

Bloque 9. Tema 7.

Estructura de la materia

ÍNDICE

INTRODUCCIÓN.

1) EL ÁTOMO.

1.1. Modelos atómicos.

1.1.1. Modelo atómico de Dalton.

1.1.2. Modelo atómico de Thomson.

1.1.3. Modelo atómico de Rutherford.

1.1.4. Modelo atómico actual.

1.2. Número atómico y número másico.

1.2.1. Isótopos.

1.2.2. Radiactividad.

1.2.3. Isótopos radioactivos.

1.3. Configuración electrónica.

2) TABLA PERIÓDICA.

2.1. Símbolo de los elementos.

2.2. Grupos.

2.3. Periodos.

2.4. Metales y no metales.

3) ENLACE QUÍMICO. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS.

3.1. Enlace iónico.

3.2. Enlace covalente.

3.3. Enlace metálico.

4) ELEMENTOS Y COMPUESTOS IMPORTANTES.

4.1. Átomos y moléculas.

4.2. Masa atómica y masa molecular.

4.3. Materia inorgánica.

4.4. Materia orgánica.

INTRODUCCIÓN

¿De qué está hecha la materia? Esa es la pregunta que vamos a intentar responder en este tema.

Hace ya más de 2000 años que se sugirió que la materia estaba formada por **átomos** y hace menos de dos siglos que se descubrieron las tres partículas elementales que constituyen los átomos, también llamadas partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones.

Para explicar estos nuevos descubrimientos y para poder entenderlos, los científicos utilizan modelos. Un modelo intenta describir la realidad utilizando para ello una comparación de otro fenómeno conocido que recuerda al fenómeno que se pretende describir. Para describir la arquitectura de los átomos se utilizan los modelos atómicos.

En la materia las piezas son los átomos, que se combinan entre sí de acuerdo a unas reglas fijas, para dar las distintas y múltiples sustancias que conocemos hoy en día. Todos los cuerpos están formados por átomos. Se conocen muchas variedades estables de átomos diferentes, así utilizando solo estos componentes, la diversidad de sustancias que se consiguen es inconmensurable. Podemos citar desde la sal que usamos para hacer más gustosa nuestra comida, hasta la pantalla de un ordenador, están formada por combinaciones de átomos.

Los químicos heredaron de los alquimistas una desconcertante colección de nombres, símbolos y términos técnicos. La literatura química actual resulta ser incomprendible para el iniciado, la **tabla periódica**, por ejemplo, carece de sentido para aquel que no conoce las claves que permiten su interpretación.

La condición necesaria para que los átomos se unan y se mantenga el conjunto resultante es que el grupo de átomos sea más estable que los átomos por separado. Es lo que se conoce como **enlace químico**, unión de átomos.

Cuando se conocen las claves de la tabla periódica y del enlace químico, se puede extraer gran cantidad de información acerca del comportamiento de **elementos y compuestos**. Todo esto es lo que se pretende conocer en este bloque.

1) EL ÁTOMO

Si partes un papel en trocitos muy pequeños y coges un bolígrafo de plástico y lo acercas a los trocitos de papel, no pasa nada, pero si frotas el bolígrafo con un paño de lana y lo acercas a los trocitos de papel, observarás que los atrae. ¿A qué se debe este fenómeno?

Con el frotamiento, se han manifestado propiedades eléctricas. La materia, en general, no suele manifestar propiedades eléctricas porque normalmente se encuentra en estado neutro; es decir, contiene el mismo número de cargas positivas y negativas. Pero, en realidad, la electricidad está presente en cualquier clase de materia porque es una propiedad de los átomos que la constituyen.

Estos hechos fueron conocidos por varios científicos en la antigüedad, mucho antes de que se conociera la composición del átomo.

Toda la materia está formada por unas partículas muy pequeñas llamadas **átomos**, y estos a su vez están compuestos por otras aún más pequeñas, denominadas **partículas subatómicas**:

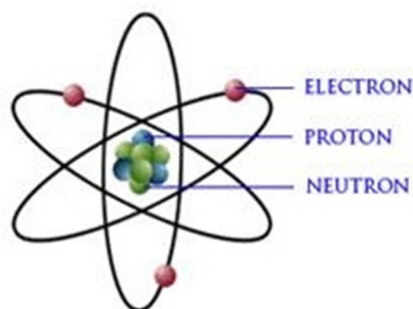


Imagen 1: Partículas subatómicas. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Protón. Tiene carga eléctrica positiva, se encuentra localizado en el núcleo.

Neutrón. No tiene carga eléctrica. Se sitúa en el núcleo junto con los protones.

Electrón. Posee carga eléctrica negativa y se encuentra en la corteza.

La electricidad forma parte esencial de toda la materia, puesto que está en todos los átomos.

Pero para llegar al conocimiento actual que se tiene del átomo, han sido necesarios muchos avances científicos, que podemos resumir en los siguientes cuatro **modelos atómicos**, que veremos a continuación.

1.1) MODELOS ATÓMICOS

A lo largo de la historia, los científicos han intentado explicar cómo está constituida la materia. Fueron surgiendo así los diferentes **modelos atómicos**.

En la antigua Grecia, **Demócrito** consideraba que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas **átomos**. Entre los átomos habría vacío.

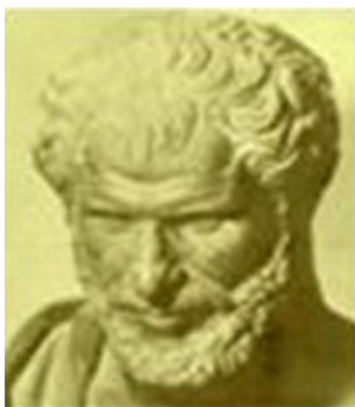
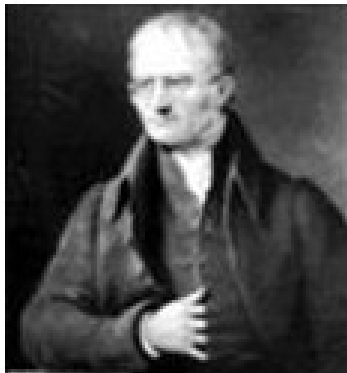


Imagen 2: Demócrito. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Vamos a ir viendo los diferentes modelos atómicos que han ido surgiendo durante los dos últimos siglos.

1.1.1) MODELO ATÓMICO DE DALTON

En 1808 **John Dalton** recupera la teoría atómica de Demócrito y considera que los átomos (partículas indivisibles) eran los constituyentes últimos de la materia que se combinaban para formar los compuestos.



John Dalton (1766-1844)

Imagen 3: Dalton. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Se puede considerar como el primer Modelo atómico, según el cual, la materia está formada por unas partículas indivisibles llamadas átomos. Debemos tener en cuenta que en esa época aún no se conocían ni los electrones, ni los protones, ni mucho menos los neutrones

1.1.2) MODELO ATÓMICO DE THOMSON

En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el **electrón**.

Los rayos catódicos, estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando es sometido a descargas eléctricas. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

J.J Thomson propone entonces su modelo de átomo:

Los **electrones** (pequeñas partículas con *carga negativa*) se encontraban **incrustados en una nube de carga positiva**. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.



J. J. Thomson (1856-1940)

Imagen 4: Thomson. Fuente: materiales virtuales ESPA
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

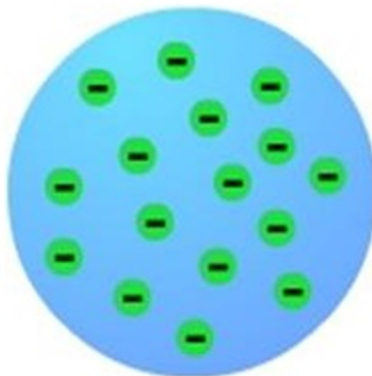


Imagen 5: Modelo de Thomson. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.

1.1.3) MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Ernest Rutherford, realizó una serie de experimentos de bombardeo de láminas delgadas de metales:



Imagen 6: Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Las partículas α (partículas con carga positiva) se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina, las partículas α chocan contra una pantalla. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

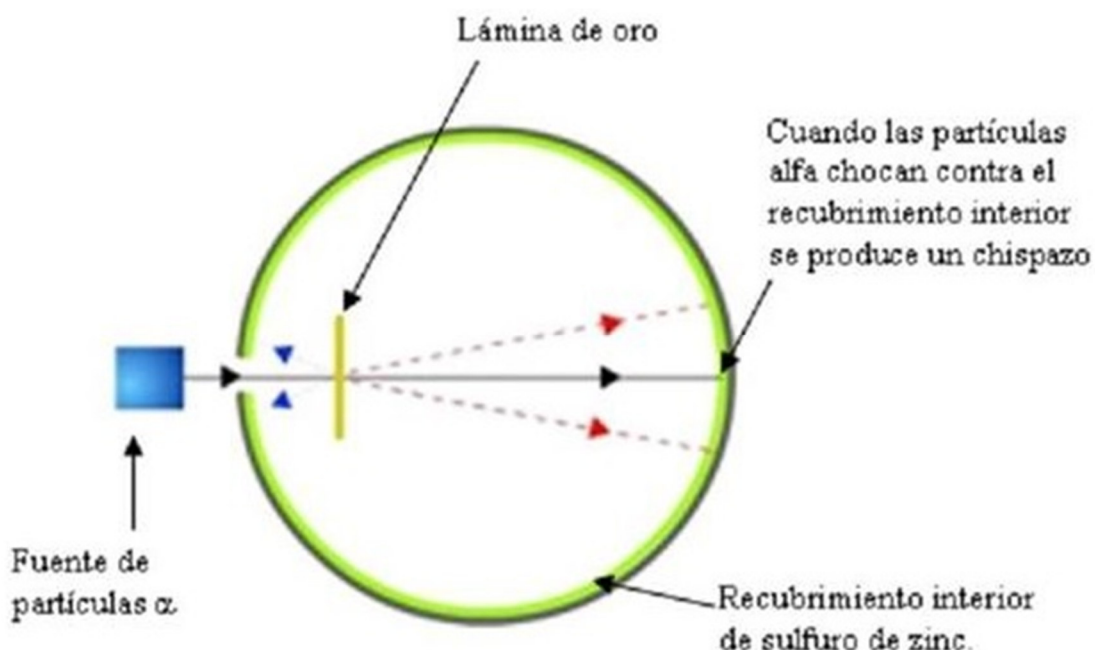


Imagen 7: Experimento de Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Con su experimento, Rutherford observó lo siguiente:

- *La mayor parte de las partículas* atravesaban la lámina de oro sin sufrir ninguna desviación (trazo continuo con flecha negra).
- *Muy pocas* (una de cada 10.000 aproximadamente) se desviaba un ángulo mayor de 10° (trazo a rayas con flechas rojas).
- *En rarísimas ocasiones* las partículas α rebotaban (líneas de puntos con flechas azules).

Basándose en los resultados de sus experimentos, Rutherford demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto **núcleo**, por lo que estableció el llamado **modelo atómico de Rutherford** o modelo atómico nuclear, también llamado modelo planetario, que consiste básicamente en:

- ✓ El átomo está formado por dos partes: núcleo y corteza.

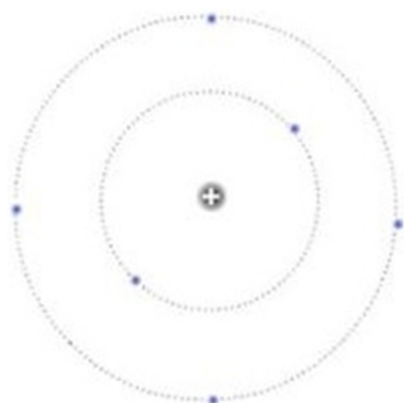


Imagen 8: Modelo de Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

- ✓ El **núcleo** es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la **carga positiva** y, prácticamente, toda la **masa** del átomo. Esta carga positiva del núcleo, en la experiencia de la lámina de oro, es la responsable de la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva).
- ✓ La **corteza** es casi un *espacio vacío*, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los **electrones** con masa muy pequeña y carga negativa. Como en un diminuto sistema solar, los **electrones giran alrededor del núcleo**, igual que los planetas alrededor del Sol. Los electrones están ligados al núcleo por la atracción eléctrica entre cargas de signo contrario.

Para comprobar que has entendido lo que has leído anteriormente, realiza el siguiente ejercicio.

Ejercicio 1

¿Qué es el átomo? Haz un dibujo indicando sus partes.

Ejercicio 2

¿Qué partículas forman el átomo?

Ejercicio 3

¿Qué partículas son responsables de los fenómenos eléctricos?

Ejercicio 4

¿Cómo se carga positivamente un cuerpo? ¿Y negativamente?

Ejercicio 5

¿Cuándo hay diferencia de cargas entre dos cuerpos?

Ejercicio 6

¿Cuál de los siguientes gráficos representa el modelo atómico de Thomson?

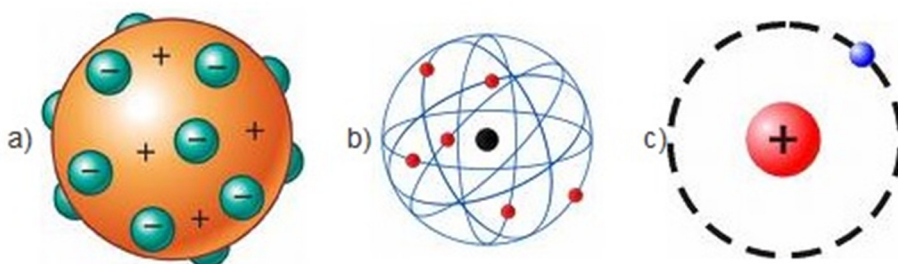


Imagen 9: Modelos atómicos. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Ejercicio 7

De las siguientes afirmaciones, di si son verdaderas o falsas.

	V / F
a) Los electrones fueron descubiertos por el científico Thomson.	
b) El modelo de Thomson propone: Los electrones (pequeñas partículas con carga positiva) se encontraban incrustados en una nube de carga negativa.	
c) Rutherford bombardeaba la lámina de oro con partículas cargadas negativamente, llamadas partículas alfa, α .	
d) Según el modelo de Rutherford, el núcleo es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo.	
e) Según el modelo de Rutherford, los electrones con masa muy pequeña y carga negativa, giran alrededor del núcleo.	

1.1.4) MODELO ATÓMICO ACTUAL

A pesar de que el modelo atómico de Rutherford supuso un gran avance, en las primeras décadas del siglo XX se fueron desarrollando otros modelos para intentar explicar algunas propiedades químicas de los distintos elementos.

De acuerdo con estos nuevos modelos, alrededor del núcleo hay distintas capas o niveles de energía, en las cuales se sitúan los electrones. A las capas se las representa con letras mayúsculas, empezando por la "K" y continuando por orden alfabético: K, L, M, N, etc. En cada capa cabe un determinado número de electrones que no se puede superar en ningún caso.

Si llamamos "n" al número de orden de cada una de las capas, empezando por la más cercana al núcleo, los electrones que puede albergar como máximo cada una de ellas, serán:

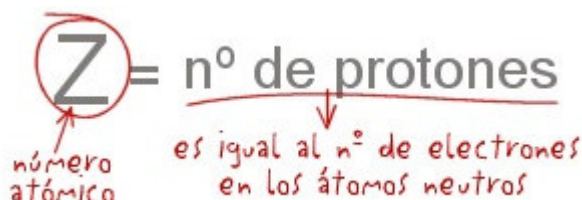
Capa	n	Nº electrones
K	n = 1	2 electrones
L	n = 2	8 electrones
M	n = 3	18 electrones
N	n = 4	32 electrones

En el modelo atómico actual, los electrones de la corteza del átomo se sitúan en capas, que van aumentando con el tamaño del átomo, de forma similar a las capas de una cebolla.

1.2) NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO

Número atómico es el **número de protones** que posee un determinado átomo en su núcleo. Se representa mediante la letra **Z**.

En un átomo en estado normal (eléctricamente neutro), el número atómico coincide también con el número de electrones en su corteza.



Cada elemento queda identificado por su número atómico. Si dos átomos tienen el mismo número atómico, son átomos del mismo elemento. Si, por el contrario, los átomos tienen distinto número atómico, pertenecen a dos elementos distintos.

Número másico es la **suma de protones y neutrones** de un átomo. Se representa con la letra **A**.

Como el número de protones es "Z", si llamamos al número de neutrones "N", tiene que cumplirse que: **$A = Z + N$**

Si conocemos el número atómico (Z) y el número másico (A) de cualquier átomo, podemos averiguar rápidamente el número de protones, neutrones y electrones de dicho átomo, ya que el número de neutrones (N) será la diferencia entre el número másico y el número atómico: $N = A - Z$.

Ejemplo: El número atómico (Z) del aluminio es 13 y su número másico (A) es igual a 27.

De aquí podemos deducir que en el núcleo de un átomo de aluminio hay 13 protones y $27 - 13 = 14$ neutrones. Además, si este átomo es eléctricamente neutro tendrá exactamente 13 electrones.

Como la masa del electrón es insignificante en comparación con la del protón o la del neutrón (unas 2.000 veces menor), la masa de un átomo es prácticamente la suma de las masas de los protones y los neutrones que hay en su núcleo. Por lo tanto, coincidirá con el número másico. Pero esto lo veremos con más detalle en el próximo cuatrimestre...

Ejercicio 8

¿Cuántos electrones tienen los siguientes átomos?

ELEMENTO	Nº PROTONES	Nº ATOMICO (Z)	Nº ELECTRONES
Litio (Li)	3	3	
Hierro (Fe)	26	26	
Cloro (Cl)	17	17	
Plata (Ag)	47	47	

Ejercicio 9

Un átomo tiene 21 protones, ¿Cuántas cargas positivas tiene? ¿Cuántas negativas? ¿Cuál es su carga total?

Ejercicio 10

¿Cuál es el número másico de los siguientes átomos? ¿Cuál su número atómico?

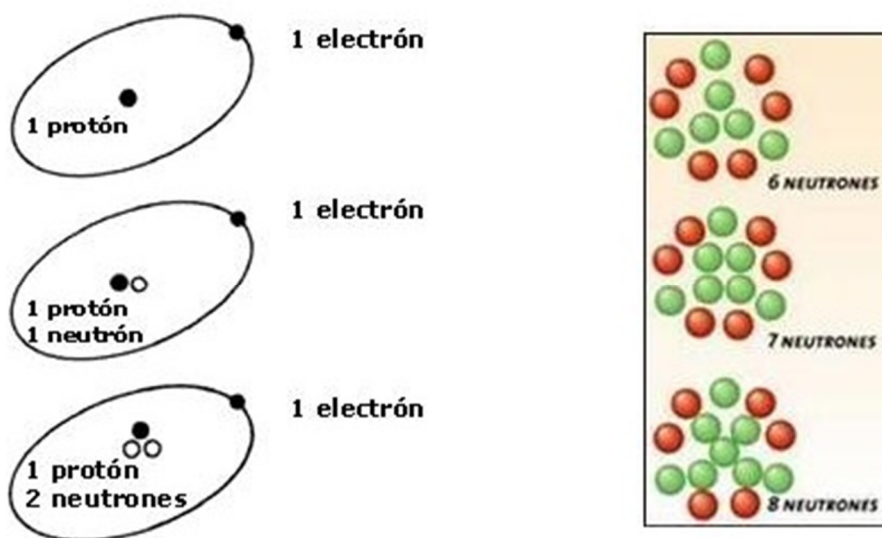


Imagen 10: Ejercicio de número atómico y número másico. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

1.2.1) ISÓTOPOS

Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).

Los átomos de un mismo elemento no tienen por qué ser exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).

Como ya hemos dicho, El número de neutrones de un átomo se calcula así: $N = A - Z$

Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que tienen diferente número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.

Los isótopos son átomos del mismo elemento (mismo número atómico) que tiene diferente número de neutrones (diferente número másico).

Ejemplo:

El átomo de carbono tiene como número atómico $Z = 6$, ya que posee seis protones (y seis electrones, claro). La mayor parte de los átomos de carbono tienen normalmente 6 neutrones, pero se han encontrado átomos de carbono con un número de neutrones distinto.

Fíjate en la siguiente tabla:

Átomo	Protones	Neutrones	Electrones	Nº atómico (Z)	Nº másico (A)
Carbono-12	6	6	6	6	12
Carbono-13	6	7	6	6	13
Carbono-14	6	8	6	6	14

El carbono-13 es muy importante en medicina, ya que algunas técnicas de diagnóstico lo emplean. El carbono-14, como ya sabrás, se emplea para conocer la antigüedad de los objetos históricos o prehistóricos.

En la siguiente imagen se muestran átomos de carbono 12, carbono 13 y carbono 14, con sus correspondientes partículas.

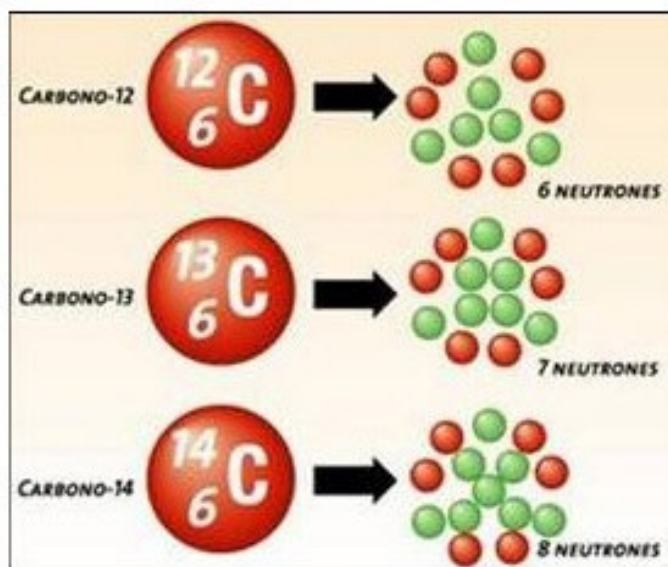


Imagen 11: Isótopos del carbono. Fuente: materiales virtuales ESPA

Todos los isótopos de un elemento, tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros.

Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

AUTOEVALUACIÓN

Comprueba tus conocimientos sobre isótopos en el siguiente enlace:

<http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa2/3eso/secuencia5/oa7/pag1/index.html>

1.2.2) RADIOACTIVIDAD

La **radiactividad** es una propiedad de los isótopos que son “inestables”. Los núcleos de estos elementos emiten partículas y radiaciones hasta que se estabilizan.

De esta forma, los núcleos de estos átomos pueden llegar a convertirse en núcleos de otros elementos, menos pesados.

Los tipos de radiación que pueden ser emitidos son:

- **Radiación alfa, α .** Son partículas formadas por dos neutrones y dos protones. Pueden considerarse núcleos de helio (He). Debido a su gran tamaño, son poco penetrantes.
- **Radiación beta, β .** Son electrones que se desplazan a gran velocidad y tienen mayor poder de penetración que las α , al ser su tamaño mucho menor, pudiendo atravesar láminas de aluminio de algunos milímetros de espesor.
- **Rayos gamma, γ .** Son ondas electromagnéticas de gran energía y un gran poder de penetración, al no ser partículas materiales. Para detenerlas se necesitan gruesas capas de plomo u hormigón.



Símbolo tradicional de la radiactividad



Símbolo aprobado en 2007 para fuentes peligrosas

Imagen 12: Símbolos de radiactividad. Fuente: materiales virtuales ESPA.

Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

1.2.3) ISÓTOPOS RADIOACTIVOS

Los isótopos radiactivos tienen importantes aplicaciones, por ejemplo, en medicina, tanto en técnicas diagnósticas –se suelen utilizar rayos gamma- como con fines terapéuticos.

En ambos casos, la cantidad de radiación utilizada debe ser controlada para evitar que dañe células y tejidos sanos, aunque cuando se utilizan en la terapia de alguna enfermedad –para destruir células dañadas- la cantidad es mayor que cuando se emplean para diagnóstico.

Algunos isótopos radiactivos utilizados para el diagnóstico son el yodo-123 y el tecnecio-99.

El cobalto-60 y el yodo-131 son algunos de los más utilizados en la terapia del cáncer.

También algunos isótopos son útiles en otro tipo de aplicaciones, como el carbono-14, que permite averiguar la antigüedad de restos históricos y, por tanto, muy usado en arqueología.

1.3) CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Se conoce como **configuración electrónica** de un elemento, a la distribución por capas de los electrones de los átomos de dicho elemento.


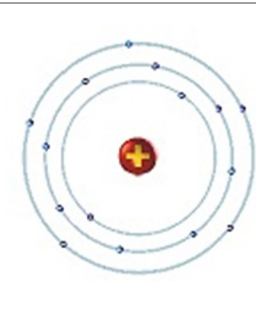
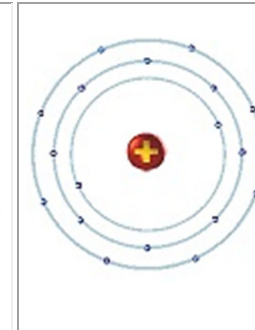
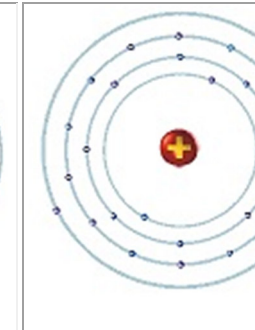
Para hacer la configuración electrónica de un elemento hay que tener en cuenta que:

- El número de electrones a repartir viene dado por el **número atómico (Z)**.
- El número **máximo** de electrones de **cada capa** se puede calcular con la expresión: $2n^2$, siendo "n" en número de la capa:

Capa	nº máximo de electrones
K	$n = 1 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2$ electrones
L	$n = 2 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$ electrones
M	$n = 3 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$ electrones
N	$n = 4 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 4^2 = 32$ electrones

- Los átomos de cualquier elemento han de cumplir la **regla del octeto**, según la cual, en su **última capa** (cualquiera que sea ésta) **no puede haber más de ocho** electrones.

Veamos algunos ejemplos:

			
C (Carbono) Z = 6 Tiene cuatro electrones en su última capa	P (Fósforo) Z = 15 Tiene cinco electrones en su última capa	Ar (Argón) Z = 18 Tiene ocho electrones en su última capa	Fe (Hierro) Z = 26 Tiene dos electrones en su última capa

A los electrones situados en la última capa se les llama **electrones de valencia**, y a dicha capa, **capa de valencia**. De esos electrones dependen las propiedades químicas de las sustancias.

Ejercicio 11

¿Cómo estarán distribuidos los electrones del átomo de aluminio en las diferentes capas?

Capa K: _____ electrones

Capa L: _____ electrones

Capa M: _____ electrones

Ejercicio 12

¿Y los electrones del átomo de Calcio? Z = 20

Ejercicio 13

¿Cuántos electrones tendrán en su capa de valencia los siguientes átomos neutros?

ÁTOMOS	CAPA K (n=1)	CAPA L (n=2)	CAPA M (n=3)	CAPA N (n=4)
Nitrógeno Z=7	2	5		
Flúor Z=9	2	7		
Fósforo Z=15	2	8	5	
Potasio Z=19	2	8	8	1

2) TABLA PERIÓDICA

La **tabla periódica** o **sistema periódico** de los elementos es un modo de clasificar todos los elementos químicos según sus propiedades y también según su configuración electrónica, ya que ambas están muy relacionadas.

El orden de los elementos en la tabla viene dado por su número atómico, Z, que es su número de protones o electrones. Así que, en última instancia, es la configuración electrónica de los elementos la que ordena la tabla periódica.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

La imagen muestra una tabla periódica completa de los elementos, organizada en bloques s, p, d y f. Cada elemento incluye su símbolo, número atómico, nombre y propiedades físicas básicas. Una leyenda central define los tipos de elementos (Sólido, Gas, Metálico, Líquido) y los estados de oxidación. El logo de Foro Nuclear es visible en la parte inferior izquierda.

Leyenda:

- 1 Número atómico
- 2 Símbolo
- 3 Peso atómico
- 4 Nombre
- 5 Año del descubrimiento
- 6 Estados de oxidación
- 7 Radio (Atómico/Covalente, pm)
- 8 Electronegatividad (Pauling)
- 9 Punto de fusión (°C)
- 10 Punto de ebullición (°C)
- 11 Configuración electrónica

Clasificación de estados:

- Sin datos
- Antiferromagnético
- Desconocidos

Nota: Los elementos 113, 115, 117 y 118 han recibido el visto bueno de la División de Química Inorgánica de la IUPAC, el 8 de junio de 2016, para ser nombrados como nihonio (Nh), moscovio (Mc), teneso (Ts) y oganesón (Og), respectivamente, hasta su próxima aprobación formal por el Consejo de la IUPAC.

Imagen 13: Tabla periódica. Fuente: Foro Nuclear.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Tabla periódica interactiva

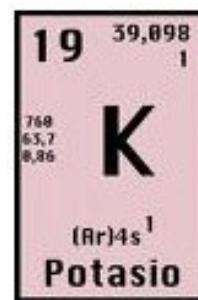
En el siguiente enlace puedes encontrar una tabla periódica interactiva de lo más completa. Te recomendamos que lo visites y la utilices.

<http://www.ptable.com/>

Es recomendable marcar las casillas "nombre" y "electrones" en la zona superior. Con "nombre" podrás visualizar –como es lógico– el nombre de cada elemento; activando "electrones" aparecerá la configuración electrónica (distribución en capas) de cada elemento.

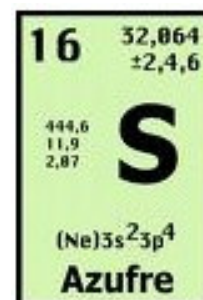
Ejercicio 14

Fíjate en la tabla del Sistema Periódico y busca en ella el símbolo del potasio. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál es el número que hace referencia al número másico?



Ejercicio 15

Fíjate en la tabla del Sistema Periódico y busca en ella el símbolo del azufre. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál es el número que hace referencia al número másico?



2.1) SÍMBOLOS DE LOS ELEMENTOS

Los **símbolos químicos** son las abreviaturas que se utilizan para identificar los elementos químicos, en lugar de sus nombres completos. Algunos elementos frecuentes y sus símbolos son:

carbono, C	aluminio, Al
oxígeno, O	cobre, Cu
nitrógeno, N	argón, Ar
hidrógeno, H	oro, Au
cloro, Cl	hierro, Fe
azufre, S	plata, Ag
magnesio, Mg	

La mayoría de los símbolos químicos se derivan de las letras del nombre latino del elemento. La primera letra del símbolo se escribe con mayúscula, y la segunda (si la hay) con minúscula. Los símbolos de algunos elementos conocidos desde la antigüedad, proceden normalmente de sus nombres en latín. Por ejemplo, Cu de cuprum (cobre), Ag de argentum (plata), Au de aurum (oro) y Fe de ferrum (hierro). Este conjunto de símbolos que denomina a los elementos químicos es universal.

Reafirma tus conocimientos de los elementos químicos con estos ejercicios.

Ejercicio 16

¿Cómo es el símbolo químico del mercurio?

	a) Me
	b) Mr
	c) Hg
	d) Hm

Ejercicio 17

El símbolo Pt, ¿a qué elemento hace referencia?

	a) Plata
	b) Platino
	c) Potasio
	d) Proactinio

Ejercicio 18

Escribe el nombre de los siguientes elementos:

Cu		Ni	
Br		Au	
Mg		Pb	
B		U	
O		Li	

Ejercicio 19

Escribe el símbolo de los siguientes elementos químicos

	Flúor		Titanio
	Aluminio		Zinc
	Calcio		Azufre
	Neón		Hidrógeno
	Silicio		Sodio
	Hierro		Carbono
	Plata		

2.2) GRUPOS

Los **grupos** son las columnas de la tabla periódica. Hay dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3.

En un **grupo**, las **propiedades químicas son muy similares**, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

Ejercicio 20

En la tabla periódica los elementos están ordenados:

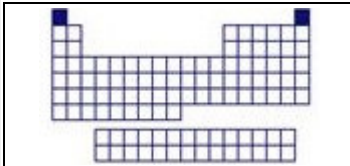
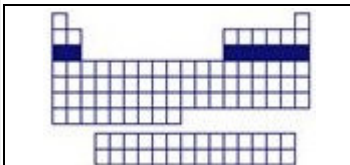

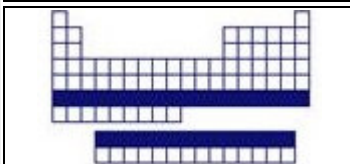
a) De forma alfabética
b) Según sus propiedades
c) Conforme se ha ido descubriendo
d) Según el uso que les damos

2.3) PERIODOS

Los **periodos** son las filas horizontales de la tabla periódica. Hay 7 periodos. El periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica. Por ejemplo, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo.

Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica.

El primer periodo tiene sólo **dos** elementos, el segundo y tercer periodo tienen **ocho** elementos, el cuarto y quinto periodos tienen **dieciocho**, el sexto y séptimo periodo tiene **treinta y dos** elementos. Estos dos últimos periodos tienen **catorce** elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella.

	El primer periodo tiene dos elementos
	El segundo periodo y el tercer periodo tienen ocho elementos
	El cuarto periodo y el quinto periodo tienen dieciocho elementos
	El sexto periodo y el séptimo tienen treinta y dos elementos

Ejercicio 21

Contesta verdadero o falso:

	V / F
El primer periodo tiene sólo ocho elementos	
Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas periodos	
El periodo que ocupa un elemento coincide con su primera capa electrónica	
Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos	
En un grupo, las propiedades químicas son muy similares	
Todos los elementos del grupo tienen distinto número de electrones en su última capa	

2.4) METALES Y NO METALES

Los metales están situados a la izquierda de la tabla periódica y los no metales a la derecha.

Según la regla del octeto, los átomos tienden a tener en su última capa **8** electrones. Pero sólo unos pocos tienen, en principio, su configuración electrónica de esa forma: los **gases nobles o inertes**, llamados así porque no reaccionan con ningún otro elemento.

Los metales tienen en su última capa pocos electrones. El hierro, por ejemplo, tiene en su última capa, que es la cuarta, dos electrones; el sodio, uno; y el oro, dos.

Estos elementos tienen tendencia a perder esos electrones, quedando cargados positivamente y convirtiéndose en **iones positivos o cationes**. A estos elementos se les llama **metales**.

Son metales, entre otros, el hierro, el oro o el cobre.

1	1																	2						
	H																	He						
		METALOIDES										NO METALES												
2	3	4																	5	6	7	8	9	10
	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne
3	11	12																	13	14	15	16	17	18
	Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36						
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54						
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109															
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt															
			Lantánidos	6	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						
			Actínidos	7	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						

Imagen 14: metales y no metales. Fuente: Desconocida.
 Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida

Como principales propiedades podemos destacar las siguientes:

- Casi todos son sólidos a temperatura ambiente
- Son buenos conductores del calor y de la electricidad.

Ejemplos de metales: hierro (Fe), cobre (Cu), plata (Ag), oro (Au), plomo(Pb), zinc(Zn), sodio (Na), magnesio (Mg)

Los no metales tienen en su última capa casi **8** electrones, como el oxígeno, el cloro o el fósforo,

Estos elementos tienen tendencia a quitar electrones de otros átomos, hasta adquirir los **8** electrones en su última capa, por lo que adquieren carga negativa y se convierten en **aniones** o **iones negativos**.

Son propiedades comunes a los no metales:

- La mayoría son líquidos o gases a temperatura ambiente.
- Son malos conductores del calor y de la electricidad.

Ejemplos de no metales: cloro (Cl), oxígeno (O), Nitrógeno (N), flúor (F), azufre (S), carbono (C)

3) ENLACE QUÍMICO. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

Salvo en el caso de los gases nobles, cuyos átomos permanecen normalmente aislados, los átomos de los elementos tienden a unirse unos a otros para formar moléculas. De esta manera se construyen todas las sustancias: agua, madera, metales,...

- ¿Por qué los átomos tienden a unirse y no permanecen aislados como tales átomos?
- ¿Por qué un átomo de cloro se une a uno de hidrógeno y, sin embargo, un átomo de oxígeno se combina con dos de hidrógeno o uno de nitrógeno con tres de hidrógeno?
- ¿Cuál es el “mecanismo” que mantiene unidos los átomos?

La respuesta a todas estas preguntas está en que los átomos de los elementos tienden a rodearse de **ocho electrones** en su capa o **nivel más externo** para adquirir la máxima estabilidad. Este comportamiento se conoce como **regla del octeto**.

Para conseguir esa mayor estabilidad, los átomos de los elementos tienden a **ganar**, **perder** o **compartir** electrones para alcanzar los **ocho electrones en su última capa** (o sólo dos si su nivel más externo es el primero). Esta mayor estabilidad de las agrupaciones de átomos resultante, es la que justifica el **enlace químico**.

No todos los enlaces químicos son iguales, **hay varias clases de enlace químico**, dependiendo de la clase de átomos que se unen y de si ganan, pierden o comparten electrones, para conseguir la regla del octeto.

Los tres tipos de enlace que vamos a ver a continuación, son: **iónico**, **covalente** y **metálico**

3.1) ENLACE IÓNICO

Los metales tienen tendencia a perder electrones, porque su última capa tiene muy pocos electrones, y los no metales tienen tendencia a capturarlos.

Cuando un átomo de un metal y el de un no metal se acercan, el átomo del metal cederá al átomo no metálico uno o varios electrones. El **no metal** quedará con **carga negativa**, se ha convertido en un **anión**, mientras que el átomo de **metal**, como ha perdido electrones, quedará con **carga positiva**, ahora es un **cation**.

Por ejemplo, si se enfrentan un átomo de flúor con 9 electrones (2-7), que tiene 7 electrones en su última capa (le falta sólo uno para “completarla”) y un átomo de sodio con 11 electrones (2-8-1), que en su última capa tiene sólo un electrón, el sodio cede al cloro el electrón que tiene en su capa de valencia, con lo que ambos quedan con 8 electrones en la última capa.

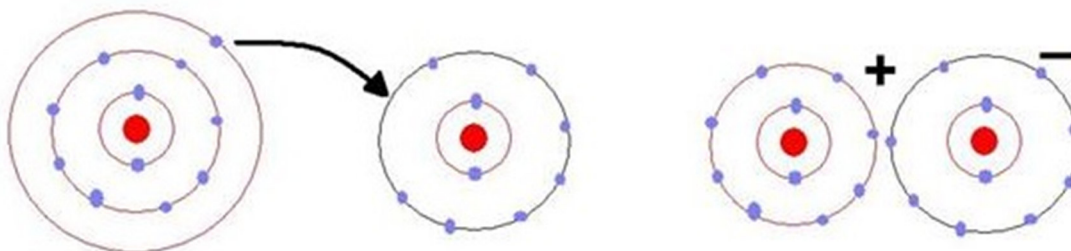


Imagen 15: Enlace iónico. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

El flúor queda cargado negativamente (F^-) y el sodio, positivamente (Na^+).

El proceso fundamental consiste en la **transferencia de electrones entre los átomos (uno da un electrón y el otro lo coge)**, formándose iones de distinto signo que se atraen.

Este proceso tiene lugar en otros muchos átomos de cada elemento, de modo que los iones formados se colocan ordenadamente constituyendo **redes cristalinas**.

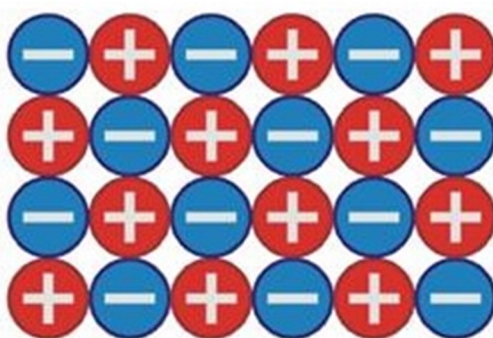


Imagen 16: Cristal iónico. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

El enlace iónico tiene lugar entre metales y no metales.

La fuerza eléctrica es fuerte y de gran alcance, por eso las **sustancias** que se forman mediante enlace iónico serán **duras** y con un **punto de fusión alto**, serán **sólidos**. Pero si se golpean, se romperán con facilidad, ya que al moverse un poco los iones, se enfrentarán iones de igual carga, que se repelen, rompiendo el cristal, son sustancias frágiles.

Ejemplo Resuelto:

Vamos a ver como se realiza el enlace entre al calcio y dos átomos de flúor par dar la fluorita, CaF_2 .

En primer lugar vamos a ver cuántos electrones tiene cada uno de los átomos que intervienen en el enlace.

Átomos	Capa K	Capa L	Capa M	Capa N	Electrones de Valencia
Calcio Z=20	2	8	8	2	2
Flúor Z=9	2	7			7

El calcio posee dos electrones de valencia, y al ser un metal, se va a convertir en un catión Ca^{2+} , para tener su última capa llena, por lo que esos dos electrones de valencia los va a ceder. El flúor por el contrario, es un no metal y su tendencia es a ganar un electrón y convertirse en un anión F^- , con la misma estructura electrónica que el gas noble más próximo, muy estable. Si analizamos la fórmula del compuesto, CaF_2 el que haya un subíndice 2 en el flúor significa que con el calcio hay unidos dos átomos de flúor. Ahora sí se entiende que tengamos dos cargas positivas del calcio y para compensarlas necesitemos dos cargas negativas, una de cada uno de los flúor. El calcio cede cada uno de sus electrones a cada uno de los flúor. El calcio queda con dos cargas positivas y cada uno de los flúor quedan con una carga negativa.

Ejercicio 22

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas

	V / F
Los átomos de los elementos tienden a rodearse de ocho electrones en el nivel más externo para adquirir la máxima estabilidad.	V
Los metales tienen tendencia a ganar electrones, porque su última capa tiene muy pocos electrones, así tienen más.	F
Los no metales tienen tendencia a capturar electrones para completar su última capa y parecerse al gas noble más próximo.	V
El enlace iónico está formado por un metal y un no metal, es decir, por un catión y un anión.	V
Las sustancias que se forman mediante enlace iónico serán blandas y con un punto de fusión bajo, serán líquidos.	F

3.2) ENLACE COVALENTE

Si los átomos que se enfrentan son ambos electronegativos (no metales), ninguno de los dos cederá electrones. Una manera de adquirir la configuración de gas noble en su última capa es permanecer juntos con el fin de **compartir electrones**. Se forma así un **enlace covalente**.

En el enlace covalente los átomos se unen dos a dos, compartiendo dos, cuatro o seis electrones y recibiendo el nombre de enlace simple, enlace doble o enlace triple. Cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.

Para representar el enlace covalente, se suelen utilizar las llamadas **estructuras de Lewis**. Vamos a ver un ejemplo:

Se escribe el símbolo del elemento y alrededor de él sus electrones de valencia (última capa).



Imagen 17: Enlace covalente. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

En el ejemplo podemos ver cómo a cada uno de los átomos de flúor le falta un electrón para tener 8 en su capa de valencia (última capa). Para conseguirlo, comparten una pareja de electrones (procedentes uno de cada átomo) con lo que consiguen la estructura de gas noble. Los electrones compartidos son los que forman el enlace.

Algunos ejemplos de enlaces covalentes son Cl_2 , O_2 , N_2 .

La forma en que se lleva a cabo el enlace en el **cloro** es similar al flúor, ambos pertenecen al mismo grupo y tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia, 7, por lo que necesitan compartir un electrón cada uno para tener 8 y tener así la estabilidad del gas noble más cercano a cada uno de ellos. Si cada uno de los cloros comparte su último electrón con el otro cloro, ambos quedan rodeados por 8 electrones y unidos por un enlace covalente.

En el caso de la molécula de **oxígeno**, está formada por dos átomos de oxígeno. Como cada uno de ellos solo tiene 6 electrones en su capa de valencia, necesita de 2 electrones más cada uno para tener los 8 electrones y así una configuración estable. Si cada uno de los átomos de oxígeno aporta un par de electrones al enlace, éste quedará formado por 4 electrones, dos pares, y cada uno de los átomos de oxígeno quedará rodeado de 8 electrones y por tanto unidos formando enlace. Es por ello que el oxígeno se encuentra normalmente en forma molecular, es decir, dos átomos de oxígeno juntos, O_2 , porque es más estable compartir electrones que tener la capa de valencia con 6 electrones solamente.

En la molécula de **nitrógeno** ocurre lo mismo. Cada nitrógeno tiene 5 electrones en su capa de valencia, necesitaría tres electrones más para alcanzar su estabilidad. Si se unen dos átomos de nitrógeno para formar enlace, cada átomo de nitrógeno aporta al enlace 3 electrones, el enlace estará formado por 6 electrones, tres pares, más los dos electrones que le quedan a cada uno de los nitrógenos, hacen un total de 8 electrones alrededor de cada uno de los átomos de nitrógeno.

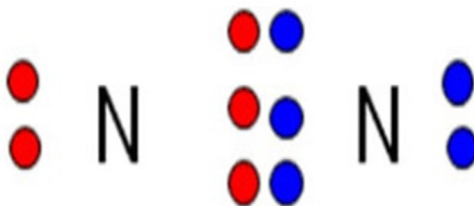
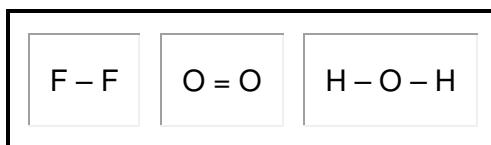


Imagen 18: Enlace del nitrógeno. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Para simplificar la escritura, los electrones de enlace (cada par de electrones compartidos) se representan por una raya entre ambos átomos:



El **proceso fundamental** en este tipo de enlace es la **compartición de electrones**. Los átomos permanecen juntos con el fin de poder compartir los electrones.

Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas nuevas entidades formadas por los átomos unidos. Son las **moléculas**.

Las moléculas (y las sustancias que éstas forman) se representan habitualmente mediante **fórmulas químicas**. En una fórmula química, se escriben los símbolos de los elementos que forman la molécula, añadiendo números que indican el número de átomos de cada elemento que intervienen. Así, en los ejemplos que aparecen más arriba, las fórmulas de cada sustancia serían:

Flúor: F_2	Oxígeno: O_2	Agua: H_2O
<i>Dos átomos de flúor</i>	<i>Dos átomos de oxígeno</i>	<i>Dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno</i>

En el enlace covalente, aunque los átomos se unen unos a otros con fuerza, no ocurre lo mismo con las moléculas, que apenas si se unen entre sí; por lo que se pueden separar con facilidad. Así que los compuestos formados por enlace covalente serán **blandos** y su **punto de fusión y ebullición** será **bajo**. **La mayoría serán gases** a temperatura ambiente.

En el agua, los átomos se unen mediante enlaces simples: $H - O - H$

En el dióxido de carbono se forman enlaces dobles (se comparten dos parejas de electrones): $O = C = O$

También se dan uniones con enlaces triples, como en el cianuro de hidrógeno: $H-C \equiv N$

Ejercicio 23

Para entender bien el enlace covalente, identifica cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas.

	V / F
El enlace covalente se da entre elementos de la zona derecha de la tabla periódica, entre no metales.	
La cesión de electrones de un átomo a otro es propia del enlace covalente.	
En el enlace covalente los átomos se unen mediante la formación de iones, uno positivo y uno negativo.	
En el enlace covalente cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.	
El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones.	
Los compuestos formados por enlace covalente serán duros. La mayoría serán sólidos a temperatura ambiente.	

3.3) ENLACE METÁLICO

Los metales, con pocos electrones en su última capa, tienen tendencia a liberar esos electrones. Si se encuentran con un átomo de no metal le cederán los electrones sobrantes y formarán un enlace iónico.

Si no hay átomos no metálicos, los metales **liberan sus electrones y forman una estructura de cationes**, rodeados por una **nube de electrones** que mantienen unidos los cationes; es decir, los electrones son compartidos por todos los núcleos. Cuantos más electrones haya en la nube, es decir, cuanto más a la derecha de la tabla se encuentre el metal, más fuerza tendrá el enlace metálico.



Imagen 19: Enlace metálico. Fuente: materiales virtuales ESPA.
 Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Los metales serán **duros**, más cuanto más a la derecha de la tabla se sitúe el metal. Como no hay aniones, no se romperán con facilidad, son **tenaces**. La existencia de la nube de electrones hace que puedan conducir la electricidad, que es la propiedad más característica de los metales y de los compuestos con enlace metálico: son **buenos conductores del calor y la electricidad**.

Ejercicio 24

Para entender bien el enlace metálico, identifica cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas:

	V / F
Los metales tienen tendencia a liberar electrones. Si se encuentran con un átomo de no metal le cederán los electrones sobrantes y formarán un enlace iónico.	
El enlace metálico se da entre metales y no metales.	
El enlace metálico se forma por metales que liberan sus electrones y forman una estructura de cationes, rodeados por una nube de electrones liberados que mantienen unidos los cationes.	
En el enlace metálico los electrones son compartidos por todos los núcleos.	
La existencia de la nube de electrones hace que sean muy buenos aislantes.	

Ejercicio 25

De los siguientes ejemplos, ¿Cuáles poseen enlaces metálicos?

a) Un tenedor de acero
b) Una cuchara de madera
c) Una botella de plástico
d) Un hilo de cobre

e) Un folio de papel
f) Una bolsa de plástico
g) Un taburete de aluminio
h) Una servilleta de papel

4) ELEMENTOS Y COMPUESTOS IMPORTANTES

Los **elementos** químicos están formado por un solo tipo de átomos, mientras que los **compuestos** se forman por la unión de átomos de varios elementos.

Un ejemplo de elemento es **el hidrógeno o el oxígeno**, que están formados por moléculas, que se representan por fórmulas químicas, en las que aparecen los símbolos de los elementos presentes, con unos subíndices, que nos indican el número de átomos de ese elemento que forman parte de la molécula. En los casos mencionados: **H₂** y **O₂**.

Un ejemplo de compuesto es **el agua**, cuya fórmula es: **H₂O**, lo cual nos indica que la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

4.1) ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Todas las sustancias están formadas por átomos, pero no todas están formadas por moléculas.

Los **átomos** se representan por un símbolo químico y sus características son su número atómico y su número másico, que ya hemos visto en apartados anteriores.

Las **moléculas** se representan por fórmulas químicas y pueden tener un sólo elemento o varios. Los átomo se unen por enlace covalente para formar las moléculas.

Veamos algunos elementos químicos que tienen gran importancia para los seres vivos:

- El **oxígeno (O)** interviene en la respiración de todos los seres vivos y hace posible la vida en nuestro planeta,
- El **carbono (C)** forma parte de todas las células de los seres vivos.
- El **calcio (Ca)** es fundamental para el desarrollo de los huesos y les proporciona solidez y resistencia.
- El **sodio (Na)**, el **potasio (K)** y el **cloro (Cl)** son indispensables para el funcionamiento de las células nerviosas.
- El **yodo (I)** regula importantes funciones en los seres vivos. A pesar de que se necesita en cantidades muy pequeñas, su ausencia puede alterar el funcionamiento de todo el organismo.

Otros elementos importantes son:

- El **hierro (Fe)**, metal de gran importancia industrial para la fabricación de diferentes utensilios. También se encuentra en la hemoglobina de la sangre.
- El **aluminio (Al)**, usado en la fabricación de utensilios de cocina, así como en arquitectura y aeronáutica.

4.2) MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR

Masa atómica es la masa de un átomo. También se la conoce como peso atómico, aunque es más correcto la primera. Coincide aproximadamente con el número másico y se mide en **unidades de masa atómica (u)**.

1 u es aproximadamente la masa de un protón o la de un neutrón. La masa de un electrón es unas 2000 veces menor, por lo que no se tienen en cuenta en el cálculo de la masa atómica.

Masa molecular es la masa de una molécula y se calcula sumando las masas de todos sus átomos. También se mide en "u".

Ejemplo:

Masa atómica del H = 1 u (un átomo de hidrógeno tiene 1 protón solamente)

Masa molecular del hidrógeno (H_2) = $2 \cdot 1 = 2$ u

Masa atómica del O = 16 u (un átomo de oxígeno tiene 8 protones y 8 neutrones)

Masa molecular del oxígeno (O_2) = $2 \cdot 16 = 32$ u

Masa molecular del agua (H_2O) = $2 \cdot 1 + 16 = 18$ u

4.3) MATERIA INORGÁNICA

Tradicionalmente se clasificaba la materia en inorgánica y orgánica. Se consideran compuestos inorgánicos los que no son fabricados por los seres vivos, mientras que los orgánicos sí lo son.

Los **compuestos inorgánicos** más importantes son:

- **Agua (H_2O)**. Como sabes, es fundamental para la vida.
- **Dióxido de carbono (CO_2)**. Gas que se origina en todas las combustiones y en la respiración de los seres vivos. Se encuentra en la atmósfera y es captado por las plantas para la realización de la fotosíntesis. Forma con el agua el **ácido carbónico (H_2CO_3)**, presente en todas las bebidas carbónicas.
- **Agua oxigenada o peróxido de hidrógeno (H_2O_2)**. Desinfectante y blanqueante.
- **Amoniaco (NH_3)**. Se emplea para fabricar abonos y como producto de limpieza.
- **Metano (CH_4)**. Principal componente del gas natural.
- **Hidróxido de sodio ($NaOH$)**. También se llama "sosa cáustica". Sólido muy corrosivo y peligroso. Es muy soluble en agua y puede producir quemaduras en la piel.
- **Hidróxido de potasio (KOH)**. También llamado "potasa". Sólido muy soluble en agua y peligroso como el anterior.
- **Ácido clorhídrico (HCl)**. Es un ácido fuerte, muy utilizado en los laboratorios.
- **Ácido sulfúrico (H_2SO_4)**. Líquido muy importante en los laboratorios, como ácido fuerte, y en la industria. Origina unas sales llamadas **sulfatos**.
- **Cloruro de sodio ($NaCl$)**. Es la sal común. De él se obtienen los elementos cloro y sodio.

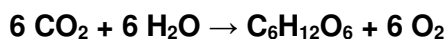
Los compuestos inorgánicos de uso común en casa son:

- HCl, ácido clorhídrico, en disolución es lo que nosotros llamamos sulfoman.
- I₂, yodo, en disolución y con otros componentes, se usa como desinfectante de heridas.
- NaCl, sal común que se usa en cocina.
- Al, en forma de fina lámina de papel, papel aluminio.
- H₂O, el agua que bebemos.
- H₂O₂, agua oxigenada, desinfectante.
- NH₃, amoníaco, usado en casa para limpiar.
- NaOH, sosa o hidróxido de sodio, usado por nuestras madres para hacer jabón casero con el aceite que sobra en la cocina, entre otros usos.
- H₂SO₄, el ácido sulfúrico, es un gran deshidratante, muy peligrosos. Las baterías de los coches lo contienen para su buen funcionamiento.
- NaClO, hipoclorito de sodio, en disolución, es la lejía que se usa para la limpieza.

4.4) MATERIA ORGÁNICA

Como compuestos orgánicos, podemos destacar los siguientes:

- La **glucosa (C₆H₁₂O₆)**, que es sintetizada por los organismos autótrofos (como las plantas) en la fotosíntesis, según la reacción:



- El **almidón**, producido por las células vegetales.
- Los **ácidos nucleicos (ADN y ARN)** presentes en todas las células y responsables de las divisiones celulares y de la síntesis de proteínas.
- Los **aminoácidos**, que forman las proteínas o los **ácidos grasos**, que también forman los lípidos.

Todos ellos tienen fórmulas bastante complejas, razón por la cual no las reproducimos aquí.

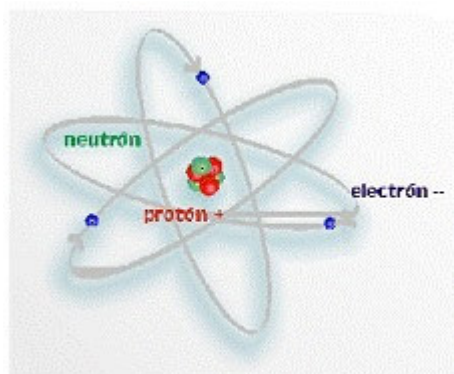
Para la elaboración de este tema se han utilizado materiales correspondientes al Proyecto Antonio de Ulloa (<http://recursos.cnice.mec.es/quimica/>), del Ministerio de Educación, Política Social y Deporte, así como de FisQuiWeb (<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/index.htm>).

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Qué es el átomo? Haz un dibujo indicando sus partes.

El átomo es la unidad básica de la materia. También se puede definir como la unidad básica de cualquier elemento químico.



Ejercicio 2

¿Qué partículas forman el átomo?

Las partículas que forman el átomo son:

- Protones: Tienen carga eléctrica positiva y están en el núcleo del átomo
- Neutrones: No tienen carga eléctrica y están en el núcleo atómico
- Electrones: Tienen carga eléctrica negativa y giran alrededor del núcleo.

Ejercicio 3

¿Qué partículas son responsables de los fenómenos eléctricos?

Las partículas responsables de los fenómenos eléctricos son los electrones.

Ejercicio 4

¿Cómo se carga positivamente un cuerpo? ¿y negativamente?

Un cuerpo se carga positivamente si sus átomos pierden electrones y negativamente si se le añaden electrones a los átomos que lo forman.

Ejercicio 5

¿Cuándo hay diferencia de cargas entre dos cuerpos?

La diferencia de cargas existe cuando uno de los cuerpos tiene carga negativa (tras añadir electrones a sus átomos) y el otro tiene carga positiva (tras perder electrones sus átomos).

Ejercicio 6

¿Cuál de los siguientes gráficos representa el modelo atómico de Thomson?

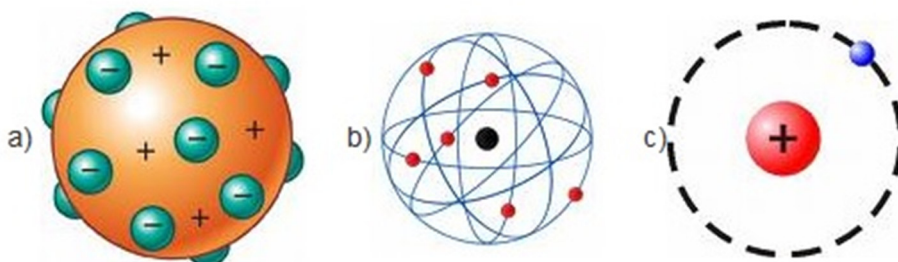


Imagen 9: Modelos atómicos. Fuente: materiales virtuales ESPA.
 Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

El modelo de Thomson se corresponde con la imagen "a": los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.

Ejercicio 7

De las siguientes afirmaciones, di si son verdaderas o falsas:

	V / F
a) Los electrones fueron descubiertos por el científico Thomson.	V
b) El modelo de Thomson propone: Los electrones (pequeñas partículas con carga positiva) se encontraban incrustados en una nube de carga negativa.	F
c) Rutherford bombardeaba la lámina de oro con partículas cargadas negativamente, llamadas partículas alfa, α .	F
d) Según el modelo de Rutherford, el núcleo es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo.	V
e) Según el modelo de Rutherford, los electrones con masa muy pequeña y carga negativa, giran alrededor del núcleo.	V

Ejercicio 8

¿Cuántos electrones tienen los siguientes átomos?

ELEMENTO	Nº PROTONES	Nº ATOMICO (Z)	Nº ELECTRONES
Litio (Li)	3	3	3
Hierro (Fe)	26	26	26
Cloro (Cl)	17	17	17
Plata (Ag)	47	47	47

Como el número atómico se corresponde con el número de protones y también con el de electrones cuando el átomo está en estado neutro, el número de electrones de cada átomo, coincidirá con el de protones.

Ejercicio 9

Un átomo tiene 21 protones, ¿Cuántas cargas positivas tiene? ¿Cuántas negativas? ¿Cuál es su carga total?

Si tiene 21 protones, como cada uno posee una carga positiva, el número de cargas positivas es 21.

Puesto que todos los átomos tienen el mismo número de cargas positivas que negativas, tendrá también 21 electrones o cargas negativas.

Como el número de cargas positivas y el cargas negativas es igual, la suma total de cargas será cero, $21 + (-21) = 0$

Ejercicio 10

¿Cuál es el número másico de los siguientes átomos? ¿Cuál su número atómico?

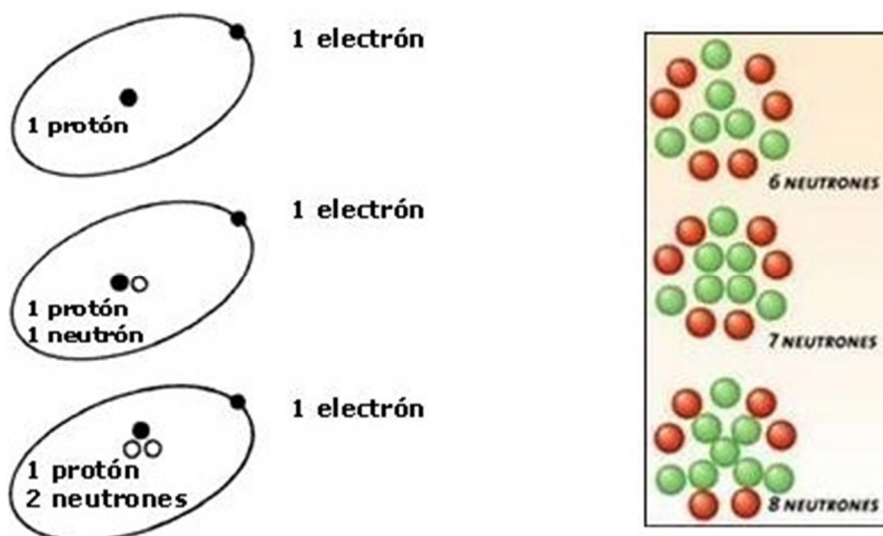


Imagen 10: Ejercicio de número atómico y número másico. Fuente: materiales virtuales ESPA.

Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Practica y comprueba tus conocimientos: creador de átomos

En el siguiente enlace tienes la oportunidad de practicar la configuración electrónica de diferentes átomos.

Creador de átomos:

<http://estructura.colegiosandiego.com/atmcreador.html>

Construye tu átomo:

<http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa2/3eso/secuencia5/oa6/pag1/index.html>

Ejercicio 11

¿Cómo estarán distribuidos los electrones del átomo de aluminio en las diferentes capas?

Capa K: 2 electrones

Capa L: 8 electrones

Capa M: 3 electrones

Ejercicio 12

¿Y los electrones del átomo de Calcio? $Z = 20$

El número atómico, en un átomo neutro, representa tanto el número de protones como el de electrones. Por tanto tendremos que situar los 20 electrones del átomo de Ca en las distintas capas.

Es evidente que

K: 2 electrones

L: 8 electrones

En la capa M ($n = 3$) caben hasta 18 electrones, por lo que podríamos pensar en colocar en ella los 10 electrones restantes. Esto no es posible, ya que no puede haber más de 8 electrones en la última capa. Es decir, cuando en la tercera capa llegamos a 8 electrones, hay que empezar a llenar la cuarta.

Por tanto, el resto de capas quedará así:

M: 8 electrones

N: 2 electrones

Ejercicio 13

¿Cuántos electrones tendrán en su capa de valencia los siguientes átomos neutros?

ÁTOMOS	CAPA K (n=1)	CAPA L (n=2)	CAPA M (n=3)	CAPA N (n=4)
Nitrógeno Z=7	2	5		
Flúor Z=9	2	7		
Fósforo Z=15	2	8	5	
Potasio Z=19	2	8	8	1

Si distribuimos los electrones en cada una de las capas, teniendo en cuenta que en cada capa no puede haber más de 8 electrones (regla del octeto), los electrones de valencia o los electrones situados en la capa de valencia, son respectivamente 5, 7, 5 y 1 para el nitrógeno, flúor, fósforo y potasio.

Ejercicio 14

Fíjate en la tabla del Sistema Periódico y busca en ella el símbolo del potasio. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál es el número que hace referencia al número másico?

19	39,098	1
768 63,7 0,86	K	
(Ar)4s ¹	Potasio	

Su símbolo es la letra K, su número atómico es 19, por lo tanto un átomo neutro de potasio posee 19 electrones y 19 protones. El número que hace referencia a su número másico es 39,098. Esto significa que la suma de los protones y neutrones es de 39, entonces mayoritariamente encontraremos potasio con 19 protones y 20 neutrones.

Ejercicio 15

Fíjate en la tabla del Sistema Periódico y busca en ella el símbolo del azufre. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál es el número que hace referencia al número másico?

16	32,064	±2,4,6
444,6 11,9 2,07	S	
(Ne)3s ² 3p ⁴	Azufre	

Su símbolo es la letra S, su número atómico es 16, por lo tanto un átomo neutro de azufre posee 16 electrones y 16 protones. El número que hace referencia a su número másico es 32,064. Esto significa que la suma de los protones y neutrones es de 32, entonces mayoritariamente encontraremos azufre con 16 protones y 16 neutrones. En este caso el número de neutrones y protones coincide.

Ejercicio 16

¿Cómo es el símbolo químico del mercurio?

	a) Me
	b) Mr
X	c) Hg
	d) Hm

Ejercicio 17

El símbolo Pt, ¿a qué elemento hace referencia?

	a) Plata
X	b) Platino
	c) Potasio
	d) Proactinio

Ejercicio 18

Escribe el nombre de los siguientes elementos:

Cu	Cobre	Ni	Níquel
Br	Bromo	Au	Oro
Mg	Magnesio	Pb	Plomo
B	Boro	U	Uranio
O	Oxígeno	Li	Litio

Ejercicio 19

Escribe el símbolo de los siguientes elementos químicos

F	Flúor	Ti	Titanio
Al	Aluminio	Zn	Zinc
Ca	Calcio	S	Azufre
Ne	Neón	H	Hidrógeno
Si	Silicio	Na	Sodio
Fe	Hierro	C	Carbono
Ag	Plata		

Ejercicio 20

En la tabla periódica los elementos están ordenados:

	a) De forma alfabética
X	b) Según sus propiedades
	c) Conforme se ha ido descubriendo
	d) Según el uso que les damos

Ejercicio 21

Contesta verdadero o falso:

	V / F
El primer periodo tiene sólo ocho elementos	F
Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas periodos	V
El periodo que ocupa un elemento coincide con su primera capa electrónica	V
Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos	V
En un grupo, las propiedades químicas son muy similares	V
Todos los elementos del grupo tienen distinto número de electrones en su última capa	F

Ejercicio 22

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas

	V / F
Los átomos de los elementos tienden a rodearse de ocho electrones en el nivel más externo para adquirir la máxima estabilidad.	V
Los metales tienen tendencia a ganar electrones, porque su última capa tiene muy pocos electrones, así tienen más.	F
Los no metales tienen tendencia a capturar electrones para completar su última capa y parecerse al gas noble más próximo.	V
El enlace iónico está formado por un metal y un no metal, es decir, por un catión y un anión.	V
Las sustancias que se forman mediante enlace iónico serán blandas y con un punto de fusión bajo, serán líquidos.	F

Ejercicio 23

Para entender bien el enlace covalente, identifica cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas.

	V / F
El enlace covalente se da entre elementos de la zona derecha de la tabla periódica, entre no metales.	V
La cesión de electrones de un átomo a otro es propia del enlace covalente.	F
En el enlace covalente los átomos se unen mediante la formación de iones, uno positivo y uno negativo.	F
En el enlace covalente cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.	V
El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones.	V
Los compuestos formados por enlace covalente serán duros. La mayoría serán sólidos a temperatura ambiente.	F

Ejercicio 24

Para entender bien el enlace metálico, identifica cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas:

	V / F
Los metales tienen tendencia a liberar electrones. Si se encuentran con un átomo de no metal le cederán los electrones sobrantes y formarán un enlace iónico.	V
El enlace metálico se da entre metales y no metales.	F
El enlace metálico se forma por metales que liberan sus electrones y forman una estructura de cationes, rodeados por una nube de electrones liberados que mantienen unidos los cationes.	V
En el enlace metálico los electrones son compartidos por todos los núcleos.	V
La existencia de la nube de electrones hace que sean muy buenos aislantes.	F

Ejercicio 25

De los siguientes ejemplos, ¿Cuáles poseen enlaces metálicos?

X	a) Un tenedor de acero
	b) Una cuchara de madera
	c) Una botella de plástico
X	d) Un hilo de cobre

	e) Un folio de papel
	f) Una bolsa de plástico
X	g) Un taburete de aluminio
	h) Una servilleta de papel