este científico descubrió que los minerales de uranio eran capaces de velar una placa fotográfica en ausencia de luz externa, por lo cual concluyó que poseían la propiedad de emitir radiaciones de forma espontánea.

Posteriormente, los esposos **Pierre** (1859-1906) y **Marie Curie** (1867-1934), retomaron las observaciones hechas por Becquerel, comprobando que todos los minerales de uranio tenían la capacidad de emitir radiaciones. Además aislaron otros dos elementos con idénticas propiedades: el polonio y el radio (figura 6).

La **radiactividad** se define como la propiedad que poseen los átomos de algunos elementos de emitir radiaciones. Debido a que las radiaciones son partículas subatómicas, los elementos radiactivos se transforman en otros elementos, pues la constitución íntima de sus átomos cambia.

Estas radiaciones pueden ser de cuatro tipos distintos:

Rayos alfa (α): son partículas formadas por dos protones y dos neutrones, por lo que poseen una carga positiva, igual a dos veces la carga de un protón. Debido a que la masa y el volumen de las partículas alfa son relativamente elevados, estas radiaciones viajan a una velocidad baja, y tienen un poder de penetración igualmente bajo.

Rayos beta (β^-): se trata de haces de electrones, 7.000 veces más pequeños que las partículas alfa y que viajan a una velocidad cercana a la de la luz, por lo que poseen un poder de penetración medio.

Rayos beta (β^+): son haces de partículas similares a los electrones, pero con carga positiva, denominadas **positrones**. Tienen las mismas propiedades que las partículas β^- , en cuanto a masa, velocidad y capacidad de penetración. Dado que son antagonistas de los electrones, cuando un electrón y un positrón se chocan, se aniquilan mutuamente, convirtiéndose en energía electromagnética.

Rayos gamma (γ): estos rayos son radiaciones electromagnéticas, con un contenido energético muy superior al de la luz visible, por lo que no poseen masa y tienen una gran capacidad de penetración (figura 7).

Figura 6. Los esposos Curie fueron pioneros en la investigación sobre radiactividad.

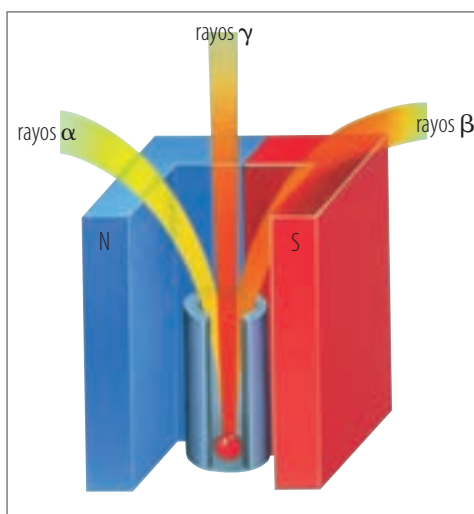


Figura 7. Tres de los cuatro tipos de radiaciones mencionadas fueron descubiertas por Rutherford, empleando un aparato como este, en el cual cada radiación en virtud de su carga y peso relativo se desvía de un modo característico al pasar junto a un campo magnético.

■ Descubrimiento de los rayos X

A fines del siglo XIX, en 1895, **Wilhelm Roentgen** (1845-1923), estudiando los rayos catódicos, observó que una lámina recubierta con ciano-platinato de bario, que estaba a cierta distancia del tubo, emitía una fluorescencia verdosa. Afirmó que dicha fluorescencia correspondía a unos rayos que atravesaban los materiales poco densos, como la madera, pero que no pasaba a través de los más densos, como los metales. Además, no sufrían desviación por campos eléctricos o magnéticos. Por esta razón, concluyó que estos rayos no deberían estar formados por partículas cargadas y en esto se parecían a los rayos de luz. Roentgen los llamó **rayos X**.

Los dos descubrimientos mencionados dejaban entrever que había espacio entre los átomos que conformaban los materiales conocidos, pero no estaba claro cómo ni dónde se distribuían estos espacios.

1.1.3.2 El modelo: proposición de la existencia del núcleo

A principios del siglo XX, **Ernest Rutherford** (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro (figura 8), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, ésta rebotara.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del **núcleo atómico** (figura 9), como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío. Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

1.1.3.3 Inconsistencias del modelo

Si bien, numerosos fueron los descubrimientos y fenómenos observados que permitieron comprobar la existencia del núcleo atómico y dilucidar su constitución, el modelo propuesto por Rutherford tenía ciertas inconsistencias. De acuerdo con la física clásica, toda partícula acelerada, como es el caso de un electrón girando alrededor del núcleo de un átomo, emite energía, en la forma de radiaciones electromagnéticas. En consecuencia, el electrón debería perder energía continuamente, hasta terminar precipitándose sobre el núcleo, dando lugar a un colapso atómico. Teniendo en cuenta que esto no sucede, algo estaba fallando en el modelo propuesto por Rutherford.

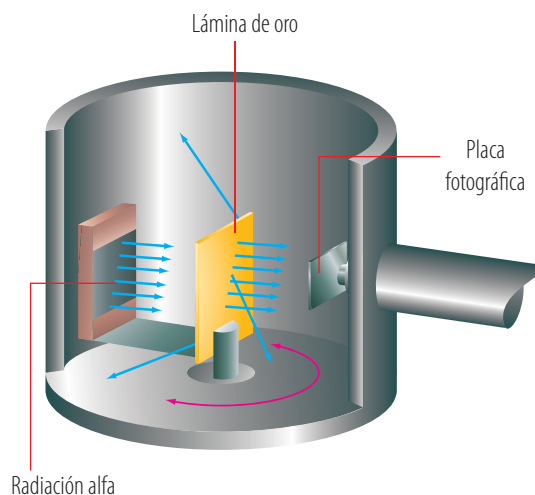


Figura 8. Dispositivo empleado por Rutherford para bombardear una lámina de oro con partículas alfa.

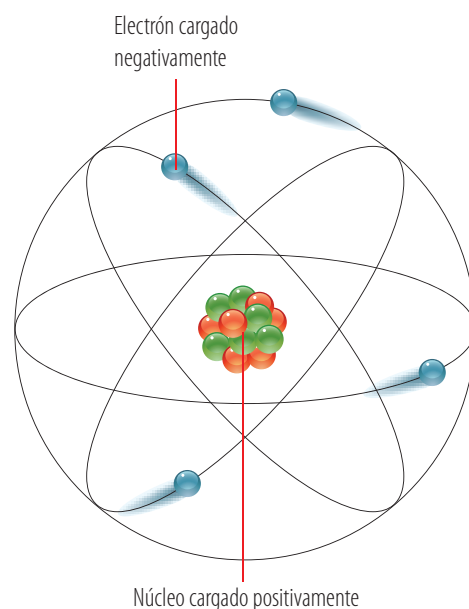


Figura 9. Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.



Figura 10. Niels Bohr es uno de los hombres que más ha aportado a la comprensión de la estructura atómica.

1.1.3.4 Descubrimiento del neutrón

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, se tuvo que esperar hasta 1932 para comprobar experimentalmente la existencia de estas partículas.

El descubrimiento se atribuye a **James Chadwick**, quien observó que al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó **neutrones**.

Actualmente se calcula que la masa de un neutrón es $1,675 \cdot 10^{-24}$ gramos.

Estos descubrimientos llevaron a describir al átomo como la unidad estructural de la materia, formada por tres subpartículas básicas: protones, neutrones y electrones.

1.1.3.5 Otras partículas subatómicas

Con el descubrimiento del neutrón se pensó que la estructura de los átomos había sido dilucidada en su mayor parte. Sin embargo, la historia apenas comenzaba. En 1932, **Carl David Anderson** (1905-1991) descubrió el **positrón**, con lo cual abrió las puertas a todo un panorama de nuevas partículas (más de 200 diferentes), que si bien forman parte de la materia ordinaria, se producen y desaparecen durante algunas reacciones que tienen lugar en condiciones muy especiales, obtenidas en laboratorios especializados y frecuentemente con una vida efímera.

En la tabla, que se muestra a continuación, se resumen algunas de las propiedades de las tres partículas subatómicas principales.

Partícula	Símbolo	Carga (C)	Carga neta o relativa	Masa (g)	Masa relativa a la masa de un e^-
Electrón	e^-	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1095 \cdot 10^{-28}$	1
Protón	p	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,6725 \cdot 10^{-24}$	1,836
Neutrón	n	Neutra	0	$1,6749 \cdot 10^{-24}$	1,838

1.1.4 Modelo planetario de Bohr

Con el fin de dar solución a las inconsistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés **Niels Bohr** (figura 10) propuso, en 1913, que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas (figura 11). Las implicaciones de este modelo se detallarán más adelante, cuando veamos el modelo atómico aceptado en la actualidad.

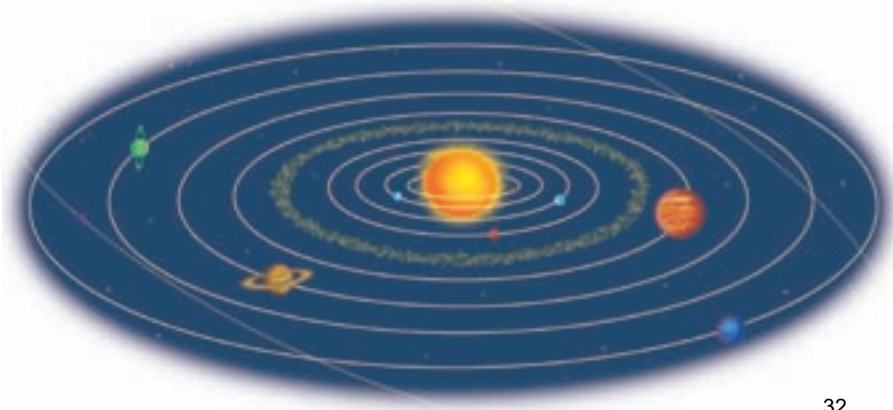


Figura 11. Modelo planetario de Bohr. Imagina las implicaciones que pudo tener para el mundo científico el descubrir que al igual que nuestro sistema solar, el interior del átomo estaba organizado en órbitas alrededor de un centro, el núcleo atómico.



Figura 12. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos se relacionan con la constitución interna de sus átomos. Veamos algunos ejemplos: a) cinabrio, mineral de mercurio; b) esfalerita, mineral de cobre y c) hematites, mineral de hierro.

1.2 Algunas propiedades de los átomos

Hemos visto hasta ahora que el átomo se compone de tres partículas subatómicas: el protón, el electrón y el neutrón. Protones y neutrones se disponen en la región central dando lugar al núcleo del átomo, mientras que los electrones giran alrededor de este centro en regiones bien definidas. Muchas de las **propiedades físicas** de los átomos, como masa, densidad o capacidad radiactiva se relacionan con el núcleo. Por el contrario, del arreglo de los electrones en la periferia del átomo dependen **propiedades químicas**, como la capacidad para formar compuestos con átomos de otros elementos. Así mismo, algunas propiedades físicas de los elementos y compuestos, como el punto de fusión y de ebullición, el color o la dureza, están determinadas en gran parte por la cubierta externa de electrones (figura 12).

Al describir un elemento químico se mencionan algunas de sus propiedades, entre las que se encuentra el número atómico, el número de masa y la masa atómica. A continuación explicaremos cada una de estas magnitudes.

1.2.1 Número atómico (Z)

El número atómico indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z. Dado que la carga de un átomo es nula, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce, tiene un núcleo compuesto por un protón que es neutralizado por un electrón orbitando alrededor. De esta manera su número atómico es $Z = 1$. Debido a que el número atómico se puede determinar experimentalmente, es posible determinar si una sustancia dada es o no un elemento puro, pues en un elemento todos los átomos deben tener el mismo número atómico.

1.2.2 Número de masa (A)

El número de masa o número másico se representa con la letra A y hace referencia al número de protones y neutrones presentes en el núcleo.

La masa del átomo está concentrada en el núcleo y corresponde a la suma de la masa de los protones y los neutrones presentes, dado que la masa de los electrones es despreciable en relación con la masa nuclear, el número másico también es un indicador indirecto de la masa atómica. Consideremos el siguiente ejemplo: el elemento sodio contiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo. Esto significa que Z es igual a 11 y A es igual a 23, es decir, la suma de 11 protones y 12 neutrones. El número de neutrones presente suele representarse con la letra N.

$$Z = 11; N = 12$$

$$A = N + Z, \text{ es decir, } A = 12 + 11 = 23$$

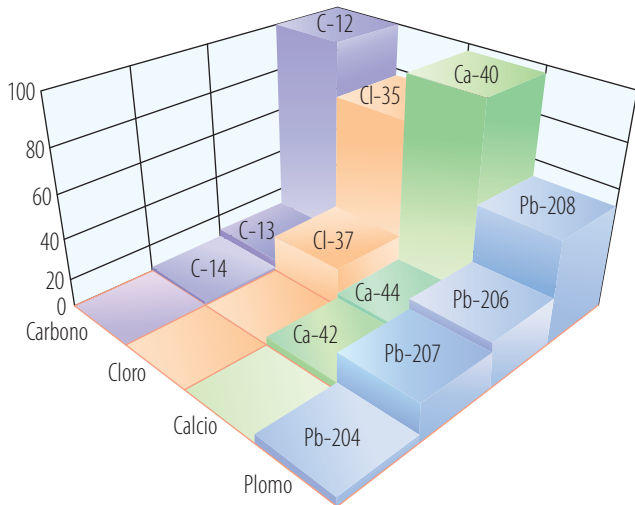


Figura 13. Frecuencia con que aparecen ciertos isótopos de algunos elementos químicos en la naturaleza.

EJERCICIO

- Calcula el número de neutrones, protones y el número de masa, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:
 - El átomo de silicio (Si) posee 14 neutrones y su número de masa es 28.
 - El átomo de plata (Ag) posee 47 protones y 60 neutrones.
 - El átomo de oro (Au) tiene un número atómico igual a 79 y A es igual 197.
- El núcleo del átomo de aluminio contiene 13 protones y 14 neutrones. Indica su número atómico y su número de masa.

1.2.3 Isótopos

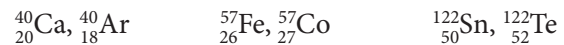
Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (número de masa A). Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,8% corresponde a átomos con $A = 16$ ($Z = 8$ y $N = 8$), el 0,037% poseen $A = 17$ ($Z = 8$ y $N = 9$) y el 0,204% esta representado por átomos con $A = 18$ ($Z = 8$ y $N = 10$). Esta situación se representa escribiendo el símbolo del elemento y colocando al lado izquierdo, el número de masa (A) del isótopo como un supraíndice y el número atómico (Z) como un subíndice. Veamos algunos ejemplos:

- Átomo de oxígeno (16, 17 y 18) $^{16}_8\text{O}$ $^{17}_8\text{O}$ $^{18}_8\text{O}$
- Átomo de carbono (12, 13 y 14) $^{12}_6\text{C}$ $^{13}_6\text{C}$ $^{14}_6\text{C}$

Otra forma muy común de referirse a los isótopos de un elemento es simplemente señalando el número másico a continuación del símbolo o el nombre completo del elemento. Por ejemplo, oxígeno-17, carbono-14, uranio-235 o cloro-35.

1.2.4 Isóbaros

Existen átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A estos elementos se les da el nombre de isóbaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos podemos nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.



MENTES BRILLANTES

Completa el siguiente cuadro:

Elemento	Número de protones (Z)	Número de neutrones	Número másico (A)	Símbolo
Sodio	11	12	23	$^{23}_{11}\text{Na}$
Silicio	14	14	?	$^{?}_{?}\text{Si}$
Flúor	?	?	19	$^{?}_{?}\text{F}$

EJEMPLOS

Hallar el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de los siguientes elementos:

- a) $^{84}_{36}\text{Kr}$ b) $^{238}_{92}\text{U}$

- a) Como $Z = 36$, se tienen 36 protones y 36 electrones. A, número de masa, es igual a 84 y como $A = N + Z$, entonces, $N = A - Z$, reemplazando tenemos que $N = 84 - 36$ y $N = 48$.
- b) De la misma forma como resolvimos el punto anterior: $Z = 92$, $A = 238$, por lo tanto, $N = 238 - 92 = 146$, de donde concluimos que el uranio tiene 146 neutrones, 92 protones y 92 electrones.

1.2.5 Masa atómica

Si bien la masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, esta magnitud ha sido calculada en valores cercanos a los 10^{-24} gramos. Por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno es $1,67 \cdot 10^{-24}$ g. Sin embargo, para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas de la gran variedad de elementos químicos conocidos, se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma, arbitrariamente, como unidad patrón.

Hasta 1962, el oxígeno se empleó como patrón. Así, al átomo de oxígeno se le asignó una masa de 16 unidades de masa atómica (abreviado como u.m.a.), con lo cual una u.m.a. equivalía a 1/16 de la masa del átomo de oxígeno. Más tarde, la unidad patrón fue remplazada por el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 u.m.a. Esta es la unidad patrón que se emplea en la actualidad, de manera que una u.m.a. es igual a 1/12 de la masa del átomo de carbono 12. De acuerdo con esta escala, el oxígeno tiene una masa de 15,99 u.m.a., mientras que el hidrógeno pesa 1,007 u.m.a.

Debido a la existencia de isótopos, la masa atómica de un elemento cualquiera es el promedio de la masa relativa de cada uno de sus formas isotópicas.

Ahora bien, si tomamos una cantidad en gramos, igual a la masa atómica de un elemento, expresada en u.m.a., obtenemos una nueva magnitud, denominada **átomo-gramo**. Así, un átomo-gramo de oxígeno equivale a 15,99 g (figura 14).

1.2.6 Masa molecular

La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula.

La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.



Figura 14. Aparatos como las balanzas electrónicas no pueden registrar la masa de un átomo, por ello debemos manipular cantidades mayores de elementos o compuestos.

MENTES BRILLANTES

El cloro tiene dos isótopos, el Cl-5 cuya masa es de 34,96 u.m.a. y registra una abundancia de 75,5% y el Cl-37 cuya masa es de 36,96 u.m.a. y presenta una abundancia del 24,5%. Sabiendo además que el número atómico de este elemento es $Z = 17$. Determina:

- El número de neutrones en cada isótopo.
- La masa atómica promedio del cloro.

* EJEMPLOS

- Calcular la masa atómica promedio del bromo, teniendo en cuenta los porcentajes de abundancia de sus dos isótopos.

El bromo presenta dos isótopos en la naturaleza cuyos masas atómicas y porcentajes de abundancia son respectivamente:

Isótopo	Masa atómica	% de abundancia
Br-79	78,9183	50,44
Br-81	80,9163	49,46

De donde, la masa atómica promedio es:

$$\frac{78,9183 \cdot 50,44}{100} + \frac{80,9163 \cdot 49,46}{100} = 79,82 \text{ u.m.a.}$$

- Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico si su fórmula es H_2SO_4 .

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Total
H	1	2	2
S	32	1	32
O	16	4	64

$$\text{H: } 1 \cdot 2 = 2$$

$$\text{S: } 32 \cdot 1 = 32$$

$$\text{O: } 16 \cdot 4 = 64$$

$$\text{Luego, } 2 + 32 + 64 = 98.$$

La masa molecular del ácido es 98 u.m.a.



Interpreta

- 1 El número atómico, Z, se define como el número de protones que posee un átomo en su núcleo, y el número másico, A, como el número de protones más el número de neutrones. Completa la siguiente tabla utilizando la información que se encuentra en ella:

Elemento	A	Z	P+
${}^{57}_{26}\text{Fe}$			
	35	17	
	27		13
${}^{19}_9\text{F}$			

- 2 Marca con una X la respuesta correcta en las preguntas 2 a 4. Justifica tu respuesta.

Al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó:

- a) periferia
 b) niveles de energía
 c) núcleo
 d) órbitas
- 3 Las líneas producidas por un espectro llevaron a establecer la existencia de unas zonas muy importantes en el átomo. Bohr denominó estas zonas como:
- a) órbitas
 b) subniveles
 c) orbitales
 d) niveles
- 4 Determina para el isótopo ${}^{109}_{47}\text{Ag}$:
- a) Número atómico y número de protones
 b) Número de electrones
 c) Número de masa
 d) Número de neutrones



Argumenta

- 5 En el modelo atómico de Bohr el electrón pasa a una órbita superior cuando se le suministra energía (absorbe un cuanto de energía). Al volver a su estado fundamental, emite un cuanto de energía (pierde energía). ¿En qué se diferencian los dos procesos mencionados? ¿Por qué los átomos presentan espectros de emisión y de absorción?

- 6 Determina la masa atómica promedio del cobre teniendo en cuenta que este elemento se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos: el ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ con una abundancia del 69,09% y una masa de 62,9298 u.m.a.; y el ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ con una abundancia del 30,91% y una masa de 64,9278 u.m.a.
- 7 John Dalton (1766-1844) fue maestro de matemáticas, químico y meteorólogo. Famoso por su teoría atómica cuyos inicios se encuentran en los experimentos de meteorología que realizaba desde muy joven. Su interés por las ciencias lo llevó a experimentar con agua y gases, lo que le permitió establecer importantes leyes acerca de la presión; además asignó a los átomos el valor relativo de la masa atómica.

¿Cómo contribuyó Dalton con sus experimentos al desarrollo y al avance de la química?



Propone

- 8 Cuando una persona se fractura o lesiona algún hueso, generalmente, los médicos solicitan una radiografía. Por medio de esta imagen, es posible identificar claramente la gravedad de la lesión y así mismo proporcionar el tratamiento adecuado al paciente.
- a) ¿Qué fenómenos físicos y químicos se presentan al tomar una radiografía?
 b) ¿Cuál es la relación entre este tipo de técnica y los fundamentos de la estructura atómica?
- 9 Los isótopos radiactivos se han convertido en una herramienta muy útil para el diagnóstico y tratamiento de enfermedades. El empleo de radiofármacos que tienen una vida media discreta permite estudiar los órganos y tipos de tejidos sin alterarlos. La técnica consiste en dar el radiofármaco al paciente en dosis pequeñas, ya sea por inyección intravenosa, ingestión oral o inhalación y, a través de un dispositivo de detección, seguir el recorrido hasta que se concentre en un tejido u órgano. La radiación emitida por el radiofármaco permite crear una imagen del órgano, la cual se puede reproducir en un computador para su observación.
- a) ¿Qué efectos producen los radiofármacos en un paciente?
 b) ¿Qué ventajas y desventajas presenta esta clase de tratamientos?
 c) ¿Los radioisótopos se emplean únicamente en salud? Explica.



Figura 16. Cuando la luz blanca atraviesa un prisma, se descompone en una gama de colores.

2. Modelo atómico actual

En las primeras décadas del siglo XX, continuaba siendo un interrogante la forma como se organizaban los electrones alrededor del núcleo atómico. La respuesta a este interrogante provino de un campo al parecer sin relación con el átomo: la espectroscopia, rama de la ciencia que estudia la emisión y absorción de energía, en forma de luz, por parte de la materia. Veamos.

2.1 Antecedentes

2.1.1 La naturaleza de la luz: dualidad onda-partícula

En 1865, Maxwell estableció que la luz era una onda electromagnética de alta energía y que podía propagarse en el vacío.

La naturaleza ondulatoria de la luz fue comprobada luego por numerosas observaciones y sirvió para explicar gran variedad de fenómenos, en los que los haces de luz se reflejaban o se refractaban, como si fueran ondas. Por ejemplo, la descomposición de un haz de luz blanca al pasar a través de un prisma, podía explicarse como el resultado de la refracción de la luz al cambiar de medio (figura 16).

A finales del siglo XIX un buen número de fenómenos no encajaban bien con este modelo. Uno de ellos era el **efecto fotoeléctrico** (figura 17), según el cual una placa metálica al ser sometida a la incidencia de la luz, emitía energía en forma de electrones, que de algún modo eran arrancados de los átomos del metal. De acuerdo con la naturaleza ondulatoria de la luz, estos electrones serían estimulados por la luz incidente y sólo se desprenderían de sus átomos al recibir una cantidad de energía suficiente, es decir, con cierto retraso con relación al momento de la incidencia del haz de luz. Sin embargo, lo que se observaba era que los electrones se desprendían inmediatamente después de ser estimulados por la luz.

Por otro lado, dependiendo del color de la luz empleada, el fenómeno se producía o no, de manera que la expulsión de electrones debía estar relacionada con la longitud de onda de la luz incidente. Todo esto dejaba entrever que la luz podía comportarse también como una partícula. No obstante, hubo que esperar algunas décadas para que esta idea fuera planteada formalmente y aceptada por la comunidad científica.

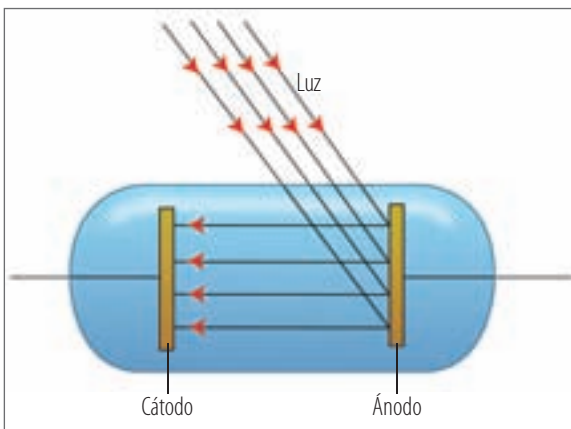


Figura 17. El efecto fotoeléctrico no se puede explicar por la teoría ondulatoria.

2.1.2 El espectro electromagnético

La luz, dada su naturaleza ondulatoria, puede presentar diferentes frecuencias (ν , en nm^{-1} o Hz) y longitudes de onda (λ , en Å), que se ordenan en el llamado **espectro electromagnético** (figura 18).

La cantidad de energía que transporta una onda electromagnética es función de la frecuencia, la longitud de onda y la velocidad con que viaja, según la siguiente ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu,$$



donde c es la velocidad de propagación de la luz en el vacío, 300.000 km/s, λ es la longitud de onda y ν es la frecuencia. Así, a mayor frecuencia, menor será la longitud de onda y viceversa (figura 18). Las ondas de alta frecuencia son las más energéticas, como los rayos gamma o los rayos ultravioleta. Por el contrario, las ondas de radio o las microondas tienen relativamente poca energía. Dentro del espectro visible, que es solo una parte muy pequeña de éste, la luz roja tiene menos energía que la azul (figura 19).

Ahora bien, ¿qué relación tiene esto con la estructura atómica de la materia?

Resulta que cuando un elemento cualquiera es calentado hasta la incandescencia, emite luz de un color característico, que se denomina **radiación electromagnética**. Si esta radiación se hace pasar a través de un prisma, lo cual se logra en un aparato llamado **espectroscopio**, se obtiene un conjunto de haces luminosos de diferentes colores, que conforman el denominado **espectro de emisión** (figura 20).

El espectro de emisión es característico para cada elemento químico, como si se tratara de su huella digital. A diferencia del espectro de la luz blanca, que es continuo, tal como se observa en el arco iris, los espectros de los elementos son discontinuos, están formados por una serie de líneas.

De la misma manera como es posible registrar el espectro de emisión de un elemento, es posible también obtener el **espectro de absorción** (figura 20), consistente en los haces de luz que no son absorbidos luego que un rayo de luz blanca atraviesa una masa del elemento en cuestión.

Los espectros de absorción y de emisión son imágenes inversas, en las que los colores que aparecen en uno, no están presentes en el otro.

Para sintetizar, el espectro de un elemento es el **registro de las radiaciones absorbidas o emitidas por los átomos que lo componen**.

El análisis de los espectros generados por diferentes elementos ha sido de gran utilidad para comprender el arreglo de los electrones alrededor del núcleo; adicionalmente permite identificar los distintos elementos que hay en una muestra aunque sólo existan trazas de los mismos.

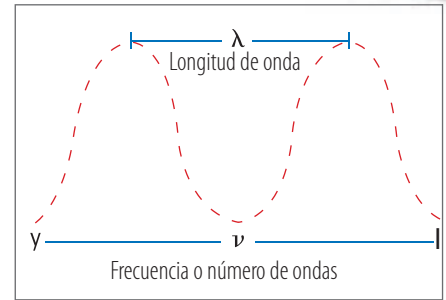


Figura 18. Relación entre la frecuencia y la longitud de onda.

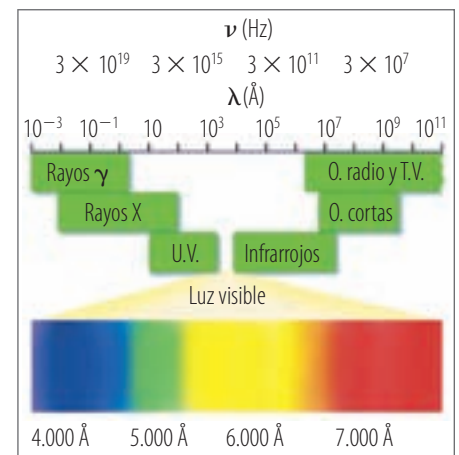


Figura 19. El espectro electromagnético. Observa que solo una pequeña parte del espectro es visible para el ojo humano.

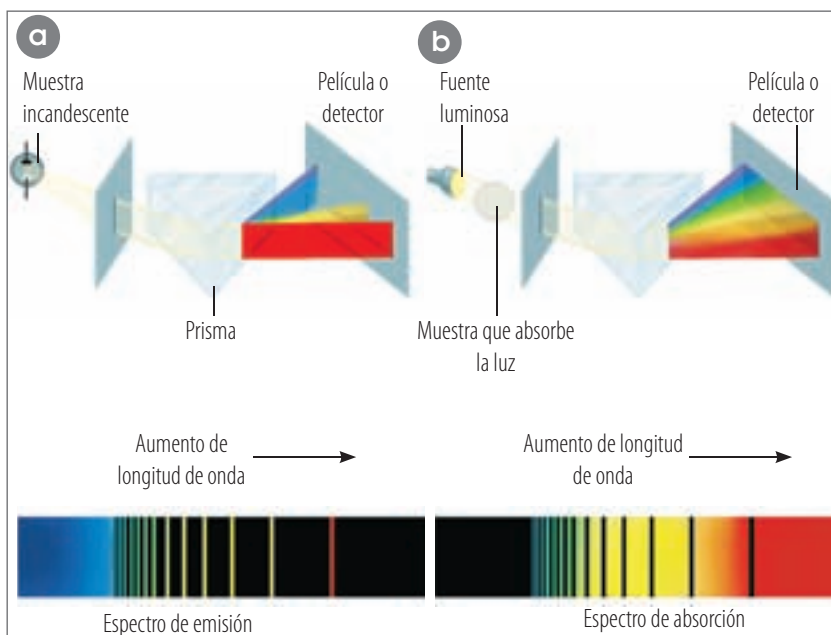


Figura 20. Espectros de emisión (a) y absorción (b), obtenidos con un espectroscopio. Observa la discontinuidad entre las líneas que conforman los espectros.



Figura 21. Max Planck (1858-1947).

2.1.3 Teoría cuántica de Planck

El estudio de los espectros de emisión y absorción de diferentes sustancias y cuerpos, llevó al siguiente dilema: ¿Qué pasaría con un cuerpo capaz de absorber todas las longitudes de onda de la luz incidente sobre él? Sería un **cuerpo negro**, pues no reflejaría luz de ningún color.

Ahora bien, este cuerpo negro debería por lo tanto emitir luz de todas las longitudes de onda presentes en el espectro electromagnético. Dado que la región ultravioleta del espectro es la más extensa, la radiación de un cuerpo negro debería ser principalmente violeta, produciendo lo que se llamó una “catástrofe ultravioleta”. Los cuerpos negros no se conocen en la naturaleza, por lo que la única manera de resolver el misterio era construir un aparato que se comportara como un cuerpo negro y observar cómo lo hacía. Este aparato consistía en una cámara de hierro cuyas paredes internas eran rugosas y estaba provista de un pequeño agujero, de manera que la luz que entraba en la cámara era completamente absorbida, y debería ser emitida nuevamente al exterior, produciendo una catástrofe ultravioleta. Esto no ocurrió así. Por el contrario, la mayor cantidad de radiaciones pertenecían a regiones cercanas al infrarrojo.

Para resolver el conflicto el físico alemán **Max Planck** (1858-1947) (figura 21) propuso, en 1900, que la radiación emitida o absorbida por los cuerpos calientes no se presentaba de manera continua, sino en forma de cantidades discretas de energía, a las que llamó **cuantos**. El tamaño de un cuanto sería directamente proporcional a la frecuencia de la radiación emitida o absorbida y la magnitud de energía intercambiada debería ser un múltiplo de esta unidad.

Planck resumió estos postulados en la siguiente expresión: $E = h \cdot \nu$, donde E es la energía, ν es la frecuencia y h es una constante, la constante de Planck, con un valor de $6,6 \cdot 10^{-27}$ ergios \cdot s ($6,6 \cdot 10^{-34}$ julios \cdot s).

Albert Einstein, en 1905, utilizó la teoría cuántica de Planck para explicar el efecto fotoeléctrico. Einstein sugirió que la luz estaba formada por paquetes de energía, que denominó **fonones**, cada uno de los cuales poseía una energía igual a $h\nu$, de donde se deduce que la luz de alta frecuencia, como el color azul o la radiación ultravioleta, tiene fonones más energéticos que aquella de baja frecuencia, como las ondas de radio o el color rojo. Como la energía necesaria para remover los electrones en la superficie del metal es suministrada por la luz incidente, Einstein consideró el efecto fotoeléctrico como el choque de dos partículas: un fotón y un electrón, en el cual, un electrón sólo sería expulsado por un fotón suficientemente grande. Esto explicaba por qué la expulsión de electrones ocurría instantáneamente y sólo con haces de luz de ciertos colores.

Solo había un problema: la luz debería comportarse al mismo tiempo como una onda y como una partícula. Actualmente, el carácter dual de la luz ha sido aceptado como una hipótesis de trabajo que sirve para dar explicaciones a un cierto número de observaciones, de otro modo inexplicables.

2.2 El modelo de Bohr

En 1913, el físico danés **Niels Bohr** (1885-1962), basándose en la teoría cuántica de Planck y en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno, propuso un nuevo modelo atómico (figura 22). En él, mantenía la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero hacía las siguientes precisiones acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo:

EJERCICIO

1. ¿Qué entiendes por hipótesis de trabajo?
2. Con base en lo que hemos visto hasta ahora, escribe un breve ensayo acerca de la relación que existe entre la realidad y los modelos que ha propuesto la ciencia para representarla. ¿Crees que existe una sola realidad o que, por el contrario, somos prisioneros del alcance de nuestros sentidos?

- Los átomos presentan un cierto número de órbitas posibles, denominadas **estados estacionarios**, en las que un electrón puede girar sin que ocurra emisión o absorción de energía. En este estado, el átomo es estable.
- Cuando un átomo absorbe o emite energía en forma de radiación, los electrones a su alrededor son promovidos de una órbita a otra. Si un electrón absorbe energía, pasa a una órbita mayor, alejándose del núcleo. Al emitir luego esta energía, desciende a un estado menor, más cerca del núcleo (figura 22). La cantidad de energía necesaria para pasar de un nivel a otro está cuantizada, según la ecuación propuesta por Planck. De esta manera, el colapso atómico que se desprendía del modelo de Rutherford no era posible bajo estos nuevos supuestos, pues, un electrón no puede descender más allá de un nivel de energía mínimo.

Estos postulados fueron planteados por Bohr en relación con el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce. Sin embargo, el análisis de los espectros de emisión de otros átomos mostraba estructuras internas más complejas, que no eran explicadas satisfactoriamente por este modelo. Además, tampoco era claro por qué eran posibles sólo ciertas órbitas y por qué había discrepancias tan grandes entre las órbitas de diferentes átomos.

2.3 El modelo de Sommerfeld

Algunos años después, espectroscopios más sensibles, permitieron observar que algunas de las líneas que formaban los espectros de emisión estaban en realidad compuestas de varias líneas más finas, lo cual hizo pensar que existían estados energéticos intermedios, entre los orbitales propuestos por Bohr.

Arnold Sommerfeld (1868-1951), físico alemán, propuso en 1916, una ligera modificación al modelo de Bohr, según la cual, existían órbitas elípticas, además de circulares, permitiendo la existencia de niveles y subniveles de energía (figura 23).

2.4 Hacia un modelo mecánico-cuántico de la materia

- **La materia es ondulatoria:** en 1924, el físico francés **Louis de Broglie** (1892-1977) planteó que si la energía podía ser particulada, la materia también podía entenderse como energía en forma de ondas. De esta suerte, para una partícula cualquiera, en movimiento, habría una onda asociada. De Broglie sintetizó esta idea en la siguiente ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

donde λ y ν describen la longitud y la frecuencia de la onda asociada, h es la constante de Planck y m es la masa de la partícula.

La ecuación de De Broglie implica que si m es grande, la longitud de onda es tan pequeña que no es perceptible. Mientras que, si m es tan pequeña como en un electrón, la onda asociada tiene una λ elevada y medible. Esto explica que en nuestra experiencia diaria, la materia no aparente una naturaleza ondulatoria, como sí lo hace en el mundo subatómico.

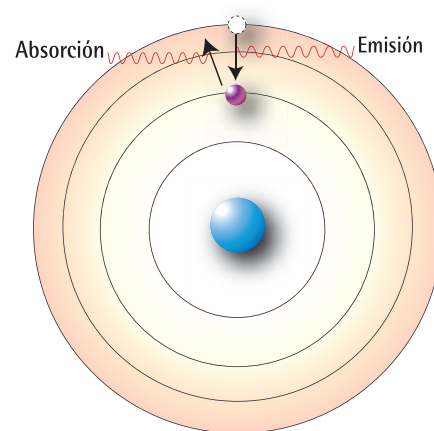


Figura 22. Modelo atómico de Bohr.

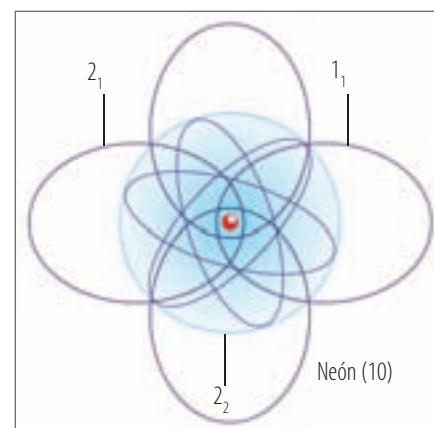


Figura 23. Modelo de Sommerfeld para el átomo de neón ($Z = 10$).

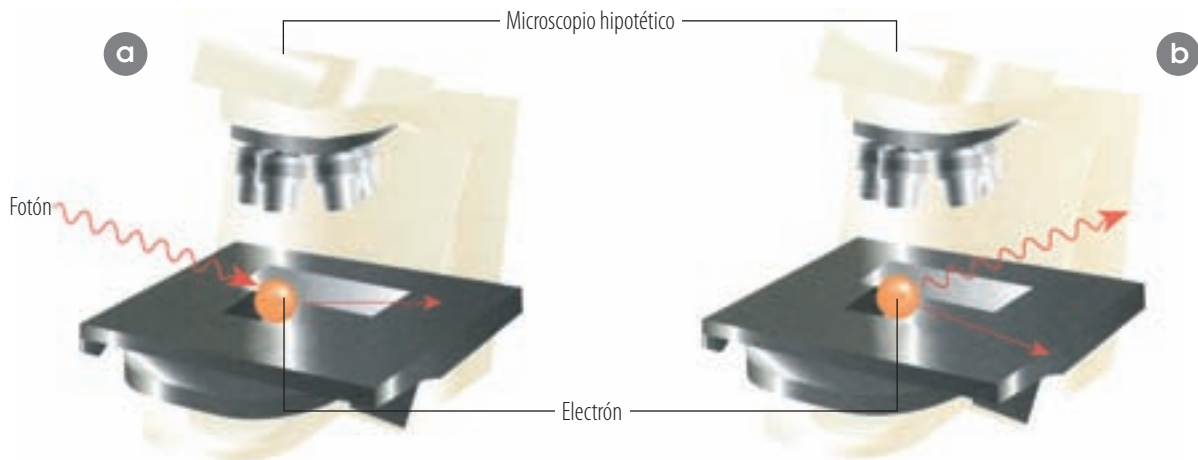


Figura 24. Esquema del principio de incertidumbre. Un electrón libre se mueve delante del foco en un microscopio hipotético (a). En la colisión, el fotón de luz transfiere su energía al electrón (b). El fotón reflejado puede verse a través del microscopio, pero el electrón se ha movido del foco de observación, por lo cual es imposible determinar la posición exacta del electrón.

- **El principio de incertidumbre de Heisenberg.** De acuerdo con lo establecido por Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno gira en torno al núcleo siguiendo una trayectoria bien definida, y por lo tanto es posible calcular su posición y cantidad de movimiento en cada punto (figura 24). Sin embargo, en 1926, **Werner Heisenberg** (1901-1976) sostuvo que tal descripción no era posible, pues nuestra forma de observar y medir las cosas no nos permite hacerlo con completa objetividad. Así, siempre que observamos o medimos algo, afectamos al objeto observado. El resultado de esta premisa es que no es posible conocer simultáneamente la posición y la cantidad de movimiento (momento lineal) de una partícula subatómica, pues cuanto más exacta sea la estimación de un parámetro, menos podremos saber sobre el otro. De esta manera ya no se emplean números absolutos sino probabilidades para referirse a cualquier parámetro que caracterice una partícula subatómica.



Figura 25. Erwin Schrödinger (1887-1961) contribuyó significativamente a la elaboración del modelo atómico actual, con la formulación de un sistema probabilístico para indicar la ubicación de un electrón cualquiera en la periferia de un átomo.

2.5 Arquitectura electrónica

2.5.1 La ecuación de Schrödinger

En 1926, **Erwin Schrödinger** (1887-1961) (figura 25) describió el comportamiento del electrón en un átomo de acuerdo con consideraciones estadísticas, es decir, en términos probabilísticos. Schrödinger consideró que la trayectoria definida del electrón, según Bohr, debe sustituirse por la probabilidad de hallarlo en una zona del espacio periférico al núcleo atómico. Esta probabilidad es también la densidad electrónica o nube de carga electrónica, de modo que las regiones donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, son las zonas de alta densidad electrónica. Las ecuaciones de Schrödinger delimitan regiones en el espacio, que corresponden, más o menos a los orbitales establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta. Es decir, no podemos decir dónde estará ese electrón en un momento t , sino cuál es la probabilidad de que dicha partícula se encuentre en la zona observada en ese momento. Estos orbitales se describen por medio de cuatro parámetros, llamados **números cuánticos**.

2.5.2 Los números cuánticos

Para describir las características de un electrón situado en un determinado orbital, se necesitan cuatro números cuánticos, que se representan mediante las letras **n**, **l**, **m_l** y **m_s**.

- **Número cuántico principal (n).** Define una capa o nivel de energía en la periferia del núcleo del átomo (figura 26). Los valores que puede tomar **n** son los números 1, 2, 3, etc. Entre mayor sea el valor de **n**, la distancia entre un electrón presente allí y el núcleo atómico, será mayor. Así mismo la energía que esta partícula posea también será mayor.
- **Número cuántico secundario (l).** Determina la forma del orbital, es decir, la región donde el electrón se mueve (figura 27). Los posibles valores de **l** dependen de **n**, de modo que, para cada valor de **n**, **l** puede tomar todos los valores comprendidos entre 0 y $(n - 1)$. Por ejemplo, si $n = 4$, el número **l** puede tomar los valores 0, 1, 2 y 3. Se acostumbra simbolizar con letras los valores numéricos que puede tomar el número cuántico **l**:

Número cuántico secundario	Símbolo del orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

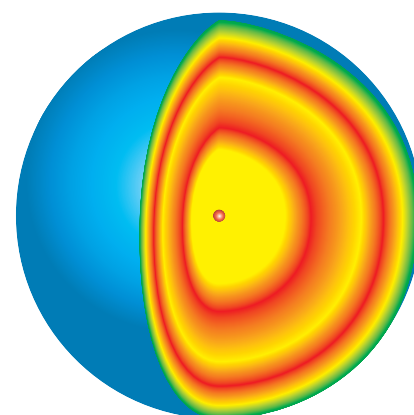


Figura 26. El número cuántico principal determina el nivel de energía.

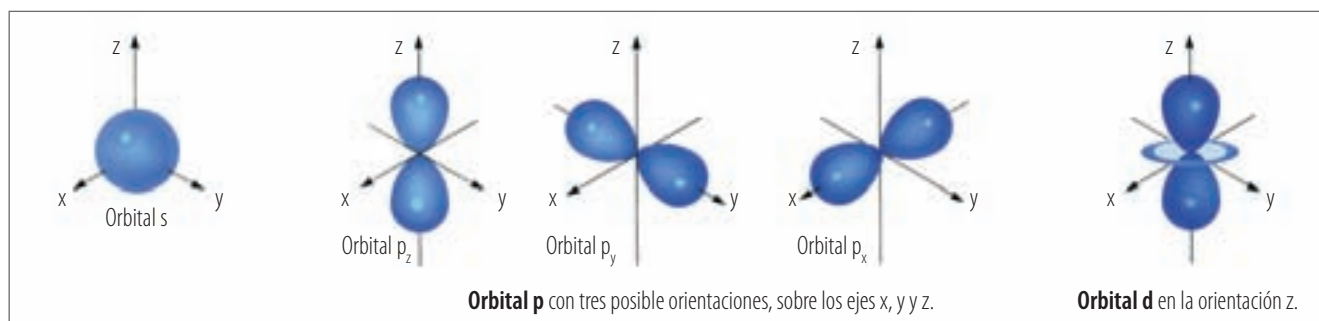


Figura 27. El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, mientras que el número cuántico magnético indica la orientación espacial de dicho orbital.

Los diferentes orbitales (s, p, d y f) se conocen informalmente como **subniveles** de energía.

- **Número cuántico magnético (m_l).** Define la orientación que pueden presentar los orbitales de un mismo subnivel en relación con un campo magnético externo. Para cada valor de **l**, **m_l** puede tomar todos los valores enteros comprendidos entre $-l$ y $+l$. Así, si $l = 2$, los valores posibles de **m_l** serán: $-2, -1, 0, 1$ y 2 .
- **Número cuántico de espín (m_s).** Un orbital puede albergar como máximo dos electrones. Dichos electrones se diferencian entre sí por el sentido de giro sobre su eje. Cuando dos electrones ocupan el mismo orbital, sus sentidos de giro son opuestos. Como sólo son posibles dos sentidos de giro, el número cuántico **m_s** puede tomar solamente dos valores, que son $+1/2$ y $-1/2$, y que también se simbolizan con flechas contrarias (\uparrow). Como el electrón es una partícula cargada se comporta como un pequeño imán, por lo cual se dice que tiene un espín o giro (figura 28).

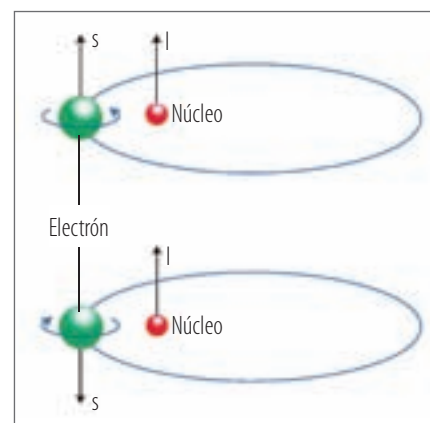


Figura 28. Representación del número cuántico **m_s** o espín.

2.5.3 Configuraciones electrónicas

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como configuración electrónica del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas u orbitales. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía. También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro número cuánticos. A continuación veremos en detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

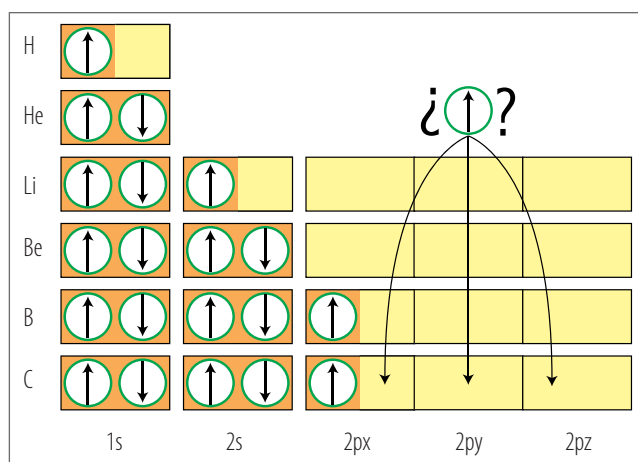


Figura 29. Esquema que ilustra los principios de construcción de Aufbau y la regla de Hund. Vemos las configuraciones electrónicas de una sucesión de elementos, desde el H ($Z = 1$), hasta el C ($Z = 6$). Si se añade un nuevo electrón a la configuración de carbono, éste debe ubicarse en $2p_y$.

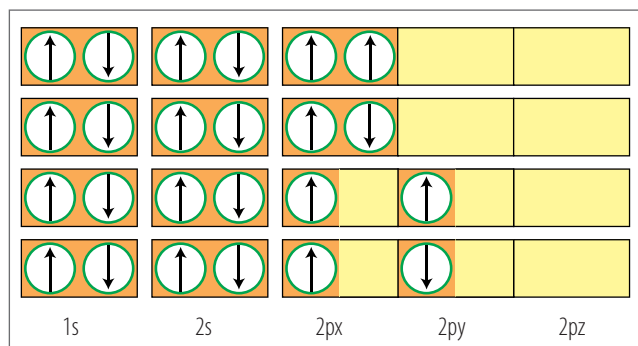


Figura 30. En el esquema se muestran cuatro posibles soluciones para la configuración electrónica de un elemento hipotético. Según la regla de Hund, ¿cuál de estas disposiciones electrónicas es la correcta?

Algunas consideraciones preliminares

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

- **Principio de ordenamiento.** Al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono ($Z = 6$) tendrá un electrón más que cada átomo de boro ($Z = 5$).
- **Principio de Aufbau.** Es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p).
- **Principio de exclusión de Pauli.** Un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Se representan $\uparrow\downarrow$.
- **Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund).** Los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está **desapareado** (figuras 29 y 30).

Distribución de los electrones en el átomo

En el esquema de la figura 17 se muestra gráficamente la aplicación de los números cuánticos y los principios mencionados. Los números del 1 a 7 indican el nivel de energía y se pueden representar con las letras mayúsculas K, L, M, N, O, P, Q; las letras minúsculas s, p, d y f representan los subniveles y los exponentes, el número máximo de electrones que puede albergar cada subnivel. Así, 2 para s, 6 en p, 10 en d y 14 en f.

Estos subniveles se van llenando de arriba hacia abajo, en la dirección y sentido que señalan las flechas, debido al orden de energía creciente para los orbitales atómicos, hasta completar tantos electrones como requiera el número atómico del elemento.

* EJEMPLOS

La estructura electrónica del nitrógeno ($Z = 7$) se expresa de la siguiente manera:



Con lo cual estamos indicando que:

- En el nivel de energía 1, subnivel s, hay 2 electrones,
- En el nivel 2, subnivel s, hay 2 electrones y
- En el nivel 2, subnivel p, hay 3 electrones.

Así se tiene un total de 7 electrones que es igual a Z .

La configuración electrónica del N se puede expresar también esquemáticamente, como sigue:



Observa que según la regla de Hund, en el subnivel p se coloca un electrón en cada orbital (representados por cajas en este caso), y se denomina diagrama de orbitales.

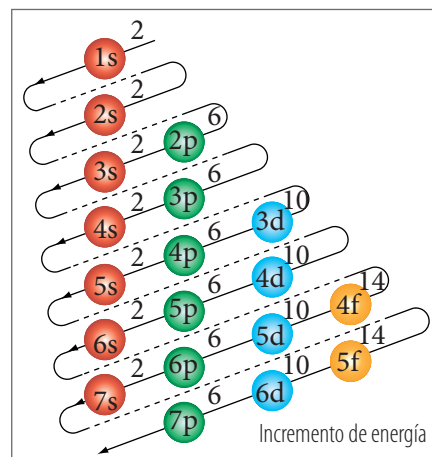


Figura 31. El esquema ilustra gráficamente la aplicación del principio de construcción. Las flechas indican la forma en que se van llenando los subniveles.

El número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante $2n^2$, en donde, n es el nivel de energía.

* EJEMPLOS

- Para el nivel 1 se tiene: $2 \cdot (1)^2 = 2$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 2 se tiene: $2 \cdot (2)^2 = 8$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 3 se tiene: $2 \cdot (3)^2 = 18$ Número máximo de electrones.

A manera de ejemplo el siguiente cuadro especifica los números cuánticos y la capacidad electrónica para los cuatro primeros niveles (figura 31).

Nivel de energía (n)	Subnivel de energía (l)	Orientación del orbital m_l	Giro del electrón m_s	Capacidad electrónica del subnivel	Capacidad electrónica del nivel de energía
1 (K)	0 (1s)	0	$\pm 1/2$	2	2
2 (L)	0 (2s)	0	$\pm 1/2$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
3 (M)	0 (3s)	0	$\pm 1/2$	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, 1, +2	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	10	
4 (N)	0 (4s)	0	$\pm 1/2$	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, 1, 2	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	14	

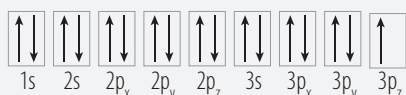
* EJEMPLOS

1. La configuración electrónica y el diagrama de orbitales para el cloro, Cl, sería como sigue:

Dado que $Z = 17$, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

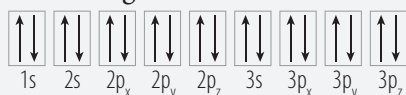
Diagrama de orbitales:



2. Veamos la configuración electrónica para el argón, Ar ($Z = 18$):

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Diagrama de orbitales:



3. Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el potasio, K ($Z = 19$) es:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Diagrama de orbitales:



4. Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos:

- Calcio, Ca: $Z = 20$.
- Potasio, K: $Z = 19$.
- Azufre, S: $Z = 16$.
- Hierro, Fe: $Z = 26$.

a) Ca, $Z = 20$.

La configuración electrónica para el calcio se presenta en el siguiente orden:

$1s^2$ para el primer nivel

$2s^2$ y $2p^6$ para el segundo nivel

$3s^2$ y $3p^6$ para el tercer nivel

$4s^2$ para el cuarto nivel

Para un total de 20 electrones.

Observa que a partir del tercer nivel se presenta una aparente anomalía al ubicarse primero los electrones del subnivel $4s$ en vez del $3d$. Las razones son de carácter energético.

b) K, $Z = 19$.

Como se puede ver, el potasio tiene un electrón menos que el calcio y por consiguiente su distribución electrónica es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

c) S, $Z = 16$.

De la misma manera como se resolvió el punto anterior, se toma como punto de partida el elemento precedente, en este caso el potasio para obtener la siguiente distribución de electrones:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

d) Fe, $Z = 26$.

El hierro es un elemento que pertenece al llamado grupo de los metales. Concretamente corresponde a un metal de transición. Estos elementos presentan alguna dificultad porque su distribución parece no obedecer las normas establecidas en las páginas anteriores. Las razones de esta configuración especial se relacionan con la estabilidad energética de estos elementos. Veamos la configuración del hierro:

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

Hasta aquí hemos distribuido 18 electrones. Debido a la anteposición de niveles que mencionamos, los dos siguientes electrones se acomodan en el subnivel $4s$, para un total de 20 electrones. Los seis restantes se distribuyen entre los cinco orbitales d . La configuración completa sería entonces:

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

EJERCICIOS

1. Utiliza la información de la tabla de la página anterior para decir si son posibles cada uno de los conjuntos de números cuánticos relacionándolos con la configuración electrónica posible.

- $n = 1, l = 0, m_s = +1/2$.
- $n = 1, l = 3, m_l = 3, m_s = -1/2$.
- $n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = +1/2$.
- $n = 5, l = 2, m_l = 2, m_s = -1/2$.

2. Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos.

- As, $Z = 33$
- Zn, $Z = 30$
- Si, $Z = 14$
- Ni, $Z = 28$

i Interpreta

1 Completa el siguiente cuadro:

Número cuántico	Símbolo	Información que suministra
Principal		
Secundario o azimutal		
Magnético		
Espín		

2 Responde: ¿Cómo influye el concepto de onda electromagnética en la construcción del modelo atómico actual?

3 El mercurio (Hg) es un de los pocos metales que a temperatura ambiente se encuentra en estado líquido, razón por la cual es utilizado en la fabricación de termómetros. Imagina que un recipiente tienes 5 mL de esta sustancia. ¿Cuántos gramos, átomos y moles tiene esta muestra?

La densidad del mercurio es $13,60 \text{ g/cm}^3$.

4 Realiza la configuración electrónica indicando niveles, subniveles, orbitales y espines para los átomos de los siguientes elementos: tungsteno (W), platino (Pt) y telurio (Te).

¿Qué información aporta la configuración electrónica en relación con las propiedades de las sustancias?

o Argumenta

5 Responde: ¿Cuál ha sido el aporte de la espectroscopia a la construcción de los modelos atómicos?

6 Existen varios modelos que explican el comportamiento del átomo.

a) ¿Por qué fue necesario construir varios modelos atómicos?

b) ¿Qué tienen en común estos modelos?

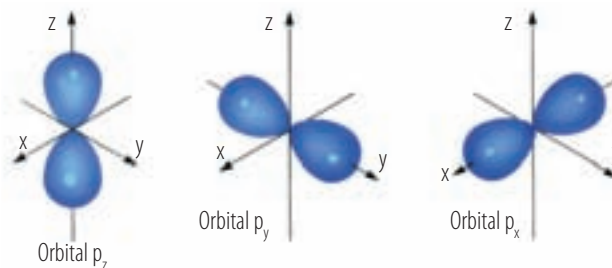
7 Algunas reacciones químicas en los seres vivos ocurren por la excitación de los electrones, lo que produce luz visible, como en el caso de las luciérnagas. Discute, con tus compañeros, sobre este fenómeno teniendo en cuenta las teorías atómicas.

8 Completa la información de la siguiente tabla:

Elemento	Configuración	Grupo	Período	Diagrama de espines
Na				
		VIIA	3	
				$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 1s 2s
	$1s^2$ $2s^2$ 2p ⁶ $3s^2$			
Ba				

o Propone

9 El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, es decir, la región donde se mueve el electrón. Por ejemplo, el orbital p presenta tres regiones: p_x , p_y y p_z :



Orbital p con tres posible orientaciones, sobre los ejes x, y y z.

a) ¿Qué significa que una configuración electrónica termine en $2p^1$?

b) ¿Qué diferencias existen entre las regiones p_x , p_y y p_z ?

c) ¿Por qué las regiones s y p son diferentes?

10 El análisis de los espectros generados por diferentes elementos ha sido de gran utilidad para comprender la organización de los electrones alrededor del núcleo; además, permite identificar los diferentes elementos que están presentes en una muestra de cualquier sustancia.

a) ¿Por qué los espectros permiten la identificación de los elementos químicos?

b) ¿En qué se diferencian los espectros de dos elementos químicos distintos?

c) ¿Cómo se puede obtener el espectro de la luz solar?

d) ¿Qué relación puedes establecer entre los espectros y la formación de un arco iris?

UNIDAD 4: TABLA PERIÓDICA.

UNIONES QUÍMICAS

Tabla periódica

Permite establecer relaciones entre los diferentes elementos, sus propiedades y su comportamiento químico.

En 1869, el ruso Dimitri Mendeleiev y, en 1870, el alemán Lothar Meyer, de manera independiente, presentaron su tabla periódica con 63 elementos.

La tabla periódica de ese tiempo presentaba estas características:

Y TAMBIÉN:



La importancia de la tabla periódica radica en que muestra de una forma sencilla y visual, además de algunas de las características propias de cada elemento, la variación de estructura interna y de propiedades de los distintos elementos a lo largo de ella.

- Los elementos aparecían ordenados en filas horizontales en las que su masa atómica aumentaba de izquierda a derecha.
- Los elementos de una misma columna vertical tenían propiedades semejantes. Sin embargo, para agruparlos fue necesario invertir el orden de masas atómicas de algunos elementos; dejar huecos para elementos cuyas características se predecían, pero que aún no habían sido descubiertos.

El científico británico Henry Moseley encontró una manera experimental de determinar el número atómico. Conociendo los valores de los números atómicos (Z) de los elementos, los colocó en orden creciente y observó que todos quedaban en el lugar adecuado según sus propiedades.

GRUPO
1 IA 2 IIA 13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA 18 VIIIA

PERIODO
1 2 3 4 5 6 7

MASA ATÓMICA RELATIVA (1)
H: 1.0079, Li: 6.941, Be: 9.0122, Na: 22.990, Mg: 24.305, K: 39.098, Ca: 40.078, Sc: 44.956, Ti: 47.867, V: 50.942, Cr: 51.996, Mn: 54.938, Fe: 55.845, Co: 58.933, Ni: 58.693, Cu: 63.546, Zn: 65.38, Al: 26.981, Si: 28.086, P: 30.974, S: 32.065, Cl: 35.453, Ar: 39.948, B: 10.811, C: 12.011, N: 14.007, O: 15.999, F: 18.998, Ne: 20.180, Boro: 10.811, Carbono: 12.011, Nitrógeno: 14.007, Oxígeno: 15.999, Fluor: 18.998, Neón: 20.180, Aluminio: 26.981, Silicio: 28.086, Fósforo: 30.974, Azufre: 32.065, Cloro: 35.453, Argón: 39.948, Potasio: 39.098, Calcio: 40.078, Escandio: 44.956, Titanio: 47.867, Vanadio: 50.942, Cromo: 51.996, Manganeso: 54.938, Hierro: 55.845, Cobalto: 58.933, Níquel: 58.693, Cobre: 63.546, Zinc: 65.38, Galio: 69.723, Germanio: 72.64, Arsénico: 74.922, Selenio: 78.96, Bromo: 79.904, Kriptón: 83.798, Rubidio: 85.468, Estroncio: 87.62, Yttrio: 88.906, Zirconio: 91.224, Niobio: 92.906, Molibdeno: 95.94, Tecnecio: 98, Rutenio: 101.07, Rodio: 102.91, Paladio: 106.42, Platino: 107.87, Oro: 197.04, Mercurio: 200.59, Cadmio: 112.41, Indio: 114.82, Estaño: 118.71, Antimonio: 121.76, Telurio: 127.6, Yodo: 126.905, Xenón: 131.29, Cesio: 132.91, Bario: 137.33, Lantánidos (57-71), Hafnio: 178.49, Tantalio: 180.95, Wolframio: 183.84, Renio: 186.21, Osmio: 192.22, Iridio: 192.22, Platino: 195.08, Oro: 196.97, Mercurio: 200.59, Talio: 204.38, Plomo: 207.2, Bismuto: 208.98, Polonio: 209, Astatio: 210, Radón: 222, Francio: 223, Radio: 226, Actinidos (89-103), Rutherfordio: 104, Dubnio: 105, Seaborgio: 106, Bohrio: 107, Hassio: 108, Meitnerio: 109, Darmstadtio: 110, Roentgenio: 111, Copernicio: 112, Ununtrio: 113, Flermio: 114, Livermorio: 115, Teneso: 116, Oganesson: 118, Lantánidos (57-71), Actinidos (89-103).

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)
Ne - gaseoso, Fe - sólido, Hg - líquido, Ts - sintético

LANTANÍDOS
57 La (138.91), 58 Ce (140.12), 59 Pr (140.91), 60 Nd (144.24), 61 Pm (145), 62 Sm (150.36), 63 Eu (151.96), 64 Gd (157.25), 65 Tb (158.93), 66 Dy (162.50), 67 Ho (164.93), 68 Er (167.26), 69 Tm (168.93), 70 Yb (173.05), 71 Lu (174.97)

ACTINÍDOS
89 Ac (227), 90 Th (232.04), 91 Pa (231.04), 92 U (238.03), 93 Np (237), 94 Pu (244), 95 Am (243), 96 Cm (247), 97 Bk (247), 98 Cf (251), 99 Es (252), 100 Fm (257), 101 Md (258), 102 No (259), 103 Lr (262)

Copyright © 2012 Eri Genesic

■ Tabla periódica

Primeras clasificaciones de los elementos

Observemos algunos de los intentos de clasificación que, por su originalidad o por su éxito, merecen un especial reconocimiento.

Lavoisier (1743-1794) clasificó a los elementos en *metales* y *no metales*.

Berzelius (1779-1848) creó la simbología química.

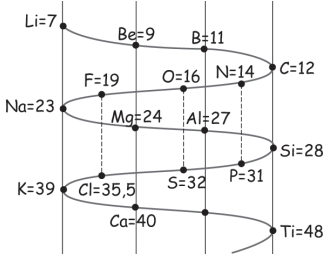
La actual tabla periódica se la debemos a Dimitri Mendeleiev y es este el mayor de los aportes en la clasificación y ubicación de los elementos químicos; posteriormente Seaborg (1912-1999) ordenó los elementos lantánidos junto a los transuránicos.

Y TAMBIÉN:

Para confeccionar su tabla periódica, Mendeleiev:

- Modificó el valor asignado a la masa atómica de algunos elementos, como el indio, el berilio y el uranio.
- Colocó elementos en orden inverso a su masa atómica, como las parejas telurio/yodo y cobalto/níquel.
- Dejó huecos en su tabla para nuevos elementos cuya existencia y propiedades predijo (galio, germanio y escandio).

El tiempo confirmó todas sus predicciones.

Tríadas de Döbereiner				Tornillo telúrico de Chancourtois		Octavas de Newlands (1866)						
Li	Ca	S	Cl		Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Sr	Se	Br		6,9	9,01	10,81	12,01	14	15,99	18,99	
K	Ba	Te	I		Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
					22,98	24,31	26,98	28,08	30,97	32	35,45	
					C	Ca						
					39,10	40,08						

■ Clasificación de los elementos

EN GRUPO

De los siguientes elementos:

- | | |
|----------|--------------|
| a. Oro | f. Bromo |
| b. Yodo | g. Calcio |
| c. Cloro | h. Hierro |
| d. Plata | i. Molibdeno |
| e. Flúor | |

1. **Identifiquen** cuáles son metales y cuáles son no metales.
2. **Escriban** los símbolos químicos, el nombre y el número atómico de los siguientes elementos.
3. **Investiguen:**
 - 3 propiedades físicas y químicas de dos de los compuestos mencionados anteriormente
 - El origen de estos símbolos químicos

Tabla periódica moderna

Recordando...

Número atómico (Z):

Representa la cantidad de protones que existen en el núcleo de un átomo.

En 1913, el joven físico inglés Henry Moseley⁴, descubrió una forma de determinar el número atómico de un elemento y con ello, pudo explicar el problema detectado en la tabla de Mendeleev relacionado con la ubicación del Argón (Ar) y el Potasio (K): El Argón (Ar) efectivamente iba antes del Potasio (K) por tener un número atómico de 18, mientras que el del potasio era de 19.

Este descubrimiento dio paso a un nuevo ordenamiento periódico basado en el número atómico y no más en la masa atómica. Con esto, se explicaban y corregían las “irregularidades” que existían en el ordenamiento de Mendeleev, naciendo así la forma moderna que tenemos de organizar los elementos.

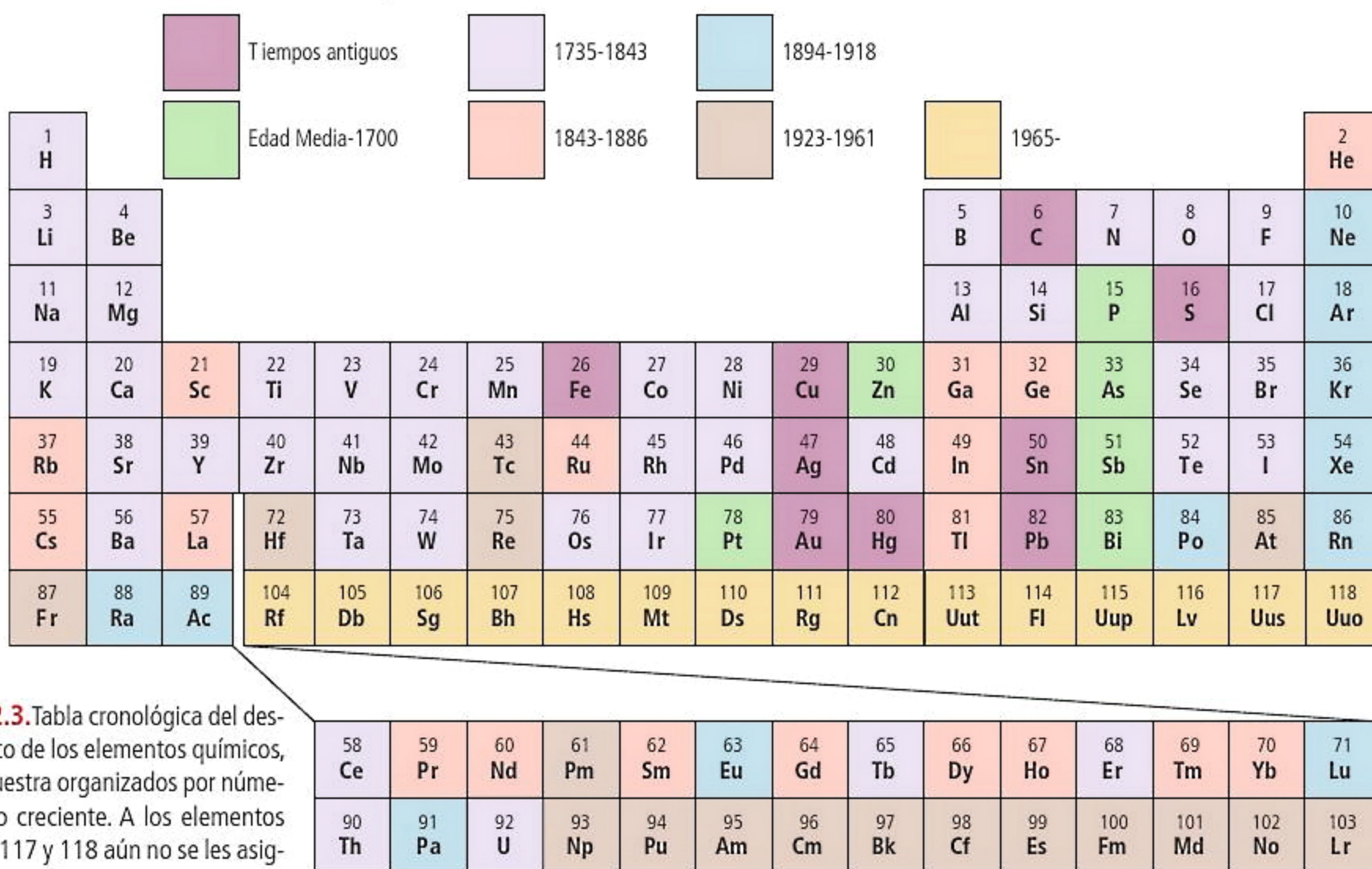


FIGURA 2.3. Tabla cronológica del descubrimiento de los elementos químicos, que los muestra organizados por número atómico creciente. A los elementos 113, 115, 117 y 118 aún no se les asigna nombre, por lo que se conocen con denominaciones y símbolos que derivan directamente de su número atómico.

Para pensar

Si creías que los elementos eran un asunto moderno, piensa de nuevo, pues “tiempos antiguos” en la figura 2.3, se refiere a la prehistoria, unos 6000 años atrás. Ahora, analiza la tabla de la figura 2.3 y en tu cuaderno:

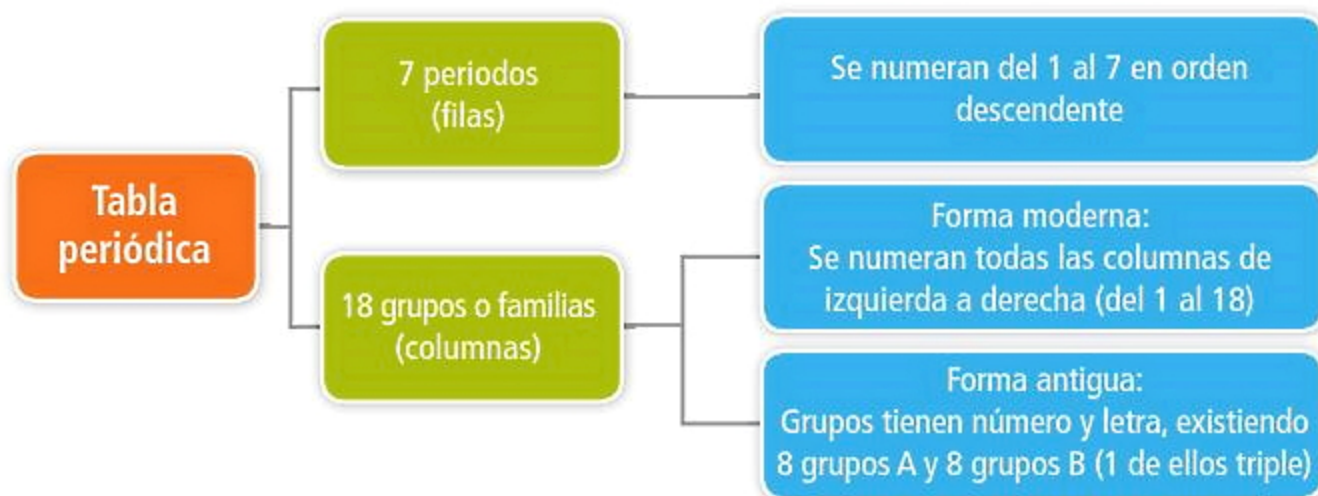
1. Plantea y explica al menos una relación que notes entre una época histórica determinada y los elementos (cantidad o tipo) que en ella se descubrieron.
2. Responde, ¿por qué crees que los elementos después el Uranio (Z=92) se descubrieron todos después de 1920?

4 Henry Gwyn-Jeffreys Moseley (1887-1915). Físico inglés. Descubrió la relación entre el espectro de rayos X y el número atómico. Lugarteniente de los Ingenieros Reales, murió en combate a las edad de 28 años durante la campaña británica de Gallipoli, Turquía.



Por lo general, una tabla periódica moderna indica el número atómico junto al símbolo del elemento. Y como en los átomos (neutros) $Z = e^-$, podemos usar ese dato para determinar la configuración electrónica de un elemento. ¿Cuál es la importancia de esto? Que finalmente, **es la configuración electrónica la que explica la repetición de propiedades físicas y químicas**, y nos informa, además, sobre el lugar que ocupa un elemento en el sistema periódico.

La tabla periódica se organiza y numera de la siguiente manera:



Para saber más

El último elemento descubierto

Desde Mendeleev, la tabla periódica siempre había tenido espacios vacíos, para elementos que deberían existir, pero que aún no se habían sintetizado (fabricado). Esto se mantuvo así hasta el 2010, cuando científicos rusos anunciaron que habían conseguido sintetizar unos pocos (seis) átomos del elemento 117, el último que faltaba. Con esto, la tabla periódica está completa por primera vez, hasta que el descubrimiento de otro elemento obligue a incorporar una nueva fila en ella (periodo).

Cabe mencionar que la forma antigua de numerar los grupos sigue siendo muy utilizada, pues entrega información sobre la organización de los electrones.

	1 1A o IA	2 2A o IIA											13 3A o IIIA	14 4A o IVA	15 5A o VA	16 6A o VIA	17 7A o VIIA	18 8A o VIIIA	
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg	3 3B o IIIB	4 4B o IVB	5 5B o VB	6 6B o VIB	7 7B o VIIB	8	9	10	11 1B o IB	12 2B o IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	

Este bloque debe ir entre las barras señaladas en la tabla periódica.	Lantánidos →	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
	Actínidos →	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

FIGURA 2.4.Tabla periódica moderna que muestra la numeración de grupos y periodos. Las dos filas que aparecen debajo de la tabla principal se escriben convencionalmente aparte para evitar que la tabla sea demasiado grande. En realidad, el cerio (Ce) debería ir a continuación del lantano (La) y el torio (Th) al lado del actinio (Ac). La fila superior por el lantano se conoce como "Serie de los lantánidos" y la inferior como "Serie de los actínidos".

Averígualo...

A temperatura ambiente, ¿cuántos elementos son líquidos y cuántos gaseosos? Escribe el listado en tu cuaderno.

Recordando...

Los gases nobles son:

Helio (He), $Z = 2$
Neón (Ne), $Z = 10$
Argón (Ar), $Z = 18$
Kriptón (Kr), $Z = 36$
Xenón (Xe), $Z = 54$
Radón (Rn), $Z = 86$
Ununocium (Uuo), $Z = 118$

La tabla periódica moderna, que ordena a los elementos químicos según su número atómico (Z), esconde también una estrecha relación entre los elementos que pertenecen a un mismo grupo. **¿Cuál será?**

Observa las siguientes configuraciones electrónicas abreviadas:

Hidrógeno, H ($Z = 1$) : $1s^1$	Rubidio, Rb ($Z = 37$) : $[\text{Kr}] 5s^1$
Litio, Li ($Z = 3$) : $[\text{He}] 2s^1$	Cesio, Cs ($Z = 55$) : $[\text{Xe}] 6s^1$
Sodio, Na ($Z = 11$) : $[\text{Ne}] 3s^1$	Francio, Fr ($Z = 87$) : $[\text{Rn}] 7s^1$
Potasio, K ($Z = 19$) : $[\text{Ar}] 4s^1$	

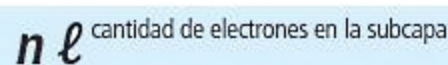
Si buscas en la tabla periódica en la página 240, verás que los elementos recién configurados pertenecen a un mismo grupo: IA (o 1A). Sin embargo, están en diferentes periodos, por ejemplo:

Elemento	Periodo
Hidrógeno (H)	1
Litio (Li)	2
Sodio (Na)	3
Potasio (K)	4

Entonces, **¿de qué parte de la configuración electrónica dependerá el grupo y el periodo en que se ubica un elemento?**

¿Dónde lo ubico?

Una vez que tenemos la configuración electrónica (completa o abreviada) de un elemento químico, podemos determinar su localización dentro de la tabla periódica de forma muy sencilla. Considerando que la completación de orbitales atómicos se representa:



tenemos que:

- 1) Para determinar el periodo del elemento, basta encontrar el valor de n más alto escrito a lo largo de la configuración.

Por ejemplo:

La configuración electrónica completa del circonio, Zr ($Z = 40$) es:



n más grande escrito a lo largo de toda la configuración } Periodo

Podemos llegar a la misma conclusión (Zr es del periodo 5) con la configuración electrónica abreviada del elemento: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^2$.



Desafío

Aplica y analiza

Para cada uno de los elementos mencionados en el primer cuadro celeste de esta página, determina el tipo de ion que tienden a formar. Ahora, teniendo en cuenta tu respuesta y que todos esos elementos pertenecen al grupo IA, responde:

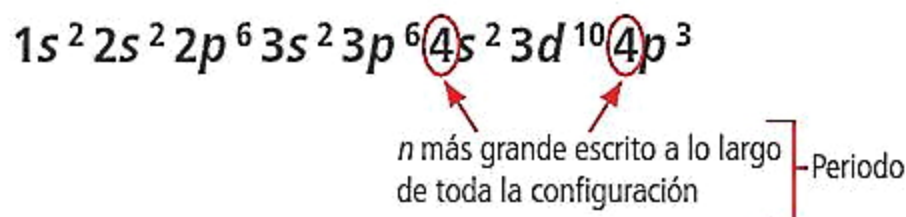
¿Cómo puedes relacionar esos datos con la intención de la tabla periódica de agrupar a los elementos de comportamiento similar?



FIGURA 2.5. Anillo de oro blanco con circonio (Zr).

Un segundo ejemplo:

La configuración electrónica completa del arsénico, As ($Z = 33$) es:

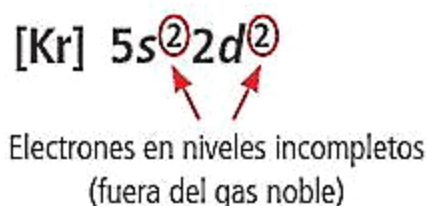


Usando la configuración electrónica abreviada $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^3$ llegamos a la misma conclusión: el arsénico pertenece al cuarto periodo.

2) Para determinar el número de grupo de un elemento, en la numeración **antigua** de los grupos (que tiene directa relación con la configuración electrónica), debemos contar la cantidad de electrones que existen en los niveles de energía incompletos, vale decir, aquellos que se encuentran en las capas que han quedado incompletas a lo largo de la configuración electrónica. Es importante notar que CASI siempre, el número de electrones en niveles incompletos coincide con los electrones que quedan fuera del gas noble en la configuración electrónica abreviada.

Por ejemplo:

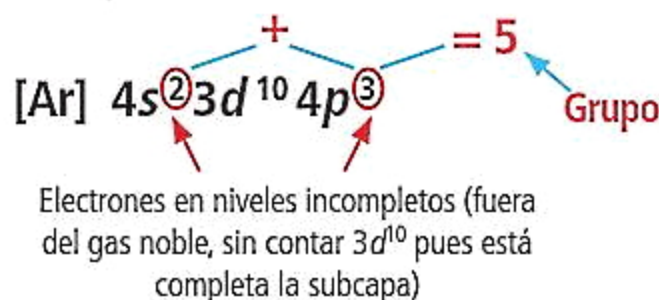
En el caso del Circonio, Zr ($Z = 40$):



Por tanto, el circonio pertenece a un grupo IV (o 4).

Un segundo ejemplo:

En el caso del arsénico, As ($Z = 33$):



Por tanto, el arsénico pertenece a un grupo V (o 5).

Ahora, para saber la letra que acompaña al número de cada grupo, debemos tener presente que si la última subcapa escrita en la configuración electrónica es:

- s o p , el grupo llevará la letra A.
- d , el grupo llevará la letra B.

Desafío

Aplica lo aprendido

Luego de analizar el ejemplo del Arsénico y Circonio (página anterior), responde:

¿A qué periodo pertenece:

- a) el Magnesio (Mg, $Z=12$)?
- b) el Escandio (Sc, $Z=21$)?
- c) el Cadmio (Cd, $Z=48$)?

Observación:

Cuando se habla de niveles incompletos se incluyen siempre los orbitales s de la última capa comenzada. Y nunca se consideran los orbitales d que contienen ya los 10 electrones (d^{10}) ni los orbitales f que contienen ya los 14 electrones (f^{14}), pues esas subcapas se encuentran completas.

Observación:

La configuración electrónica de todos los gases nobles terminan en $ns^2 np^6$, donde n representa al último nivel de energía, que en ese caso se encuentra completa. A pesar de que no existen electrones en niveles de energía incompletos, se dice que los gases nobles pertenecen al grupo VIIIA (8A o a veces también llamado cero). Esto se puede comprobar haciendo la configuración electrónica completa de ellos.

¿Puedes comprobarlo por tu cuenta usando al Kriptón (Kr, $Z=36$) como ejemplo?

Una vez que hayas terminado, puedes comprobar tu respuesta en el solucionario de la Unidad.

Observación:

El grupo VIII B (8B) es un grupo triple, vale decir, ocupa tres columnas. En la primera de ellas se escriben los elementos que tienen 8 electrones en sus niveles incompletos. En la segunda van aquellos que tienen 9 electrones en sus niveles incompletos y en la tercera columna aquellos que tienen 10.

Entonces, para nuestros dos ejemplos:

a) El circonio, Zr ($Z = 40$) de configuración $[\text{Kr}] 5s^2 4d^2$ pertenecerá a un grupo B, en particular al grupo IV B (o 4B).

b) El arsénico ($Z = 33$) de configuración $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$ pertenecerá a un grupo A, específicamente al grupo V A (o 5A).

Si combinamos la información sobre la ubicación del circonio (Zr) y el arsénico (As), antes obtenidas, diremos que el circonio (Zr) se encuentra en el grupo IV B (o 4B) y en el periodo 5, mientras que el arsénico se encuentra en el grupo VA (o 5A) y en el periodo 4.

Esto lo podemos comprobar con la tabla periódica. Para ello, buscamos el grupo y el periodo respectivo y en el lugar en que la fila y la columna coincidan, debe estar el elemento buscado.

	1 1A o IA	2 2A o IIA																	18 8A o VIIIA
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be																	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	3 3B o IIIB	4 4B o IVB	5 5B o VB	6 6B o VIB	7 7B o VIIB												18 Ar
4	19 K	20 Ca		22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	11 1B o IB	12 2B o IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl		36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	33 As	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	

Grupo VIII B (triple)
En niveles incompletos:
8e⁻ 9e⁻ 10e⁻
↓ ↓ ↓
8 9 10
8B o VIII B

FIGURA 2.6. Sección de la tabla periódica de los elementos donde se marca la ubicación del arsénico (As) y del circonio (Zr) con círculos rojos. En naranja se marcó el grupo VIII B (grupo triple), tema tratado en el cuadro de "observación" al comienzo de la página.

Importante:

También es posible ubicar un elemento en la tabla periódica a partir de (n, ℓ, m_ℓ, m_s) de su electrón diferencial. Por ejemplo, si el electrón diferencial de un átomo es $(3, 2, 0, -1/2)$, entendemos que su configuración termina en $4s^2 3d^8$. Así, es claro que el periodo del elemento es 4 y que se ubica en un grupo B. Luego, como los electrones en niveles incompletos suman 10 ($2+8$), el elemento se encuentra en la tercera columna del grupo VIII B (ver Figura 2.6).

¿De qué elemento se trata?

Actividad 2: Aplicando lo aprendido... Ubícalo



Objetivo: Ubicar un elemento químico en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica abreviada y/o de los números cuánticos de su electrón diferencial.

A partir de los datos que se entregan para los elementos (número atómico o números cuánticos del electrón diferencial (n, ℓ, m_ℓ, m_s)), desarrolla la configuración electrónica abreviada de ellos y señala su ubicación dentro de la tabla periódica.

- | | | |
|--------------------------|---------------------------|-------------------------------|
| a) Calcio ($Z = 20$) | f) Bromo ($Z = 35$) | k) Flúor ($2, 1, 0, -1/2$) |
| b) Aluminio ($Z = 13$) | g) Antimonio ($Z = 51$) | l) Itrio ($4, 2, -2, +1/2$) |
| c) Carbono ($Z = 6$) | h) Plata ($Z = 47$) | m) Sodio ($3, 0, 0, +1/2$) |
| d) Azufre ($Z = 16$) | i) Zinc ($Z = 30$) | n) Indio ($5, 1, -1, +1/2$) |
| e) Hierro ($Z = 26$) | j) Rodio ($Z = 45$) | ñ) Renio ($5, 2, 2, +1/2$) |

Averígualo...

¿De dónde proviene la denominación de "tierras raras" para referirse a la serie de los lantánidos? Escribe tus resultados en tu cuaderno.

Observación:

El Lutecio (Lu) y el Laurencio (Lr) tienen configuraciones terminadas en $f^{14} d^1$, por lo que tienen clasificación doble: pertenecen al grupo IIIB (bloque d) a la vez que presentan propiedades de "tierras raras" (bloque f).

Desafío



Aplica lo aprendido

Luego de haber estudiado esta primera clasificación de los elementos, ve a la página 240 y escoge tres ejemplos para cada una de las clasificaciones según estructura electrónica.

Desafío



¡El hidrógeno conflictivo!

La ubicación del hidrógeno dentro de la tabla periódica ha dividido a la comunidad científica. ¿Puedes encontrar por qué y qué propuestas existen para solucionar el problema?

Aclarando conceptos

Dúctil: Que puede formar hilos o alambres.

Maleable: Que puede formar láminas.

A partir de la división en bloques mostrada en la figura 2.8., los elementos se clasifican en:

- **Elementos representativos:** Son aquellos que pertenecen a los bloques s y p , sin contar al grupo VIIIA (gases nobles). Como las configuraciones electrónicas de los elementos se encuentran terminadas en s y en p , los elementos representativos son aquellos que pertenecen a grupos A.
- **Gases nobles:** Son aquellos que tienen todos sus niveles electrónicos completos. Su configuración electrónica termina en $ns^2 np^6$ y conforman el grupo VIII A (8A), también llamado grupo cero (0).
- **Elementos de transición:** Son aquellos que pertenecen al bloque d . Como su configuración electrónica termina en orbitales d , los elementos de transición son aquellos que pertenecen a grupos B.
- **Elementos de transición interna:** Son aquellos que pertenecen al bloque f , vale decir, los elementos que pertenecen a las series de lantánidos y actínidos. A la serie de los lantánidos antiguamente se le llamaba "tierras raras".

Clasificación según propiedades estructurales y eléctricas

Las propiedades estructurales y eléctricas de los elementos se derivan de su comportamiento frente a los electrones. De esta forma, tenemos cuatro clasificaciones posibles para los elementos:

- **Metales:** Son elementos con tendencia a ceder electrones. Dentro de sus propiedades están: ser buenos conductores del calor y la electricidad, tener brillo, ser dúctiles, ser maleables y tener, en general, altos puntos de fusión. Corresponde a la gran mayoría de los elementos conocidos.

En este punto es importante mencionar que además de todas aquellas sustancias que nosotros vemos como sólidos brillantes a las que llamamos naturalmente "metales" (por ejemplo: el cobre de los cables eléctricos, el aluminio de las latas de bebida, el hierro de los clavos, etc.), se suman otras sustancias que por ser muy reactivas casi no se encuentran aisladas y no se pueden utilizar para hacer objetos de uso cotidiano (por ejemplo, el sodio).

- **No metales:** Son elementos con tendencia a ganar electrones. Dentro de sus propiedades está: ser malos conductores del calor y la electricidad (o sea, propiedades de aislante), no tener brillo, y tener bajos puntos de fusión y ebullición. Existen once elementos no metálicos dentro de la tabla periódica.

- **Metaloides:** También llamados anfóteros, son elementos que presentan tendencias intermedias entre los metales y los no metales. De los elementos conocidos solo ocho son metaloides, y otros dos (Lv y Uus) aún están en estudio.
- **Gases nobles:** Son gases monoatómicos poco reactivos (Grupo VIIIA). Fueron denominados erróneamente como “gases raros” y “gases inertes”. Estos nombres no son apropiados pues el argón (Ar) no es raro en la naturaleza, sino que es el tercer gas más abundante de la atmósfera; y el xenón (Xe) no es inerte, pues se han descubierto compuestos que lo contienen. El nombre actual (gases nobles) se acepta porque sugiere una reactividad baja pero importante.

Desafío



Aplica lo aprendido

Luego de haber estudiado la segunda clasificación de los elementos y la figura 2.9, vuelve a la figura 2.3 (pág. 82) y escoge tres ejemplos para cada una de las clasificaciones según propiedades estructurales y eléctricas.

1	2											13	14	15	16	17	18	
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
1	H															He		
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	11B	12B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

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

Metales
Metaloides
No metales
Gases nobles

Para pensar



Aplicando lo aprendido y la figura 2.9, señala, para cada clasificación, al menos un ejemplo (elemento) que esté presente en tu vida cotidiana y anótalo en tu cuaderno.

FIGURA 2.9. Clasificación de los elementos químicos de la tabla periódica según sus propiedades estructurales y eléctricas.

Actividad 3: Mini-investigación



Objetivo: Conocer más sobre algunos metales, no metales, metaloides y gases nobles.

Más abajo se proponen tres elementos por cada una de las clasificaciones recién revisadas en el texto. En grupos de cuatro estudiantes escojan uno de cada tipo e investiguen al respecto.

Metales	No metales	Metaloides	Gases nobles
Calcio (Ca)	Carbono (C)	Germanio (Ge)	Helio (He)
Hierro (Fe)	Azufre (S)	Arsénico (As)	Argón (Ar)
Cobre (Cu)	Cloro (Cl)	Polonio (Po)	Kriptón (Kr)

Para el buen desarrollo de esta actividad, deben acordar previamente con su profesor los temas a tratar en la investigación y los criterios de evaluación.

Desafío



¿Por qué “Silicon Valley”?

A cierta área de California en Estados Unidos se le denomina “Silicon Valley” y en ella encontramos sedes de importantes empresas tecnológicas, como por ejemplo: Apple, Nokia, Intel, Google, Yahoo! e incluso Samsung se encuentra construyendo la suya.

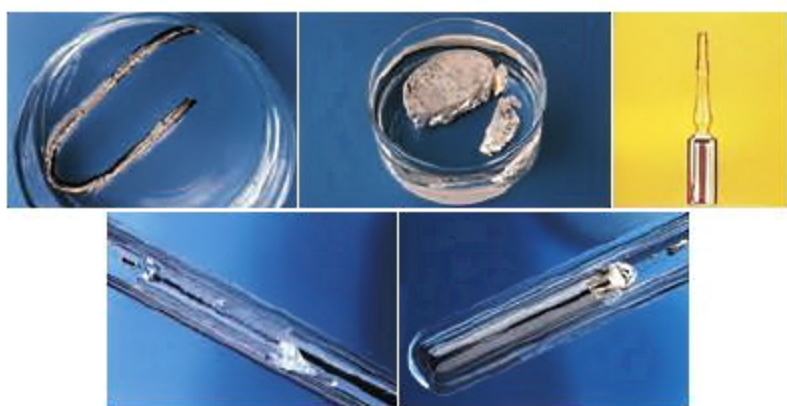
Junto a dos compañeros más, **¿pueden descubrir la relación que existe entre el nombre “Silicon Valley” y el tipo de empresas que ahí se encuentra?**

Para saber más

Algunos grupos importantes dentro de la tabla periódica

Metales alcalinos (1A o IA o 1)

No considera al hidrógeno. Todos los metales de este grupo tienen una alta tendencia a perder el único electrón de valencia que tienen, formando así cationes de carga +1. Estos metales son tan reactivos que nunca se encuentran libres en la naturaleza. Reaccionan violentamente con agua para producir H_2 y una base fuerte (hidróxido).

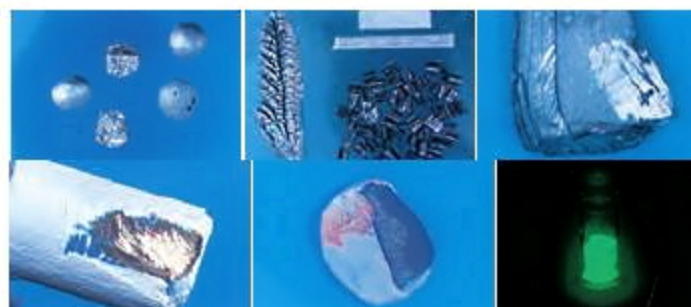


Elementos del grupo IA, de izquierda a derecha: litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb) y cesio (Cs). El francio (Fr) no se muestra y es radiactivo.

Metales alcalinotérreos (2A o IIA o 2)

Estos metales son algo menos reactivos que los alcalinos. Tienen a formar cationes de carga +2 y su tendencia a ceder sus electrones aumenta hacia abajo en el grupo.

Aunque su reactividad frente al agua y a los ácidos varía, el calcio y el estroncio son químicamente parecidos, y en casos de contaminación radiactiva, los cationes Sr^{2+} pueden reemplazar a los Ca^{2+} en los huesos.



Elementos del grupo IIA, de izquierda a derecha: berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra). Este último es altamente radiactivo.

Anfígenos o calcógenos (6A o VIA o 16)

Los tres primeros elementos de este grupo son no metales (oxígeno, azufre y selenio) y los dos últimos son metaloides (telurio y polonio). Tienen a formar aniones de carga -2, salvo el polonio. Los elementos de este grupo, en especial el oxígeno, forman una gran cantidad de compuestos con los no metales.



Elementos del grupo VIA. De izquierda a derecha: azufre (S_8), selenio (Se_8) y telurio (Te). El polonio, que no se muestra, es radiactivo.

Halógenos (7A o VII A o 17)

Todos los elementos de este grupo se encuentran en la naturaleza formando moléculas diatómicas, vale decir, de a dos átomos. Debido a su gran reactividad, nunca se encuentran en estado elemental en la naturaleza. Tienen una alta tendencia a captar electrones y formar aniones de carga -1.



Elementos del grupo VIIA, de izquierda a derecha: cloro (Cl_2), bromo (Br_2), yodo (I_2). El astato (At), que no se muestra, es radiactivo.

Para pensar

Para los químicos, la agrupación de los elementos por familia (o grupo) en la tabla periódica es de gran utilidad. **¿A qué crees que se debe esto? Justifica tu respuesta.**



Objetivo: Realizar la configuración electrónica abreviada de algunos elementos y a partir de ella determinar la ubicación de un elemento dentro de la tabla periódica, para proceder luego a su clasificación.



ACTIVIDAD: En tu cuaderno, completa los datos que se exponen a continuación para cada uno de los elementos que se indican más abajo, ya sea acompañados de su número atómico o de los números cuánticos de su electrón diferencial (n, ℓ, m_ℓ, m_s). Además, en la tabla periódica vacía que se encuentra al final de la actividad, escribe el símbolo de los elementos donde corresponda:

- 1 Configuración electrónica abreviada
- 2 Periodo al que pertenece el elemento
- 3 Grupo al que pertenece el elemento
- 4 Clasificación del elemento según:
 - i) Estructura electrónica
 - ii) Propiedades estructurales y electrónicas



- | | | | |
|-------------------------------|-----------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|
| a) Estroncio, Sr ($Z = 38$) | h) Cobalto, Co ($Z = 27$) | ñ) Cesio, Cs ($Z = 55$) | u) Rubidio, Rb ($5, 0, 0, +1/2$) |
| b) Fósforo, P ($Z = 15$) | i) Hafnio, Hf ($Z = 72$) | o) Boro, B ($Z = 5$) | v) Talio, Tl ($6, 1, -1, +1/2$) |
| c) Galio, Ga ($Z = 31$) | j) Terbio, Tb ($Z = 65$) | p) Selenio, Se ($Z = 34$) | w) Osmio, Os ($6, 2, -2, -1/2$) |
| d) Aluminio, Al ($Z = 13$) | k) Rutherfordio, Rf ($Z = 104$) | q) Estaño, Sn ($Z = 50$) | x) Sodio, Na ($3, 0, 0, +1/2$) |
| e) Radón, Rn ($Z = 86$) | l) Níquel, Ni ($Z = 28$) | r) Oro, Au ($Z = 79$) | y) Hierro, Fe ($3, 2, -2, -1/2$) |
| f) Yodo, I ($Z = 53$) | m) Cadmio, Cd ($Z = 48$) | s) Helio, He ($1, 0, 0, -1/2$) | z) Iridio, Ir ($5, 2, -1, -1/2$) |
| g) Titanio, Ti ($Z = 22$) | n) Astató, At ($Z = 85$) | t) Oxígeno, O ($2, 1, -1, -1/2$) | aa) Bohrio, Bh ($7, 2, 2, +1/2$) |

	1 1A o IA																		18 8A o VIIIA	
1		2 2A o IIA																		
2																				
3			3 3B o IIIB	4 4B o IVB	5 5B o VB	6 6B o VIB	7 7B o VIIB	8 8B o VIIIB	9	10	11 1B o IB	12 2B o IIB								
4																				
5																				
6																				
7																				



FIGURA 2.10. Fases lunares que se repiten cada cierto tiempo, o sea, que son periódicas.

Propiedades periódicas de los elementos

Propiedades periódicas de los elementos

Aprendizajes esperados de la Lección

La presente Lección tiene como propósito que tú:

Conozcas y comprendas las propiedades periódicas de los elementos, para luego aplicarlas y poder así explicar y/o predecir los comportamientos químicos de los diferentes elementos químicos.

Antes de empezar, **debes recordar**: configuración electrónica abreviada, tabla periódica, grupos y periodos.



Actividad inicial: Repasando lo que necesito

Conceptos clave de la Lección:

- Propiedades periódicas
- Efecto pantalla
- Carga nuclear efectiva
- Radio atómico
- Radio iónico
- Potencial de ionización (Energía de ionización)
- Electroafinidad
- Electronegatividad

En tu cuaderno, desarrolla la configuración electrónica abreviada de los elementos químicos que se indican, a partir de su número atómico o (n, ℓ, m_ℓ, m_s) de su electrón diferencial. Luego, determina el grupo y periodo del elemento y ubícalo en la tabla periódica vacía:

(1 pto. cada configuración, grupo, periodo y ubicación = 4 ptos. cada elemento)

- | | |
|---|---|
| a) Flúor, F ($Z = 9$) | h) Mercurio, Hg ($5, 2, 2, -\frac{1}{2}$) |
| b) Tecnecio, Tc ($4, 2, 2, +\frac{1}{2}$) | i) Cadmio, Cd ($Z = 48$) |
| c) Cromo, Cr ($Z = 24$) | j) Rubidio, Rb ($Z = 37$) |
| d) Cloro, Cl ($Z = 17$) | k) Selenio, Se ($Z = 34$) |
| e) Calcio, Ca ($4, 0, 0, -\frac{1}{2}$) | l) Plata, Ag ($Z = 47$) |
| f) Telurio, Te ($Z = 52$) | m) Actinio, Ac ($6, 2, -2, +\frac{1}{2}$) |
| g) Cobre, Cu ($Z = 29$) | n) Lantano, La ($Z = 57$) |
| | ñ) Carbono, C ($2, 1, 0, +\frac{1}{2}$) |

	1A o IA	2A o IIA											3A o IIIA	4A o IVA	5A o VA	6A o VIA	7A o VIIA	8A o VIIIA
1																		
2																		
3			3B o IIIB	4B o IVB	5B o VB	6B o VIB	7B o VIIB	8B o VIIIB	9B o VIIIB	10B o VIIIB	11B o IB	12B o IIB						
4																		
5																		
6																		
7																		

¿Cómo te fue con las actividades? Revisa tus respuestas en el solucionario (pág. 220) y calcula tu puntaje. **Bien** 😊 (sobre 48 ptos.) **Regular** 😐 (entre 48 y 36 ptos.) **o Mal** 😞 (bajo 36 ptos.)

Si no estás conforme con tu desempeño, te invitamos a volver a leer la Lección anterior de esta Unidad: "Los elementos y esa costumbre de ordenar...". Cuando te sientas listo para seguir, ¡podemos continuar!



Lloviendo ideas: "Comparte lo que sabes"

Reúnete con tres compañeros más y a partir de lo que saben, construyan una respuesta grupal para cada una de las preguntas siguientes. Anoten las respuestas en su cuaderno.

¡Recuerden que una buena respuesta de grupo se logra con los aportes de todos!

- 1 ¿Qué son las propiedades periódicas de los elementos?
- 2 ¿Qué es el efecto pantalla y la carga nuclear efectiva?
- 3 ¿Qué es la electronegatividad y cómo varía en grupos y periodos?

Cuando hayan terminado, presenten su respuesta al resto del curso. Recuerda definir con claridad el objetivo general de la presentación y luego organizarla considerando una introducción, desarrollo y conclusión.

Cuando comienza el año escolar tanto estudiantes como profesores recibimos un horario que organiza nuestras clases semanales, y con ello, nuestros días van adquiriendo cierto carácter. Por ejemplo, puede que tengamos un día lunes "muy pesado" y que los días que siguen sean cada vez más "livianos" hasta llegar a un viernes muy "relajado", pero cuando vuelva a ser lunes el día será nuevamente "muy pesado" y se repetirá el mismo patrón de la semana anterior durante todo el periodo de clases. Esta variación, de "muy pesado" (lunes) a "muy relajado" (viernes) se repetirá cada una semana, por tanto será un proceso periódico, es decir, que sigue un patrón de variación regular.

Tal como nuestras semanas durante el año tienen un patrón de variación regular, dentro de la tabla periódica existen propiedades de los elementos que varían en grupos y periodos siempre de la misma forma, o sea, tienen tendencia a crecer o decrecer a lo largo de un periodo y/o de un grupo, repitiéndose esa tendencia en todos los grupos y periodos sin importar cual sea. Este tipo de propiedades reciben el nombre de **Propiedades periódicas de los elementos**.

Las principales propiedades periódicas de los elementos son:

- i) Carga nuclear efectiva (Z_{ef})
- ii) Radio atómico (R.A.)
- iii) Radio iónico (R.I.)
- iv) Electroafinidad (E.A.) o afinidad electrónica (A.E.)
- v) Potencial de ionización (P.I.) o energía de ionización (E.I.)
- vi) Electronegatividad (E.N.)

Observación:

Muchos de los comportamientos de los elementos se pueden predecir a partir de la forma en que varían las propiedades periódicas dentro de los grupos y los periodos.

¿Qué significa decrecer?

Es lo opuesto a crecer, o sea, disminuir.

Averígualo...

Existen otras propiedades periódicas, como la electropositividad. **¿En qué consiste?** Anota la respuesta en tu cuaderno.

Observación:



Los recubrimientos de papel y/o género que se acostumbra a poner en las lámparas para evitar recibir completa la luz de la ampolla, se llaman "pantalla".

Así como la pantalla de una lámpara disminuye la cantidad de luz que recibimos desde la ampolla, los electrones internos de un átomo (ceranos al núcleo) disminuyen la fuerza que los electrones externos reciben desde el núcleo. Este fenómeno lo conocemos como "efecto pantalla" (en inglés, *screening effect*).

Carga nuclear efectiva (Z_{ef})

Corresponde a la "carga real" con que el núcleo es capaz de atraer a un electrón. Aunque la carga nuclear efectiva depende de la cantidad de protones que contiene el núcleo (Z), no es lo único, pues los electrones se distribuyen en ciertas zonas del átomo, quedando algunos de ellos más cerca del núcleo y otros más alejados de él. Por esto, existirán electrones (como los del orbital $1s$) que están expuestos directamente a toda la fuerza de atracción del núcleo (dada por sus protones) y que por ello son capaces de disminuir la fuerza con el que éste es capaz de atraer a los electrones que están más alejados. A esta acción de "bloqueo" de la fuerza atractiva del núcleo por parte de los electrones internos se le denomina **efecto pantalla o apantallamiento**.

Entonces, la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) está dada por la resta entre la carga total del núcleo (Z) y el efecto pantalla (S):

$$Z_{ef} = Z - S$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) no presenta variaciones importantes dentro de los grupos, pues a medida que bajamos por ellos aumenta el número atómico de los elementos (Z) a la vez que suben los niveles de energía completos y con ello el efecto pantalla (S). Sin embargo, su variación dentro de los periodos es significativa e importante.

Si recuerdas, los elementos que pertenecen a un mismo periodo dentro de la tabla periódica tienen a sus electrones finales en el mismo nivel de energía, lo que provocará que la cantidad de electrones internos (los más importantes en el efecto pantalla) sean los mismos. Sin embargo, a medida que avanzamos hacia la derecha en los periodos, el número atómico (Z) crece, por tanto en el núcleo crece el número de protones y, por consiguiente, la carga nuclear efectiva (Z_{ef}). Un ejemplo concreto, utilizando la representación del modelo atómico de Bohr para un átomo de litio (Li) y otro de flúor (F):

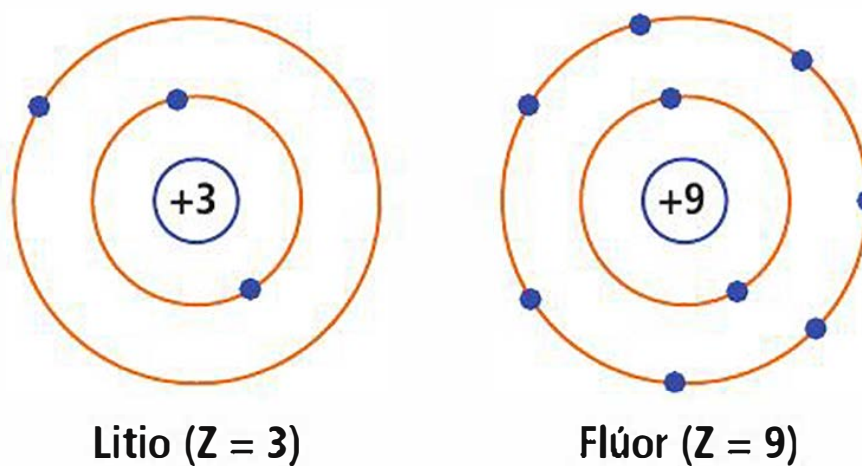


FIGURA 2.11. Representación de un átomo de litio (Li, $Z = 3$) y de un átomo de flúor (F, $Z = 9$)

Desafío



Dilo con tus palabras

Aplicando todo lo que hasta ahora sabes sobre "carga real" y "efecto pantalla", define con tus palabras el concepto de "carga nuclear efectiva" (Z_{ef})

Tanto el litio (Li) ($1s^2 2s^1$) como el flúor (F) ($1s^2 2s^2 2p^5$) pertenecen al segundo periodo de la tabla periódica, aunque el litio está en el extremo izquierdo (grupo IA) y el flúor en el extremo derecho (grupo VIIA).

Como los electrones que tienen el mayor efecto pantalla son aquellos que están en niveles internos, ambas especies tienen casi el mismo apantallamiento, producto de los dos electrones en el primer nivel. Sin embargo, las fuerzas de sus núcleos no son iguales, y de hecho, el núcleo del flúor tiene seis protones más que el del litio, lo que produce mayor carga nuclear en este último, notándose que:

$$Z_{\text{ef}} \text{ litio} < Z_{\text{ef}} \text{ flúor}$$

Este fenómeno se repite en todos los otros periodos, por tanto decimos que **la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) aumenta de izquierda a derecha en todos los periodos de la tabla periódica.**

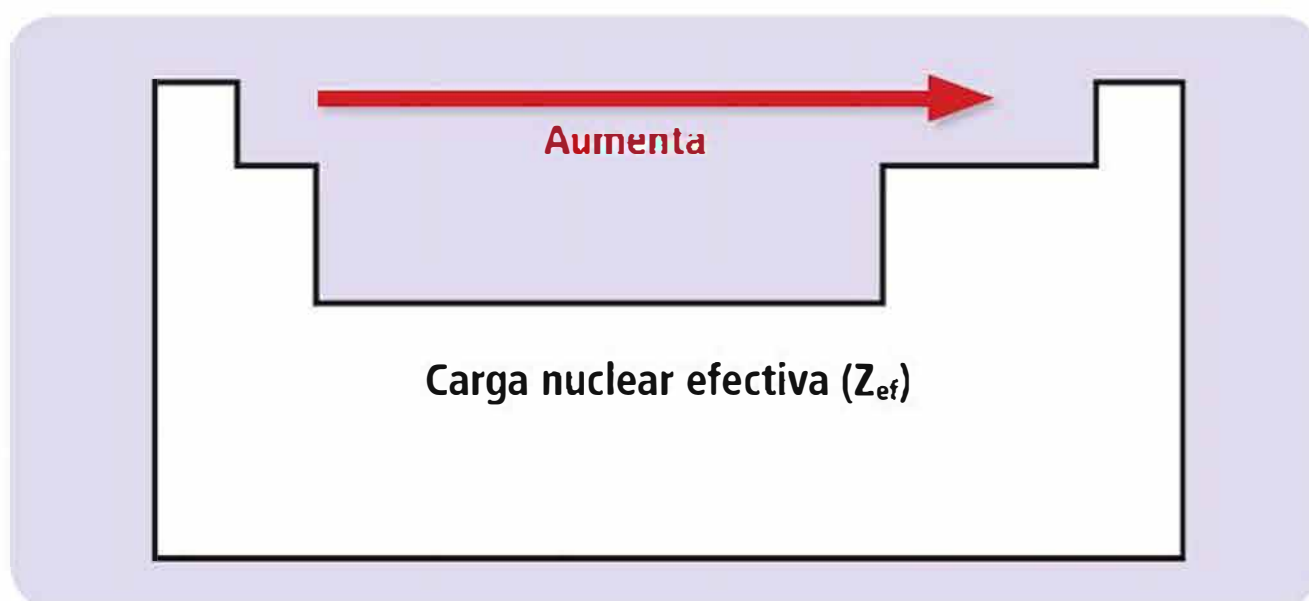


FIGURA 2.12. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento de la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) a lo largo de los periodos.

Un ejemplo de la vida:

Imagina la siguiente situación:

1. Vas un día a pasear a tu perrito a una plaza con árboles y notas que los árboles dificultan tu control sobre él, pues si pasa por detrás de ellos, no lo ves.
2. Al día siguiente, vas a la misma plaza con tu perro y dos de tus amigos, cada uno con su perro. Y notas que aunque son más perritos que cuidar, esta vez es más fácil controlarlos, pues son más personas para vigilar y los obstáculos son los mismos (mismos árboles).



Lo mismo pasa en el átomo:

- Perritos = electrones que se mueven libremente en cierto espacio
- Plaza = orbital atómico
- Tú y tus amigos = protones
- Árboles = efecto pantalla, pues bloquean su control sobre sus mascotas (e^-).

Así, analizando la analogía podemos decir que Z_{ef} es en los átomos lo que el "control" es para los humanos.

Actividad 5: Aplicando lo aprendido

Objetivo: Aplicar el sentido de variación de la carga nuclear efectiva.

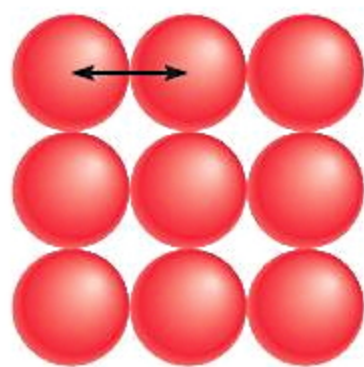
Utilizando la tabla periódica que se encuentra en la página 240 de este texto, responde:

- a) Si comparamos el fósforo (P), el aluminio (Al), el sodio (Na) y el azufre (S), ¿Cuál de ellos tiene la mayor y la menor carga nuclear efectiva (Z_{ef})?
- b) Si comparamos el bario (Ba), el osmio (Os), el plomo (Pb) y el polonio (Po), ¿Cuál de ellos tiene la mayor y la menor carga nuclear efectiva (Z_{ef})?

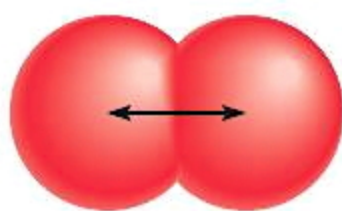


¿Qué significa adyacente?

Vecino, que se encuentra al lado.



a)



b)

FIGURA 2.13. a) Radio atómico para especies que forman redes tridimensionales, como los metales. b) Radio atómico para elementos que forman moléculas diatómicas.

Radio atómico (R.A.)

Entrega una idea del tamaño del átomo y se define como:

- la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes, para los átomos de metales que se unen formando una red tridimensional (figura 2.13 a), o
- la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos de una molécula diatómica, para los elementos como el flúor (F_2), el cloro (Cl_2), el oxígeno (O_2) y el nitrógeno (N_2) que existen como moléculas diatómicas sencillas (figura 2.13 b).

El radio atómico crece hacia abajo en los grupos, pues a medida que bajamos por ellos, aumenta el número de niveles de energía existentes en los átomos, lo que implica un aumento de tamaño.

En los periodos, la variación del radio atómico está directamente relacionada con la variación de la carga nuclear efectiva (Z_{ef}), pues a mayor Z_{ef} el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones externos y por tanto el átomo será más pequeño. (Recordar que los elementos de un mismo periodo tienen igual cantidad de niveles de energía). Así, **el radio atómico crece de derecha a izquierda en los periodos**. La relación antes comentada la podemos ver en un ejemplo cotidiano: el radio de acción que tiene una mascota que es controlada mucho o poco; donde la mascota representa a los electrones y el control a la Z_{ef} . Así, una mascota que se controla mucho debe estar cerca de su amo (alta Z_{ef} , los átomos son más pequeños), mientras que una que controlan poco puede caminar más lejos (baja Z_{ef} , los átomos son más grandes).

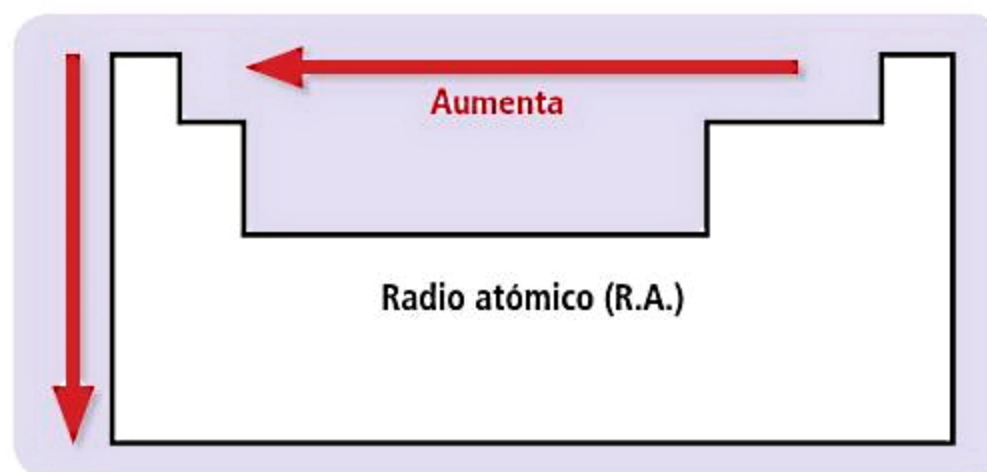


FIGURA 2.14. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento del radio atómico (R.A.) a lo largo de grupos y periodos.

Para saber más

Volumen atómico

Por lo general, pensamos en el tamaño del átomo como el volumen que contiene cerca de 90% de la densidad electrónica total alrededor del núcleo. Una buena estimación del volumen atómico —espacio que ocupa un átomo— se consigue aplicando la fórmula del volumen de una esfera:

$\frac{4}{3} \pi R^3$, donde R es el radio atómico.

Desafío

Aplica lo aprendido

A partir de lo que ya sabes sobre el radio atómico responde:

- Dentro de un grupo, ¿cuál es el elemento más grande?
- Dentro de un periodo, ¿cuál es el elemento más grande?
- Mirando la tabla periódica (pág. 240), responde qué átomo es el más pequeño entre estos tres: Selenio (Se), Calcio (Ca) y Hierro (Fe).



La figura 2.15 a continuación, muestra valores referenciales (no exactos) para los radios atómicos (en picómetros (pm), 1×10^{-12} metros) de los elementos representativos y gases nobles:

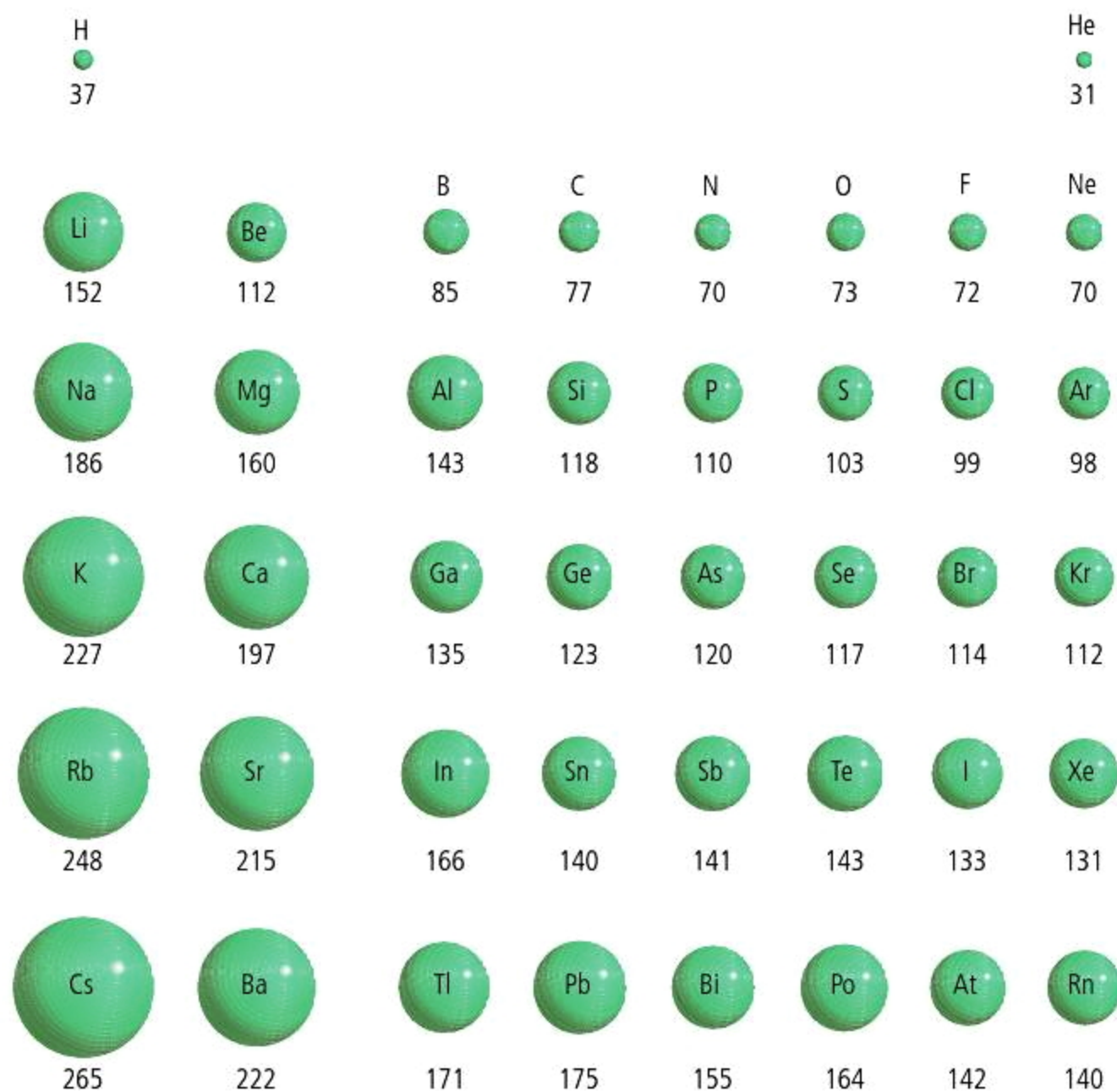


FIGURA 2.15. Valores referenciales para los radios atómicos de elementos representativos y gases nobles (en picómetros, pm).

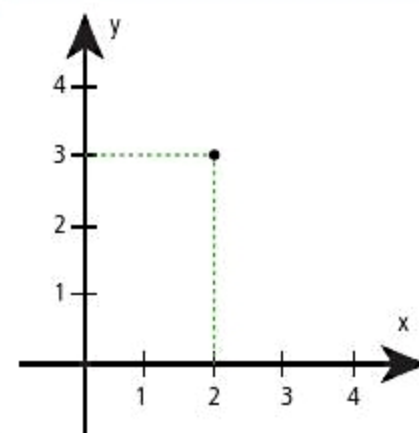
Química y matemática

Gráficos

La relación entre la química y la matemática es estrecha. Ejemplo de ello es el uso de gráficos en química para resumir información y para buscar relaciones o patrones de variación.

Para construir e interpretar gráficos debes entender que en ellos:

- Se relacionan dos cosas (variables), una de ellas ubicada en el eje horizontal (X) y la otra en el vertical (eje Y).
- Cada punto dentro del gráfico relaciona un valor de X con otro de Y
- Los números en X crecen hacia la derecha, mientras que en Y aumentan hacia arriba.



Por ejemplo, en el gráfico, el punto marcado relaciona el valor "2" del eje X con el valor "3" del eje Y.

Actividad 6: Construcción de gráficos

Objetivo: Organizar datos dados y construir gráficos de los que se pueda extraer información relevante.

En parejas, graficar dos veces los datos de radios atómicos que se presentan en la figura 2.15. Para ello, en ambos casos, el eje de las X (horizontal) debe corresponder al número atómico y el de las Y (vertical) debe ser el radio atómico (en picómetros). Recomendamos leer previamente "Química y matemática" de esta página.

Una vez que tengan listos los dos gráficos, en uno de ellos unan con una línea todos los elementos que pertenecen a un mismo periodo, y en el otro, unan con una línea todos aquellos elementos que pertenecen a un mismo grupo. ¿Qué observan?



Importante:

Si comparamos especies isoelectrónicas (con la misma cantidad de electrones), entonces se cumplirá que: $R_{\text{catión}} < R_{\text{átomo}} < R_{\text{anión}}$

Radio iónico (R.I.)

Corresponde al radio de un catión o de un anión, vale decir, el radio de un elemento que ha perdido o ganado electrones respectivamente, ¿se hará más chico o más grande?

Como al convertirse en ion un átomo solo modifica la cantidad de electrones en sus niveles más externos, la carga nuclear efectiva permanece constante y la variación de tamaño se explica por un aumento o reducción de la repulsión entre electrones. Entonces, como se ve en la figura 2.16:

- Si un átomo gana uno o más electrones para convertirse en anión, la repulsión entre los electrones sube y por tanto también el tamaño. Así, el radio de un anión es mayor que el radio del átomo que lo originó:

$$R_{\text{átomo}} < R_{\text{anión}}$$

- Un átomo pierde uno o más electrones para convertirse en catión, la repulsión entre los electrones que quedan baja, por tanto, el radio del catión es más pequeño que el radio del átomo que lo originó:

$$R_{\text{catión}} < R_{\text{átomo}}$$

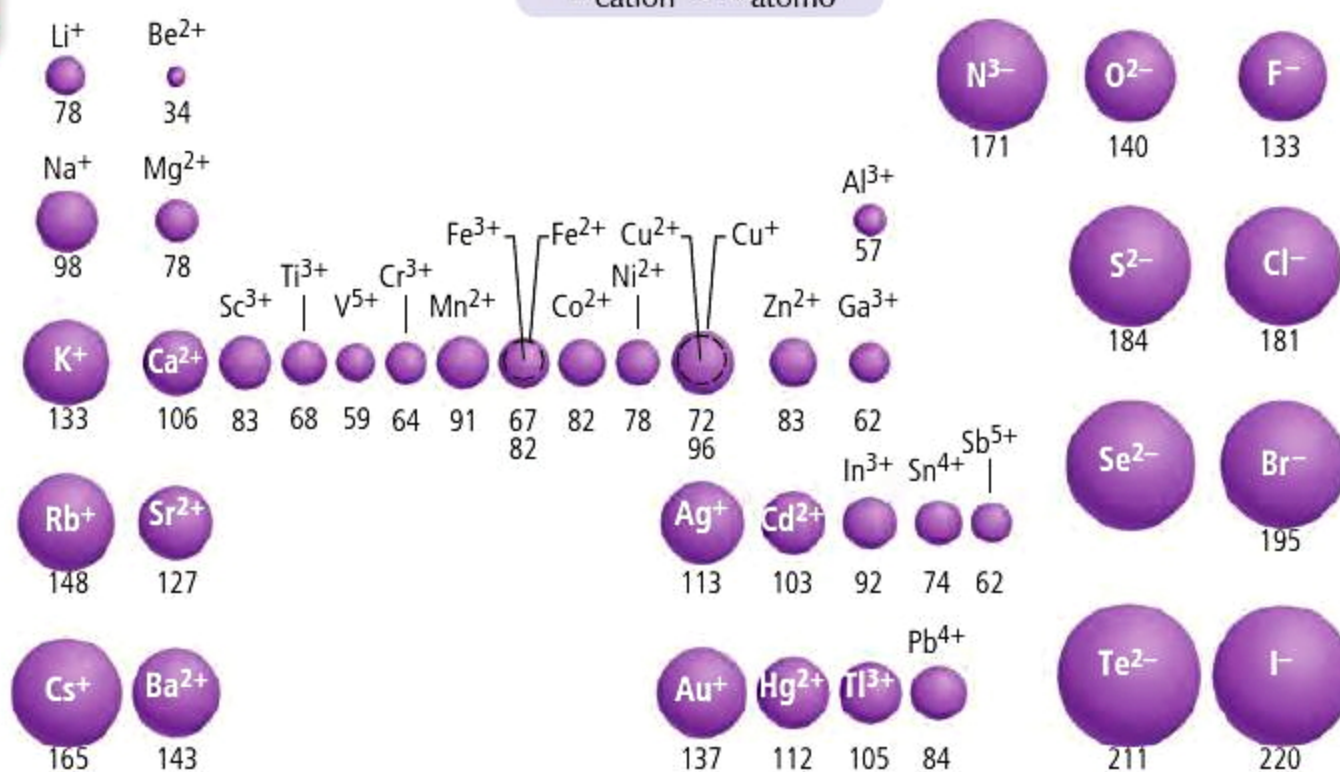


FIGURA 2.16. Valores referenciales para los radios de algunos iones comunes (en picómetros, pm), organizados según su posición en la tabla periódica.

Actividad 7: Construcción de gráficos comparativos

Objetivo: Organizar datos dados y construir gráficos de los que se pueda extrae información relevante.

En parejas, para los elementos de los grupos IA, IIA, VIA y VII A, graficar dentro de un sistema los radios atómicos de los elementos (aparecidos en la figura 2.15) y los radios iónicos de los cationes o aniones que estos forman (figura 2.16). Una vez encontrados todos los puntos, unir aquellos que representan a los átomos (neutros) entre sí y a aquellos que representan a los iones entre sí. Cada grupo debe ser representado en un sistema separado de los otros grupos, teniendo en cuenta que en los gráficos el eje de las X (horizontal) debe corresponder al número atómico y el de las Y (vertical) debe ser el radio atómico o iónico (en picómetros). ¿Qué observan en los gráficos?

Electroafinidad (E.A.) o afinidad electrónica (A.E.)

Esta propiedad mide la capacidad de un átomo para aceptar un electrón, para formar aniones. Formalmente se define como *la energía liberada por un átomo, en estado gaseoso (aislado) y fundamental (no excitado), al captar un electrón*, e informalmente lo podemos pensar como “qué tanto le gustan los electrones a un átomo”. Usando esta idea, ¿cuáles serán los elementos con mayor electroafinidad en la tabla periódica?

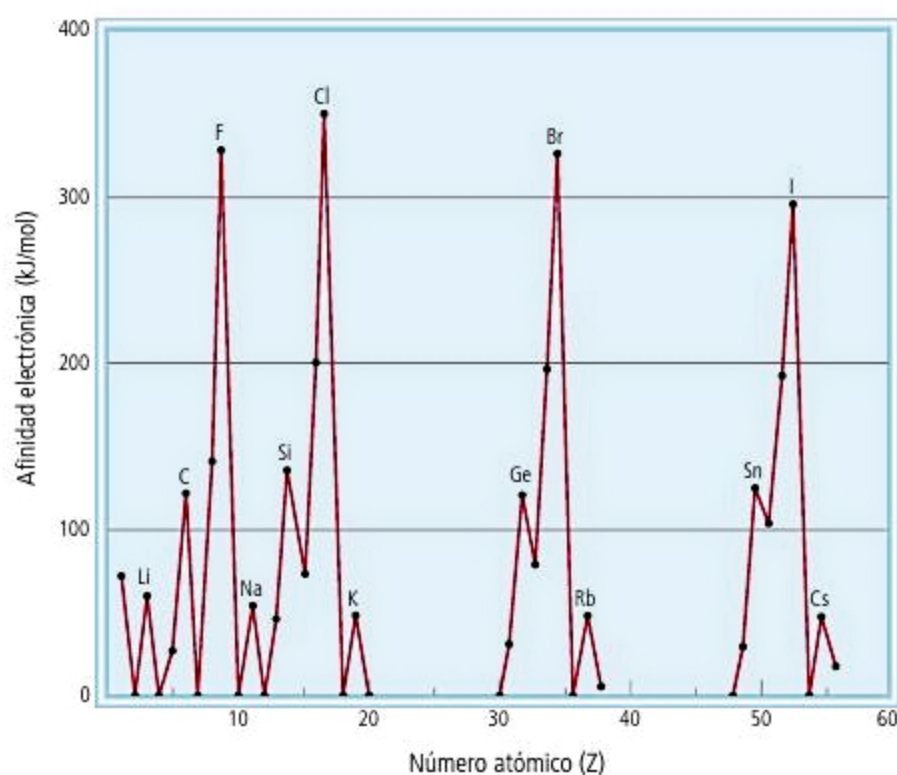
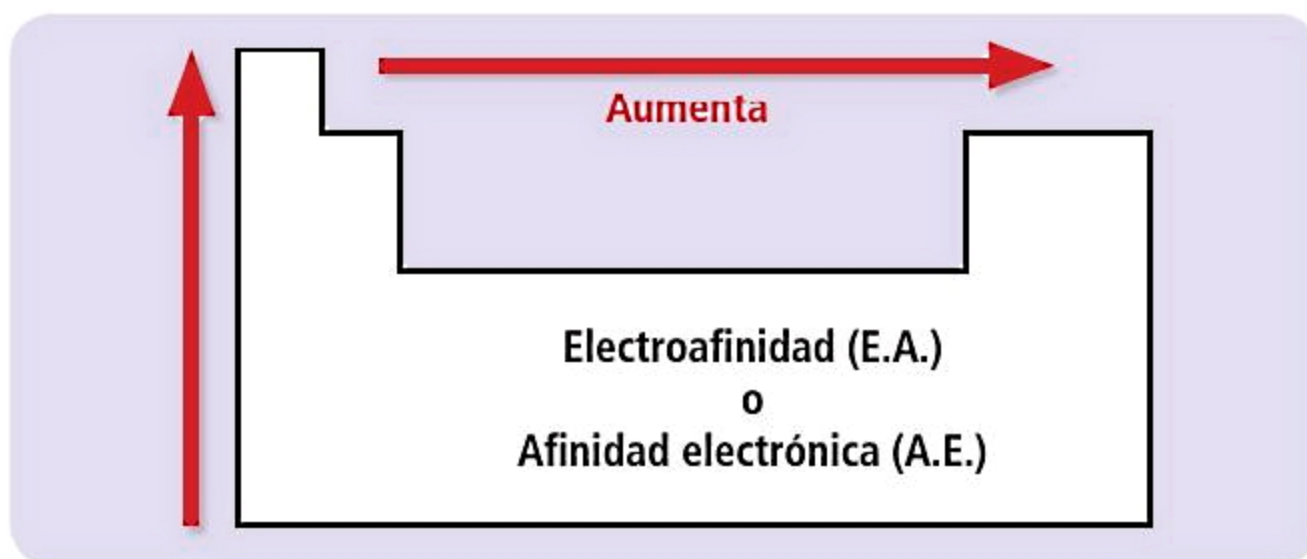


FIGURA 2.17. Gráfico que muestra la variación de la afinidad electrónica de ciertos elementos, en función de los números atómicos (Z).

Como ves en el gráfico de la figura 2.17, en los periodos los elementos más electroafines son los halógenos (grupo VIIA) y en los grupos, salvo algunas excepciones, son los elementos más pequeños (bajos Z). La variación en periodos se explica por el aumento de la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) sin que aumente el número de niveles, lo que provoca una mayor atracción núcleo-electrón, favoreciendo la ganancia de electrones. Por su parte, en los grupos la variación se explica porque al aumentar el número atómico (Z) aumenta el número de niveles de energía y con ello disminuye la atracción del núcleo por los electrones externos. Así, y a pesar de ciertas irregularidades, decimos que en general la electroafinidad crece hacia la derecha en los periodos y hacia arriba en los grupos (figura 2.18).

En resumen:



Importante:

Para determinar la variación de las propiedades periódicas de los elementos, primero se debe identificar su ubicación dentro de la tabla periódica (si están en un mismo grupo o período) de acuerdo a su configuración electrónica.



Desafío

Entonces, mirando la tabla periódica, ¿entre el fósforo (P), el cloro (Cl) y el sodio (Na), cuál tendrá la mayor electroafinidad?



Para pensar

En el gráfico de la figura 2.17 se pueden ver puntos a la altura del cero para números atómicos (Z) correspondientes al helio (Z = 2), berilio (Z = 4), nitrógeno (N = 7), neón (Z = 10), magnesio (Z = 12), argón (Z = 18) y calcio (Z = 20).

¿Cómo podrías explicar esos valores de electroafinidad para los elementos mencionados?

FIGURA 2.18. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento de la afinidad electrónica a lo largo de grupos y periodos. Notar que el crecimiento en los periodos no incluye a los gases nobles.

Un ejemplo de la vida:

Supongamos que has comenzado a ahorrar dinero para comprar la entrada a un evento y un amigo te pide dinero en tres oportunidades: cuando acabas de empezar a ahorrar, cuando estás a punto de conseguir tu meta, y cuando lograste juntar más dinero del necesario para la entrada. Lo más probable es que la decisión de prestarle o no el dinero se haga más difícil mientras más cerca estés de conseguir tu meta, pero es muy simple una vez que la superaste.

Lo mismo sucede con los átomos y sus electrones: cuesta más sacarlos (energía de ionización) cuando el elemento es un gas noble o está cerca de convertirse en uno (por ejemplo: halógenos, grupo VIIA), pero es muy sencillo cuando el elemento tiene unos pocos electrones de más (por ejemplo: metales alcalinos, grupo IA).

Energía de ionización (E.I.) o potencial de ionización (P.I.)

La definimos como *la energía mínima necesaria para sacar un electrón de un átomo en estado gaseoso y fundamental*. ¿Por qué gaseoso? para asegurarnos que el átomo está aislado y no es influenciado por sus átomos vecinos; y *fundamental* para asegurar que el electrón está en su estado basal. Es importante notar que al determinar una energía de ionización, el átomo se convertirá en catión (pierde un electrón).

Informalmente, la E.I. la podemos entender como una medida de “qué tan difícil es quitarle un electrón a un átomo”. De esta forma, es posible predecir que a mayor atracción núcleo-electrón (mayor Z_{ef}) más difícil será quitar un electrón al átomo. Por lo tanto, **el potencial de ionización crece hacia la derecha en los periodos**, mientras que en los grupos depende de los niveles de energía: a menor cantidad de niveles, los electrones sienten con más fuerza la atracción del núcleo y será más difícil sacarlos.

Es importante notar que la variación del P.I. se explica por los mismos fenómenos que la variación de la electroafinidad.

Así, el **potencial de ionización crece en los grupos desde abajo hacia arriba**, como muestra la figura 2.19. En resumen:

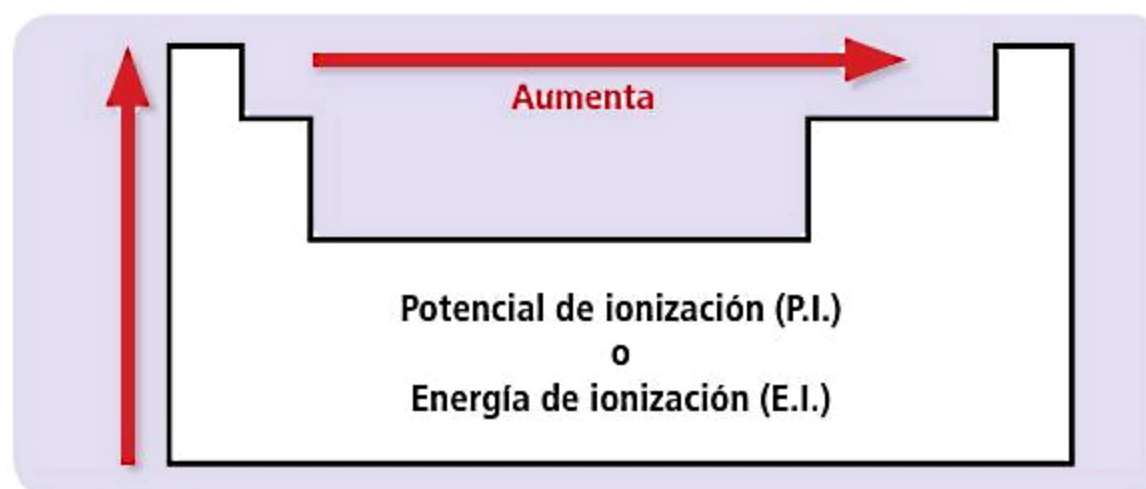


FIGURA 2.19. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento del potencial de ionización o energía de ionización a lo largo de grupos y periodos.

Desafío



Aplica los conceptos

Junto a un compañero, responde las siguientes preguntas a partir de la configuración electrónica de los elementos:

- Entre el silicio (Si, $Z=14$) y el cloro (Cl, $Z=17$), ¿Cuál tiene mayor P.I.?
- Y al comparar sodio (Na, $Z=11$) con rubidio (Rb, $Z=37$) ¿Cuál tiene mayor P.I.?

En átomos polielectrónicos (con más de un electrón) pueden existir sucesivas E.I. En esos casos, la energía necesaria para extraer:

- El electrón más externo será la **Primera Energía de ionización** (I_1)
- Un segundo electrón será la **Segunda Energía de ionización** (I_2), y así sucesivamente.

En esos casos, como la carga nuclear efectiva permanece constante – pero se reparte entre menos electrones– y la repulsión entre los electrones restantes baja –por haber menos cargas–, será cada vez más difícil extraer electrones. Por lo tanto, tenemos que:

$$I_1 < I_2 < I_3 < \dots$$

A continuación se muestran los valores de electronegatividad de la mayoría de los elementos:

1A																			8A
H 2,1																			
Li 1,0	Be 1,5																		
Na 0,9	Mg 1,2																		
		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A			
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr 3,0		
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,6		
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2			
Fr 0,7	Ra 0,9																		

FIGURA 2.22. Valores de electronegatividad relativa (E.N.) para los elementos. No aparecen en la tabla ni el helio ni el neón ni el argón, pues no tienen E.N. ni los elementos cuya E.N. aún está en estudio.



Para pensar

En la figura 2.22, los primeros tres gases nobles no aparecen porque no tienen electronegatividad. ¿Cómo podrías explicar este fenómeno?

A pesar de algunas contadas irregularidades, podemos decir que **en general, la electronegatividad crece en los periodos de izquierda a derecha (hasta los halógenos) y en los grupos hacia arriba**, por tratarse de una propiedad que combina la carga nuclear efectiva, el potencial de ionización y la electroafinidad, cuya variación fue explicada anteriormente.

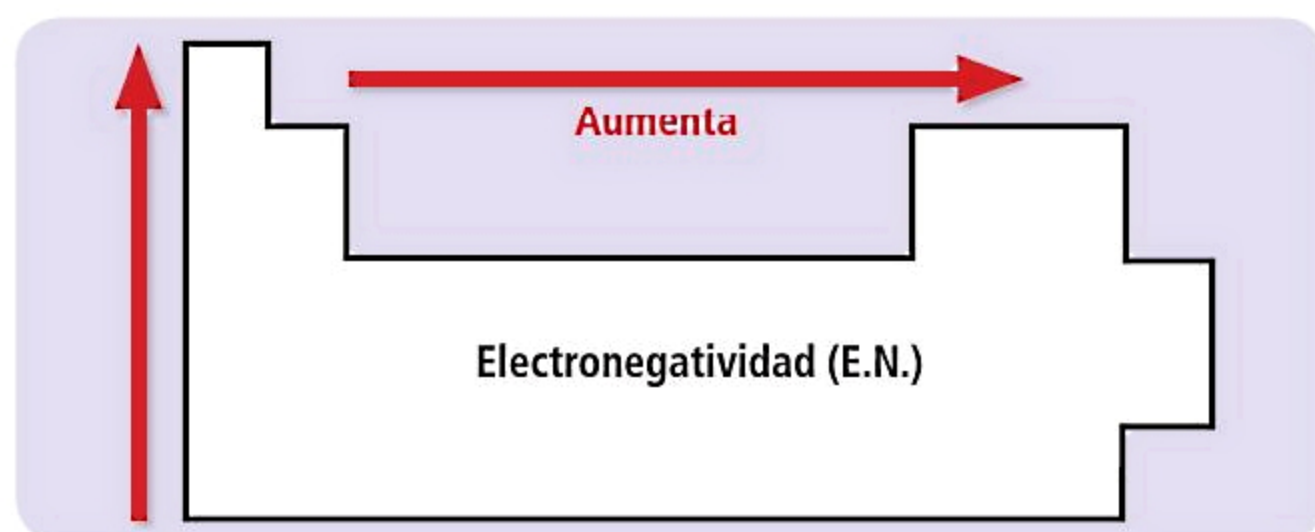


FIGURA 2.23. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento de la electronegatividad a lo largo de grupos y periodos. Notar que el crecimiento en los periodos incluye solo un par de gases nobles.

Importante:

Con frecuencia, el crecimiento de la electronegatividad se resume con una flecha en diagonal que empieza en el francio (Fr, en el extremo inferior izquierdo) y termina en el flúor (F, en el extremo superior derecho), que es el elemento más electronegativo de todos, con un valor de electronegatividad relativa de 4,0. De esa forma, es posible notar que todos los elementos que rodean al flúor son también muy electronegativos (como el oxígeno (O) y el cloro (Cl), por ejemplo).



Actividad 10: Aplicando lo aprendido

Objetivo: Aplicar los sentidos de variación de las propiedades periódicas de los elementos.

En la tabla periódica de la página 240, ubica los elementos que se mencionan y responde las preguntas en los recuadros:

Si comparamos el potasio (K), el cobre (Cu), el arsénico (As), el bromo (Br) y el hierro (Fe), ¿cuál de los cinco tiene:

MAYOR carga nuclear efectiva?	MENOR electronegatividad?	MAYOR energía de ionización?	MAYOR electroafinidad?	MENOR radio atómico?

Química en la web

Te invitamos a poner a prueba tus conocimientos sobre las propiedades de los elementos que se pueden deducir a partir de su ubicación en la tabla periódica en esta página interactiva: <http://www.educaplan.org/play-332-Propiedades-de-los-elementos.html>

Ejercitación:

1 - Completar:

a- Muchas sustancias están constituidas por pequeñas partículas llamadas _____. Cada una de ellas está formada por uno o más _____.

b- Las partículas fundamentales que constituyen a las mencionadas en a- son _____ y _____.

c- Los átomos de un mismo elemento contienen igual número de _____ y de _____. Este número, que es un número entero propio y característico del elemento, se llama su _____.

d- En el núcleo del átomo se encuentran dos tipos de partículas fundamentales: _____ y _____. Rodeando al núcleo atómico existe una nube difusa constituida por _____.

e- El símbolo del calcio es _____. Su número atómico es _____. Sus átomos poseen _____ protones y _____ electrones.

f- El número de masa o número másico de un átomo es la suma del número de _____ y de _____ que tiene dicho átomo.

g- Dos isótopos tienen igual número de _____ y distinto número de _____.

2 - A continuación se presentan siete características correspondientes al modelo atómico de Bohr. Completar cada frase con algunos de los textos que figuran al final.

I) Cada electrón

.....

II) El número de electrones para cada nivel energético

.....

III) La diferencia de energía entre los niveles

.....

IV) Cuando un electrón gira en la órbita más próxima al núcleo

.....

V) Cuando un electrón salta de un nivel a otro inferior

.....

VI) Cuando un electrón salta a un nivel superior

.....

VII) Cada nivel

.....

Textos para completar:

- absorbe energía que recibe del exterior.
- no puede ser superior a $2 \times n^2$.
- pierde energía, emitiendo una radiación luminosa.
- posee un valor de energía determinado.
- se encuentra en su estado más estable.
- se identifica con un número natural denominado número cuántico principal.
- va siendo cada vez menor a medida que se alejan del núcleo.

3 - Los átomos de oxígeno en su estado fundamental, deben poseer (marcar las opciones correctas):

- electrones
- protones
- moléculas
- neutrones
- partículas sin carga eléctrica
- partículas con carga eléctrica
- iones

4 - Entre las siguientes alternativas, indicar la que contiene la afirmación correcta:

- Dos átomos que poseen el mismo número de neutrones pertenecen al mismo elemento químico.
- Dos átomos que poseen el mismo número de protones pertenecen al mismo elemento químico.
- Dos átomos con igual número de masa son isótopos.
- Los isótopos del carbono poseen distinto número atómico.
- Dos átomos con el mismo número de electrones en sus capas de valencia pertenecen al mismo elemento químico.

5 - Juzgar los siguientes ítems, relacionados a los átomos, en verdaderos o falsos. Justificar su respuesta.

- a) Los átomos que poseen el mismo número de protones, neutrones y electrones son iguales.
- b) El número de protones de un átomo es denominado número atómico.
- c) Los átomos de un mismo número atómico constituyen un elemento químico.
- d) La cantidad de elementos químicos actualmente conocidos es inferior a cien.
- e) Se atribuyeron nombres a diferentes partículas que constituyen a los átomos: las positivas fueron llamadas electrones y las negativas, protones.

6 - La tabla de abajo representa el número de protones y neutrones de los átomos A, B, C y D.

Átomo	Protones	Neutrones
A	17	18
B	16	19
C	17	19
D	18	22

El isótopo de A y el átomo que tiene el mismo número másico de A son, respectivamente:

- C y B C y D B y C D y B B y D

7 - Un átomo con 22 electrones y 26 neutrones, posee un número atómico y un número másico respectivamente:

- 22 y 26 26 y 22 22 y 48
- 26 y 48 48 y 22

8 - Un átomo X tiene 56 protones y 81 neutrones. Otro átomo Y tiene número de masa 138 y es isótopo de X, luego podemos afirmar que el número de neutrones del átomo Y es:

- 56 57 81 82 138

9 - Completar la siguiente tabla:

ELEMENTO	Z	A	N° PROTONES	N° NEUTRONES	N° ELECTRONES
Argón	18			22	
		80			35
			20	20	
Cl				18	
		39		20	
	17	37			
				118	79
Cu		65			
		84	36		

10 - Si se compara un átomo neutro de azufre, S, con un ion sulfuro, S²⁻, se verifica que el segundo posee:

- Un electrón más y el mismo número de neutrones.
- Dos neutrones más y el mismo número de electrones.
- Un electrón más y el mismo número de protones.
- Dos electrones más y el mismo número de protones.
- Dos protones más y el mismo número de electrones.

11 - Si se compara un ión hierro (II), Fe²⁺, con un átomo neutro de hierro, Fe, se verifica que el segundo posee:

- Un electrón más y el mismo número de neutrones.
- Dos neutrones más y el mismo número de electrones.
- Un electrón más y el mismo número de protones.
- Dos electrones más y el mismo número de protones.
- Dos protones más y el mismo número de electrones.

12 - El número de electrones del catión X²⁺ de un elemento X es igual al número de electrones de un átomo neutro de un gas noble. Este átomo de gas noble presenta Z = 10 y A = 20.

El número atómico del elemento X es:

- 8
- 10
- 12
- 18
- 20

13 - Un cierto ión negativo, X³⁻, tiene 36 electrones y su número de masa es 75. Podemos decir que su número atómico y su número de neutrones son, respectivamente:

- 36 y 39
- 33 y 42
- 36 y 75
- 36 y 42
- 33 y 39

14 - Un ión con carga +2 posee 15 electrones. Su número de neutrones es dos unidades mayor que el número de protones. El número de masa del elemento es:

- 15
- 17
- 32
- 36

15 - Un catión metálico trivalente tiene 76 electrones y 118 neutrones. El átomo del elemento químico del cual se originó, tiene un Z y un A, respectivamente:

- 76 y 194
- 79 y 200
- 79 y 194
- 76 y 197
- 79 y 197

16 - Considerando las especies químicas:

Cl¹⁻ Ca Ca²⁺ Co²⁺ Ni²⁺ Zn

podemos afirmar que las especies isoelectrónicas son:

- Ca y Ca²⁺
- Cl¹⁻ y Ca²⁺
- Co²⁺ y Zn
- Ni²⁺ y Zn
- Ni²⁺ y Co²⁺

17- Completar la siguiente tabla:

ION	A	Z	Nº PROTONES	Nº NEUTRONES	Nº ELECTRONES
As ³⁻	75				36
Zn ²⁺	65	30			
S ²⁻				16	18
Al ³⁺	27				10
Ag ⁺			47	61	
Cl ¹⁻		17		18	

18 - Investigar y explicar con tus palabras (no transcribir) los siguientes conceptos relacionados con el modelo atómico moderno:

- a) Comportamiento dual del electrón.
- b) Mecánica cuántica.
- c) Principio de incertidumbre.
- d) Nube electrónica – orbital atómico.

UNIONES QUÍMICAS

Ejemplo de sustancias en las que encontramos los distintos tipos de enlace:

a) Muchos techos de casas y de los edificios son de zinc, un ejemplo de sustancia formada por enlace metálico.



b) A la izquierda cloruro ferroso (FeCl_2) y a la derecha cloruro férrico (FeCl_3) dos ejemplos de compuestos formados por enlace iónico.



c) La lactosa (el azúcar de la leche) es un compuesto covalente.



Enlace químico

Existen tres tipos de enlace químico y los podemos clasificar según el carácter metálico de las especies que se combinarán:

- a) Enlace metálico:** En combinaciones metal-metal.
- b) Enlace iónico:** En combinaciones metal-no metal.
- c) Enlace covalente:** En combinaciones no metal-no metal. Este tipo de enlace se clasifica en:
 - i) polar, ii) apolar, iii) coordinado o dativo.**

Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de la naturaleza de los enlaces que unen sus átomos o iones. Por esto, en adelante podremos hablar de sustancias metálicas (o metales), iónicas (o sales) y covalentes (compuestos moleculares o reticulares).

Actividad 1: Aplica lo aprendido



Objetivo: Clasificar especies de uso cotidiano de acuerdo a su enlace químico.

Después de leer las combinaciones de especies de acuerdo a su carácter metálico y usando la tabla periódica (pág. 240), indica en tu cuaderno si las especies detalladas a continuación tienen enlace iónico, metálico o covalente:

- a)** Bronce (aleación de Cu y Sn)
- b)** Cloro molecular (Cl_2)
- c)** Latón (aleación de Cu y Zn)
- d)** Sal común (NaCl)
- e)** Fluoruro de potasio (KF)
- f)** Monóxido de carbono (CO)

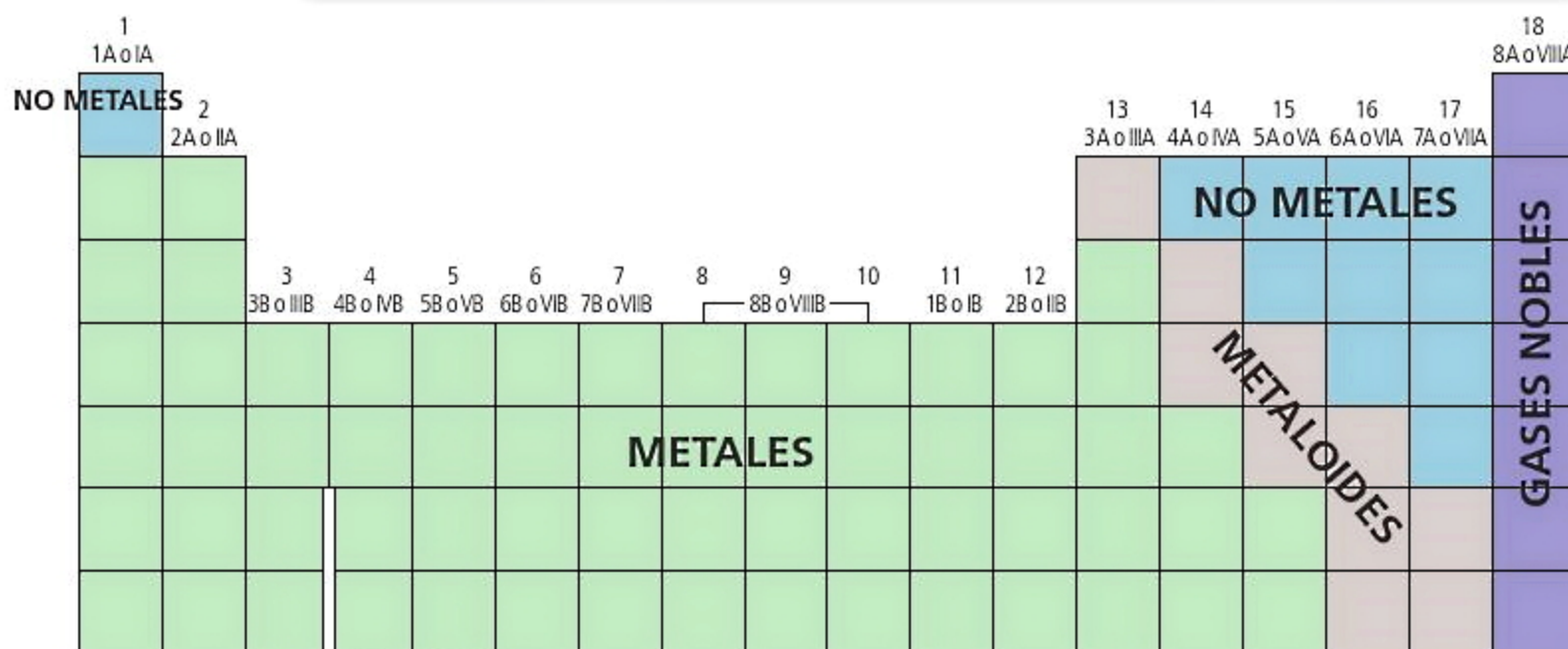


FIGURA 3.2. Bloques que contienen elementos metálicos, no metálicos, metaloides y gases nobles dentro de la tabla periódica.



Además, es relevante recordar que el comportamiento metálico o no metálico de una especie se fundamenta en las propiedades periódicas –analizadas en la segunda Lección de la Unidad anterior.

Enlace metálico

Es el enlace mediante el cual se combinan entre sí dos o más átomos metálicos, o sea, átomos de elementos de electronegatividades bajas y con tendencia a ceder electrones.

Este enlace implica la formación de estructuras tridimensionales compactas, lo que les otorga a las especies metálicas sus altas densidades.

Hay dos modelos que tratan de explicar la formación del enlace metálico: el modelo del mar de electrones y la teoría de bandas. A continuación se expone sólo el primero de ellos.

Modelo del mar de electrones o de la nube de electrones

Según este modelo, los átomos metálicos que se van a combinar ceden sus electrones de valencia a una “nube electrónica”. Así, los átomos de metal pasarán a ser cationes y los electrones que donaron formarán una nube que luego rodeará completamente y por igual a todos los cationes, (figura 3.3.). Así, el enlace metálico resulta de la atracción entre los cationes formados y los electrones móviles.

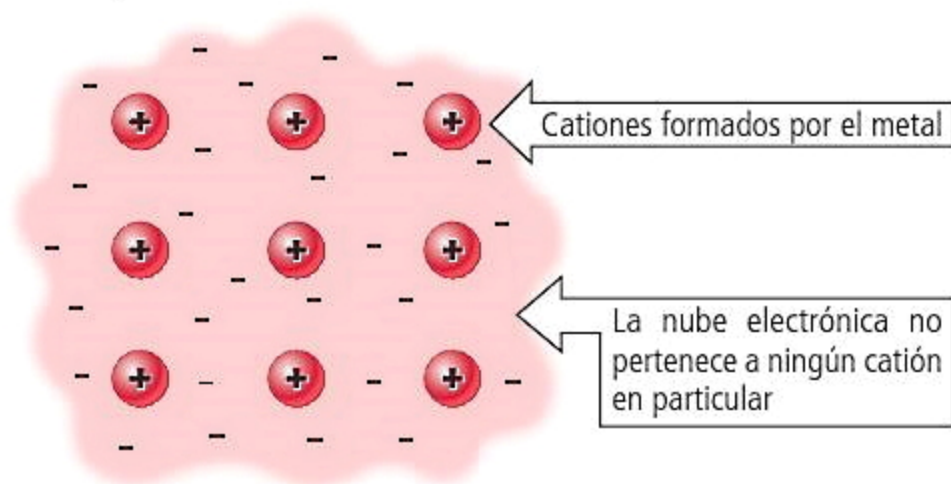


FIGURA 3.3. Modelo del mar de electrones. Las esferas rojas representan a los cationes que se formaron cuando los átomos donaron sus electrones de valencia; mientras que el fondo rosado corresponde a la nube de electrones formada por el giro de los electrones donados.

Como la nube electrónica es compartida por todos los cationes, los electrones no pertenecen a ningún átomo determinado, lo que origina un enlace que se extiende en todas direcciones. Esta característica permite explicar muchas de las propiedades de los metales, como por ejemplo su conductividad eléctrica, su maleabilidad y su ductilidad.

Actividad 2: Aplica lo aprendido

Objetivo: Relacionar las características del enlace metálico con las propiedades de los metales y sus usos.

- 1 Explica, de acuerdo con el modelo propuesto, la conductividad eléctrica de los metales.
- 2 Según el modelo propuesto, explica las uniones entre átomos metálicos de sodio.
- 3 ¿Qué implicaciones tuvo para la humanidad el descubrimiento de metales como el cobre (Cu) y el hierro (Fe) en conjunto con el desarrollo de técnicas para extraerlos y trabajarlos?

Desafío



Teoría de bandas

El modelo del mar de electrones resultó insuficiente para explicar ciertas diferencias entre algunos metales, lo que motivó el desarrollo de una teoría más compleja para el enlace metálico, que se conoce con el nombre de teoría de bandas.

Junto a dos compañeros más, ¿pueden descubrir qué es lo que el modelo del mar de electrones no puede explicar y en qué consiste –muy a grandes rasgos– la teoría de bandas?

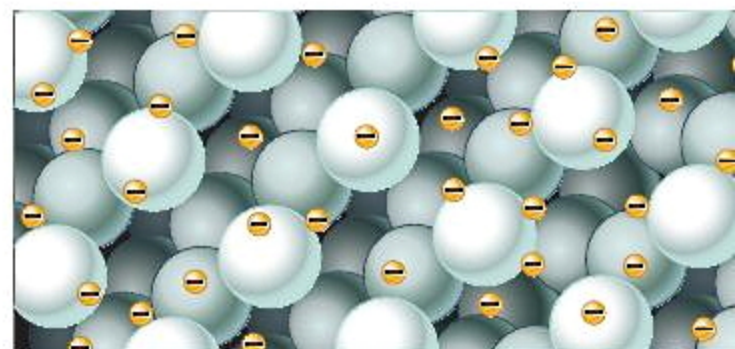


FIGURA 3.4. Representación tridimensional del modelo del mar de electrones del enlace metálico. Las esferas grises representan a los cationes y las amarillas (-) representan a los electrones.



Química en la web

En el siguiente link puedes encontrar una animación del modelo del mar de electrones. ¡Te invitamos a verla!

<http://www.drkstreet.com/resources/metallic-bonding-animation.swf>

Averígualo...

¿Cuál es el punto de fusión del:

- i) Mercurio (Hg)
- ii) Galio (Ga)
- iii) Cesio (Cs)
- iv) Cobre (Cu)
- v) Oro (Au)
- vi) Hierro (Fe)

Las sustancias que presentan enlace metálico tienen las siguientes propiedades:

- Tienen brillo.
- Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (Hg) que es líquido.
- Tienen altos puntos de fusión y ebullición, excepto el mercurio, el cesio y el galio.
- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Son maleables, es decir, pueden formar láminas o planchas finas.
- Son dúctiles, es decir, pueden formar alambres o hilos delgados.
- Resisten grandes tensiones sin romperse, es decir, son tenaces.
- En general son más densos que el agua, menos el sodio (Na), el litio (Li) y el potasio (K).

Es importante notar, que las aleaciones (mezclas de metales), también se mantienen unidas entre sí por medio de enlace metálico.

a)



b)

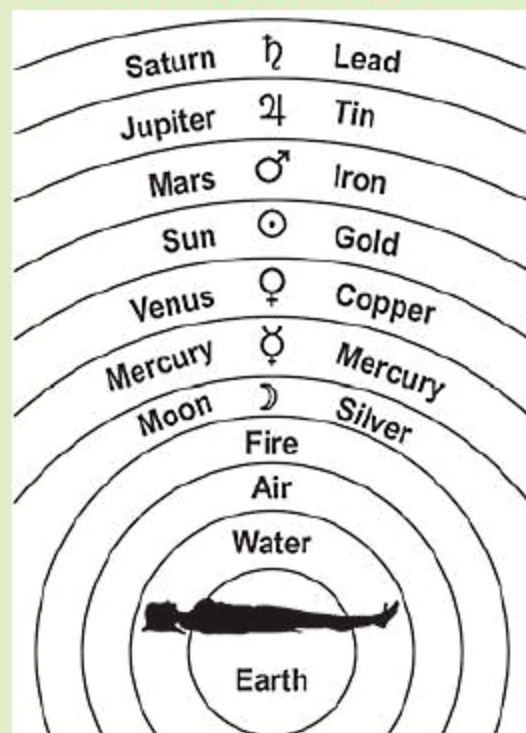


c)



FIGURA 3.5. Algunas especies que tienen enlace metálico: **a)** alambre de cobre. **b)** tubos de hierro (Fe). **c)** calcio metálico.

Practice your English



"These are the alchemical or astrological symbols for the planets and other celestial bodies. The metals were 'ruled' by planets and had the same symbols".

Puedes encontrar la traducción y explicación en el solucionario de la Unidad.

Actividad 3: Relacionando lo aprendido con tu vida

Objetivo: Relacionar las propiedades del enlace metálico con sustancias de uso cotidiano.

En grupos de tres estudiantes, respondan en sus cuadernos las respuestas de las siguientes preguntas.

- 1 ¿Qué especies que tienen enlace metálico utilizas con frecuencia en tu vida?
- 2 De las especies metálicas antes mencionadas, analiza solo tres de ellas, y para cada una de ellas contesta la siguiente pregunta:
- 3 ¿Dicha sustancia tiene las propiedades de los metales mencionadas más arriba? Justifiquen su respuesta.

Una vez que hayan terminado sus respuestas, elaboren una respuesta grupal breve que luego será comentada al resto del curso.

Actividad grupal

Símbolos de puntos de Lewis, regla del octeto y regla del dueto

El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de configuración electrónica dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas ya sean elementos o compuestos. La explicación propuesta por Gilbert Lewis¹ es que **los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable y la estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico con un gas noble.**

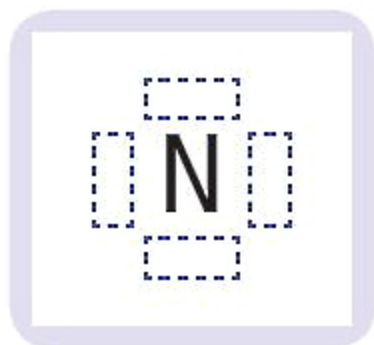
Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, solo entran en contacto sus regiones más externas. Por esta razón, cuando estudiamos los enlaces químicos consideramos sobre todo los electrones de valencia de los átomos. Los químicos utilizan un sistema de puntos desarrollado por Lewis, donde *se dibujan los electrones de valencia de un elemento como puntos o cruces*. Esta representación recibe el nombre de **símbolo de Lewis**.

Los metales de transición, los lantánidos y los actínidos tienen capas internas de electrones incompletas, y por tanto, no es posible, escribir símbolos de Lewis para ellos.

El símbolo de Lewis es una herramienta útil para los elementos de grupos A, donde la cantidad de electrones de valencia coincide con el número del grupo del elemento.

Entonces, para realizar el símbolo de Lewis de un elemento:

1. Escribimos el símbolo del elemento, supongamos nitrógeno (N), sabiendo que para dibujar solo dispondremos de cuatro zonas (arriba, abajo, izquierda y derecha, que se muestran como rectángulos), cada una de las cuales puede aceptar solo dos puntos (dos electrones):



2. Determinamos la cantidad de puntos (o cruces) que dibujar alrededor del símbolo del elemento. En este caso, de acuerdo a la configuración electrónica más externa ($2s^2 2p^3$), el N tiene 5 electrones de valencia (pertenece al grupo V-A) y por tanto cinco puntos.

¹ **Gilbert Newton Lewis (1875-1946)**. Químico estadounidense. Lewis realizó importantes contribuciones en el área del enlace químico, termodinámica, ácidos y bases, y espectroscopía. A pesar de la importancia del trabajo de Lewis, nunca se le otorgó el Premio Nobel.

Recordando...

Isoelectrónicos:

Especies que poseen el mismo número de electrones, y por tanto la misma configuración electrónica del estado basal.

Aclarando conceptos

Los electrones de valencia son aquellos electrones ubicados en el último nivel de energía y también corresponden al grupo en el que se sitúa el elemento químico.



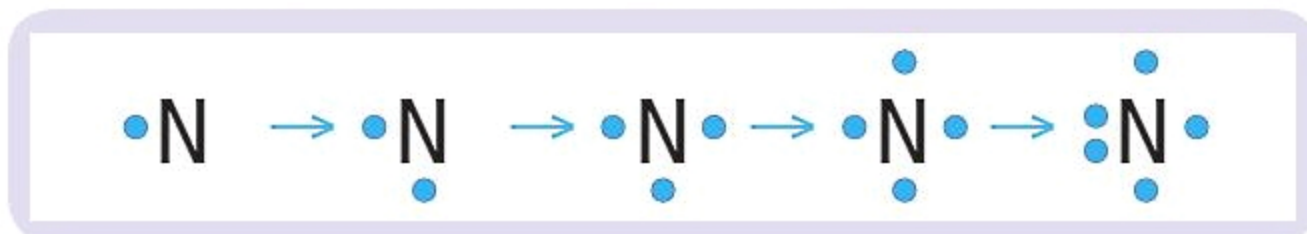
Desafío

¿Electrones de valencia?

Demuestra que has comprendido ese concepto indicando en tu cuaderno la cantidad de electrones de valencia de los siguientes elementos químicos. Puedes apoyarte en la tabla periódica del texto (página 240).

- | | |
|-------|-------|
| a) Cs | e) P |
| b) Sr | f) S |
| c) B | g) I |
| d) C | h) Xe |

3. Dibujamos los cinco puntos alrededor del símbolo del nitrógeno, teniendo presente que las zonas permitidas para dibujar se llenan primero con un electrón y solo cuando ya no quedan espacios vacíos, se dibujan dos electrones juntos. Por pasos:



Debes tener presente que el símbolo de Lewis no cambia por haber comenzado a dibujar puntos en otra zona, o por haber dejado dos electrones juntos en cualquier otra posición. Lo que queremos decir, es que todos los símbolos de Lewis de un elemento son equivalentes entre sí mientras tengan la misma cantidad de electrones “solos” (desapareados) y la misma cantidad de electrones apareados (de a dos). En el caso del nitrógeno, todos los siguientes símbolos de Lewis son equivalentes entre sí y significan lo mismo:



Importante:

En general, los electrones que participan en la formación de los enlaces son los electrones desapareados (representados por “puntos solos”).

Los electrones que quedan de a dos reciben el nombre de “pares libres” de electrones y se pueden representar también mediante líneas. Luego, la imagen anterior se puede dibujar también como se muestra a continuación:



Al dibujar los pares libres de electrones como líneas es más fácil notar que todos los símbolos anteriores son equivalentes entre sí, pues en todos los casos el Nitrógeno tiene un par libre y tres electrones desapareados (“solos”).



Actividad 4: Aplica lo aprendido

Objetivo: Desarrollar los símbolos de Lewis de diferentes elementos químicos.

Utilizando la tabla periódica de los elementos que aparece en la página 240, escribe en tu cuaderno los símbolos de Lewis para los siguientes elementos:

- | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|
| a) C | c) As | e) Br | g) Na | i) O |
| b) Ne | d) Ca | f) P | h) F | j) Li |

Una vez que hayas terminado, responde: ¿Cómo son los símbolos de Lewis de elementos que pertenecen a un mismo grupo? y ¿qué significará eso?

Como se ha comentado en reiteradas ocasiones a lo largo de este libro, los elementos buscan parecerse al gas noble más cercano, pues al tener las subcapas llenas consiguen su “anhelada” estabilidad.

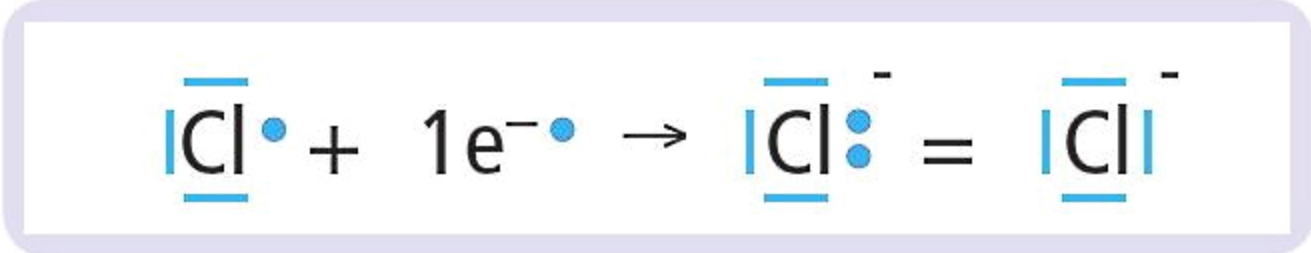
Ahora, si lo analizas con detención, notarás que todos los gases nobles tienen ocho electrones en su última capa, salvo el helio que tiene solo dos. A partir de esto, se crearon dos reglas:

- Regla del octeto:** Dice que un elemento se combinará con otro con el fin de quedar rodeado de ocho electrones.
- Regla del dueto:** Dice que un elemento se combinará con otro con el fin de quedar rodeado de dos electrones.

Aunque la regla del octeto tiene excepciones, resulta muy útil para predecir la mayoría de las combinaciones de muchos elementos. Por su parte, la regla del dueto es la regla que sigue el hidrógeno y otros pocos elementos en sus combinaciones.

Por ejemplo:

El cloro ($Z = 17$) de acuerdo a su configuración electrónica más externa $3s^2 3p^5$ pertenece al grupo VIIA, o sea, tiene siete electrones en su última capa, por lo que tenderá a ganar un electrón para quedar rodeado de ocho electrones (para parecerse al argón ($Z = 18$)), cumpliendo así la regla del octeto. En símbolos de Lewis:



Actividad 5: Aplica lo aprendido

Objetivo: Comprender y aplicar la regla del dueto y del octeto en elementos químicos.

Utilizando la tabla periódica (pág. 240), escribe en tu cuaderno los símbolos de Lewis de los siguientes elementos y luego predice el ion que tiende a formar para cumplir la regla del octeto o dueto según corresponda, dibujando también el símbolo de Lewis de éste. Ten presente que en algunos casos la regla del octeto y dueto se cumplen liberando electrones para quedarse solo con las capas anteriores que están completas y que no se dibujan en el símbolo de Lewis.

- | | | | |
|------|-------|-------|-------|
| a) O | c) Be | e) Sr | g) N |
| b) H | d) K | f) I | h) Li |



Desafío

¿Cuáles serían las excepciones?

Junto a dos compañeros más, ¿pueden descubrir cuáles son las mencionadas excepciones a la regla del octeto, en qué consisten y dar un ejemplo?



Desafío

¡Compruébalo!

Escribe en tu cuaderno la configuración electrónica de los gases nobles y usándola, demuestra que ellos no tienen la necesidad de enlazarse para cumplir con la regla del dueto o del octeto. Puedes apoyarte en la tabla periódica del texto (página 240).

Recordando...

Fuerza electrostática:

Fuerza de atracción que se da entre especies de cargas opuestas (positivas con negativas).

Química y salud

Muchos compuestos iónicos tienen aplicaciones en el área de la salud. Uno de ellos es el sulfato de bario (BaSO_4), que se utiliza para obtener imágenes del sistema digestivo mediante rayos X.



Enlace iónico

Se define como la fuerza electrostática que mantiene unidos a dos o más iones.

En los enlaces iónicos, los electrones se transfieren completamente de un átomo a otro. Durante este proceso de perder o ganar electrones, los átomos forman iones de cargas opuestas que después se atraen entre sí.

Para que suceda la transferencia de electrones, es necesario que uno de los elementos tenga baja electronegatividad y otro alta electronegatividad, es decir, un metal con un no metal, respectivamente.

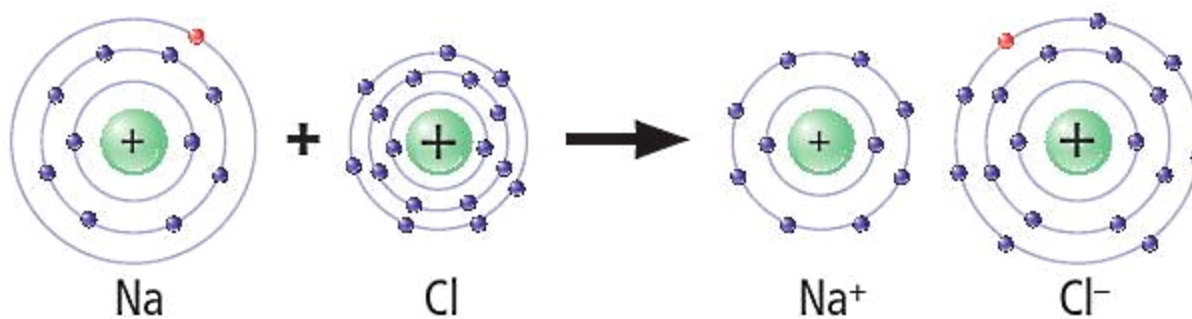
Para la formación de un enlace iónico la diferencia de electronegatividad ($\Delta \text{E.N.}$) entre los elementos que debe ser superior a 1,7. En símbolos: $\Delta \text{E.N.} > 1,7$.

Un ejemplo:

El sodio tiene una electronegatividad de 0,9 mientras que el cloro tiene una electronegatividad de 3,0. La diferencia entre ellas ($\Delta \text{E.N.}$) se tiene que:

$$\Delta \text{E.N.} = \text{E.N. Cl} - \text{E.N. Na} = 3,0 - 0,9 = 2,1$$

Como el valor obtenido para la diferencia de electronegatividad (2,1) es mayor que 1,7, podemos asegurar que el enlace que se formará entre el sodio (Na) y el cloro (Cl) será iónico. Entonces, el metal (sodio) cederá un electrón al no metal (cloro), formándose un catión sodio (Na^+) y un anión cloruro (Cl^-), como se muestra a continuación.

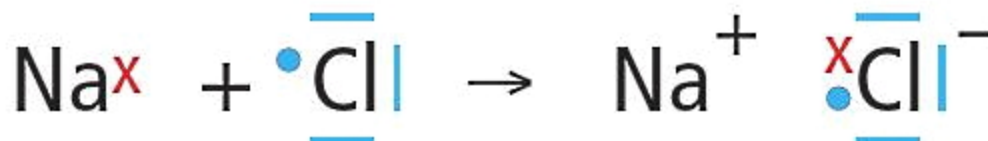


Desafío

Menciona un compuesto iónico y la aplicación de éste.



En símbolos de Lewis:



Actividad 6: Aplica lo aprendido

Objetivo: Comprender el proceso de formación del enlace iónico.

- 1 Utilizando las estructuras de Lewis, dibuja el diagrama para la formación del MgCl_2 (cloruro de magnesio) a partir del ión cloruro, Cl^- , y el ión magnesio, Mg^{2+} .
- 2 Utilizando la tabla periódica de la figura 2.22 (página 109) que contiene los valores de electronegatividad, indica cuál o cuáles de los siguientes compuestos es (son) iónico(s): LiF , MgO , HCl , HI , K_2S , AlH_3 , Cl_2 , CF_4 , MgI_2 .



Una vez formados los iones, estos se atraen para formar una red tridimensional que recibe el nombre de red cristalina, tal como se muestra en la figura 3.6.

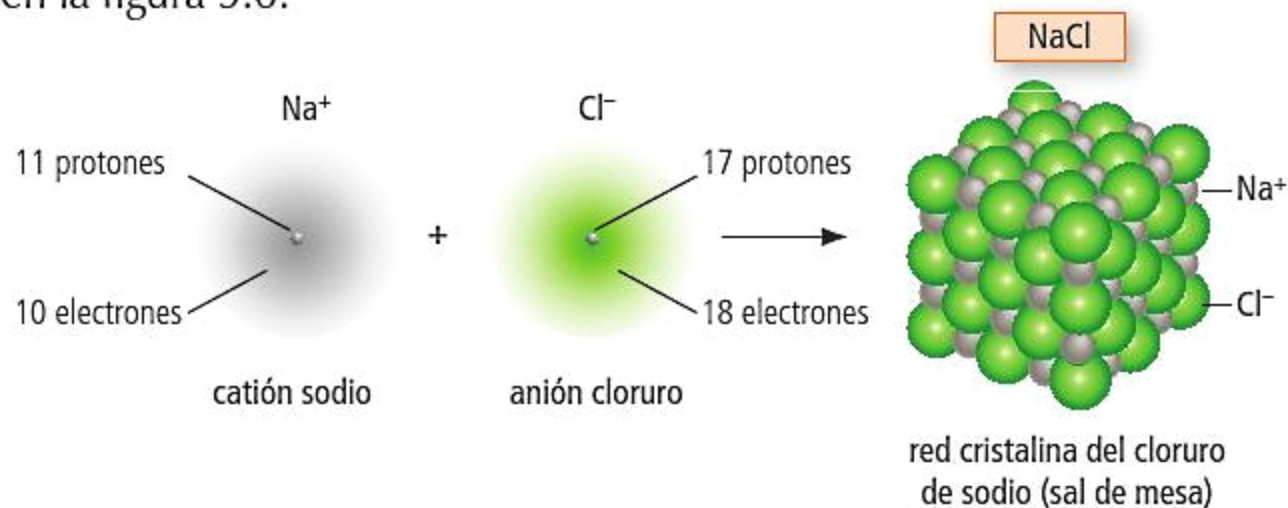


FIGURA 3.6. Formación de la red cristalina del cloruro de sodio (NaCl) a partir de muchos cationes sodio (Na^+ , representados por las esferas plomas) y muchos aniones cloruro (Cl^- , representados por las esferas verdes).

Como se puede apreciar en la figura 3.6., el cloruro de sodio, NaCl (sal de mesa, la sal que usamos comúnmente), es un compuesto iónico donde sus iones se organizan formando cubos compactos. Esta organización cúbica es la que le da a los cristales de sal la forma cúbica que podemos observar a nivel macroscópico. ¿Habías notado alguna vez que los cristales de la sal de mesa eran cúbicos?

Otro ejemplo de la formación de un compuesto iónico, esta vez el fluoruro de calcio (CaF_2), utilizado, entre otros gases para fluorar el agua potable, entre otras cosas:

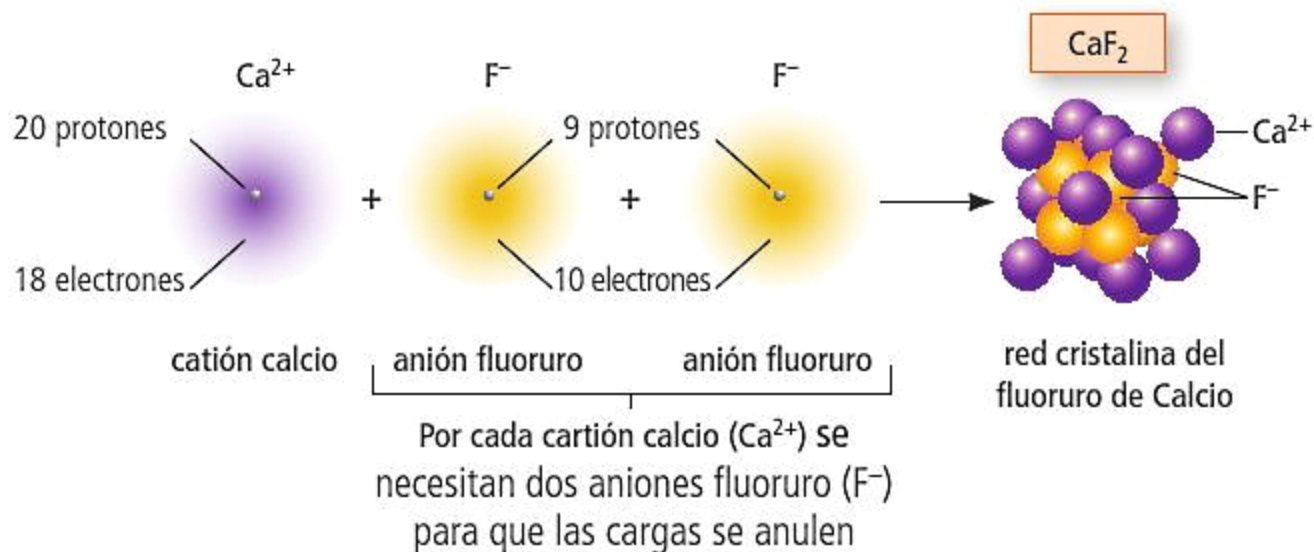


FIGURA 3.7. Formación de la red cristalina del fluoruro de calcio (CaF_2) a partir de muchos cationes calcio (Ca^{2+} , representados por las esferas lilas) y muchos aniones fluoruro (F^- , representados por las esferas amarillas).

Química en la web

En los siguientes link puedes encontrar simulaciones de la formación de enlaces iónicos y de redes cristalinas:

<http://www.educaplus.org/play-77-Enlace-i%C3%B3nico.html>

<http://www.hschockor.de/nacl.swf>

Para saber más

Cloruro de sodio (NaCl), mejor conocido como "sal de mesa" es un compuesto iónico típico: sólido, quebradizo, con alto punto de fusión (801°C) que conduce la electricidad fundido o disuelto en agua.

Una fuente de NaCl es la sal de roca, que se encuentra en depósitos subterráneos de cientos de metros de espesor. También se obtiene del agua marina mediante la evaporación solar.

El consumo mundial de esta sustancia es alrededor de 150 millones de toneladas al año.



Averigua qué otros compuestos iónicos existen y sus usos.

Averígualo...

Existen opiniones divididas sobre la fluoración del agua y de la leche en Chile. Hay personas que consideran conveniente agregar aniones fluoruro (F^-) a esas sustancias, mientras otras hablan de su toxicidad a nivel neuronal. Te invitamos a investigar al respecto e informarte para tener tu propia opinión sobre este importante tema que nos afecta a todos.

Averígualo...

¿Qué es la dureza de una sustancia?

¿Qué es la fragilidad de una sustancia?

Las sustancias que presentan enlace iónico, y que llamaremos compuestos iónicos, tienen las siguientes propiedades:

- Son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.
- Tienen altos puntos de fusión y ebullición.
- Generalmente son solubles (se disuelven) en agua y otros solventes polares.
- Al entrar en contacto con el agua se separan en sus iones, o sea, se disocian.
- Fundidos o disueltos son buenos conductores de la electricidad.
- Son duros.
- Son frágiles.

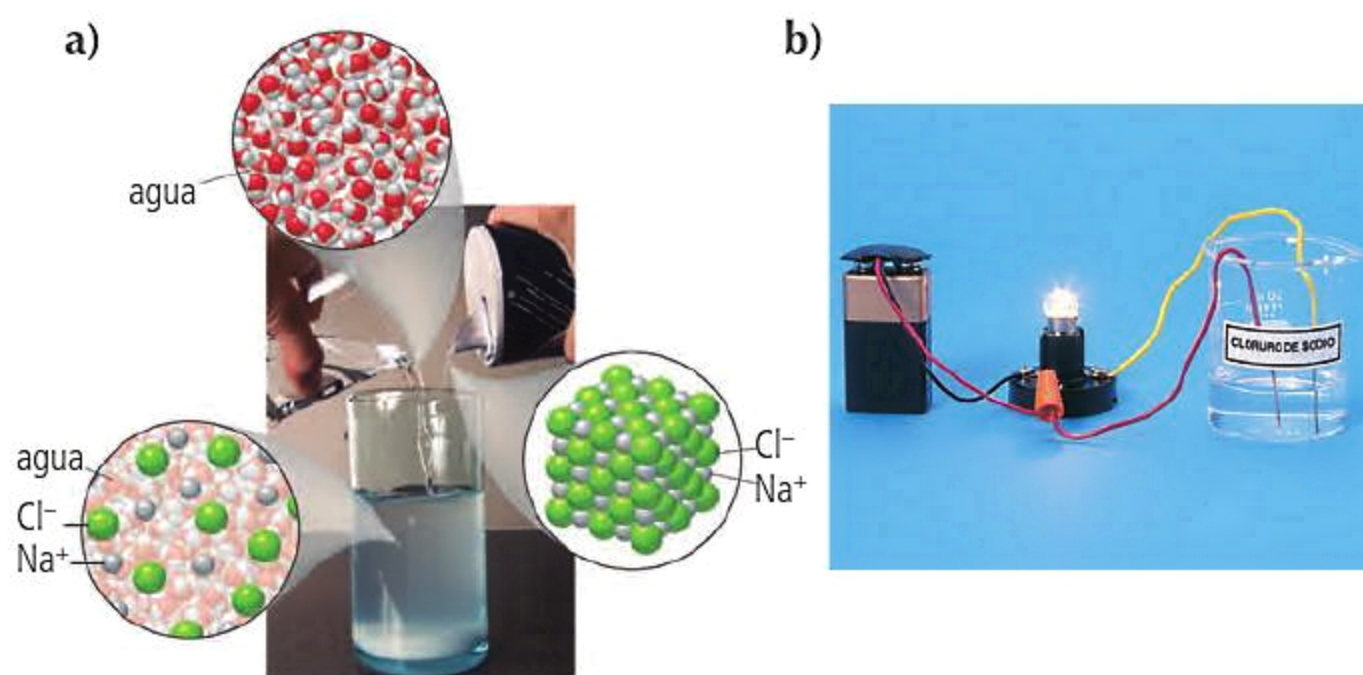


FIGURA 3.8. a) Disolución de la sal en agua. Los iones se separan. b) Al encontrarse los iones de sal separados dentro del agua, la mezcla formada es capaz de conducir la electricidad, cerrando el circuito aunque los cables no se toquen. Esto permite que la ampolleta se prenda.

Desafío



¿Cómo se sabe la fórmula de los compuestos iónicos binarios?

Junto a dos compañeros más, intenta descubrir cómo se puede saber cuál es la fórmula de un compuesto iónico de dos elementos (binario). Como pista: tiene que ver directamente con las cargas de los iones que se forman y que en toda fórmula química las especies positivas se escriben primero. El resultado de esta unión siempre es un compuesto neutro (sin carga).

OBSERVACIÓN: Se conoce con el nombre de **sales** a los compuestos formados por cationes metálicos y aniones no metálicos exceptuando el O^{2-} y OH^- . Por este motivo, todas las sales son compuestos iónicos. Existen muchos ejemplos de sales, donde sin duda el más famoso es la sal de mesa (cloruro de sodio, $NaCl$) que ocupamos en nuestras casas.

Actividad 7: Aplica lo aprendido



Objetivo: Predecir la formación de enlaces iónicos a partir de la electronegatividad de algunos elementos.

Utilizando la tabla periódica de la figura 2.22 (página 109 de este texto) que contiene los valores de electronegatividad de muchos elementos, propón al menos 15 compuestos iónicos binarios (de dos elementos) que se pueden formar a partir de ellos.

Enlace covalente

Cuando los elementos que se van a combinar no tienen entre sí una marcada diferencia de electronegatividad como para que suceda la transferencia de electrones, entonces los elementos tendrán que compartir los electrones (Observa la analogía presentada en la Figura 3.9).

La “compartición” de electrones es lo que define a un enlace covalente y para que exista, la diferencia de electronegatividad entre los elementos participantes ($\Delta E.N.$) **debe ser menor o igual a 1,7**.

Para que la “compartición” de electrones suceda, o sea, que se forme un enlace covalente, será necesario que las especies que se mezclen tengan electronegatividades similares entre sí. Estas características nos llevan a los no metales, de ahí que los enlaces covalentes sucedan cuando se combinan entre sí elementos no metálicos.

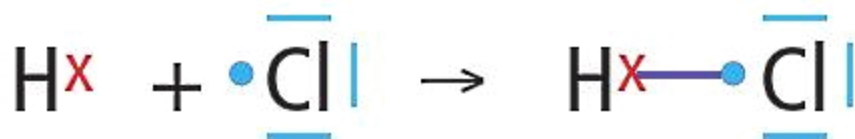
Un ejemplo:

El hidrógeno (H) es un no metal de electronegatividad 2,1 mientras que el cloro (Cl) es un no metal de electronegatividad 3,0. Al restar ambas electronegatividades para sacar la diferencia entre ellas ($\Delta E.N.$) se tiene que:

$$\Delta E.N. = E.N. Cl - E.N. H = 3,0 - 2,1 = 0,9$$

Como el valor obtenido para la diferencia de electronegatividad (0,9) es menor que 1,7, podemos asegurar que el enlace que se formará entre ambos no metales (H y Cl) será de carácter covalente.

Usando símbolos de Lewis:



La línea lila representa al enlace covalente. De esta forma, el hidrógeno queda rodeado de dos electrones y el cloro queda rodeado de ocho electrones.



FIGURA 3.9. La electronegatividad es para los átomos lo mismo que es para nosotros el popular juego de “tirar la cuerda”, donde ganar el juego sería quedarse con el electrón. Así, mientras un enlace iónico significaría que alguien gana el juego, el enlace covalente corresponde al caso donde ningún equipo consigue vencer al otro.

Importante:

El valor de 1,7 como límite para separar al enlace covalente del iónico es solo referencial y el HF es una excepción a él (enlace covalente). Aún así, se considera este valor como el límite para incluir dentro de la categoría de “iónico” al mayor número posible de compuestos formados entre elementos del grupo IA-IIA y VIA-VIIA.

Actividad 8: Aplica lo aprendido

Objetivo: Predecir la formación de enlaces covalentes a partir de la electronegatividad de algunos elementos.

Utilizando la tabla periódica de la figura 2.22 (página 109 de este texto) que contiene los valores de electronegatividad de muchos elementos, propón al menos 15 fórmulas químicas de compuestos covalentes que se pueden formar a partir de ellos.



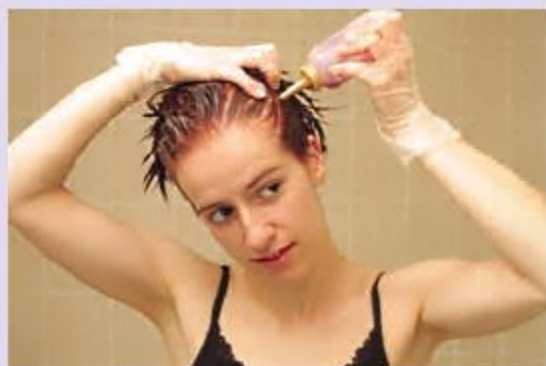
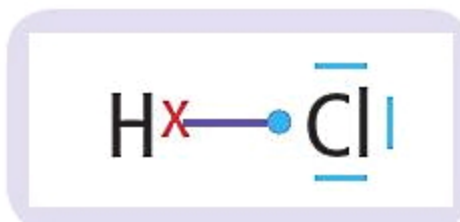


FIGURA 3.10. El amoníaco (NH_3) es un producto común dentro de nuestra vida cotidiana, aunque no lo sepas. Está presente, por ejemplo, en muchos productos de limpieza y en algunos productos para teñirse el cabello. Por esto último es común que al trabajar con amoníaco en el laboratorio los estudiantes comenten que hay "olor a peluquería".

Estructura de Lewis

Se conoce con el nombre de **estructura de Lewis** a la representación de los enlaces covalentes utilizando símbolos de Lewis. En dichos dibujos, los pares de electrones que se comparten se representan mediante líneas entre los elementos. Por lo tanto, para el ejemplo anterior, la estructura de Lewis del cloruro de hidrógeno (HCl) es:



Y la existencia de una única línea entre los elementos participantes nos dice que el hidrógeno y el cloro comparten solo un par de electrones, o sea, dos electrones.

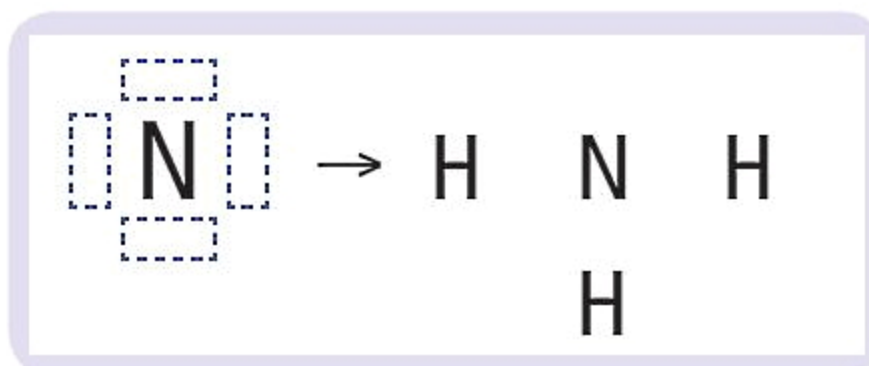
Para construir la estructura de Lewis de un compuesto covalente y con ello hacer seguimiento de los electrones de la molécula, se deben seguir una serie de pasos. Para hacer más explicativas estas instrucciones, iremos desarrollando paso a paso la estructura de Lewis del amoníaco (NH_3).

Pasos para estructura de Lewis:

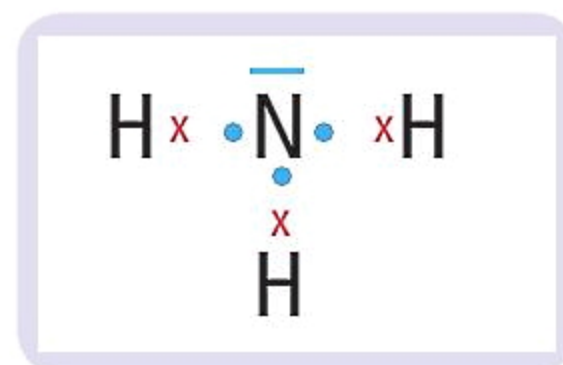
1. Organizar los átomos de los elementos que participan dentro de la molécula, escogiendo un átomo central si la especie tiene tres o más elementos.

Para el NH_3 :

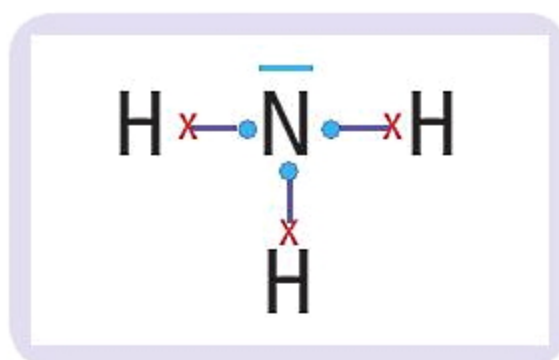
Como tenemos cuatro átomos en la molécula, escogemos un átomo central (que pondremos al medio del dibujo) y alrededor del cual se organizarán los otros átomos, en cuatro lugares posibles (arriba, abajo, a la derecha y a la izquierda). En este caso, el central sería el N y los H irían alrededor:



2. Escribir los símbolos de Lewis para cada uno de los átomos, intentando que los electrones desapareados de los átomos queden enfrentados entre sí:



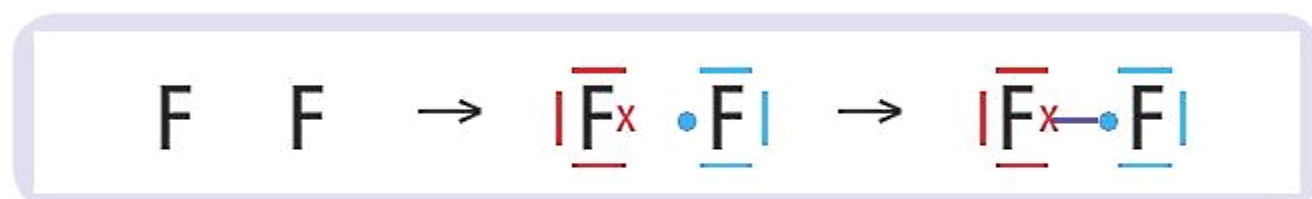
3. Trazar líneas que unan los electrones desapareados, intentando que los átomos cumplan la regla del octeto o del dueto, según corresponda.



Como se puede apreciar en el ejemplo, todos los hidrógenos presentes en la molécula de NH_3 cumplen con la regla del dueto, mientras que el nitrógeno está cumpliendo con la del octeto (cinco electrones eran de él y tiene además tres “prestados”, uno de cada hidrógeno).

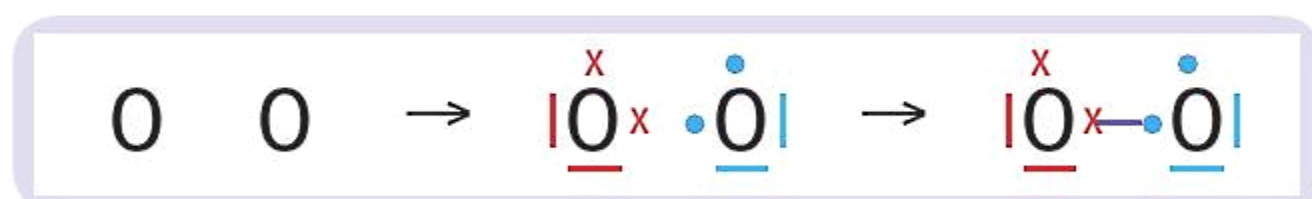
Revisemos ahora las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas hechas paso a paso:

a) **Flúor diatómico: F_2**

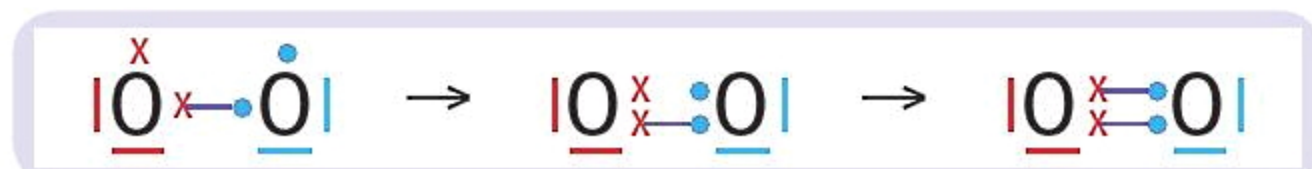


Si miramos con detención la estructura de Lewis, podemos notar que ambos átomos de flúor están cumpliendo con la regla del octeto, pues cada uno tiene siete electrones de valencia ($2s^2 2p^5$) y más el electrón que están compartiendo, se completan los ocho electrones alrededor. En este caso, los átomos de flúor comparten un solo par de electrones.

b) **Oxígeno molecular (respirable): O_2**



Como podemos notar en lo que va de la estructura de Lewis, ninguno de los oxígenos está cumpliendo con la regla del octeto, pues ambos están rodeados de siete electrones (los seis suyos más un electrón compartido). Entonces, trasladamos dichos electrones para que queden uno frente al otro y luego los enlazamos. De esta forma tendremos a los dos átomos de oxígeno cumpliendo la regla del octeto (seis electrones propios y dos “prestados”).



En este caso, los átomos de oxígeno comparten dos pares de electrones.



Desafío

¡Ponte a prueba!

Aplica lo aprendido y junto a un compañero (y la tabla periódica de la página 240), desarrolla la estructura de Lewis de las siguientes moléculas: HF , CH_4 , H_2O , PH_3 , PCl_3 , H_2O_2 .

Química en la web

En el siguiente link puedes profundizar sobre cómo hacer estructuras de Lewis correctamente, además de conocer métodos alternativos:

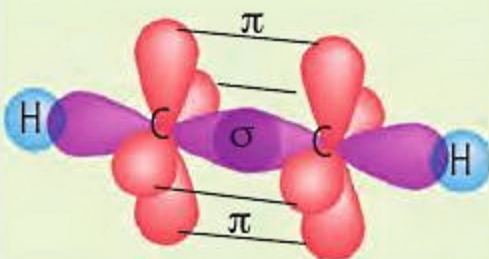
http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Lewis_15330.pdf

Para saber más

Enlaces covalentes simples, dobles y triples

Si comparamos estos tres tipos de enlaces, entonces es importante decir que:

- Los enlaces triples son más cortos y más energéticos (más inestables y más reactivos) que los enlaces dobles y simples.
- Los enlaces dobles son más cortos y más energéticos (menos estables y más reactivos) que los enlaces simples.
- Los enlaces simples son más largos y más estables (menos energéticos y menos reactivos) que los enlaces dobles y triples.



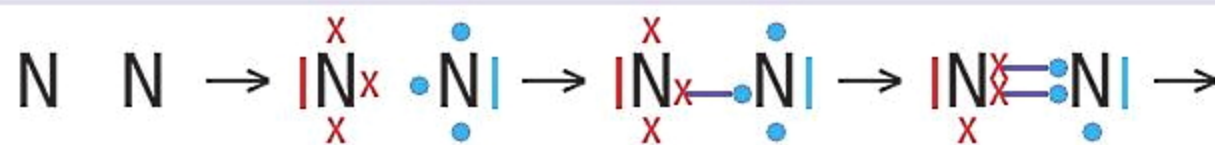
Ejemplo de enlace triple, formado por un enlace π y dos enlaces σ

Recordando...

Verbigracia:

Sinónimo de "por ejemplo".

c) Nitrógeno molecular: N_2



Al igual que sucedió con el O_2 , al enlazar los primeros electrones vemos que los nitrógenos quedan rodeados de seis electrones (cinco propios y uno "prestado"), pero le quedan dos electrones desapareados a cada uno. Por tanto, vamos trasladando dichos electrones para que queden al frente y poder enlazarlos.



De esta forma, obtenemos la estructura de Lewis que se muestra al final de las flechas, donde vemos que ambos nitrógenos están cumpliendo con la regla del octeto (cinco electrones propios y tres "prestados"). Debemos notar, además, que en este caso se están compartiendo seis electrones, vale decir, tres pares.

d) Dióxido de carbono: CO_2

En esta situación existen tres átomos, por lo que escogemos un átomo central, en este caso, el átomo que está en menor cantidad (carbono, C). Luego, procedemos como hasta ahora con las sustancias anteriores.



Como ninguno de los átomos está cumpliendo la regla del octeto, trasladamos los electrones aún desapareados con el fin de enlazarlos.



En la estructura de Lewis del dióxido de carbono (CO_2) podemos ver que cada oxígeno comparte dos pares de electrones con el carbono.

Tal como hemos visto hasta aquí, la cantidad de electrones que se comparten entre los átomos varía. Así, conocemos con el nombre de:

i) **Enlace simple** a la compartición de dos electrones, vale decir, un par, como en el caso del F_2 o del NH_3 .

Ejercitación

1 - Linus Pauling recibió el Premio Nobel de Química en 1954 por su trabajo sobre la naturaleza de las uniones químicas.

A través de los valores de las electronegatividades de los elementos químicos, calculados por Pauling, es posible prever si una unión o enlace químico tendrá carácter molecular o iónico.

Sobre la base de los conceptos de electronegatividad y uniones químicas, se pide:

a) identificar dos grupos de elementos de la tabla periódica que presentan, respectivamente, las mayores y las menores electronegatividades.

b) ¿qué tipo de unión presentará una sustancia binaria, formada por un elemento de cada uno de los grupos identificados?

2 - Los elementos X e Y, del mismo periodo de la tabla periódica, son representativos y sus átomos poseen 6 y 1 electrones en el último nivel respectivamente.

a) ¿A qué grupos de la tabla periódica pertenecen los elementos X e Y?

b) ¿Cuál será la fórmula y el tipo de unión formada en el compuesto constituido por los elementos X e Y? Justificar la respuesta.

3 - Representar la estructura de Lewis de los siguientes compuestos iónicos:

a) fluoruro de sodio

b) el compuesto formado por bromo y calcio

c) óxido de sodio

d) cloruro cúprico (CuCl_2)

4 - La fórmula del compuesto formado, cuando átomos del elemento genérico M, que forman cationes trivalentes, se unen con átomos del elemento Y, perteneciente al grupo 6A, es:

M_3Y_2

M_2Y_3

MY_3

M_3Y

M_2Y

5 - Los compuestos iónicos poseen las siguientes propiedades: (marcar las opciones correctas)

a) elevado punto de ebullición y bajo punto de fusión

b) generalmente son sólidos

c) son generalmente solubles en agua, presentan estructura cristalina y altos puntos de fusión y ebullición.

d) buena conductividad eléctrica; solubilidad en agua; son generalmente líquidos.

e) cuando son solubles, se disuelven en solventes polares.

f) presentan brillo metálico

g) en general son solubles en solventes no polares

6 - Sobre un compuesto constituido por un elemento del grupo 2 de la tabla periódica y otro del grupo 17, es incorrecto afirmar:

Cuando está fundido o en solución, es capaz de conducir la corriente eléctrica.

Es insoluble en agua.

Su fórmula puede ser representada por AB_2

Está formado por iones que se atraen.

7 - En relación a la formación de sustancias iónicas, marcar la/las opciones correctas.

Las sustancias iónicas son necesariamente sustancias compuestas.

Las sustancias iónicas pueden ser sustancias simples.

La fórmula NaCl indica una molécula de cloruro de sodio.

Las sustancias iónicas son formadas por una cantidad inmensa e indeterminada de cationes y aniones que se agrupan siguiendo una estructura geométrica definida y son representadas por una fórmula mínima, que es la menor proporción de cationes y aniones cuyas cargas se anulan.

8 - Señalar la o las alternativas correctas:

- Las sustancias covalentes se forman cuando se comparten electrones entre metales y no metales.
- La unión covalente se produce entre átomos de electronegatividad baja y similar.
- En una unión covalente doble se comparten dos pares de electrones aportados por uno de los átomos.
- En una unión covalente dativa, se comparte un par de electrones aportado por uno de los átomos.

9 - Indicar el número total de electrones que son compartidos en la formación de una molécula de las siguientes sustancias.

sustancia	Número total de electrones compartidos				
	2	4	6	8	10
H ₂					
O ₂					
N ₂					
H ₂ S					
CO ₂					
HCl					
CH ₄					
CH ₃ OH					
SO ₃					
NH ₃					
NO ₂ Cl					
CCl ₄					

10 - Los átomos de los elementos X e Y tienen, respectivamente, 2 y 6 electrones en su último nivel. Cuando X e Y reaccionan se forma un compuesto:

- covalente, de fórmula XY
- covalente, de fórmula XY₂
- covalente, de fórmula X₂Y₃
- iónico, de fórmula XY
- iónico, de fórmula X₂Y

11 - Según la siguiente tabla de electronegatividades:

Elemento	S	H	Br	N	O
Electronegatividad	2,58	2,20	2,96	3,04	3,44

a) Ordenar los siguientes enlaces según polaridad creciente.

Br-S; Br-H; Br-Br; Br-N; Br-O

Orden:

b) Ordenar las siguientes moléculas sencillas (que poseen sólo un enlace) según polaridad decreciente:

NO; HBr; N₂ Orden:

c) Para moléculas sencillas, ¿qué relación hay entre la polaridad del enlace y la polaridad de la molécula?

19 - En la columna de la izquierda (numerada de 1 a 5) están relacionadas algunas sustancias moleculares con sus respectivos estados de agregación. La columna de la derecha (numerada de 6 a 10) contiene las interacciones que ocurren entre átomos y moléculas.

<u>Sustancia</u>	<u>Interacción</u>
1) N ₂ (gas)	6) Puente de hidrógeno
2) H ₂ O (sólido)	7) London
3) CO ₂ (sólido)	8) Dipolo-dipolo
4) HF (líquido)	9) Covalente polar
5) CH ₃ OCH ₃ (líquido)	10) Covalente apolar

¿Cuál es la única opción cuyas asociaciones son correctas?

- 2 - 7; 3 - 8; 4 - 9; 5 - 7
- 1 - 10; 2 - 10; 3 - 8; 4 - 7
- 1 - 9; 2 - 8; 4 - 6; 5 - 10
- 1 - 10; 2 - 6; 3 - 7; 4 - 6
- 2 - 6; 3 - 9; 4 - 7; 5 - 7

20 - Justificar los hechos siguientes:

- a) La sal tiene mayor punto de fusión que el agua.
- b) El agua tiene mayor punto de ebullición que el CH₂Cl₂
- c) La sal es más soluble en agua que el oxígeno gaseoso.
- d) Una mancha de aceite se disuelve mejor en un solvente no polar que en agua.
- e) A temperatura ambiente el N₂ es un gas.
- f) El etanol (CH₃CH₂OH) se disuelve en agua

21 - Las sustancias X, Y y Z, que son sólidas a temperatura ambiente, presentan las siguientes propiedades físicas:

X: Soluble en agua. No conduce la corriente eléctrica en estado sólido, pero si en estado líquido y en solución acuosa.

Y: Insoluble en agua. Conduce la corriente eléctrica en estado sólido y líquido.

Z: Insoluble en agua. No conduce la corriente eléctrica en estado sólido ni tampoco en estado líquido.

En base a esos datos, se puede decir que:

- a) X es una sustancia iónica; Y y Z son sustancias covalentes.
- b) X es una sustancia iónica, Y es un metal y Z es una sustancia covalente.
- c) X es una sustancia covalente; Y y Z son sustancias iónicas.
- d) X e Y son sustancias covalentes y Z es iónica.
- e) X, Y y Z son sustancias iónicas.

22 - En la unión metálica, los átomos de los metales están unidos debido a (marcar la opción correcta):

- a) débil fuerza de atracción entre los elementos.
- b) formación de pares de electrones.
- c) atracción eléctrica entre cationes y aniones.
- d) atracción eléctrica entre cationes y electrones.

23 - Defina las siguientes propiedades de los metales y explique cómo pueden ser justificadas utilizando el modelo de unión metálica.

- a) maleabilidad
- b) ductilidad
- c) brillo metálico
- d) estado sólido a temperatura ambiente.

24 - La conductividad eléctrica de los metales puede ser explicada admitiendo la (marcar la opción correcta):

- a) ruptura de uniones iónicas
- b) ruptura de uniones covalentes
- c) existencia de protones libres
- d) existencia de electrones libres
- e) existencia de neutrones libres

Trabajos Prácticos

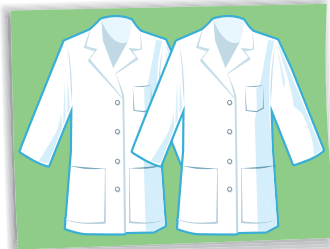
y

Laboratorios



Normas a seguir al trabajar en el laboratorio de química

Cómo debes ir al laboratorio



Usa la bata de laboratorio.



Si tienes el cabello largo debes recogerlo antes de empezar a trabajar.

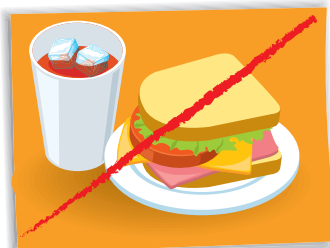


El calzado debe ser cerrado. No se permiten sandalias.

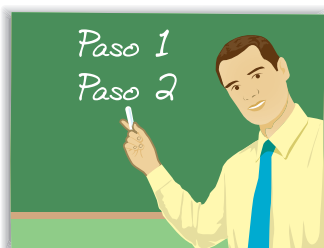


Utiliza guantes y lentes de seguridad cuando sean necesarios.

Seguir las instrucciones del profesor



Está prohibido comer o beber en el laboratorio.



Sigue las instrucciones del o de la docente.



Realiza solo los experimentos indicados por el o la docente. No hagas pruebas por tu cuenta.

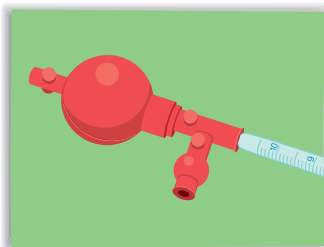


En caso de duda sobre el uso de algún instrumento, consultar al o a la docente.

Manejo del material de laboratorio



Manipula, con mucho cuidado, los instrumentos del laboratorio para evitar accidentes.



No succiones los líquidos con la boca. Usa la propipeta.



Nunca trabajes con material de vidrio roto.

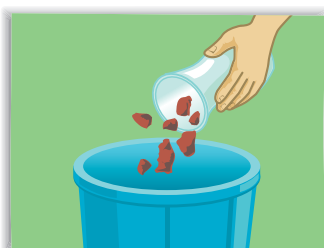


En caso de derrame de alguna sustancia o accidente, notifícalo inmediatamente al docente.

Limpieza y orden del espacio de trabajo



Nunca toques directamente con las manos, aspiras vapores o pruebes las sustancias químicas.



No botes restos sólidos en el fregadero, ya que pueden obstruir el desagüe. Házlo en el pipote de la basura.



Al terminar la práctica lávate bien las manos.



Mantén tu espacio de trabajo limpio y en orden. Deja todo el material e instrumentos utilizados, limpios y ordenados.

Signos convencionales de seguridad en las etiquetas de las sustancias químicas

Advertencias que deben llevar las etiquetas de los frascos de las sustancias químicas según el SGA (Sistema Globalmente Armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos de la ONU). Las advertencias en desuso son las cuadradas de fondo amarillo que se presentan en pequeño.

Corrosivo



Estos productos químicos causan destrucción de tejidos vivos o materiales inertes.

Precaución: no inhalar y evitar el contacto con la piel, ojos y ropas.



Peligroso para la salud

Sustancias cancerígenas y mutagénicas. Productos tóxicos para las funciones sexuales y la fertilidad, malformación o muerte fetal; pueden modificar el funcionamiento de los órganos como el hígado, el sistema nervioso o los pulmones. Puede ser nocivo o mortal si es ingerido o penetra por las vías respiratorias.

Precaución: evitar el contacto con el cuerpo, ingerir o respirar los vapores.



Tóxico



Sustancias y preparaciones que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, pueden implicar riesgos graves, agudos o crónicos a la salud.

Precaución: todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.



Gas

Gases comprimidos. Pueden explotar con el calor. Los gases licuados refrigerados pueden producir quemaduras o heridas relacionadas con el frío (heridas criogénicas)

Precaución: seguir estrictamente las instrucciones para el manejo de gases comprimidos.



Explosivo

Sustancias y preparaciones que pueden explotar bajo efecto de una llama o que son más sensibles a los choques o fricciones.

Precaución: evitar golpes, sacudidas, fricción, flamas o fuentes de calor.



Peligroso para el medio ambiente



Sustancias y preparados cuya utilización provoca o puede provocar daños al ecosistema a corto o largo plazo.

Precaución: debido a su riesgo potencial, no debe ser liberado en las cañerías, en el suelo o el medio ambiente.



Inflamable



Sustancias fácilmente inflamables, bien de forma espontánea, o en contacto con el aire o el agua.

Precaución: evitar contacto con materiales ignitivos (aire, agua).



Irritante



Sustancias que producen efectos adversos en dosis altas. Pueden producir irritación de mucosas como ojos, nariz y garganta y en la piel. Pueden provocar alergias cutáneas, somnolencia y vértigo.

Precaución: debe evitarse el contacto directo con el cuerpo y la inhalación.



Comburente



Sustancias que tienen la capacidad de incendiar otras sustancias, facilitando la combustión e impidiendo el combate del fuego.

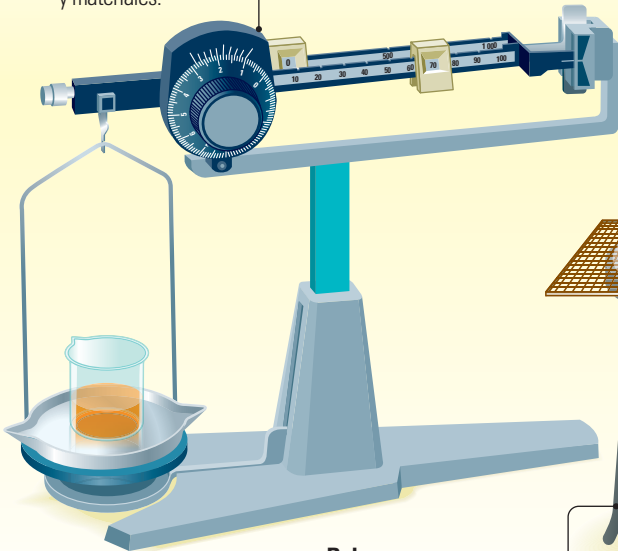
Precaución: evitar su contacto con materiales combustibles.



El laboratorio de química: instrumental de experimentación

Balanza

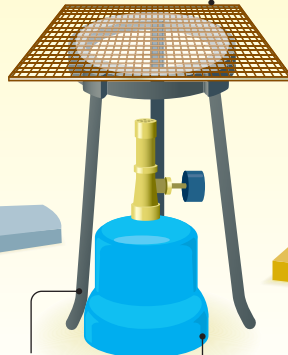
Equipo que se usa para medir masa de cuerpos y materiales.



Balanza mecánica

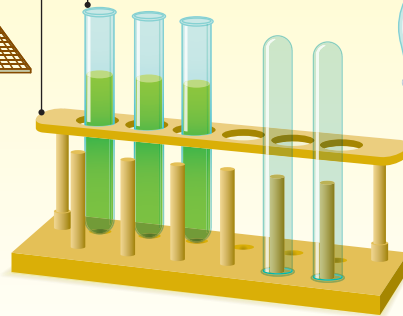
Rejilla metálica con centro de amianto

Soporte de metal metálica concentrado de amianto utilizado para apoyar recipientes al calentarlos sobre el mechero.



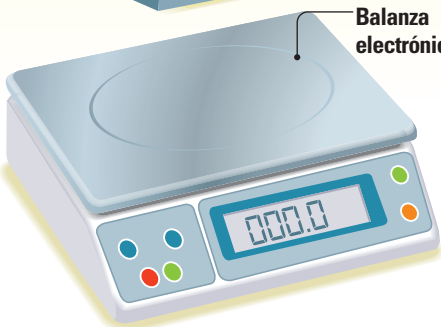
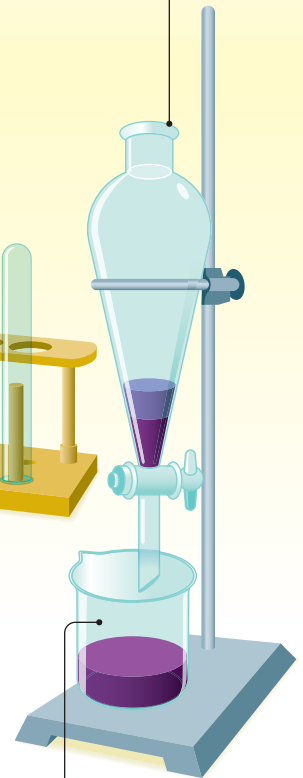
Gradilla (de madera o metal)

Soporte destinado a apoyar tubos de ensayo. Tubo cilíndrico de vidrio utilizado principalmente para realizar reacciones químicas en pequeña escala.



Ampolla de decantación

Instrumento de vidrio utilizado para separar soluciones de densidades diferentes.



Balanza electrónica

Trípode

Base de metal que se usa para apoyar recipientes que van a ser colocados sobre el mechero.

Mechero de Bunsen

Instrumento utilizado para generar fuego y calentar objetos y sustancias. Funciona con gas.

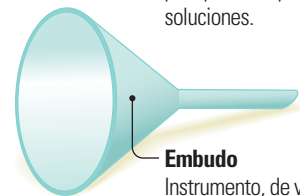


Cepillo de lavado

Herramienta que permite la limpieza del material de laboratorio como tubos de ensayo, matraces o balones.

Vaso de precipitado

Envase de vidrio que sirve para hacer reacciones de precipitación, y calentar soluciones.

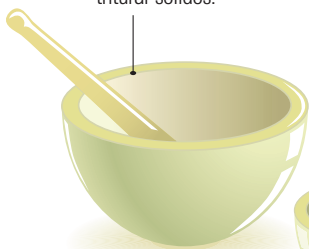


Embudo

Instrumento, de vidrio o plástico, utilizado para filtrar soluciones.

Mortero

Base de porcelana utilizada para triturar sólidos.



Crisol de porcelana con tapa

Recipiente de porcelana utilizado principalmente para calentar, fundir, quemar y calcinar sustancias.



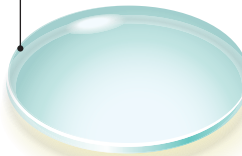
Cápsula de porcelana

Envase utilizado para retener o calentar, temporalmente, muestras líquidas o sólidas.



Vidrio de reloj

Envase de vidrio que se usa para retener o evaporar muestras líquidas o sólidas; o como cubierta de vasos de precipitado.



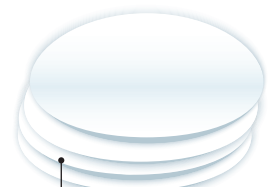
Gotero

Tubo hueco terminado en su parte inferior en forma cónica y cerrado por la parte superior por una perilla o dedal de goma. Se utiliza para trasvasar pequeñas cantidades de líquido vertiéndolo gota a gota.



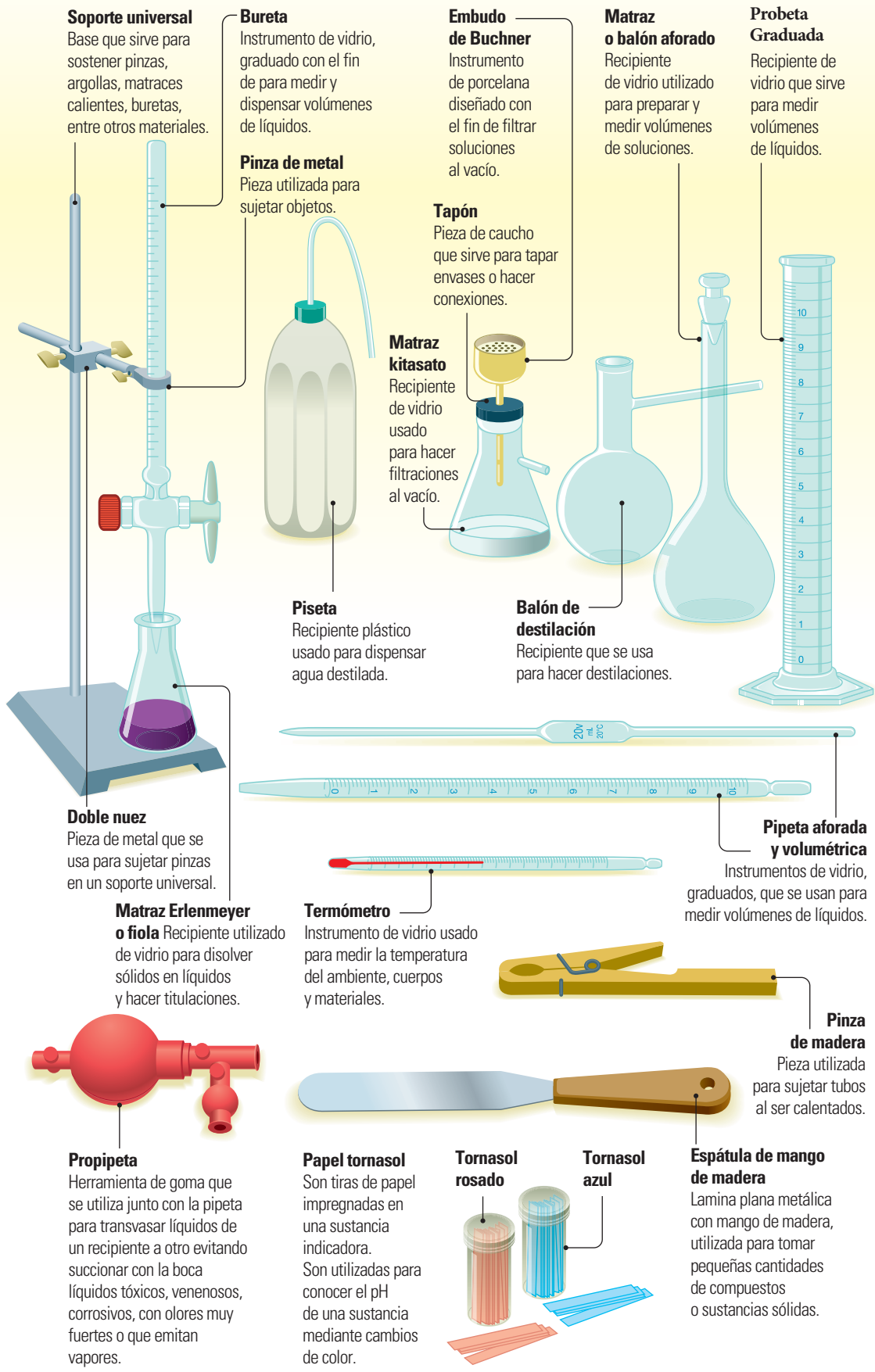
Varilla de vidrio (Agitador de vidrio)

Varilla que sirve para agitar y trasvasar soluciones.



Papel de filtro

Material que se introduce en un embudo de filtración, con el fin de retener las impurezas insolubles y permitir el paso a la solución a través de sus poros.



Soporte universal
Base que sirve para sostener pinzas, argollas, matraces calientes, buretas, entre otros materiales.

Bureta
Instrumento de vidrio, graduado con el fin de para medir y dispensar volúmenes de líquidos.

Pinza de metal
Pieza utilizada para sujetar objetos.

Embudo de Buchner
Instrumento de porcelana diseñado con el fin de filtrar soluciones al vacío.

Matraz o balón aforado
Recipiente de vidrio utilizado para preparar y medir volúmenes de soluciones.

Probeta Graduada
Recipiente de vidrio que sirve para medir volúmenes de líquidos.

Tapón
Pieza de caucho que sirve para tapar envases o hacer conexiones.

Matraz kitasato
Recipiente de vidrio usado para hacer filtraciones al vacío.

Piseta
Recipiente plástico usado para dispensar agua destilada.

Balón de destilación
Recipiente que se usa para hacer destilaciones.

Doble nuez
Pieza de metal que se usa para sujetar pinzas en un soporte universal.

Matraz Erlenmeyer o fiola
Recipiente utilizado de vidrio para disolver sólidos en líquidos y hacer titulaciones.

Termómetro
Instrumento de vidrio usado para medir la temperatura del ambiente, cuerpos y materiales.

Pipeta aforada y volumétrica
Instrumentos de vidrio, graduados, que se usan para medir volúmenes de líquidos.

Pinza de madera
Pieza utilizada para sujetar tubos al ser calentados.

Propipeta
Herramienta de goma que se utiliza junto con la pipeta para transvasar líquidos de un recipiente a otro evitando succionar con la boca líquidos tóxicos, venenosos, corrosivos, con olores muy fuertes o que emitan vapores.

Papel tornasol
Son tiras de papel impregnadas en una sustancia indicadora. Son utilizadas para conocer el pH de una sustancia mediante cambios de color.

Tornasol rosado
Tornasol azul

Espátula de mango de madera
Lamina plana metálica con mango de madera, utilizada para tomar pequeñas cantidades de compuestos o sustancias sólidas.

Recomendaciones para asistir al laboratorio de química



Asistir puntualmente



Leer cuidadosamente el contenido correspondiente a la práctica en el hogar



Realizar las actividades del prelaboratorio



Usar la bata de laboratorio



Seguir paso a paso las instrucciones del docente



Trabajar en equipo



Mantener los materiales ordenados y los mesones secos y limpios

Contenido de un informe experimental

Un informe experimental debe incluir lo siguiente:

1

Portada

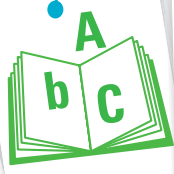
La primera página del informe debe llevar la siguiente información: nombre de la institución educativa, asignatura, nombre del docente, nombre y apellido del alumno, sección y el número de lista. En la parte central de la página se debe colocar el título del informe, que debe reflejar el tema estudiado.



2

Marco teórico

Consiste en una revisión bibliográfica de los aspectos conceptuales más resalantes relacionados con la práctica y que sirven de base a la investigación a realizar. Tiene como propósito entender el orden y esquema del trabajo. Se puede incluir además los antecedentes más resalantes relacionados con la investigación.



3

Objetivo

Se trata del hecho que se quiere comprobar o se supone que va a ocurrir, es decir, la hipótesis sobre la cual se quiere trabajar para llegar a algún tipo de conclusión (a veces, la conclusión puede ser que no se comprueba la hipótesis).



4

Procedimiento experimental

Describe los pasos detallados del experimento realizado en el laboratorio, especificando los materiales, cantidades y concentraciones de las sustancias usadas. Los materiales se pueden presentar en columnas. El procedimiento debe ser redactado en tercera persona y en tiempo pasado. Además se puede incluir un diagrama de flujo del procedimiento realizado.



5

Resultados

Existen varias formas de presentar los resultados obtenidos.

- A** Descripción de los datos obtenidos en cada experiencia.
- B** Cuadros o tablas con los datos numéricos o cualitativos, obtenidos en cada experimento.
- C** Figuras o gráficos de los datos numéricos.

6

Discusión de los resultados

Es la exposición minuciosa del análisis de los resultados obtenidos en sus aspectos más sobresalientes, esperados o no, y/o comparados entre sí.



7

Conclusiones

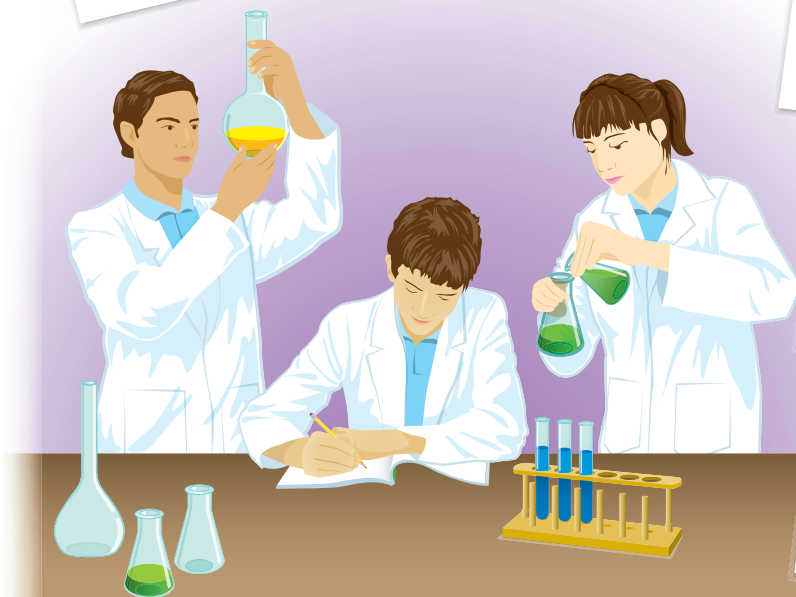
En esta sección se escriben los puntos más importantes que se pueden extraer de la discusión de los resultados. Debe tener una relación directa con los objetivos establecidos, es decir comprobar o no, si se cumplió con el propósito inicial.



8

Referencias bibliográficas

Lista de libros, revistas, páginas web y trabajos previos que se consultaron durante la realización del informe.



Estructura de un informe de laboratorio:

Portada: debe incluir:

- Colegio. (con logo).
- Título o tema.
- Curso
- Nombre del profesor.
- Nombre de los alumnos.
- Año.

Cuerpo del informe:

- Introducción (en una sola hoja).
- Objetivos.
- Materiales utilizados.
- Procedimientos
- Resultados.
- Trabajo realizado por cada integrante del grupo.
- Conclusiones
- Bibliografía.

Estructura de un informe de trabajo práctico:

Portada: debe incluir:

- Colegio. (con logo).
- Título o tema.
- Curso
- Nombre del profesor.
- Nombre de alumnos.
- Año.

Cuerpo del informe:

- Introducción (en una sola hoja).
- Desarrollo de actividades propuestas.
- Trabajo realizado por cada integrante del grupo.
- Conclusiones
- Bibliografía.

Para Reflexionar:

“Un accidente es el resultado del encuentro de dos factores; una situación peligrosa y una imprudencia y está comprobado que, en la mayoría de los casos, es el factor humano el responsable de los accidentes”.

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

- Para evitar que ocurran accidentes en el laboratorio, ¿Qué debemos hacer?

- _____
- _____
- _____
- _____
- _____

Manipulación de sustancias químicas:

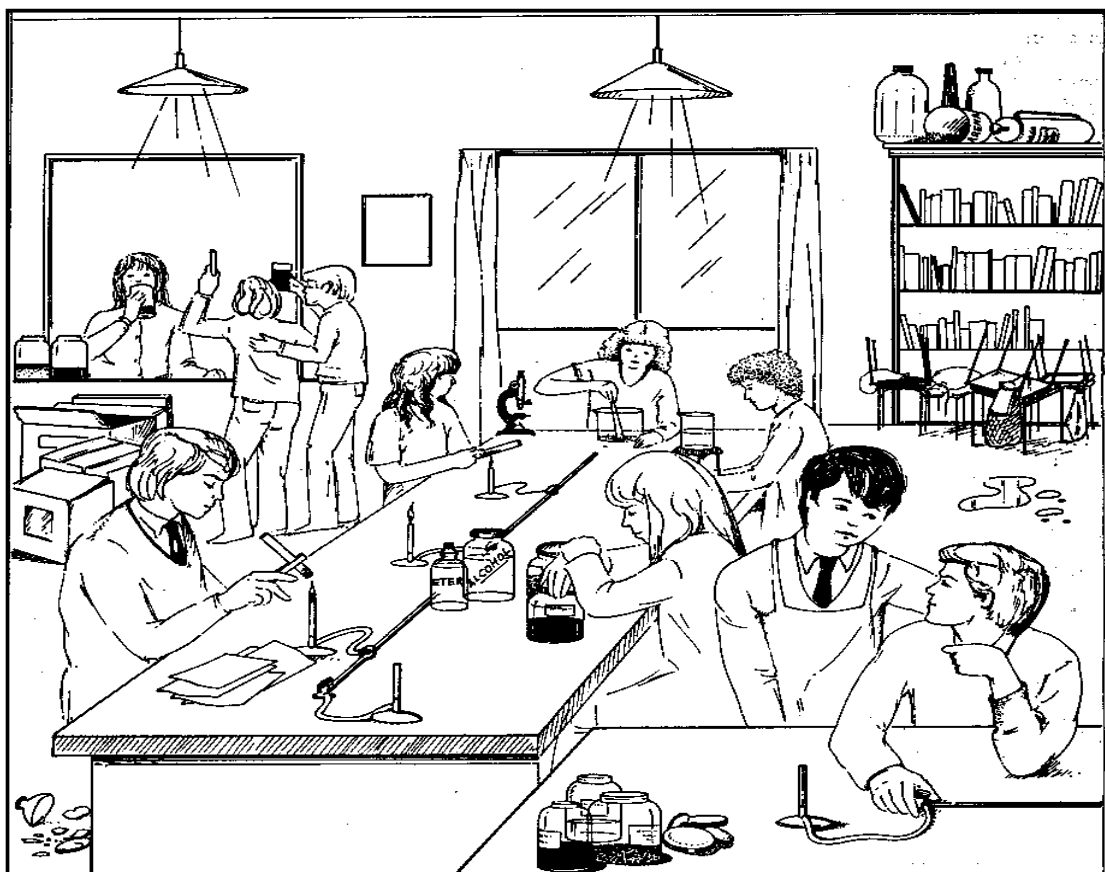
- ✓ Mientras no se utilicen, es necesario que las sustancias químicas estén guardadas en lugar destinado para tal fin.
- ✓ Cuando se destapa un reactivo, la boca del frasco tiene que apuntar hacia el lado contrario de la cara del operador.
- ✓ Nunca se deben oler ni aspirar los vapores de los reactivos químicos directamente de la boca del recipiente.
- ✓ Siempre se deben mantener los reactivos inflamables lejos del mechero encendido.
- ✓ De todas las sustancias químicas, las bases y los ácidos en solución concentrada son las más peligrosas. Es importante que para diluirlos con agua hay que agregar siempre el ácido o la base sobre el agua (nunca al revés), en pequeñas cantidades (recuerda la frase: “a los ácidos no les gusta que los mojen”).

RECUERDA ESTOS CONSEJOS:

- *No te entretengas jugando con las llaves de gas ubicadas sobre las mesadas.*
- *Al terminar la tarea controla que la llave de gas quede cerrada.*
- *No pruebes ni huelas las sustancias químicas contenidas en los frascos.*
- *No utilices sustancias químicas de frascos no rotulados.*
- *No cambies los tapones de los frascos.*
- *Si al utilizar una sustancia, queda un sobrante, no vuelvas a ponerlo en el frasco de donde lo sacaste.*
- *Al calentar el contenido de un tubo de ensayo no mires nunca hacia su interior, ni coloques su abertura en dirección hacia otra persona.*
- *Calienta el contenido de un tubo moviéndolo desde la parte superior hacia la inferior.*
- *Limpia el material que hayas utilizado.*
- *Informa a la profesora sobre el material de vidrio que se haya roto.*
- *Ordena y limpia la mesada de trabajo antes de retirarte del laboratorio.*

☺ **ACTIVIDADES**

1. Encierra con un círculo las situaciones de riesgos que muestra la figura del siguiente laboratorio:



2. Resuelve la siguiente situación problemática:

Ayer, en el laboratorio, Pepe estaba intentando hallar el punto de ebullición del alcohol etílico, que es altamente inflamable, y para ello había encendido el mechero de Bunsen, sobre la que colocó un soporte que le permitiese calentar el alcohol en un vaso de precipitados.

Como no recordaba bien lo que había que hacer, sacó sus apuntes y los puso sobre la mesa, apartando para ello la campera y la mochila que había dejado encima al entrar en clase.

Buscando entre los apuntes aparecieron los apuntes de Técnicas de Laboratorio y, por fin, la práctica buscada. Siguiendo sus instrucciones, fue a buscar la botella de alcohol y, tras llenar el vaso, la dejó sobre la mesa.

En el vaso, el alcohol empezó a calentarse y estaba a punto de hervir. Todo parecía ir sobre ruedas cuando, de pronto, se dio cuenta de que le faltaba el termómetro. Salió disparado por él y, después de unos minutos, lo localizó en uno de los estantes.

Regresó rápido a su mesa y cuando estaba a punto de llegar a ella tropezó, con tan mala suerte que tumbó la botella de alcohol, la cual comenzó a derramarse. Ante lo cual salió huyendo despavorido, golpeando el vaso de precipitado que se estrelló contra el suelo y se hizo añicos.

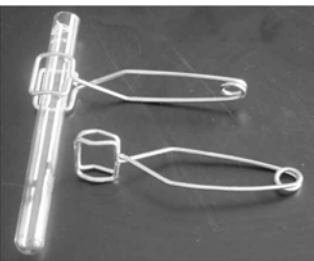
a) Si hubieras sido compañero/a de mesa de Pepe, ¿cómo habrías actuado?

b) Describe todas las normas de seguridad e higiene que fueron incumplidas por Pepe.

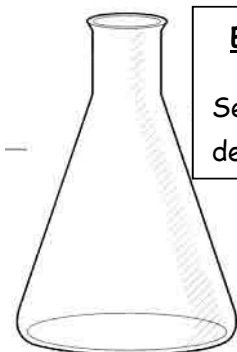
¿CÓMO RECONOCER Y UTILIZAR EL MATERIAL DE LABORATORIO?

¿Cuál es la diferencia entre un tubo de ensayo y una probeta? ¿Y entre un matraz y un erlenmeyer? Cuando realizamos una experiencia de laboratorio, es importante que conozcamos el instrumental que vamos a utilizar y los cuidados que debemos tener al manipularlo. Y, antes que nada, que sepamos para qué sirve.

Pinza metálica: se emplea para sujetar los tubos de ensayo, en especial cuando se los somete a la acción del calor.

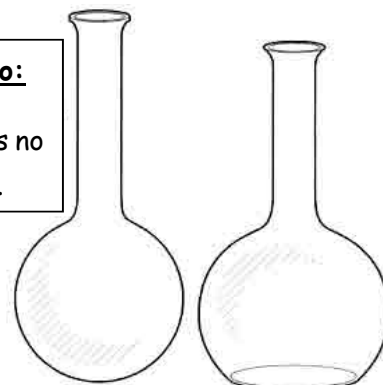


Cápsula de porcelana: se utiliza para calentar o fundir sustancias sólidas o para evaporar líquidos.

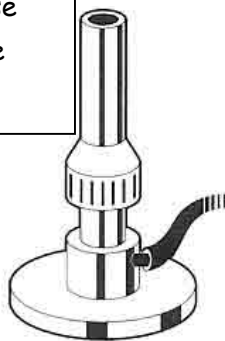


Erlenmeyer - Matraz esférico y fondo plano:

Se emplean para calentar líquidos, cuyos vapores no deben estar en contacto con la fuente de calor.



Mechero de Bunsen: se emplea como fuente de calor.



Mortero y pilón: se utiliza para machacar o triturar sustancias.



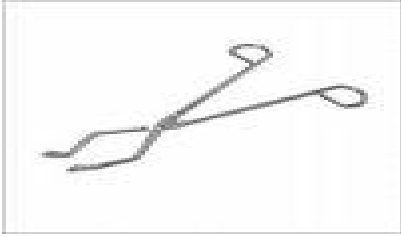
Cuchara de combustión: se emplea para cuando se necesita que una sustancia arda.



Cuchara-espátula: se utiliza para extraer una porción de una sustancia de un frasco y depositarla en otro recipiente.

Termómetro: se utiliza para medir temperaturas.





Pinzas tijera: se emplea para retirar recipientes que han sido sometidos al calor y para sostener sólidos que deben ser calentados.



Caja de Petri: se usa para el cultivo de hongos y bacterias y también como germinador y cristizador.



Refrigerante: se usa para condensar vapores y forma parte del aparato de destilación.

☺ **ACTIVIDADES**

➤ Marca con una cruz el recipiente o instrumento de laboratorio que utilizarías para realizar los siguientes procedimientos:

a).- Calentar 1 ml de agua

- Vaso de precipitado
- Tubo de ensayo
- Balón

b).- Evaporar un líquido y obtener cristales

- Balón
- Cristizador
- Erlenmeyer

c).- Medir 5 ml de alcohol y trasvasarlos a un Erlenmeyer.

- Probeta de 100 ml.
- Pipeta de 10 ml.
- Matraz de 1000 ml.

d).- Disolver un sólido en 100 ml de un líquido.

- Una probeta de 50 ml.
- Un Erlenmeyer de 100 ml.
- Un vaso de precipitados de 250 ml.

e).- Para separar dos líquidos no miscibles.

--

- Un embudo.
- Un vidrio de reloj.
- Una ampolla de decantación.

➤ Observa la siguiente imagen y coloca el nombre y la función que cumple cada uno de los materiales de laboratorio que aparecen en la misma:

