

Prof. Martín Crispino

Contenidos del módulo

Unidad 1: Estructura atómica

Estructura atómica: Modelo atómico de Bohr – Número atómico y másico – Distribución de electrones por niveles - Isótopos – Formación de iones – Tabla periódica – Grupos y periodos de la tabla periódica – Propiedades de los metales y los no metales – Propiedades periódicas (radio atómico y electronegatividad).

Unidad 2: Uniones químicas

Uniones químicas covalentes, iónicas y metálicas – Regla del octeto – Estructuras de Lewis – Propiedades de las sustancias covalentes, metálicas y iónicas – Geometría molecular (Teoría de la repulsión de los pares electrónicos de valencia)

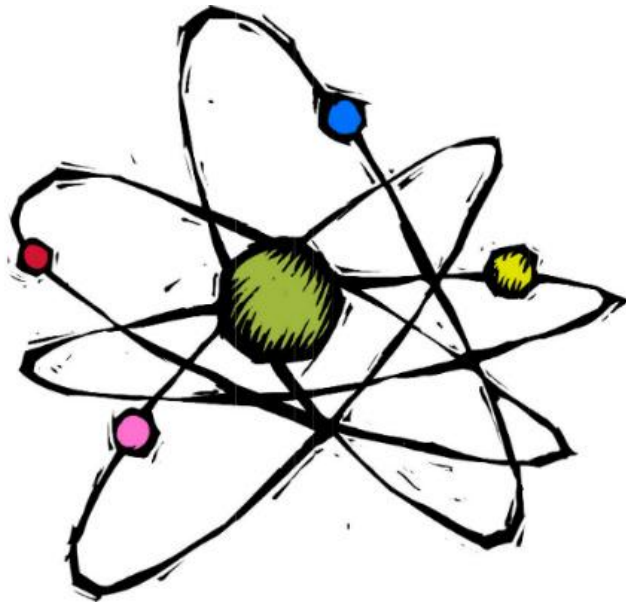
Unidad 3: Reacciones químicas

Cambios físicos y químicos – Ley de conservación de la masa – Ecuaciones químicas – Balanceo de ecuaciones químicas – Lluvia ácida – Reacciones exotérmicas y endotérmicas

Unidad 4: Intercambio de energía térmica

Calor y temperatura – Escalas de temperatura ($^{\circ}\text{C}$, $^{\circ}\text{K}$ y $^{\circ}\text{F}$) - Unidades de calor – Calor específico – Ecuación de cantidad de calor

Unidad 1



La estructura del átomo

Físicoquímica 3ªA

Unidad 1 – La estructura del átomo

La estructura del átomo

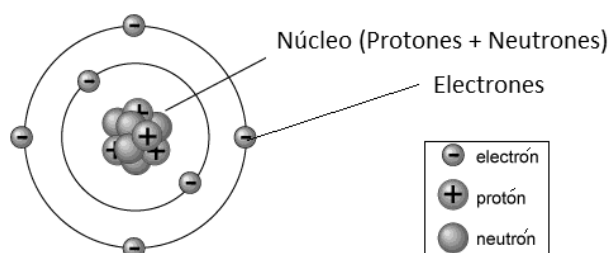
Durante el 2do año de fisicoquímica definimos al átomo como “la menor porción de materia que existe en la naturaleza”. ¿Pero cómo es la estructura de dicho átomo?

En 1810, Ernest Rutherford desarrolló un modelo que permitía explicar cómo está formado el átomo. Dicho modelo fue completado en 1913 por Niels Bohr. Para Rutherford y Bohr, el átomo posee a su vez 3 tipos de subpartículas que lo conforman; **los protones, neutrones y electrones**.

Según el modelo de Rutherford-Bohr el átomo tiene la siguiente estructura:

- Un núcleo con dos tipos de subpartículas; los protones y los neutrones. Los protones tienen carga eléctrica positiva y los neutrones no tienen carga eléctrica (por eso se dicen que son neutros)
- Girando alrededor del núcleo se encuentran el tercer tipo de subpartículas; los electrones. Estos electrones tienen carga eléctrica negativa y se encuentran en constante movimiento formando una “nube electrónica”

En la siguiente figura se puede observar un esquema de dicho modelo:



Los átomos son eléctricamente neutros ya que poseen la misma cantidad de protones (subpartículas con cargas positivas) que de electrones (subpartículas con cargas negativas). Por lo tanto, si un átomo posee 10 protones en su núcleo entonces tendrá 10 electrones girando alrededor.

$$\text{Número de protones (+)} = \text{Número de electrones (-)}$$

En la naturaleza, como dijimos anteriormente, existen alrededor de 92 átomos diferentes. Cada uno de ellos tiene distinto número de protones, electrones y neutrones que los diferencia entre sí. Por ejemplo, el átomo de carbono tiene 12 protones y 12 neutrones en su núcleo y 12 electrones girando a su alrededor. En cambio el potasio tiene 19 protones y 20 neutrones en su núcleo, y 19 electrones girando a su alrededor.



Sabías qué...

- En un grano de arena hay 2,2 trillones de átomos
- En una cabeza de alfiler entran 5 billones átomos
- 1 pelo tiene un espesor de medio millón de átomos
- Si los átomos fueran manzanas, nosotros seríamos tan grandes que podríamos agarrar todo el sistema solar con una mano...

Número atómico y número másico

Como ya observamos, en la naturaleza existen alrededor de 92 tipos de átomos diferentes que varían en su número de protones, electrones y neutrones. ¿Pero como simbolizamos un átomo para no confundirnos con otro?

Para simbolizar a un átomo debemos tener en cuenta su nombre y su **símbolo**. Este símbolo consta de una o dos letras que derivan de su nombre en Latín (la primera letra siempre en mayúscula) y viene dado por la **tabla periódica** de los elementos. En dicha tabla figuran todos los átomos que existen en la naturaleza (Nos centraremos en el estudio de la tabla periódica más adelante)

Algunos de los átomos más comunes son:

Carbono = C

Hidrógeno = H

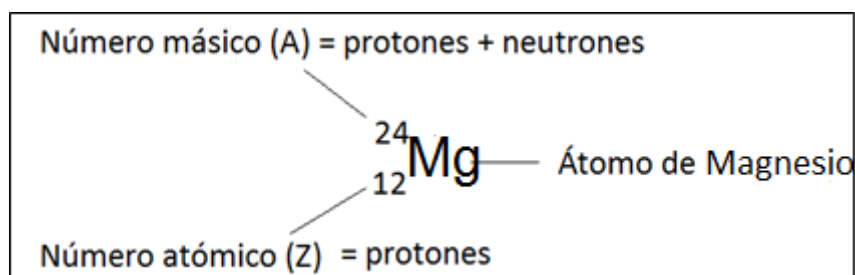
Cloro = Cl

Sodio = Na

Aluminio = Al

Azufre = S

Para indicar qué cantidad de protones tiene un átomo debemos utilizar el concepto de **número atómico o número Z**. Este número representa la cantidad de protones que tiene un átomo y se ubica en la esquina inferior izquierda del símbolo del elemento. En la esquina superior izquierda se ubica el **número másico o número A** que representa la suma de los protones y los neutrones:



En la figura anterior observamos que el Magnesio (Mg) tiene 12 protones ya que su número Z es igual a 12. Para averiguar el número de neutrones realizamos el siguiente cálculo:

$$\begin{aligned}\text{n}^\circ \text{ de Neutrones} &= \text{N}^\circ \text{ A} - \text{N}^\circ \text{ Z} \\ &= 24 - 12 \\ &= 12 \text{ neutrones}\end{aligned}$$

Por lo tanto el número de neutrones del magnesio es de 12 y el de protones también. La cantidad de electrones (como dijimos anteriormente) es igual a la de los protones por lo que el número de electrones también es de 12.

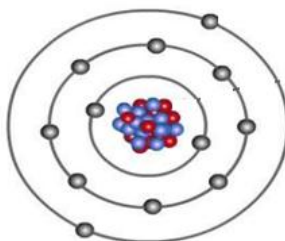
1. Completar las siguientes oraciones según corresponda:

- Un elemento está formado poriguales.
- Las subpartículas que forman un átomo son, y
- Los protones tienen carga eléctrica de signo
- Los electrones tienen carga eléctrica de signo
- El núcleo del átomo contiene a los y los
- Un átomo eléctricamente neutro tiene la misma cantidad de y de

2. Lee el siguiente fragmento: *“Para efectos de comparación, si un átomo tuviese el tamaño de un estadio, el núcleo sería del tamaño de una pelota de tenis colocada en el centro, y los electrones, como partículas de polvo agitadas por el viento alrededor de los asientos.”*

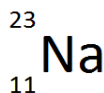
- ¿El átomo es continuo o tiene partes vacías?
- ¿El átomo es mayormente masa o vacío?
- ¿Dónde está concentrada la mayor parte de la masa del átomo?
- Compara las masas de los protones, electrones y neutrones.

3. El siguiente esquema que representa la estructura de un átomo neutro según el modelo de Bohr. Descubrir de qué átomo se trata y señala en el dibujo las partículas subatómicas. Justifica por qué elegiste dicho átomo.



- ¿Qué representa el Número atómico o número Z de un átomo?
- ¿Qué representa el Número másico o número A de un átomo?

5. Observa el símbolo del siguiente átomo y realiza las actividades propuestas:



- Busca su nombre en la tabla periódica.
- Indica su número atómico (Z).
- Indica su número másico (A).
- Indica su número de protones, electrones y neutrones.
- Esquematiza dicho átomo.

6. Observa el símbolo del siguiente átomo y realiza las actividades propuestas:



- Busca su nombre en la tabla periódica.
- Indica su número atómico (Z).
- Indica su número másico (A).
- Indica su número de protones, electrones y neutrones.
- Esquematiza dicho átomo.

7. Completa el siguiente cuadro con los datos que faltan:

SÍMBOLO	Z	A	Nº PROTONES	Nº NEUTRONES	Nº ELECTRONES
Na					
S					
Cr					
	29	64			
	35	80			
	46	106			
			53	74	
				82	57
		195			78

Los isótopos

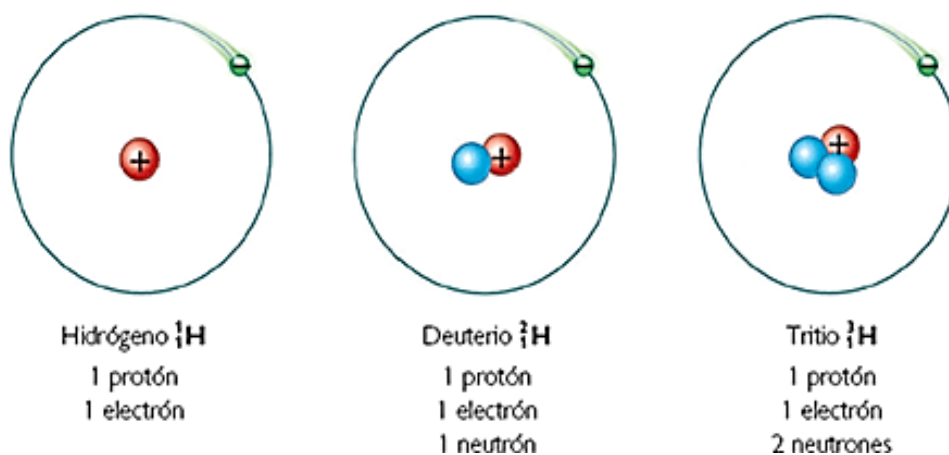
Algunos elementos químicos se encuentran en la naturaleza compartiendo su número atómico (Z) pero que difieren en su número másico (A).

¿Qué significa esto? Que al tener igual Z, se trata del mismo tipo de elemento ya que tienen la misma cantidad de protones en su núcleo, y tienen el mismo símbolo. Pero por otro lado, al variar su número másico, lo que varía es el número de neutrones que tiene cada uno.

A estos elementos se los conoce con el nombre de ISÓTOPOS. No todos los elementos de la tabla tienen isótopos, pero sí muchos de ellos.

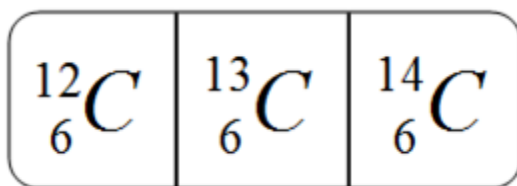
Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrógeno. Uno de ellos, que se conoce como hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado deuterio contiene un protón y un neutrón, y el tritio tiene un protón y dos neutrones.

Así, para los isótopos de hidrógeno se escribe:



Por supuesto que en la Tabla periódica de los elementos no aparecen los tres isótopos del hidrógeno. Tanto para este elemento, como para todos los de la tabla, los datos que figuran corresponden a un promedio que tiene en cuenta la masa todos los isótopos que existen de cada elemento y su abundancia en la naturaleza.

Otro ejemplo muy conocido es el caso del carbono. Existen varios isótopos para el elemento carbono, algunos de ellos son los siguientes (cabe aclarar que el carbono-12 es el más abundante en la naturaleza):



Se puede observar a continuación cómo todos ellos comparten su Z y difiere su A. Si se ponen a hacer cálculos... ¿cuántos neutrones tienen cada uno de ellos? ¿la misma cantidad?

Actividades

8. ¿A qué se denominan isótopos?

9. ¿Cuáles de los siguientes elementos son isótopos? **Justifica tu respuesta.**



10. Los números de masa de los isótopos del criptón (Kr) son: 78, 80, 82, 83, 84 y 86. ¿Cuántos neutrones hay en el núcleo de cada uno de ellos?

11. Responde verdadero (V) o falso (F) y justifica en caso de que sean falsas.

- a.** Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen igual número de neutrones.
- b.** Dos isótopos tienen igual número másico pero diferente número atómico.
- c.** Dos isótopos tiene diferente cantidad de electrones.

12. Lee el siguiente fragmento y responde:

El carbono-14 es un isotopo radioactivo del carbono 12, sirve para conocer el tiempo de antigüedad de una roca o fósil, se lo obtiene directamente del material que se desea analizar ya que cada material terrestre tiene una pequeña cantidad de C14. Los paleontólogos, como conocen el tiempo medio de desintegración de ese isotopo, examinando la cantidad de ese compuesto y su curva de extinción, pueden conocer la antigüedad de un fósil.

- a.** Indica la cantidad de protones, electrones y neutrones de los dos isótopos del carbono.
- b.** ¿Qué uso tiene el carbono -14?
- c.** ¿Qué significa que el carbono-14 sea radioactivo? Busca información en internet.

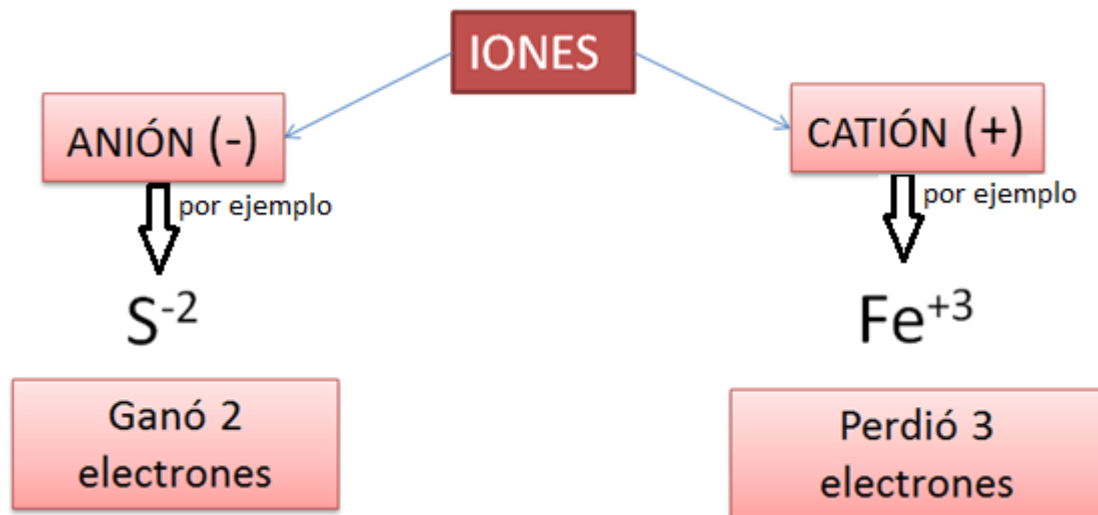
Átomos con carga: Los iones

Los iones son átomos o grupos de átomos que poseen carga eléctrica porque han ganado o perdido ELECTRONES.

Pueden ser:

- **ANIONES:** si poseen carga negativa, lo que significa que GANARON electrones.
- **CATIONES:** si poseen carga positiva, lo que significa que PERDIERON electrones.

Por ejemplo:



¿Por qué los átomos forman iones?

Ya vimos que los átomos pueden formar iones, pero no sabemos por qué los forman y cuál será la carga que adquirirá cada elemento de la tabla periódica cuando pierda o gane electrones, según se trate de un metal o un no metal.

IMPORTANTE RECORDAR:

Los METALES tienden a PERDER electrones → forman CATIONES (+)

Los NO METALES tienden a GANAR electrones → forman ANIONES (-)

El principal objetivo de los elementos químicos es adquirir su estado máximo de estabilidad, es decir, lograr tener 8 (ocho) electrones en su último nivel de energía. A esto se lo conoce como Regla del octeto. Según la regla del octeto, los elementos metálicos y no metálicos tienden a adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano.

Los gases nobles se encuentran en la naturaleza en forma atómica y no tienden a formar compuestos químicos. Esto ha hecho analizar la distribución de los electrones en los átomos de dichos elementos. Como se ha comprobado, los átomos de los gases nobles se caracterizan por tener todos sus niveles y subniveles energéticos completamente llenos. La estabilidad de los gases nobles se asocia con la estructura electrónica de su última capa que queda completamente llena con ocho electrones.

El octeto, ocho electrones de valencia, es una disposición electrónica muy estable que coincide con la de los gases nobles, que son elementos de una gran estabilidad como dijimos anteriormente.

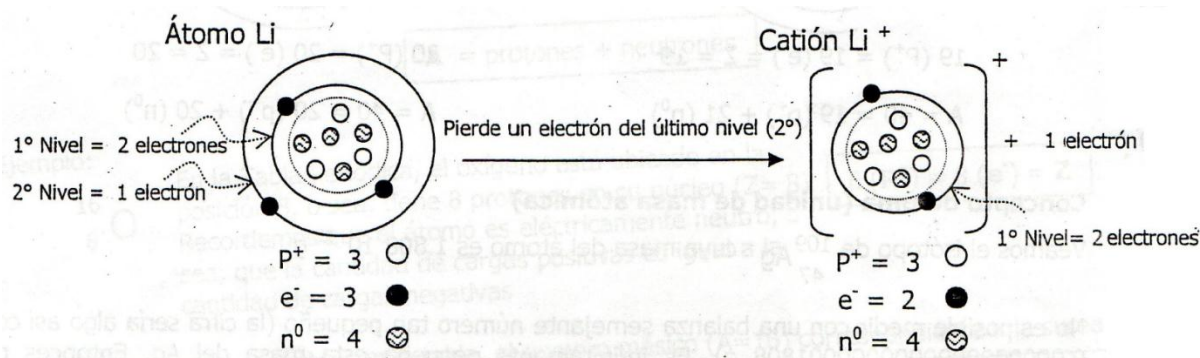
Queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con dos electrones.

El hidrógeno (que es un no metal) tiene un electrón de valencia y le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica estable del He (que a diferencia de los demás gases nobles, tiene 2 electrones en su último nivel). Es por eso que el Hidrógeno tenderá a ganar un electrón para completar su último nivel (en este caso con 2 electrones, en lugar de 8 como los demás elementos).

Otros casos particulares en los que su último nivel se estabiliza con 2 electrones son el Litio y el Berilio, que por tratarse de metales, tenderán a perder sus electrones para adquirir la configuración electrónica del Helio (2 electrones en su último nivel).

Utilizaremos la representación del modelo de Bohr para ejemplificar la formación de iones.

Formación de un **catión** de Litio:



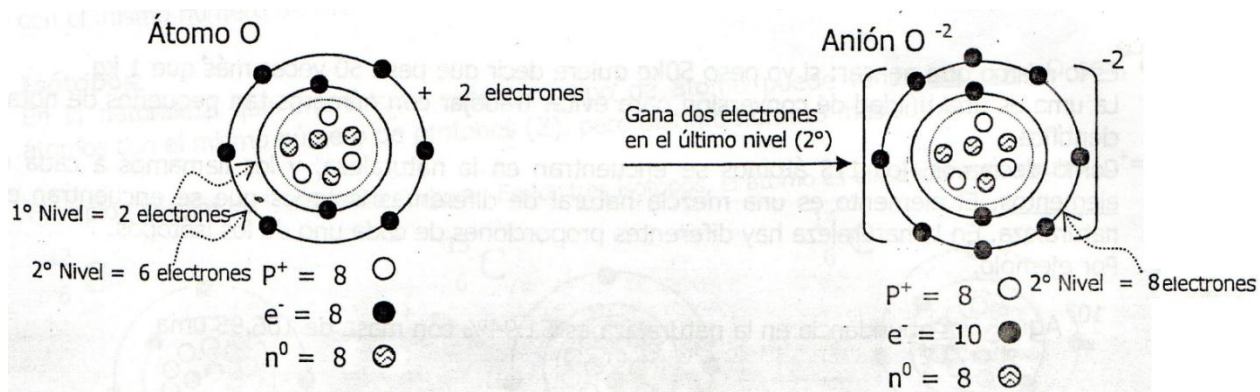
Para entender la formación de **CATIONES** tenemos que aplicar la regla del octeto.

Según esta regla, los metales siempre pierden tantos electrones como sean necesarios para dejar completo el nivel anterior, ya sea:

- dejando 2 electrones si es 1º nivel.
- dejando 8 electrones si son los demás niveles.

Por eso, en el ejemplo, el átomo de litio pierde 1 e^- , pasando a tener solo los 2 e^- del primer nivel (no le “conviene” ganar 7 electrones para llegar a tener 8 en su último nivel, ya que se necesitaría mucha energía).

Formación de un **anión** de Oxígeno:



Para entender a formación de **ANIONES** tenemos que aplicar la regla del octeto.

Los no metales siempre ganan o comparten tantos electrones como sean necesarios para completar el último nivel, ya sea:

- llegar a 2 electrones si es 1º nivel.
- llegar a 8 electrones si son los demás niveles.

Por eso, en el ejemplo, el átomo de oxígeno gana 2 e^- , pasando de tener 6 e^- en el último nivel a tener 8 e^- , cumpliendo la regla del octeto.

Actividades

13. a. ¿Qué es un ion? ¿Cómo se llaman los diferentes tipos de iones? ¿A qué se debe?

b. Explica por qué cuando se forma un ion no se modifica la masa de un átomo.

14. Completa el siguiente cuadro con los datos que faltan (**sin usar tabla periódica**):

Átomo	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Na ⁺	11	23			
Ba	56	137			
Al ³⁺		27		14	
S ²⁻			16	16	
Sn		119		69	
Br ⁻		80			36

15. En la siguiente tabla se indica la estructura de cuatro átomos. Observa la tabla y luego completa con los datos que faltan:

ÁTOMO	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES	A	Z	CARGA	Tipo de ion
A	8	8	10				
B	3	4	2				
C	11	12	10				
D	9	10	9				

La tabla periódica de los elementos

La tabla periódica es un esquema en forma de tabla donde figuran todos los elementos químicos que se conocen, sistemáticamente **ordenados de acuerdo a sus números atómicos**, en orden creciente. Fue creada en 1869 por el químico **Ivanovich Dimitri Mendeleiev** (1834-1907).

En esta tabla, los elementos están dispuestos en **dieciocho columnas verticales denominadas grupos**, compuestas de elementos de similares propiedades. Cuenta además, con **siete filas horizontales denominadas periodos**, donde se colocan los elementos por sus masas similares, aunque tienen diferentes propiedades.

A la izquierda y en el centro de la tabla se ubican los metales, que son los elementos más abundantes. A la derecha están los no metales, exceptuando los gases nobles que se encuentran en el último grupo de la tabla.

Los elementos químicos se simbolizan con una o dos letras (generalmente son iniciales de sus nombres en latín) y el número atómico suele aparecer en las tablas, sobre este símbolo. En la siguiente figura se observa un esquema de un tabla periódica.

[illegible]

LOS PERÍODOS

Corresponden a las **filas horizontales** de la tabla periódica. La tabla periódica consta de siete periodos. ***El número del período coincide con la cantidad de niveles de energía en los que se distribuyen los electrones.***

- El **primer período**, comprende solo dos elementos: hidrógeno y helio. Son los dos elementos gaseosos más ligeros que se encuentran en la naturaleza.
- El **segundo período**, consta de ocho elementos; comienza con el litio y termina con el neón. En este período se ubican el oxígeno y el nitrógeno, gases fundamentales en la composición del aire que respiramos, y el carbono, materia prima fundamental de los seres vivos.
- El **tercer período** tiene igualmente ocho elementos; se inicia con el sodio y termina con el argón. En este período aparece el fósforo y el azufre, elementos importantes para la síntesis de los ácidos nucleicos y las proteínas.
- El **cuarto período** comprende un total de 18 elementos, comienza con el potasio prolongándose hasta el kriptón. En este período se encuentran metales como el titanio, el cromo, el hierro, el cobalto, el níquel, el cobre y el zinc ampliamente utilizados en la industria.
- El **quinto período**, también con 18 elementos, comienza con el rubidio hasta el xenón. En esta serie se destaca el yodo por su valor biológico.
- El **sexto período** con 32 elementos, se inicia con el cesio y termina en el radón. Se destacan el oro y el platino como metales preciosos y el mercurio que es el único metal líquido que existe en la naturaleza. Dentro de este período hay un conjunto particular de 14 elementos, comenzando por el cerio y terminando con el lutecio llamados **serie de los lantánidos**, debido a que sus propiedades son semejantes a las del lantano. Se ubican generalmente al final de la tabla en una fila aparte; son metales que se hallan en minerales raros como la euxenita.
- El **séptimo período**, se extiende desde el francio hasta el elemento 109, unileno. Este período incluye como el anterior un conjunto de 14 elementos, desde el torio hasta el unileno, llamados **serie de los actínidos** porque sus propiedades son semejantes al actinio. Se ubican al igual que los lantánidos en la parte inferior de la tabla periódica.

LOS GRUPOS

Los grupos son las **columnas** de la tabla periódica. En la tabla periódica actual existen 18 grupos, en cada uno de los cuales están ubicados elementos con propiedades químicas similares. **Todos los elementos de un mismo grupo presentan igual configuración electrónica externa.** Para los elementos representativos, el número de grupo expresado en nº romanos (del I al VIII) coincide con la cantidad de electrones en su último nivel.

Los grupos se encuentran divididos en los subgrupos **A, B** y **también están los metales de transición interna**, que no se numeran. El número romano para el caso de los subgrupos A representa **la valencia del grupo o el número de electrones en el último nivel**; así, por ejemplo, todos los elementos del grupo IA tienen valencia 1 mientras que los elementos del grupo IIIA tienen valencia 3. En el subgrupo A hay ocho familias llamadas también **elementos representativos**. En el caso del subgrupo B se los conoce como **metales de transición**.

Los grupos indican el número de electrones que tienen los elementos en su capa más externa o nivel de valencia, por lo que presentan propiedades químicas similares.

Elementos representativos (Grupos IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIIIA)

Metales Ligeros

Metales de transición

No metales

Gases nobles

No metal

H												He					
Li	Be											Ne					
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VB	VIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Lr	Ku	Hn													

↓ ↓

Metales alcalinos Metales alcalinos térreos

Serie de los lantánidos

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	u	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Fm	Md	No	No

Serie de los actínidos

Metales pobres

↓
Halógenos

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	u	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Fm	Md	No	No

Metales de transición interna

Observando la tabla periódica podemos obtener mucha información sobre los elementos químicos, con solo saber su ubicación, como por ejemplo:

- Saber cuántos niveles de energía tiene ese elemento.
- Conocer el número de electrones en su último nivel energético.
- Representar los posibles iones que formará cada elemento.
- Saber si se trata de un metal, un no metal o un gas noble, entre otros.
- Conocer sus propiedades químicas.
- Saber qué tipo de enlaces químicos formará (lo veremos más adelante).

Actividades

- 16. a.** ¿Qué son los grupos y los períodos de la tabla periódica? ¿Cuántos grupos y periodos hay en total?
- b.** ¿Cuántos grupos forman los elementos representativos? Nombra los elementos representativos del 3er periodo.
- c.** ¿Qué característica del átomo nos informa el número de grupo al que pertenece un elemento representativo?
- d.** ¿Qué característica del átomo nos informa el número del grupo al que pertenece el elemento?

17. a. Sin mirar la tabla periódica completa el siguiente cuadro:

Elemento representativo	Grupo	Periodo	Cantidad de niveles de energía de sus electrones	Cantidad de electrones del último nivel
Na (Sodio)	I A	3		
C (Carbono)	IV A	2		
Al (Aluminio)			3	3
Br (Bromo)	VII A		4	
O (Oxígeno)		2		6
Ca (Calcio)	II A	4		

b. Las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a los elementos de la tabla anterior. Indica cuál corresponde a cada uno **sin mirar la tabla periódica**.

I. 2-8-8-2 II. 2-8-1 III. 2-8-18-7 IV. 2-6 V. 2-4 VI. 2-8-3

c. ¿Cuáles de los elementos anteriores tienden a formar cationes y cuáles aniones? Justifica.

18. A continuación se presentan algunos elementos representativos. Indica para cada uno de ellos si tienden a formar aniones o cationes, según si se trata de metales o no metales. También indica la carga que adquirirán al formar sus respectivos iones, teniendo en cuenta la regla del octeto.

a. Ca b. Na c. S d. C e. Li f. H i. Br

19. Dado el siguiente esquema de la Tabla Periódica en forma genérica, en la que las letras no representan los símbolos de los elementos, respondan si las siguientes opciones son verdaderas o falsas.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1																			
2	A	B											C				J	L	Q
3	D																K	M	R
4	E						P			W								N	S
5	F	Z					X				Y		T						
6	G													H	I				
7	U																		

- a. A y B son elementos no metálicos V - F
- b. N y E son elementos representativos V - F
- c. Z pertenece al quinto período V - F
- d. C es un elemento del segundo grupo V - F
- e. Los elementos A, D, E, F y G pertenecen al primer período V - F
- f. Los elementos, L, M y N son gases nobles V - F
- g. Los electrones del nivel más externo de C son dos V - F
- h. J es un metal V - F
- i. E posee cuatro electrones en el último nivel ocupado V - F
- j. El elemento Z tiene 2 niveles de energía de sus electrones. V - F
- k. P y X son elementos de transición V - F
- l. El elemento M como es un no metal, tiende a perder electrones y formar un catión. V - F
- m. El elemento D es un metal y tiene un electrón en su último nivel, por lo que forma un catión con carga +1. V - F

20. Completen la siguiente tabla:

Símbolo	Z	A	p	e ⁻	N	Configuración electrónica por niveles
C	6				6	
Fe		56	26			
S		32			16	
K ⁺					20	
O ⁻²				10	8	
Mn	25	55				
Rb ⁺		85	37			
Zn			30		35	

21. En la siguiente página lee la tabla de las propiedades de los metales y lo no metales. Luego resuelve los siguientes ejercicios:

- ¿Cuál de los dos grupos se utiliza principalmente para la construcción? Justifica tu respuesta.
- ¿Cuál de los dos grupos se encuentra principalmente en los seres vivos? Ejemplifica con elementos que conozcas.
- ¿Qué propiedad y qué tipo de elementos (metales o no metales) permiten la fabricación de joyas?
- Debido a que los termos de vidrio se rompen fácilmente, hoy en día se han puesto de moda los termos metálicos que consisten en dejar una zona hueca con aire en el medio entre el agua y la parte exterior. Intenta explicar qué propiedad y qué tipo de elemento (metal o no metal) posibilitan el funcionamiento del termo.

Propiedades de los Metales	Propiedades de los No Metales
PROPIEDADES FÍSICAS ■ Estado de agregación. Los metales son sólidos a temperatura ambiente con excepción del mercurio que es líquido; el cesio, el galio y el francio tienen puntos de fusión muy bajos: 28,7 °C, 29,8 °C y 30 °C, respectivamente.  ■ Apariencia. Presentan un brillo característico llamado brillo metálico; éste sólo se aprecia cuando su superficie ha sido recientemente cortada o pulida, porque tienden a reaccionar de inmediato con el oxígeno del aire formando un óxido metálico opaco. ■ Conductividad térmica y eléctrica: Son buenos conductores de la energía calórica y eléctrica. Por ejemplo, los recipientes usados para cocinar son por lo general metálicos. ■ Ductilidad y maleabilidad. Se pueden convertir en hilos. Por ejemplo, el oro y la plata se usan en la elaboración de piezas de joyería. ■ Maleabilidad. Se pueden extender fácilmente en láminas. Por ejemplo, las láminas de aluminio se emplean en construcción.	PROPIEDADES FÍSICAS ■ Estado de agregación: a temperatura ambiente pueden ser sólidos como el carbono, líquidos como el bromo y gaseosos como el oxígeno.  ■ Apariencia: presentan variedad de colores. Por ejemplo: el bromo es rojo, el azufre es amarillo y otros son incoloros como el nitrógeno. No presentan brillo metálico. ■ Conductividad térmica y eléctrica: son malos conductores del calor y de la electricidad, por ello se emplean como aislantes de la electricidad y del calor. ■ Ductilidad y maleabilidad: no son dúctiles ni maleables; no se pueden convertir en láminas ni hilos, son duros pero cuando se les golpea se fragmentan con facilidad, es decir, son muy quebradizos.
PROPIEDADES QUÍMICAS ■ Propiedades periódicas. Los metales retienen débilmente los electrones de la capa más externa (capa de valencia), por ello los pierden en una reacción química. ■ Reactividad. La mayoría de los metales reaccionan con los no metales, principalmente con el oxígeno para formar óxido y con los halógenos formando halogenuros.	PROPIEDADES QUÍMICAS ■ Propiedades periódicas: retienen con fuerza los electrones de la capa externa (electrones de valencia) y tienden a atraer los electrones de otros elementos durante una reacción química. ■ Reactividad: la facilidad con que los no metales reaccionan con otros elementos es variable; algunos son muy reactivos, por ejemplo el flúor y el oxígeno. Los no metales pueden reaccionar con los metales o con otros no metales.
<i>¡No olvidar!: El hidrógeno (H) se localiza en el grupo IA, sin embargo, <u>ES UN NO METAL</u>; químicamente se comporta como los halógenos (grupo VIIA), se encuentra libre en la naturaleza, arde con mucha facilidad y reacciona con muchos metales y no metales.</i>	

Propiedades periódicas

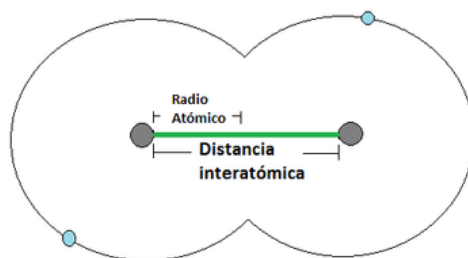
A medida que recorremos a lo largo de un grupo o un período en la tabla periódica, veremos que algunas propiedades de los elementos químicos varían en forma gradual y se repiten secuencialmente. Esta periodicidad en las propiedades de los elementos permite estudiarlos y predecir el comportamiento químico y las propiedades físicas de los elementos. Este año estudiaremos el radio atómico y la electronegatividad.

• RADIO ATÓMICO

El radio atómico nos da idea del tamaño de un átomo y es de gran utilidad para entender la química de los elementos, ya que varias propiedades físicas como la densidad, el punto de fusión y de ebullición, se relacionan con el tamaño atómico.

Sin embargo, el “tamaño de un átomo” no es un concepto preciso, ya que la nube de electrones que rodea al núcleo no tiene una frontera definida.

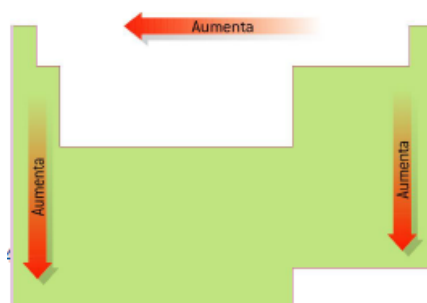
Como se puede deducir, los átomos son partículas tan diminutas que es imposible medirlos directamente. No obstante, los químicos han desarrollado técnicas que permiten estimar la distancia que hay entre los núcleos de dos átomos o dos iones contiguos. Si suponemos que el átomo tiene forma esférica, el radio atómico corresponde a la mitad de la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos contiguos, tanto si se trata de un sólido metálico como de una molécula covalente.



Variación del radio atómico en la tabla periódica:

- **A lo largo de un grupo: aumenta hacia abajo.** Esto se debe a que a medida que bajamos en un grupo, aumenta el número de niveles energéticos, con lo cual, aumentará el tamaño atómico.
- **A lo largo de un período: aumenta hacia la izquierda (o disminuye hacia la derecha...).** Esto es debido a que al no aumentar el número de niveles, los electrones que se incorporan a la estructura se ven atraídos con mayor fuerza por el núcleo, al ser mayor la carga nuclear. La carga nuclear es precisamente la carga del núcleo, que está determinada por el número de protones en él, es decir, su número atómico. Debido a esta mayor fuerza de atracción se produce una disminución del tamaño del átomo.

Podemos observar resumir esta variación de la siguiente manera:



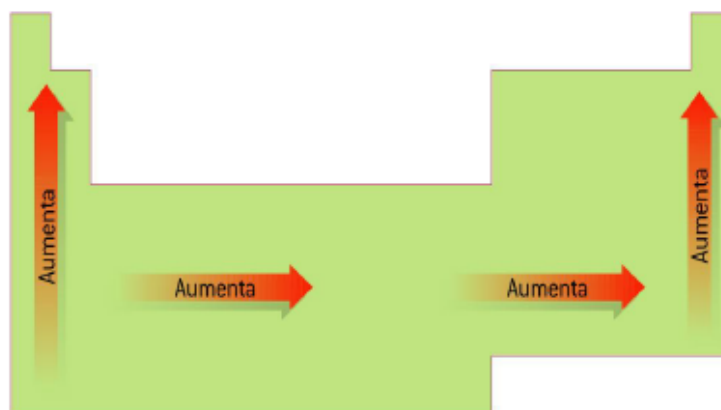
A continuación se representan los tamaños del radio atómico de algunos elementos representativos. Los valores están expresados en nm ($1\text{nm} = 1 \times 10^{-9}\text{m}$)

1	2	13	14	15	16	17
H 0,037						
Li 0,152	Be 0,112	B 0,098	C 0,091	N 0,092	O 0,073	F 0,072
Na 0,186	Mg 0,160	Al 0,143	Si 0,132	P 0,128	S 0,127	Cl 0,099
K 0,227	Ca 0,197	Ga 0,141	Ge 0,137	As 0,139	Se 0,140	Br 0,114
Rb 0,248	Sr 0,215	In 0,166	Sn 0,162	Sb 0,159	Te 0,142	I 0,132
Cs 0,265	Ba 0,222	Tl 0,171	Pb 0,175	Bi 0,170		

• ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a atraer electrones, cuando se forma un enlace químico (es decir, cuando dos átomos se “unen”). Es decir, es una medida de la capacidad de un elemento para atraer hacia sí los electrones que lo enlazan con otro elemento. Los valores que corresponden a la electronegatividad de los elementos presentan variaciones regulares tanto en los grupos como en los períodos.

- A lo largo de un período: aumenta al desplazarnos hacia la derecha en la tabla periódica.
- Dentro de un mismo grupo: disminuye a medida que aumenta el número atómico (disminuye hacia abajo, o lo que es lo mismo, aumenta hacia arriba). Los átomos presentan una menor electronegatividad a medida que aumenta su tamaño.



La electronegatividad es muy importante para conocer qué tipo de unión se formará entre dos átomos.

Actividades

22. Escribe una definición de las siguientes propiedades periódicas:

- a. Radio atómico
- b. Electronegatividad

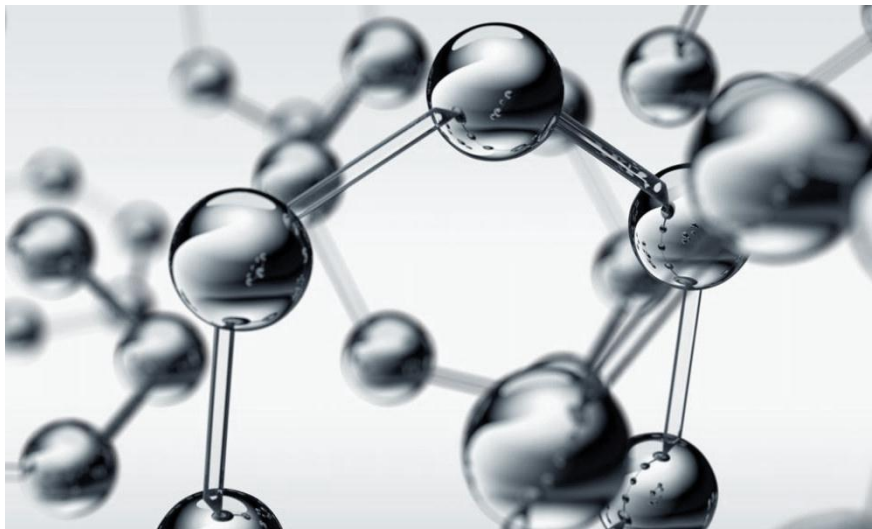
23. Ordena los siguientes elementos según lo indicado a continuación:

- a. Li ; Fr ; Cs ; Rb → (por orden creciente de RADIO ATÓMICO)
- b. P ; Na ; Al ; Ar ; Cl → (por orden creciente de RADIO ATÓMICO)
- c. Fe ; Zn ; Ca ; Br ; Se → (por orden creciente de ELECTRONEGATIVIDAD)

24. Responde las siguientes preguntas:

- a. Si comparamos el tamaño del radio atómico entre el Be y el C, dos átomos que se encuentran en un mismo período, ¿Cuál tendrá mayor radio? ¿Por qué?
- b. A lo largo de un grupo (hacia abajo), ¿cómo varía el tamaño de los átomos y por qué?
- c. Si comparamos un átomo neutro con su catión, ¿cuál tendrá mayor tamaño? ¿Por qué?
- d. ¿Qué átomo tendrá mayor electronegatividad, uno que se encuentra en el grupo 2 y período 5 o uno que se encuentra en el grupo 2 y período 2?

Unidad 2



Uniones químicas

Físicoquímica 3° A
Unidad 2: Uniones químicas

Uniones químicas

Se denomina unión química a la unión que existe entre dos o más partículas (átomos o moléculas) a partir de la interacción entre sus electrones externos. Cuando dichas partículas se unen entre sí, ceden, aceptan o comparten electrones. **Los electrones que interactúan en las uniones son los electrones externos, es decir los electrones pertenecientes al último nivel de energía.** (Recordemos que los electrones de un átomo están divididos en niveles de energías).

¿Cómo sabemos cuántos electrones tiene un átomo en su último nivel electrónico?

Para obtener la información de cuántos electrones tiene un átomo en su último nivel de energía debemos observar la tabla periódica que nos indica la distribución de los electrones en sus distintos niveles de energía. De este modo, sólo tendremos en cuenta para las uniones químicas, los electrones del último nivel de energía, es decir los electrones más externos. Para representar los electrones del último nivel de energía se utiliza las estructuras de Lewis.

¡PARA NO OLVIDAR!: Estructuras de Lewis

La estructura de Lewis de un átomo es un modelo en el cual se indica mediante un diagrama de puntos, la cantidad de electrones que posee un átomo en su **último nivel de energía**. Estas estructuras, al ser parte de un modelo, no significan que sean una representación de lo que sucede en la realidad, sino que son herramientas que nos serán de gran ayuda para poder esquematizar las uniones químicas.

Por ejemplo, para el caso del oxígeno (que posee 8 electrones en total), observamos en la tabla periódica la cantidad de electrones que posee sólo en su último nivel. En este caso **el átomo de oxígeno posee 6 electrones externos**. En los diagramas de Lewis, los electrones se ubican alrededor del símbolo del átomo **de a pares**. Por lo tanto la estructura de Lewis es:



Figura: Estructura de Lewis del oxígeno.

La “Regla del octeto”

Los átomos se unen porque al estar unidos adquieren una situación más estable que cuando estaban separados, es decir que adquieren una situación de menor energía y por lo tanto tienen menor tendencia a reaccionar químicamente. Esta situación de mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones externos al que llegan los átomos luego de unirse con otro es igual a ocho, estructura coincide con el último nivel de los gases nobles. Cabe destacar que hay muchas situaciones en donde la regla del octeto no se cumple, aunque en este módulo sólo nos centraremos en las uniones más sencillas donde sí se cumple dicha regla.

Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados. Sus átomos, a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel. Esta cantidad de electrones es muy estable y a ella se debe su poca reactividad. El helio también es un gas noble pero es el único de los gases nobles que posee solo 2 electrones externos aunque también se lo considera muy estable.

Podemos explicar la unión de los átomos para formar uniones porque a través de ella consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, al igual que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de regla del octeto.



Figura: Estructura de Lewis de los gases nobles. En dichas estructuras se observan los electrones del último nivel de energía. Observar que el Helio sólo posee 2 electrones externos.

Durante este módulo asumiremos dicha regla como una regla general ya que sólo nos centraremos en uniones sencillas, pero debemos recordar que hay varias excepciones. Por ejemplo, el átomo de fósforo al formar uniones con el cloro, llega a tener mayor cantidad de 8 electrones en último nivel. Otras veces, como el caso del Boro, la regla del octeto no se cumple ya que al formar una unión química, llega a tener menor cantidad de 8 electrones en último nivel. La excepción más importante que nosotros estudiaremos es la del hidrógeno, que se explica en el siguiente recuadro:

¡PARA NO OLVIDAR!: La regla del octeto en el hidrógeno

El Helio es un gas noble, pero posee solo 2 electrones en su último nivel de energía, en lugar de 8 como el resto de los gases nobles. Teniendo en cuenta esto, el hidrógeno, que posee un electrón en su último nivel, iguala la cantidad de electrones externos del Helio cuando se une con otro átomo para llegar a tener 2 electrones. **Es decir que en el hidrógeno la regla del octeto se cumple cuando llega a tener 2 electrones en su último nivel.**

1. Lee el siguiente texto y luego resuelve las consignas

Una fiesta elemental

Todos los elementos invitados a la fiesta habían acudido, desde el más liviano, el hidrógeno, hasta uno de los más pesados, el uranio. Todos lucían muy elegantes, ya que era una buena ocasión para impresionar y así conseguir amistades o parejas.

Los “señores”, como el flúor y el cloro, eran de los más activos porque al contar con 7 electrones en su última capa energética gozaban de los mejores atributos químicos para llamar la atención y entrar a reaccionar, claro que también hay otros como el cesio, el francio, el rubidio, el potasio y el sodio que son muy activos y se dejan conquistar con el primer acercamiento.

Como ocurre en todas las reuniones, se forman grupos aislados, muy apáticos, que no saludan, no le hablan a nadie, estos son los apodados gases inertes, que no se interesan por nadie, puesto que se ufanan de ser autosuficientes, es decir, se sienten estables energéticamente al tener 8 electrones en su última capa energética. Son los únicos que desde su nacimiento cumplen con la regla del octeto.

Al transcurrir la fiesta se empiezan a notar elementos entusiasmados a reaccionar con otros para unirse o enlazarse y así formar una familia.

Las uniones se originan como resultado de las interacciones que pueden ser atracciones y repulsiones mutuas entre electrones. El objetivo del matrimonio químico, es similar al social: se realiza para acompañarse y alcanzar una estructura más estable, o sea un estado de menor energía. En búsqueda de la pareja juega un papel muy importante la apariencia física, entendida esta como la parte que el átomo deja ver, es decir, la parte externa... el vestido, pues en muchos casos hay atracciones y amor a primera vista (el vestido del átomo son los electrones de la última capa de energía).

Además de la apariencia física también cuenta la “personalidad” del elemento, en este caso la electronegatividad o capacidad que posee un átomo para atraer electrones del enlace. Mediante esta propiedad definimos un elemento como buena, regular o mala “persona”. Si el valor de la electronegatividad es bajo, el elemento es como una persona positiva que dona sus electrones, como por ejemplo, lo de los grupos 1y 2 de la tabla periódica. Si la electronegatividad es alta. Se tiene un elemento muy negativo que roba electrones del enlace, como los átomos no metálicos.

Al aumentar el calor de la fiesta o su energía, ya se comienza a ver parejas de átomos. La primera unión que se ve es la formación de la sal común (NaCl), donde el cloro, con un bonito traje de 7 electrones, “conquista” al sodio, elemento que queda positivo al entrar en contacto con él ya que le cede el único electrón de su capa externa para estabilizarse al quedar con 8 electrones en el último nivel. Dicha unión se clasifica como unión iónica.

Siguiendo los sucesos de la fiesta, se observa que en algunos metales sus átomos se unen entre ellos mismos, formando agregados, en los que cada átomo aporta sus electrones de la capa externa formando así iones positivos, dichos electrones actúan también como una nube electrónica que se desplaza por todo el metal para estabilizar el agregado. Este tipo de unión se denomina enlace metálico.

Otras parejas que se formaron fueron las de los no metales entre ellos mismos o con otros no metales, por ejemplo O_2 , N_2 , H_2O , CH_4 , Cl_2 . Estos enlaces son parecidos a un matrimonio en donde se requiere igualdad de condiciones para los esposos; los átomos que se unen poseen electronegatividades semejantes, y por consiguiente los electrones del enlace son compartidos mutuamente. Este tipo de enlace es la unión covalente.

La fiesta termina y unos salen felices con sus conquistas y enlaces, mientras que otros esperarán ansiosamente otra oportunidad con mejor suerte para poder interactuar o reaccionar y así dejar la soledad.

Responder:

- ¿Qué elementos invitados a la fiesta son los más reactivos? Indicar su grupo y período
- ¿Cuáles de los elementos son antipáticos y por qué?
- ¿Cómo se originan las uniones entre los elementos? ¿Por qué?
- ¿A qué se define electronegatividad?
- ¿Qué tipos de uniones se forman en la fiesta y cuál es la característica de cada una?

2. a. ¿A qué se denomina unión química?

b. ¿Participan todos los electrones de un átomo en una unión química? En caso de ser negativa la respuesta, indica cuáles son los electrones que participan.

c. Realiza las estructuras de Lewis de los siguientes átomos:

I. Cloro

II. Sodio

III. Carbono

d. ¿Qué simbolizan las cruces o puntos alrededor del símbolo del átomo en las estructuras de Lewis?

3. ¿A qué se llama “Regla del octeto”? ¿Se cumple en todos los casos?

4. Observa los siguientes videos en internet (que se encuentran subidos al blog de la materia) e indica con una cruz las respuestas correctas:

VIDEO SOBRE UNION IONICA: <http://www.youtube.com/watch?v=uvZCFupdl4U>

VIDEO SOBRE UNION COVALENTE: <http://www.youtube.com/watch?v=mhtBJXehGFs>

a. En el video de la unión iónica, se observa que:

- i.** un átomo comparte sus electrones con otro átomo.
- ii.** un átomo pierde un electrón del último nivel de energía y se lo entrega a otro.
- iii.** un átomo pierde un electrón del primer nivel de energía y se lo entrega a otro.

b. En el video de la unión covalente se observa que:

- i.** un átomo comparte sus electrones con otro átomo.
- ii.** un átomo pierde un electrón del último nivel de energía y se lo entrega a otro.
- iii.** un átomo pierde un electrón del primer nivel de energía y se lo entrega a otro.

c. En el video de la unión iónica, se observa que:

- i.** el átomo que gana un electrón queda cargado positivamente.
- ii.** el átomo que pierde un electrón queda cargado negativamente.
- iii.** el átomo que gana un electrón queda cargado negativamente.

d. En el video de la unión iónica se observa que:

- i.** el átomo que pierde un electrón queda cargado positivamente.
- ii.** el átomo que pierde un electrón queda cargado negativamente.
- iii.** el átomo que gana un electrón queda cargado positivamente.

5. A partir de la siguiente definición realiza las actividades:

“La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones”

a. El video de la unión covalente hace referencia a que *“ninguno de los átomos que se unen tiene la suficiente fuerza como para atraer los electrones del otro átomo”*. Entonces, ¿Cómo son, entre sí, las electronegatividades de los átomos unidos en una unión covalente? Marca la opción correcta y justifica:

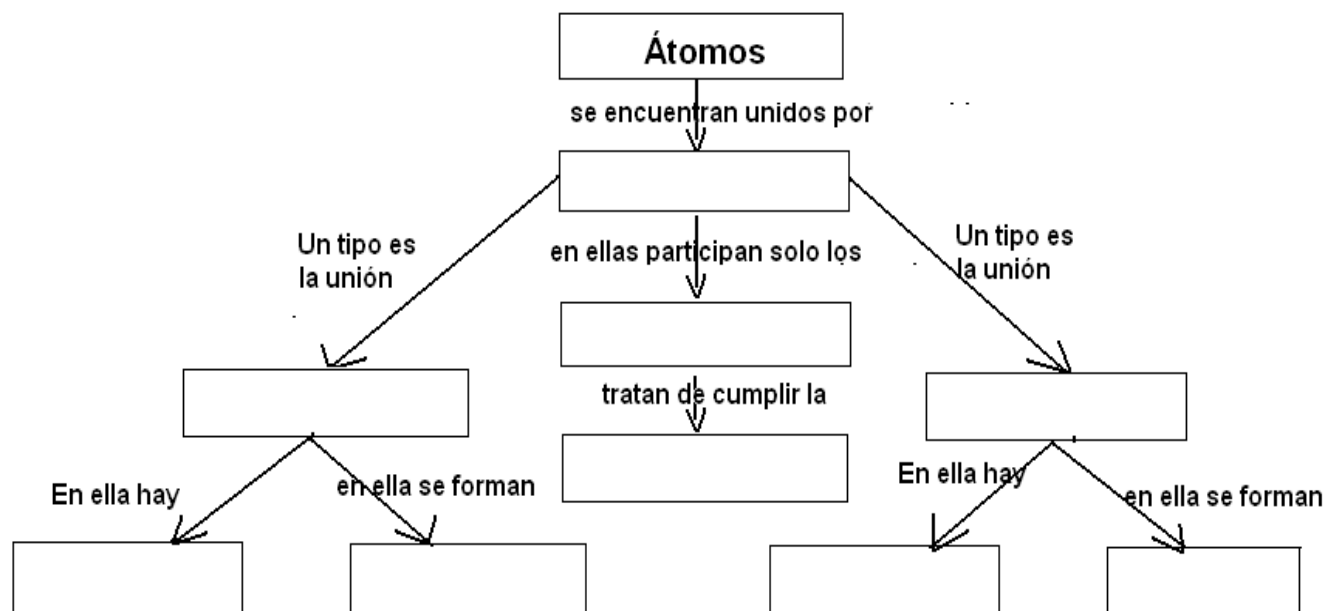
- i.** En la unión covalente, los valores de la electronegatividad de los átomos son similares.
- ii.** En la unión covalente, los valores de la electronegatividad de los átomos son muy distintos.

b. En el caso de la unión iónica, ¿cómo crees que serán entre sí las electronegatividades de los átomos unidos? Marca la opción correcta y justifica:

- i.** En la unión iónica, los valores de la electronegatividad de los átomos son similares.
- ii.** En la unión iónica, los valores de la electronegatividad de los átomos son muy distintos.

6. A partir de la explicación del profesor en el pizarrón, completa el siguiente mapa conceptual con las palabras en negrita:

Electrones compartidos - Uniones químicas – Iones – Transferencia de electrones - Moléculas – Regla del octeto – Iónica - Electrones externos – Covalente



b. Teniendo en cuenta la explicación brindada por el profesor, responde:

I. ¿Qué características tiene la unión iónica?

II. ¿Qué significa que los átomos se “ionizan”?

III. ¿Qué características tiene la unión covalente? ¿Por qué en este caso se forman moléculas y no iones?

7. Indica entre los siguientes compuestos cuáles son compuestos iónicos y cuáles covalentes. Para ello realiza la resta de electronegatividades.

a. NaCl (Cloruro de sodio)

b. H₂O (Agua)

c. CH₄ (Metano)

d. CaCl₂ (Cloruro de calcio)

¡UN EJEMPLO PARA ENTENDER MEJOR!: UNIONES COVALENTES

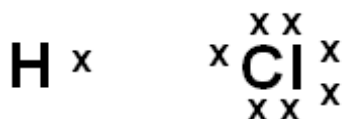
ACTIVIDAD RESUELTA: Representar la estructura de Lewis del HCl (ácido clorhídrico).

RESOLUCIÓN:

En primer lugar debemos recordar que esta unión se trata de una unión covalente ya que la diferencia de electronegatividad es 0,9 (para ello debes restar la electronegatividad del cloro menos la del hidrógeno). Al ser menor que 1,8 lo consideramos unión covalente. Y además se debe a que nos encontramos ante dos no metales.

El H tiene un solo electrón en su último nivel de energía (recordar que el H cumple la regla del octeto sólo al llegar a 2 electrones en su último nivel).

El Cl tiene 7 electrones en su último nivel de energía.



Por lo tanto, el H necesita un solo electrón para cumplir con la regla del octeto al igual que el cloro. Como sabemos que es una unión covalente entonces sabemos que los electrones van a ser compartidos. La estructura de Lewis para esta unión se esquematiza de la siguiente manera:

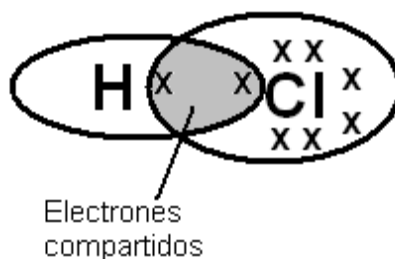


Figura: Estructura de Lewis del HCl.

Esta unión también se puede indicar a través de un diagrama de líneas como el siguiente:



¡UN EJEMPLO PARA ENTENDER MEJOR!: UNIONES IONICAS

ACTIVIDAD RESUELTA: Representa la estructura de Lewis entre el Na (Sodio) y F (Fluor).

RESOLUCION:

1er paso: Determinación del tipo de unión.

En primer lugar debemos recordar que esta unión se trata de una unión iónica ya que nos encontramos ante una diferencia de electronegatividades entre el sodio y el fluor de 3,1 (mayor a 2 que fijamos como límite). Además es una unión entre un metal (el sodio) y un no metal (el fluor).

2do paso: Representación de la unión iónica.

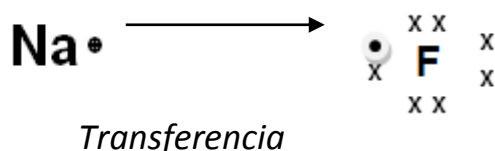
El Na tiene 1 electrón en su último nivel energético. El F tiene 7.

Escribimos las estructuras de Lewis de los 2 átomos uno al lado del otro.



Como observamos, al F le falta un electrón para llegar a 8 (e igualar al gas noble más próximo), mientras que al Na le es “mas sencillo” perder un electrón para que su ultimo nivel quede con 8 electrones (es decir que al perder su único electrón de su último nivel, su anteúltimo nivel que posee con 8 electrones pasa a ser el último).

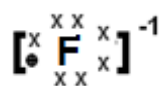
Como sabemos que es una unión iónica, entonces va a haber una transferencia de electrones del siguiente modo:



Por lo tanto, se forman IONES de la siguiente manera:



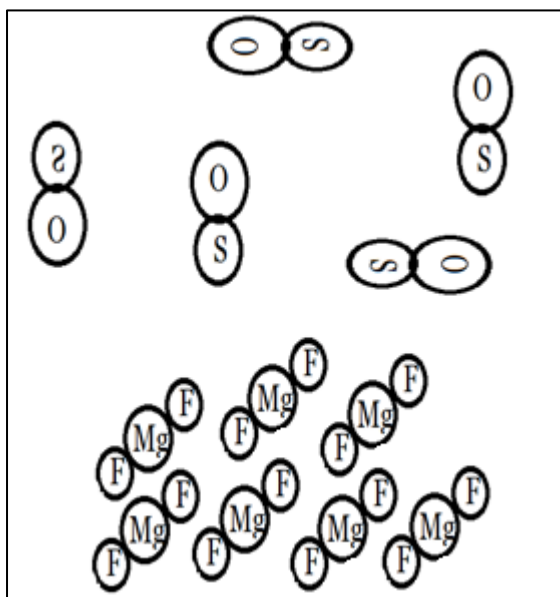
CATION SODIO



ANION FLUORURO

8. Indica las estructuras de Lewis de las uniones que se forman entre los siguientes compuestos. Para ayudarte puedes leer el texto anexo “Ejemplo para esquematizar uniones covalentes y iónicas”.

- CH_4 (Metano)
- NaCl (Cloruro de sodio)
- H_2O (Agua)
- NH_3 (Amoníaco)
- BaF_2 (Fluoruro de bario)
- CO_2 (Dióxido de carbono)
- O_2 (Oxígeno)
- AlF_3 (Trifluoruro de aluminio)

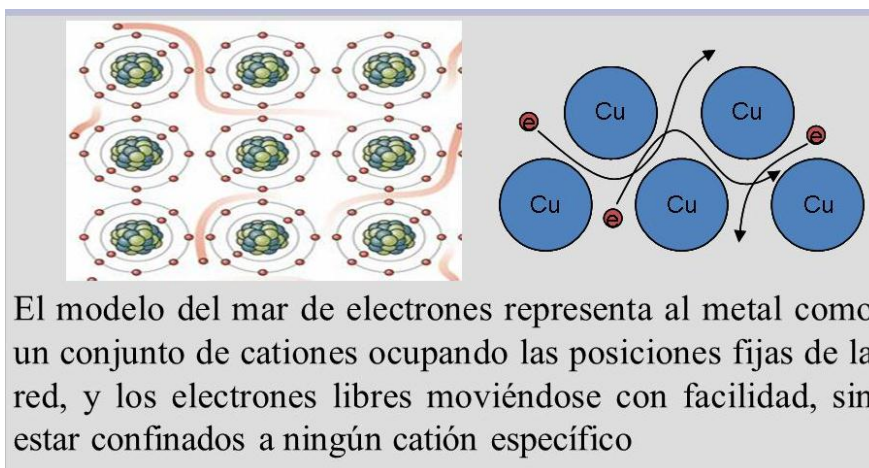


9. Observa el siguiente esquema.

- ¿Cuántas sustancias hay? Escribe las fórmulas químicas de cada una.
- Escribe la estructura de Lewis de las uniones químicas presentes en cada sustancia.

10. Ordena de mayor a menor tamaño los siguientes conceptos:
Protón - Sustancia – Átomo - Molécula

11. Lee el siguiente fragmento que habla de las uniones metálicas y responde:



- ¿Por qué crees que los metales son buenos conductores de la electricidad?
- ¿Qué diferencias hay entre las uniones covalentes, iónicas y metálicas?
- ¿Cómo son las electronegatividades de los átomos metálicos entre sí? Elige la respuesta correcta y justifica:

- Los átomos metálicos tienen electronegatividades similares y altas.
- Los átomos metálicos tienen una diferencia de electronegatividad entre sí muy alta.
- Los átomos metálicos tienen electronegatividades similares y bajas.

Propiedades de las sustancias iónicas y covalentes

Las sustancias formadas a partir de átomos unidos iónica o covalentemente tienen distintas propiedades según el tipo de unión.

Propiedades de las sustancias iónicas

- No se forman moléculas sino iones que se ubican espacialmente formando **redes cristalinas** donde se ordenan alternadamente. En la figura de la derecha se observa la distribución espacial de una red cristalina del cloruro de sodio (NaCl).
- Temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas. Sólidos a temperatura ambiente. Esto se debe a que la red cristalina es muy estable (ya que las fuerzas de atracción electrostáticas entre cargas opuestas son muy fuertes) por lo que resulta muy difícil “romperlas”.
- No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, los iones en la red cristalina están en posiciones fijas, no quedan partículas libres que puedan conducir la corriente eléctrica.
- Son solubles en agua, y al disolverse los iones quedan libres y pueden conducir la corriente eléctrica.
- Al fundirse, los iones también se liberan de sus posiciones fijas, pudiendo conducir la corriente eléctrica.

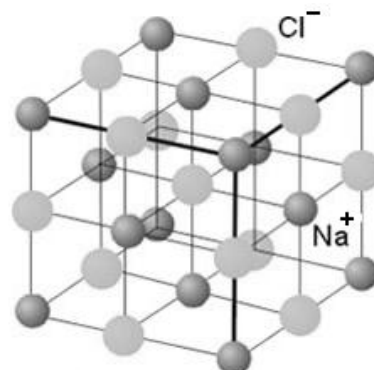


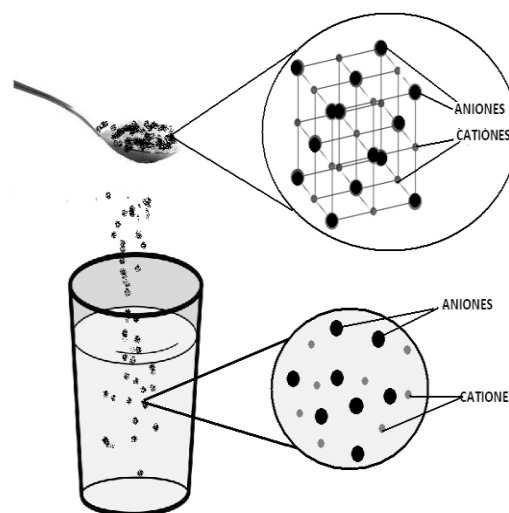
Figura: Sal de mesa. Sustancia iónica

¿Qué sucede con la red cristalina cuando una sustancia iónica se sumerge en agua?

Como hemos visto, las sustancias iónicas están formadas por partículas cargadas (iones) que se ubican alternadamente formando una red cristalina.

Cuando esta red entra en contacto con el agua, las moléculas de agua pueden vencer las fuerzas electrostáticas de la red y pueden separar los iones dejándolos libres. Por lo tanto, ahora la sustancia iónica puede conducir la corriente ya que sus iones se encuentran libres.

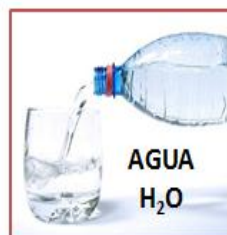
La interacción entre las moléculas de agua y los iones es muy buena por lo que **el agua puede disolver mejor las sustancias iónicas que las covalentes**. En la siguiente figura podemos observar la separación de los iones de una sustancia iónica al sumergirla en agua.



Propiedades de las sustancias covalentes

- Temperaturas de fusión y ebullición bajas. A temperatura ambiente se encuentran en estado gaseoso, líquido de bajo punto de ebullición o sólido de bajo punto de fusión. Esto se debe a que las fuerzas de atracción son menores que en el caso de las partículas iónicas.
- No conducen la corriente eléctrica en ningún estado físico ya que no hay partículas libres con carga eléctrica.
- La mayoría son poco solubles en agua. Cuando se disuelven en agua no se forman iones dado que el enlace covalente no los forma, por lo tanto, si se disuelven tampoco conducen la corriente.

Algunos compuestos covalentes comunes:



¡PARA NO OLVIDAR!: Las sustancias metálicas

A pesar de que en este módulo sólo nos centremos en las sustancias covalentes y iónicas, vale aclarar también, que las sustancias metálicas son sustancias formadas sólo por átomos metálicos. Entre sus propiedades más importantes se encuentran el brillo, la buena conducción de la corriente eléctrica y la buena conducción térmica. **Dado que en general la mayoría de los metales poseen puntos de fusión y de ebullición muy altos, el enlace metálico mantiene los átomos fuertemente unidos.**



Sin embargo hay grandes variaciones desde el mercurio, (líquido a temperatura ambiente, con punto de fusión cercano a los $-39^{\circ}C$), hasta el platino que tiene el punto de fusión a los $1722^{\circ}C$. La variación depende la fuerza del enlace metálico. Para simbolizar una sustancia metálica se suele representar el símbolo del átomo por el que está compuesta la sustancia. Por ejemplo, **para simbolizar a la sustancia hierro se utiliza el símbolo Fe, para la sustancia magnesio, Mg, y así sucesivamente observando la tabla periódica.**

12. Agrupa las siguientes propiedades según corresponda a las sustancias iónicas o covalentes (puedes realizar una tabla comparativa):

FORMACION DE IONES - PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN BAJOS - MUY SOLUBLES EN AGUA - CONDUCEN LA CORRIENTE ELÉCTRICA - POCO SOLUBLES EN AGUA - NO CONDUCEN LA CORRIENTE ELÉCTRICA – FORMACION DE MOLÉCULAS – PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN ALTOS –FORMACIÓN DE REDES CRISTALINAS

13. Responde las siguientes preguntas:

a. ¿Cuáles de las siguientes sustancias son covalentes, cuáles iónicas y cuáles metálicas?

Agua (H₂O) - Sal de mesa (NaCl) - Oxígeno (O₂) - Aluminio (Al) - Dióxido de carbono (CO₂) – Oro (Au)

b. ¿Cómo se disponen las sustancias iónicas en el espacio? ¿Cómo se llaman las fuerzas de atracción entre dichos iones?

c. ¿Por qué las sustancias iónicas tienen mayor punto de fusión y ebullición que las sustancias covalentes?

d. ¿En qué condiciones un compuesto iónico puede conducir la corriente eléctrica? ¿Por qué?

e. ¿Por qué las sustancias covalentes no pueden conducir la corriente eléctrica?

f. ¿Por qué las sustancias iónicas se disuelven mejor en el agua que las covalentes?

g. ¿Cuáles son las propiedades de los metales? ¿Por qué son buenos conductores de la corriente?

14. Teniendo en cuenta las características de las sustancias iónicas y covalentes completa el siguiente cuadro con las propiedades de cada sustancia:

Sustancia	Conducción de la corriente eléctrica (Si/No)	Temperatura de fusión (Alta/Baja)	Temperatura de ebullición (Alta/Baja)
Agua pura (H ₂ O)			
Sal de mesa (NaCl) en estado sólido			
Sal en estado líquido			
Sal disuelta en agua			
Cobre			
Oxígeno (O ₂)			

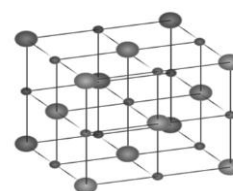
15. Según las propiedades de las sustancias covalentes, el agua pura (sustancia covalente) no es buena conductora de la corriente eléctrica. Sin embargo, ¿por qué crees que el agua de la canilla, de los mares y de los ríos sí es buena conductora de la corriente eléctrica?

16. Observa el siguiente esquema y contesta las preguntas:

a. ¿A qué tipo de sustancia (iónica o covalente) corresponde dicha disposición de las partículas? ¿Cómo se llama esta disposición?

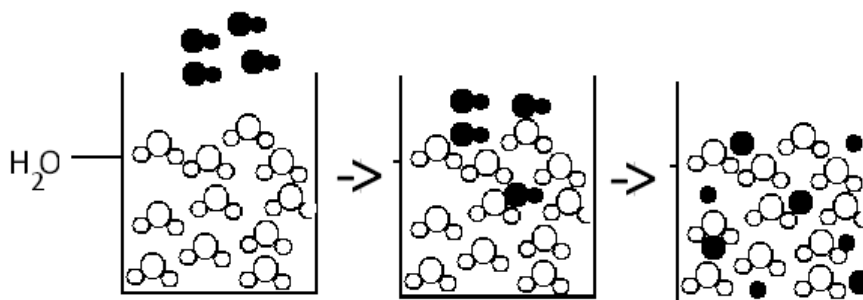
b. ¿Qué simbolizan las líneas que unen una partícula con otra?

c. ¿Qué sucedería con esta disposición de las partículas, si sumergimos la sustancia en agua?

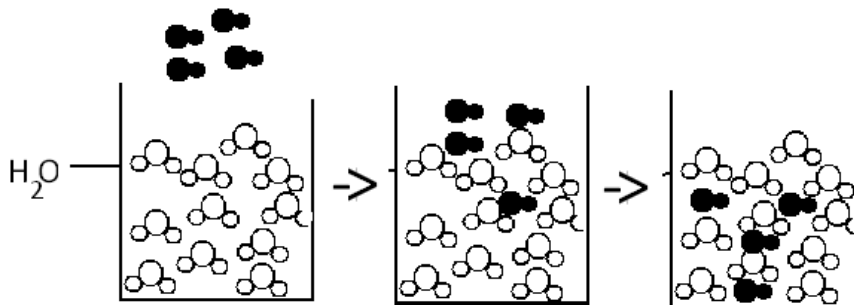


17. a. Observa los siguientes esquemas e indica cuál corresponde al comportamiento de una sustancia iónica y cuál al comportamiento de una sustancia covalente en el agua. Explica lo que sucede en cada esquema.

ESQUEMA 1:



ESQUEMA 2:



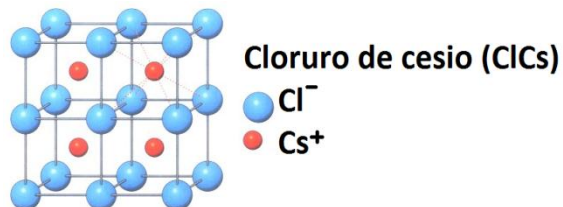
b. ¿Cuál de la dos sustancias agregadas es más soluble en agua? ¿Por qué?

18. Observa el siguiente esquema que corresponde a la estructura de la sustancia Cloruro de cesio.

a. Realiza la estructura de Lewis de las uniones químicas presentes en dicha sustancia.

b. ¿Por qué se forma dicha estructura observada en la imagen?

c. ¿Qué sucede si el cloruro de cesio se mezcla con agua?



19. Elige la palabra correcta, para que las oraciones sean verdaderas:

- Las sustancias covalentes tienen (**MAYORES / MENORES**) puntos de fusión y ebullición que las sustancias iónicas, ya que las fuerzas de atracción entre las moléculas son (**MAYORES/MENORES**) que las fuerzas electrostáticas de los iones.
- Para que una sustancia sea buena conductora de la corriente eléctrica, debe formar iones que se encuentren en posiciones (**LIBRES / FIJAS**), como el caso de las sustancias (**IÓNICAS / COVALENTES**) en estado líquido.
- Una sustancia covalente (**PUEDE / NO PUEDE**) conducir la corriente eléctrica si se la disuelve en agua.
- En general, las sustancias covalentes son (**MÁS SOLUBLES / MENOS SOLUBLES**) en agua que las sustancias iónicas, ya que el agua tiene la capacidad de separar iones y solubilizar mejor a estas últimas.
- Una sustancia iónica (**PUEDE / NO PUEDE**) conducir la corriente eléctrica en estado sólido ya que los iones se encuentran en posiciones fijas formando redes.
- Al disolver una sustancia (**COVALENTE / IÓNICA**) en agua, (**LOS IONES / LAS MOLÉCULAS**) se separan y pueden conducir la corriente.

Trabajo práctico 3º Año A: Sustancias iónicas y covalentes

Simulación en computadora

Observa con el profesor el programa de simulación y realiza las siguientes actividades:

CONOCIMIENTO DE LAS SUSTANCIAS A UTILIZAR

Las sustancias que vas a utilizar en la simulación son la sal y el azúcar. La sal es una sustancia iónica (que ya hemos estudiado) denominada cloruro de sodio (NaCl). El azúcar en cambio es una sustancia covalente formada por moléculas denominadas sacarosas compuestas por varios átomos de carbono, oxígeno e hidrógeno. La fórmula molecular de la sacarosa es $C_{12}H_{22}O_{11}$

Actividades previas:

1. Realizá la estructura de Lewis del compuesto que forma la sal. ¿Cuál es el anión? ¿cuál es el catión?
2. Teniendo en cuenta solo el compuesto que forma el azúcar, ¿se forman iones en su estructura? ¿Por qué?

PRIMERA PARTE: CONDUCTIVIDAD DE LA SAL

Pasos a seguir:

1. Abrí la simulación. En ella verás un recipiente con agua donde vamos a ingresar distintas sustancias para observar lo que sucede.
2. Mantené el clic apretado sobre el salero y agregá una buena cantidad de sal al agua.
3. Luego, hacé clic en el circuito con la lamparita donde dice "conductividad" y llevála hasta el agua (manteniendo el clic apretado), de manera que los signos "+" y "-" toquen el agua.
4. Sacá la lamparita del agua y volvé a sumergirla para observar los cambios en la lamparita. (Si no observás cambios, agregá mayor cantidad de sal al agua)

Preguntas:

- a. Como habrás visto, en el circuito aparecen dos placas con signo positivo (+) y negativo (-) que se utilizan para estudiar si una sustancia conduce o no la corriente. Dichas placas se denominan electrodos. ¿Qué sucede con la lamparita cuando los electrodos tocan el agua?
- b. ¿Qué sucede al sacar la lamparita del agua?
- c. Teniendo en cuenta lo que sucedió con la lamparita, ¿La sal disuelta en el agua es una mezcla que puede conducir la corriente? ¿Por qué?

SEGUNDA PARTE: CONDUCTIVIDAD DEL AZÚCAR

Pasos a seguir:

1. Hací clic en el botón “Reiniciar todo”.
2. En la parte donde dice “Solute”, hacé clic en la palabra azúcar.
3. Mantené el clic apretado sobre la azucarera y agregá una buena cantidad de azúcar al agua.
4. Luego, hacé clic en el circuito con la lamparita donde dice “conductividad” y lleválo (manteniendo el clic apretado) hasta el agua, de manera que los signos “+” y “-” toquen el agua.
5. Sacá la lamparita del agua y volvé a sumergirla para observar los cambios en la lamparita.

Preguntas:

- a. ¿Qué sucede con la lamparita cuando los signos “+” y “-” tocan el agua?
- b. Teniendo en cuenta lo que sucedió con la lamparita, ¿El azúcar disuelto en el agua, es una mezcla que puede conducir la corriente? ¿Por qué?

TERCERA PARTE: PARTÍCULAS DE SAL Y AZÚCAR EN AGUA

1. Hací clic en el botón “Reiniciar todo”.
2. Luego, hacé clic en la solapa superior que dice “Micro”.
3. Mantené el clic apretado sobre el salero y agregá un poco de sal al agua. Observá detenidamente cómo se comportan los átomos que forman la sal.
4. Luego, hacé clic donde dice “Sacarosa” que es el nombre de la molécula de azúcar.
5. Mantené el clic apretado sobre la azucarera y agregá un poco de azúcar al agua. Observá detenidamente cómo se comportan los átomos que forman las moléculas de azúcar.

Preguntas

- a. ¿Qué simbolizan las partículas verdes y las partículas violetas que forman la sal?
- b. Observá claramente las moléculas que forman la sal y el azúcar al sumergirse en el agua. ¿Qué diferencias encontrás en el comportamiento de los átomos de cada una de las sustancias cuando entran en contacto con el agua? ¿En cuál se separan los átomos? ¿En cuál se mantienen unidos?

CUARTA PARTE: SOLUBILIDAD DE LAS SUSTANCIAS IÓNICAS Y COVALENTES

Realiza las siguientes actividades:

1. Teniendo en cuenta el comportamiento de la sal frente al agua, ¿creés que los compuestos iónicos serán muy solubles en agua o poco solubles en agua? Para contestar elige alguna de las siguientes opciones:

- a.** Los compuestos iónicos como la sal, son poco solubles en agua ya que el agua no puede separar sus iones y por lo tanto no puede disolverlos.
- b.** Los compuestos iónicos como la sal, son muy solubles en agua ya que el agua puede separar sus iones y disolverlos fácilmente.
- c.** Los compuestos iónicos son insolubles en agua y se acumulan en el fondo del recipiente que contiene agua.

2. Teniendo en cuenta la siguiente frase, explica por qué crees que al agua le cuesta disolver más las sustancias covalentes que a las iónicas:

“A nivel general, las moléculas de agua pueden disolver partículas cargadas positiva y negativamente de manera sencilla. Sin embargo, las partículas que no tienen carga serán más difíciles de disolver y dependerán de su estructura para ser solubles en agua.”

QUINTA PARTE: CONCLUSIONES

Indicá si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de ser falsa, reescribí la oración para que sea verdadera:

- a.** Las sustancias covalentes, como el azúcar, conducen la electricidad al disolverlas en agua.
- b.** La lamparita se prende ya que la pila genera corriente que puede ser conducida a través del agua con sal.
- c.** Como la lamparita no se prendió cuando el agua tenía azúcar, puedo decir que el azúcar es una sustancia iónica.
- d.** La molécula de azúcar se separa en dos al sumergirse en agua.
- e.** La sustancia que forma la sal está compuesta por un catión y un anión, que se separan al introducirse en agua.
- f.** El agua tiene la capacidad de separar las sustancias iónicas en sus respectivos iones.
- g.** Las sustancias iónicas conducen la corriente cuando se disuelven en agua.
- h.** Las sustancias covalentes conducen la corriente cuando se disuelven en agua.
- i.** Las sustancias iónicas son poco solubles en agua, ya que el agua no puede separar sus iones y disolverlos fácilmente.
- j.** Las sustancias covalentes son poco solubles en agua.

Geometría molecular

Como vimos anteriormente, las sustancias covalentes se forman a partir de la unión de átomos formando “moléculas”. Para predecir qué forma tendrán dichas moléculas en el espacio debemos conocer su **geometría molecular** usando los postulados de lo que se conoce como la **teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia (TRePEV)**.

En la siguiente figura se observa una molécula de metano (CH_4) que ya hemos representado anteriormente mediante estructuras de Lewis. Sin embargo, en esta parte del módulo, vamos a representar las moléculas de una forma más rigurosa, teniendo en cuenta su forma en el espacio.

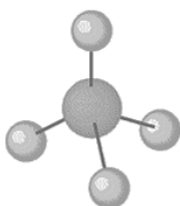


Figura: Geometría molecular de una molécula de metano (CH_4)

La teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia (TRePEV)

La Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia es un modelo, utilizado en química, para predecir la forma de cada una de las moléculas basado en la repulsión de los pares de electrones.

Entre los postulados más importantes de la TRePEV se encuentran los siguientes:

1. El factor más importante que determina la geometría molecular son los **pares de electrones que rodean al átomo central**.
2. Los pares de electrones **se repelen** entre sí alejándose lo más posible para que esa repulsión sea mínima.
3. A los efectos de la geometría molecular los enlaces dobles o triples se consideran simples.

En la siguiente figura se observan distintos tipos de geometrías moleculares que iremos estudiando en esta parte del módulo. Todas estas formas de las moléculas en el espacio, se pueden predecir para cada compuesto, siguiendo las reglas de la TRePEV.

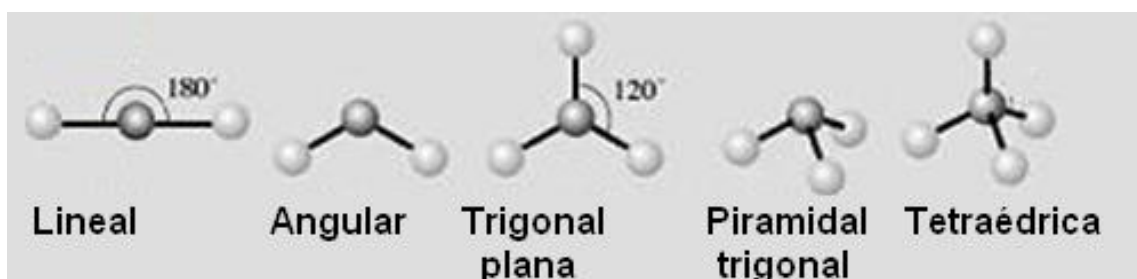
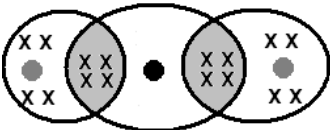
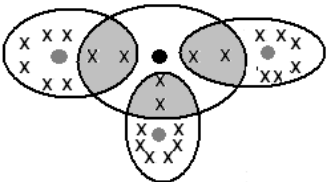
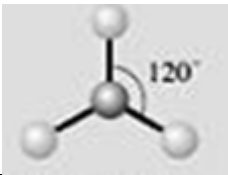
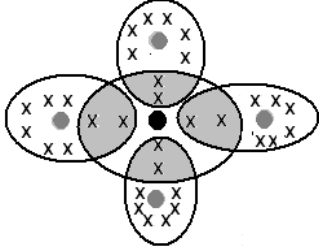
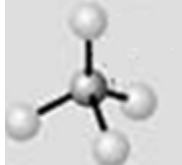
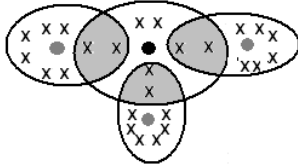
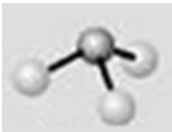
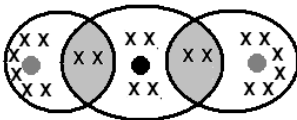
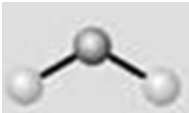


Figura: Distintas representaciones de geometrías moleculares.

TABLA DE GEOMETRIAS MOLECULARES

La siguiente tabla nos será de gran ayuda para poder predecir las geometrías moleculares de distintos compuestos. En ella se observan los tipos de geometrías más sencillos y se los agrupa de acuerdo al número de **pares de electrones libres del átomo central** (es decir los electrones que no participan de las uniones químicas), y de acuerdo al **número de enlaces del átomo central** (recordemos que según las reglas de la TREPEV, a los enlaces dobles o triples se los considera como uno solo).

De esta manera, utilizando dicha tabla, podremos indicar mediante la realización de la estructura de Lewis, qué tipo de geometría posee alguna determinada molécula.

GEOMETRIA MOLECULAR	NUMERO DE ENLACES (Enlaces dobles o triples se toman como uno solo)	NUMERO DE PARES DE ELECTRONES LIBRES	ESTRUCTURA DE LEWIS	MODELO DE ESFERAS
Lineal	2	0		
Plana trigonal	3	0		
Tetraédrica	4	0		
Piramidal Trigonal	3	1		
Angular	2	2/1		

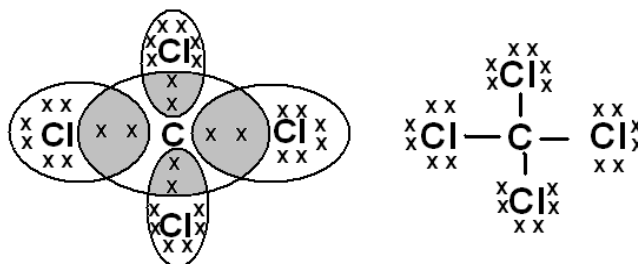
¡UN EJEMPLO PARA ENTENDER MEJOR!: Como predecir la geometría molecular de un compuesto (sin pares de electrones libres).

ACTIVIDAD: Predecir la geometría molecular del tetracloruro de carbono (CCl_4)

RESOLUCION:

PASO 1:

En primer lugar, debemos realizar la estructura de Lewis de la molécula indicada. Para el caso del tetracloruro de carbono la estructura de Lewis y el diagrama de líneas estaría conformada de la siguiente manera:



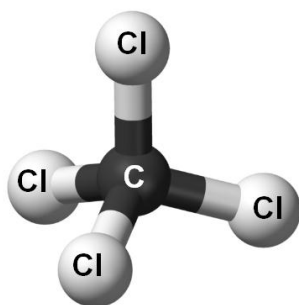
PASO 2:

Luego observamos cuántos enlaces y cuántos pares de electrones libres tiene el átomo central, ya que este átomo es el más importante para realizar la geometría debido a la primera regla de la TRePEV ("El factor más importante que determina la geometría molecular son los pares de electrones que rodean al átomo central").

Número de enlaces: 4

Pares de electrones libres: 0

PASO 3: Observamos la tabla de las geometrías moleculares e indicamos su geometría. En este caso se trata de una TETRAÉDRICA.



En el ejemplo anterior, observamos los pasos para poder predecir y representar una molécula en el espacio que no posee pares de electrones libres. En el siguiente ejemplo (de la página siguiente), se realiza la geometría molecular de una sustancia que sí posee pares de electrones libres. **Hay que recordar que tanto las uniones como estos electrones libres son fundamentales en las reglas de la TRePEV para realizar las geometrías**, ya que una molécula siempre trata de tener una forma espacial que ubique a los pares de electrones lo más alejados posible entre sí.

¡UN EJEMPLO PARA ENTENDER MEJOR!: Como predecir la geometría molecular de un compuesto con pares de electrones libres.

ACTIVIDAD: Predecir la geometría molecular del agua (H_2O)

RESOLUCION:

PASO 1:

En primer lugar, debemos realizar la estructura de Lewis de la molécula indicada. Para el caso de el agua la estructura de Lewis y el diagrama de líneas estaría conformada de la siguiente manera:



PASO 2:

Luego observamos cuántos enlaces y cuántos pares de electrones libres tiene el átomo central, ya que este átomo es el más importante para realizar la geometría debido a la primera regla de la TRePEV ("El factor más importante que determina la geometría molecular son los pares de electrones que rodean al átomo central").

Número de enlaces: 2

Pares de electrones libres: 2

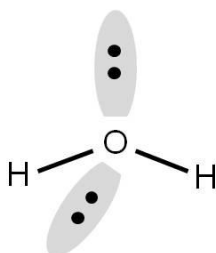
PASO 3:

Observamos la tabla de las geometrías moleculares e indicamos su geometría. En este caso se trata de una GEOMETRIA ANGULAR.



IMPORTANTE ¿Por qué el agua tiene esta geometría angular y no una geometría lineal?

La respuesta está dada por la regla de la TRePEV que dice que "los pares de electrones se repelen entre sí alejándose lo más posible para que esa repulsión sea mínima". De esta manera si ubicamos los electrones en la geometría dibujándolos lo más alejados posible, observaríamos lo siguiente:



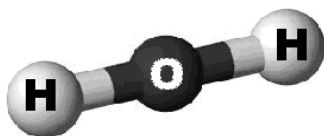
De esta manera, los átomos forman una geometría angular y no lineal para que los pares de electrones de las uniones y de los que no participan en la unión (pares de electrones libres) queden lo más alejado posible entre ellos.

Actividades

- 20. a.** ¿Qué es la geometría molecular?
b. ¿En qué consiste la teoría de repulsión de pares de valencia (TRePEV)? Detalla claramente sus reglas.
c. ¿Qué papel juegan los pares de electrones del átomo central? ¿Cómo deben ubicarse según la TRePEV?

21. Observa el ejemplo de la determinación de la geometría molecular del agua en la pagina 14 y responde:

- a.** ¿Por qué el agua no puede tener una geometría molecular lineal como en el siguiente esquema?:



- b.** Dibuja la molécula de agua teniendo en cuenta su geometría molecular e indicando también el lugar de los pares de electrones libres del átomo central.

22. a. Realiza las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas:

CH₄ (Metano)

O₂ (Oxígeno)

CO₂ (Dióxido de carbono)

NH₃ (Amoníaco)

F₂O (Monóxido de fluor)

- b.** Indica, en cada caso, qué tipo de geometría le corresponde y dibuja su estructura en la hoja. Justifica indicando la cantidad de enlaces y de pares de electrones libres.

TRABAJO PRACTICO: Construcción de moléculas

Objetivo: Construir modelos tridimensionales con esferas y escarbadientes para representar la estructura espacial de moléculas.

Materiales:

- Escarbadientes
- Fibrón negro
- Plastilina de color blanca, celeste, marrón, amarilla y roja.
- Cámara fotográfica

Procedimiento:

Teniendo en cuenta el cuadro de información, armá las siguientes moléculas (pertenecientes al punto 3.a) con los materiales propuestos:

CH₄ (Metano)

O₂ (Oxígeno)

CO₂ (Dióxido de carbono)

NH₃ (Amoníaco)

F₂O (Monóxido de flúor)

CUADRO DE INFORMACIÓN

Escarbadientes: Enlaces

Escarbadientes negros: Pares de electrones libres del átomo central

Bolitas blancas: Oxígeno

Bolitas celestes: Hidrógeno

Bolitas marrones: Carbono

Bolitas amarillas: Flúor

Bolitas rojas: Nitrógeno

¡RECUERDA!: Al armar las moléculas, todos los pares de electrones (ya sea que participen en los enlaces o sean pares libres) deben quedar lo más alejado posible entre si.

Resultados

Coloca una imagen fotográfica de cada molécula realizada indicando su nombre.

Conclusiones

1. ¿Qué tipo de geometría molecular presenta cada una de las representaciones construidas?
2. Comparen los modelos contruidos del agua y el dióxido de carbono. ¿Qué similitudes y diferencias encuentran entre ellos?
3. ¿Por qué crees que es necesario representar a los pares de electrones libres?

Trabajo práctico
Polaridad de las moléculas (Simulador en PC)

1. a. Realiza la estructura de Lewis de los siguientes compuestos que aparecen en la tabla.
- b. Completa la tabla con la información que te brinda la estructura de Lewis.
- c. Con la simulación que observarás con el profesor completa las últimas dos columnas.

Molécula	Nº de uniones	Pares de electrones libres	Geometría molecular	Presencia de un átomo muy electronegativo -O, N, F, Cl- (SI-NO)	Molécula Simétrica o no simétrica	Molécula polar o no polar
H ₂ (Hidrógeno)						
H ₂ O (Agua)						
CF ₄ (Tetrafluoro metano)						
NH ₃ (Amoníaco)						
CO ₂ (Dióxido de carbono)						

2. a. Define electronegatividad.
- b. ¿Por qué la presencia de un átomo electronegativo puede generar polos? ¿Cuáles son los átomos más electronegativos observados?
- c. ¿Qué otro factor debo tener en cuenta para analizar si una molécula es polar o no polar además de la presencia de un átomo muy electronegativo?

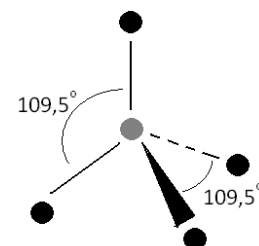
3. Una molécula presenta una **geometría lineal** como en el siguiente caso:

- a. ¿Cuál es el valor del ángulo observado?
- b. Si los dos átomos de los extremos son dos átomos iguales muy electronegativos ¿la molécula será polar o no polar? Justifica y observa un caso similar en la PC (CO₂).
- c. Si uno de los dos átomos de los extremos es un átomo muy electronegativo pero el otro no ¿la molécula será polar o no polar? Justifica y observa un caso similar en la PC (HCN).



4. Una molécula presenta una geometría tetraédrica como la siguiente:

- a. Si todos los átomos de los extremos son átomos iguales y muy electronegativos, ¿la molécula será polar o no polar? Justifica y observa un caso real en la PC (CF₄)
- b. Si uno de los dos átomos de los extremos es un átomo muy electronegativo pero los otro no ¿la molécula será polar o no polar? Justifica y observa un caso real en la PC (CH₃F).



5. Teniendo en cuenta que el agua está formada por moléculas polares. ¿Cuáles de las sustancias de la tabla pueden disolverse bien en agua? Justifica.

Unidad 3



Reacciones químicas

Físicoquímica 3ªA

Unidad 3 – Reacciones químicas

Para comenzar con esta unidad realizaremos una experiencia de laboratorio que nos introducirá a los conceptos de las reacciones químicas.

Observación de experiencia de laboratorio

1. A partir de las experiencias realizadas en la clase, completen el siguiente cuadro:

Materiales iniciales	Observaciones antes del cambio	Observaciones después del cambio
Ácido clorhídrico + bicarbonato de sodio		
Alcohol + Δ (calor) + aire (mechero de alcohol)		

2. Completa el siguiente cuadro retomando las reacciones químicas ocurridas en las experiencias realizadas en clase.

Experiencia	Agregar bicarbonato de sodio en ácido clorhídrico	Encender el mechero de alcohol
Reacción química	$\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}$
Reactivos		
Productos		
Lectura de la reacción (ver nombres de las partículas debajo de este cuadro)		

FÓRMULAS QUÍMICAS	NOMBRES
CO ₂	Dióxido de carbono
H ₂ O	Agua
NaHCO ₃	Bicarbonato de sodio
NaCl	Cloruro de sodio
CH ₃ CH ₂ OH	Alcohol etílico (o etanol)
HCl	Ácido clorhídrico
O ₂	Oxígeno

Transformaciones de la materia

Los **cambios en la materia** son procesos en los que las sustancias pasan de un estado inicial a otro final distinto.

Pueden clasificarse en:

- **Cambios físicos.** Son aquellas transformaciones que implican alteraciones en el aspecto de las sustancias pero no en su naturaleza, es decir, **las sustancias siguen siendo las mismas**. En estas transformaciones no hay cambios en las propiedades de las sustancias.
- **Cambios químicos.** Son procesos en los que **una/s sustancia/s se transforma/n en otra/s** con propiedades diferentes. Las sustancias que se transforman se denominan **reactivos**, las que se obtienen, **productos**; el proceso se conoce como **reacción química**. La composición química de los reactivos es diferente a la de los productos.

Para poder afirmar que se ha producido una reacción química es necesaria una evidencia experimental, que puede ser un cambio de color, el desprendimiento de un gas, la aparición de un sólido, etc.

Cuando estamos en presencia de un **cambio químico** decimos que ocurre una **reacción química**, es decir, una transformación en la estructura de la materia de forma que se producen nuevas sustancias a partir de las que se tenían originalmente.

Ciertas sustancias al estar en contacto entre sí, dan origen a una nueva o nuevas sustancias, diferentes a los originales. También es posible que a partir de una sola sustancia se formen una o varias, distintas a la inicial.



Este proceso se representa mediante una **ecuación química**. Así la ecuación química es una forma esquemática y sencilla de expresar, mediante símbolos y fórmulas, los cambios ocurridos en el transcurso de una reacción. Esta representación de una reacción química nos puede dar mucha información acerca de lo que está ocurriendo cuando hay un cambio químico en la materia. Estas representaciones nos permiten trabajar en un **nivel simbólico**.

Una **reacción química** es un proceso en el cual una o más sustancias, denominadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias llamadas **productos**. Estas ocurren cuando las moléculas de los reactivos chocan entre sí de manera que **se rompen enlaces y se originan otros nuevos**, formándose los productos.

¿Qué información nos proporciona una ecuación química?

“UNA ECUACIÓN QUÍMICA ES LA REPRESENTACIÓN DE UNA REACCIÓN QUÍMICA”

Las ecuaciones químicas

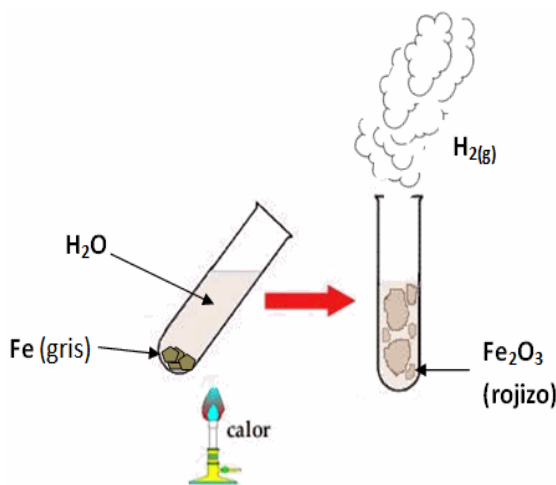
Una ecuación química consta de:

– **Dos miembros** (REACTIVO/S Y PRODUCTO/S), separados por una flecha ($\rightarrow$) que indica el sentido en que se produce la reacción. Si hay más de un reactivo o se forma más de un producto, las fórmulas de cada miembro de la ecuación irán separadas por signos de adición (+).



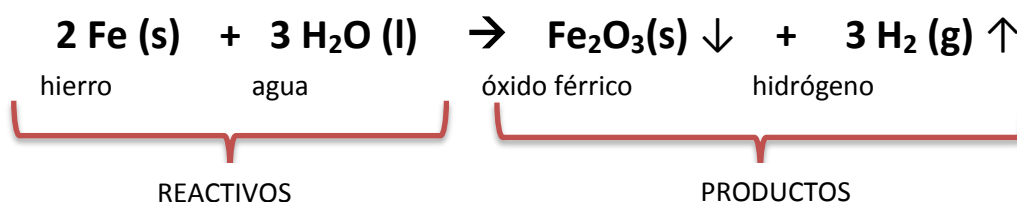
– **Las fórmulas químicas** de los reactivos (A y B), se escriben en el primer miembro, es decir, antes de la flecha. Las de los productos (C y D), se escriben en el segundo, es decir, luego de la flecha.

Consideremos inicialmente una mezcla de un pedazo de hierro y agua, la cual una vez sometida al calor experimenta una reacción química formando nuevas sustancias, tal como muestra la figura:



El experimento muestra la reacción del hierro metálico con agua caliente, formándose un sólido rojizo (óxido férrico) y un gas muy ligero (hidrógeno gaseoso). Además el sólido rojizo es insoluble en agua por lo que se precipita, depositándose en el fondo del tubo de ensayo.

La **ecuación química** balanceada de la reacción será:



Ley de conservación de la masa

En 1800, el químico inglés J. Dalton (1766-1844) formuló una teoría indicando que:

En una reacción química, el número de átomos de cada elemento es el mismo en los reactivos y en los productos, aunque la organización de sus enlaces sea diferente.

Las reacciones químicas ocurren porque las partículas se están moviendo y cuando ocurren las colisiones de unas contra otras, las uniones entre los átomos que forman las partículas se rompen y los átomos se reacomodan para formar nuevas partículas. Es decir, que las reacciones químicas implican la ruptura y la formación de enlaces. En toda reacción química, se mantiene **la cantidad y la calidad** de los átomos.

La **ley de conservación de la materia, ley de conservación de la masa, o ley de Lomonósov-Lavoisier** es una de las leyes fundamentales de las ciencias naturales.

Establece un punto muy importante:

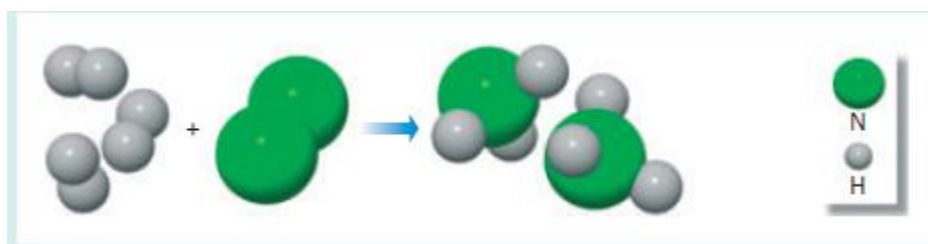
“En toda reacción química la masa se conserva, es decir, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos”

Lavoisier demostró experimentalmente que la masa total de un sistema cerrado es constante, aunque en el sistema se origine cualquier tipo de procesos químicos. En el pasado se creía que la materia se podía destruir y utilizaban como ejemplo la combustión de un trozo de carbón que luego de arder estaba reducido a cenizas, con una masa bastante inferior al carbón inicial. Posteriormente, el uso de la balanza permitió evidenciar que si se recuperaban los gases expulsados en la combustión, el sistema tenía igual masa tanto en la etapa inicial como en la etapa final de la reacción química.

Vamos a explicar esta teoría utilizando como ejemplo la reacción química entre el nitrógeno (N_2) y el hidrógeno (H_2), ambos en estado gaseoso, para dar amoníaco (NH_3) gaseoso. Para ello, vamos a hacer uso del **modelo de partículas**:

Ecuación química (nivel simbólico): $3 H_2 + N_2 \rightarrow 2 NH_3$

Representación de la reacción mediante el modelo de partículas (nivel microscópico):



Lectura de la reacción: tres partículas de hidrógeno gaseoso reaccionan con una partícula de nitrógeno gaseoso para dar lugar a la formación de dos partículas de amoníaco gaseoso.

El número de átomos de hidrógeno (H) y nitrógeno (N) es el mismo antes y después de que reaccionen para dar amoníaco (NH_3).

Si nos centramos en el **nivel simbólico de representación de la materia**, es decir, en la representación de la reacción mediante la **ecuación química**, para comprobar la teoría haremos el siguiente análisis:

Es necesario aclarar el significado de los **subíndices** en las **fórmulas químicas** de las partículas. Este número indica el número de átomos de cada elemento que contiene la partícula. Cada subíndice hace referencia al elemento ubicado a su izquierda en la fórmula química. Cuando no figura ningún subíndice a la derecha de un elemento, significa que solo hay un átomo de ese elemento.

Veamos el ejemplo del H_2 : en este caso, el número dos indica que esa partícula está formada por dos átomos de hidrógeno (H). En el ejemplo, el **coeficiente estequiométrico** de la ecuación es un 3. Por lo tanto, esto significa que participan 3 partículas de H_2 , cada una formada por dos átomos de H. Por lo tanto, debemos multiplicar el subíndice del H por el coeficiente estequiométrico de la partícula de H_2 , obteniendo un total de 6 átomos de hidrógeno (H).

Ahora en el caso del amoníaco (NH_3) ocurre lo siguiente: a la derecha del N no aparece ningún subíndice, esto significa que la partícula de amoníaco solo contiene un átomo de N. A la derecha del H el subíndice que aparece es el número 3. Esto quiere decir que una partícula de NH_3 contiene 3 átomos de H. Por lo tanto, la partícula de amoníaco está formada por 3 átomos de hidrógeno (H) unidos a un átomo de nitrógeno (N).

Si nos centramos en un **nivel microscópico** de representación de la materia, a partir del uso del **modelo de partículas**, podemos hacer el siguiente análisis para comprobar la teoría de Dalton:

Si contamos las esferas pequeñas, que representan al átomo de hidrógeno, del lado de los reactivos, tenemos un total de 6 esferas. Del lado de los productos, también tenemos un total de 6 esferas pequeñas. En el caso de las esferas más grandes, que representan al átomo de nitrógeno, tenemos 2 esferas del lado de los reactivos, y dos esferas del lado de los productos.

Utilizando el modelo de partículas:

- Cada partícula de H_2 se representa con dos esferas pequeñas unidas entre sí. Cada esfera corresponde a un átomo de H.
- Cada partícula de N_2 se representa con dos esferas grandes unidas entre sí. Cada una de ellas corresponde a un átomo de N.
- Cada partícula de NH_3 se representa con una esfera grande, correspondiente al átomo de N y tres esferas pequeñas, correspondientes a los átomos de H.

La cantidad de partículas de cada uno va a estar dada por sus respectivos coeficientes estequiométricos.

¡¡¡Recuerda!!! El **coeficiente estequiométrico** en una ecuación química hace referencia al número de partículas de cada sustancia que participa en esa reacción química. En cambio el **subíndice** solo hace referencia al número de átomos de cada elemento que forman a la sustancia.

El subíndice forma parte de la fórmula química de la sustancia. Un cambio en el subíndice, implica un cambio de sustancia.

Por ejemplo, no es lo mismo el H_2O (agua) que el H_2O_2 (agua oxigenada)

El modelo de partículas es muy útil para poder apreciar el cumplimiento de la conservación de la cantidad y de la calidad de átomos de cada elemento. **Lo que cambia es la disposición de los átomos, debido a la ruptura y formación de enlaces.**

En el ejemplo trabajado, se rompen los enlaces H-H y N-N, y se forman enlaces N-H.

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Cuando se representan las reacciones químicas mediante las ecuaciones químicas hay que igualar el número de átomos en los dos miembros de la ecuación. Utilizaremos el método de balanceo por tanteo.

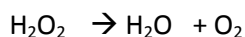
Los pasos a seguir son:

1. Escribir la ecuación química.
2. Analizar los dos miembros de la ecuación, para ver si en ambos hay el mismo número de átomos de cada elemento.
3. Añadir coeficientes estequiométricos delante de las fórmulas para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos miembros. **Usar números enteros y los menores posibles para balancear.**
No se deben cambiar los subíndices de las fórmulas, ni dividir la fórmula para colocar el coeficiente en medio de ella.
4. Contar el número de átomos multiplicando el coeficiente por los respectivos subíndices de las fórmulas y sumando todos los átomos de un elemento que estén de un mismo lado de la ecuación.
5. Comprobar la igualdad en el número de átomos de cada elemento.

Por lo tanto, se dice que una ecuación química está balanceada cuando el número de átomos de cada elemento es el mismo tanto en los reactivos como en los productos.

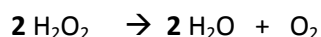
Veámoslo con un ejemplo:

Consideremos la siguiente ecuación química que representa la descomposición del agua oxigenada (H_2O_2). El agua oxigenada, por su facultad de liberar oxígeno, mata a muchos microbios, por lo que se emplea como desinfectante de heridas, en cuyo contacto se puede ver al oxígeno desprenderse en forma de burbujas.



Se tiene el mismo número de átomos de hidrógeno tanto en los reactivos como en los productos, pero no ocurre lo mismo con los de oxígeno (hay 2 átomos de oxígeno en los reactivos y 3 átomos de oxígeno en los productos). La ecuación no está balanceada, por tanto, no está correctamente escrita.

Para que esto no suceda, se coloca un número (el que se considere necesario) antes de las partículas (un **coeficiente estequiométrico**) que nos ayude a igualar la cantidad de cada átomo en los productos y los reactivos, lo que se conoce **como balancear la ecuación**. En este caso, colocaremos un **2** como coeficiente estequiométrico del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y otro en el agua (H_2O).

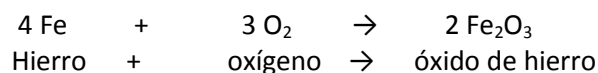


Ahora sí, se tiene igual número de átomos de cada clase en ambos lados de la ecuación y ha quedado balanceada: tenemos 4 átomos de hidrógeno (H) del lado de los reactivos, al igual que del lado de los productos; y tenemos 4 átomos de oxígeno (O) del lado de los reactivos, al igual que del lado de los productos.

1. Responde:

- ¿Qué diferencia hay entre “reacción química” y “ecuación química”?
- ¿Cuál es el propósito de los coeficientes estequiométricos en una ecuación química?
- ¿Por qué es importante representar las reacciones con ecuaciones químicas?

2. El cambio químico que tiene lugar cuando una reja, ventana o clavo de hierro se oxida se puede representar de la siguiente manera.



- ¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos?
- Escribe cómo se lee lo que está representando esa ecuación química.

3. Representen mediante una ecuación química las reacciones químicas que se describen en cada una de las siguientes situaciones:

a. Cuando un átomo de zinc sólido (Zn) se combina con dos moléculas de ácido clorhídrico (HCl) en solución acuosa, se obtiene una molécula de cloruro de zinc (ZnCl₂) y una de hidrógeno (H₂) gaseoso.

b. Cuando se burbujea sulfuro de hidrógeno (H₂S) gaseoso en una solución de hidróxido de sodio (NaOH), cada molécula de sulfuro de hidrógeno reacciona con dos de hidróxido de sodio para formar una partícula de sulfuro de sodio (Na₂S) y dos moléculas de agua (H₂O).

c. Se hace reaccionar nitrógeno gaseoso (N₂) con hidrógeno gaseoso (H₂) para la obtención de amoníaco gaseoso (NH₃). La formación de dos moléculas de amoníaco requiere de la combinación de una molécula de nitrógeno gaseoso y tres moléculas de hidrógeno gaseoso.

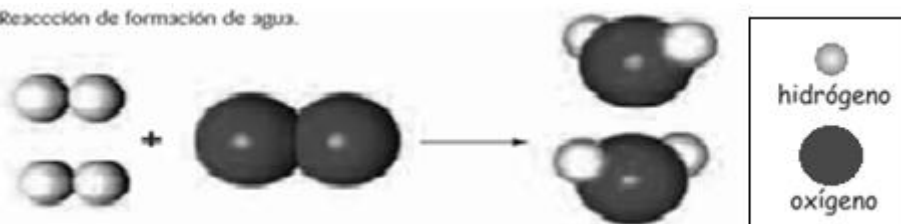
d. La combustión del gas metano (CH₄) implica la reacción química entre una partícula de este gas con dos partículas de oxígeno (O₂) gaseoso, para dar lugar a la formación de una molécula de dióxido de carbono (CO₂) gaseoso y dos moléculas de agua (H₂O) en estado gaseoso.

- ¿Qué significado tienen los subíndices en una fórmula química? Diferencia dichos subíndices con los coeficientes estequiométricos de una ecuación química.
 - ¿Por qué no se deben cambiar nunca los subíndices de las fórmulas para balancear una ecuación química?
 - ¿Qué significa que una ecuación química está balanceada? ¿Por qué se deben balancear las ecuaciones químicas?

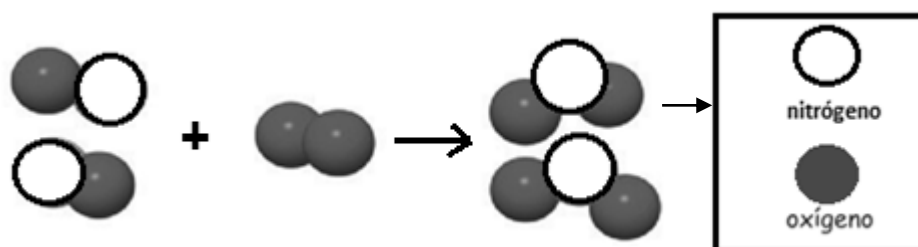
5. Para cada una de las siguientes representaciones de reacciones químicas, respondan las siguientes preguntas:

• **REACCION 1**

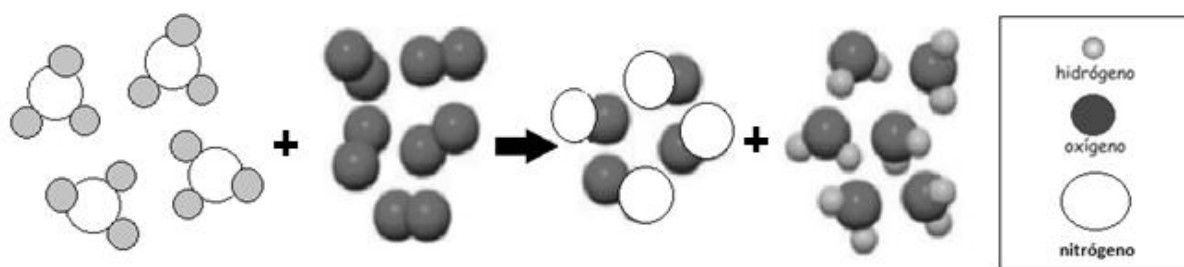
1. Reacción de formación de agua.



• **REACCION 2**



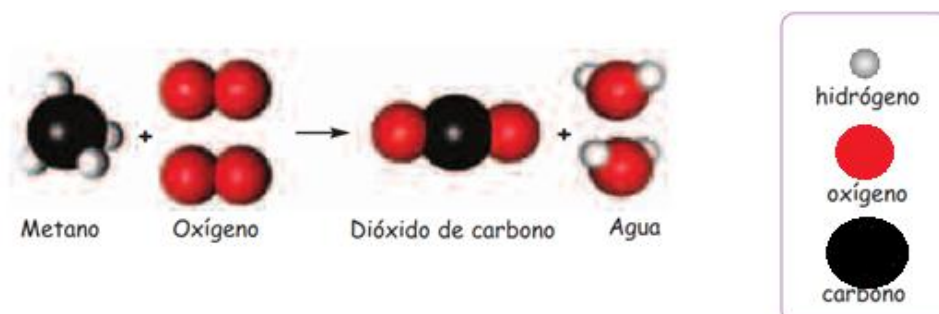
• **REACCIÓN 3**



- Escribe la ecuación química que representa cada reacción química.
- Busca en internet el nombre de las sustancias involucradas en cada reacción.
- Escribe cómo se lee cada ecuación química.
- ¿Queda el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos?

6. Si ustedes usan una estufa de gas para cocinar su cena, es probable que su estufa queme gas natural, que está formado principalmente metano. El metano (CH_4) es una molécula que contiene cuatro átomos de hidrógeno enlazados a un átomo de carbono. Cuando ustedes encienden la estufa, están suministrando la energía para empezar la reacción del metano con el oxígeno del aire. En este cambio químico, los productos que se obtienen son el dióxido de carbono y el vapor de agua (y, por supuesto, el calor y la luz que se ve en la llama).

La reacción de combustión que ocurre en este caso, se representa mediante el modelo de partículas de la siguiente forma:



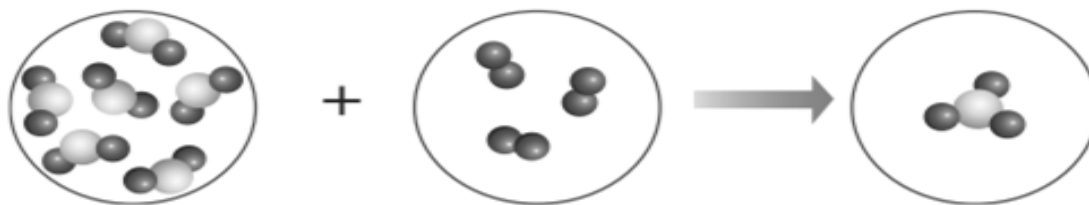
- Escribe la ecuación química que representa esa reacción de combustión.
- Escribe cómo se lee dicha ecuación química.
- ¿Qué enlaces se tienen que romper para formar las nuevas sustancias? ¿Qué enlaces se forman?
- ¿Hay el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos?

7. Representa mediante el modelo de partículas las siguientes reacciones químicas (trabaja con diferentes colores para cada elemento y coloca las referencias):

- a. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$
- b. $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- c. $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- d. $2 \text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

8. a. Representa mediante una ecuación química la siguiente representación:

(Las esferas más grandes corresponden a un átomo de azufre y las más pequeñas al oxígeno.)



b. ¿Está balanceada esa ecuación? ¿Por qué? Si no lo está, balancea la ecuación.

c. Escribe cómo se lee dicha ecuación química.

9. Comprueba si las siguientes ecuaciones químicas están balanceadas. De no ser así, balancéalas.

- a. $2\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b. $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{HF}$
- c. $2 \text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$
- d. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- e. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}$
- f. $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

10. Balancea las siguientes ecuaciones:

- a. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + \text{K}$
- b. $\text{H}_2\text{O} + \text{Na} \rightarrow \text{Na}(\text{OH}) + \text{H}_2$
- c. $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- d. $\text{CuFeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{CuO} + \text{FeO}$
- e. $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$
- f. $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{F}_2\text{O} + \text{HF}$
- g. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- h. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Actividad: A partir de la lectura del siguiente texto y del video visto en clase, resuelvan las siguientes actividades.

La química de la lluvia ácida

El aumento de acidez en el agua de lluvia es generado por un aumento en la cantidad de ácidos presentes en la misma. Los ácidos que contiene la lluvia ácida son el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y ácido nítrico (HNO_3), productos de la reacción química entre los gases contaminantes (dióxido de azufre y el dióxido de nitrógeno) y el vapor de agua de las nubes. Finalmente, estas sustancias químicas caen a la tierra acompañando a las precipitaciones, constituyendo la lluvia ácida.

Una forma de medir la acidez de la lluvia es mediante el llamado "pH". La lluvia, naturalmente es ácida debido a la formación de una sustancia llamada ácido carbónico (H_2CO_3), producto de la presencia del dióxido de carbono en el aire. En condiciones normales (es decir, cuando solo contiene ácido carbónico) tiene un pH igual a 5,7 aproximadamente. Pero cuando ese pH disminuye, se dice que aumenta la acidez de la misma.

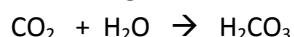
El dióxido de azufre (SO_2) y, en menor grado, los óxidos de nitrógeno (NO_2 y NO) de las emisiones de los vehículos, liberados a la atmósfera, son los responsables de que el agua de lluvia sea más ácida. Estos óxidos, como se dijo anteriormente, reaccionan químicamente con el agua y forman los ácidos correspondientes (ácido sulfúrico y ácido nítrico).

El dióxido de azufre (SO_2) atmosférico proviene de varias fuentes. La naturaleza misma contribuye en la emisión de SO_2 con las erupciones volcánicas. Asimismo, muchos metales se encuentran combinados con azufre en forma natural, como es el caso del sulfuro de cinc (ZnS). Para extraer los metales combinados con el azufre, es necesario fundir o calcinar los minerales en presencia de aire (que contiene oxígeno) y se forma el óxido del metal y SO_2 .

La contaminación del aire se asocia a la actividad del hombre con lo cual agrava con el aumento de la población y las actividades derivadas de la industrialización y del uso masivo de los diferentes medios de transporte. Esto se debe a que la mayor parte de las fuentes de contaminación se asocian al uso de combustibles fósiles, tales como el carbón, petróleo, gasolina y gas natural. La quema de combustibles fósiles produce gases dañinos, entre otros, óxidos de azufre, óxidos de nitrógeno y compuestos orgánicos. También genera material particulado de pequeños tamaños, tales como el hollín y la ceniza.

a. ¿A qué se debe el aumento en la acidez del agua de lluvia?

b. El agua de lluvia, naturalmente es ácida, debido a la siguiente reacción:



c. ¿Está balanceada esa ecuación química? De no ser así, balancéala.

d. Explica por qué ocurre esa reacción química en el agua de lluvia, indicando los nombres de los reactivos y de los productos.

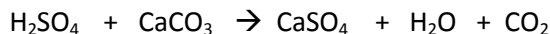
e. Representa esa ecuación química mediante el modelo de partículas.

f. Escribe las reacciones de formación, de manera BALANCEADA, del trióxido de azufre (SO_3) y del ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de la siguiente información:

- El dióxido de azufre (SO_2) emitido a la atmósfera como gas contaminante, reacciona con el oxígeno del aire (O_2) para dar lugar a la formación del gas trióxido de azufre (SO_3)
- El trióxido de azufre (SO_3) se combina con el agua de lluvia (H_2O) para formar ácido sulfúrico (H_2SO_4) acuoso.

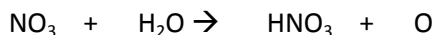
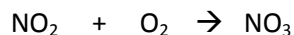
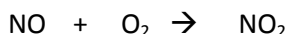
g. ¿De dónde proviene el dióxido de azufre presente en la atmósfera?

h. En el video se menciona como consecuencia de la lluvia ácida, al desgaste causado en los monumentos históricos. Este desgaste se debe a la reacción química que ocurre entre el ácido sulfúrico (H_2SO_4) contenido en la lluvia ácida y el componente de la piedra caliza o mármol que forma los monumentos, llamado carbonato de calcio (CaCO_3). Como producto de esta reacción se obtiene sulfato de calcio (CaSO_4), agua y dióxido de carbono (CO_2). La reacción química que ocurre se representa mediante la siguiente ecuación química:



- a.** Comprueba si la ecuación anterior está balanceada. De no ser así, balancéala.
- b.** Escribe la lectura de la ecuación.
- c.** ¿Qué otras consecuencias genera la lluvia ácida, además de la corrosión de los monumentos?

j. El monóxido de nitrógeno (NO), gas contaminante, reacciona con el oxígeno (O_2) del aire dando lugar a la formación de otro gas, el dióxido de nitrógeno (NO_2). El dióxido de nitrógeno también reacciona con el oxígeno del aire para formar trióxido de nitrógeno (NO_3). Éste último es el que reacciona con el agua de lluvia y se genera el ácido llamado ácido nítrico (HNO_3) y una partícula de oxígeno atómico (O). Las reacciones químicas mencionadas, se representan mediante las siguientes ecuaciones químicas:



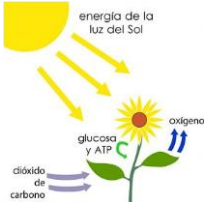
- a.** Balancea las ecuaciones anteriores, en caso que sea necesario.
- b.** Luego de balancearla/s escribe la lectura de cada ecuación.

l. ¿Qué consideras que podemos hacer como habitantes de este planeta para disminuir la contaminación atmosférica?

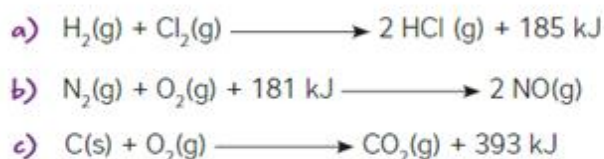
m. ¿Conoces algún otro fenómeno atmosférico generado por la presencia de gases contaminantes en la atmósfera? Mencionalo.

Las reacciones químicas y la energía

En general los procesos físicos y químicos van acompañados de cambios de energía que pueden manifestarse de diferentes maneras. Existen dos tipos clasificación de las reacciones químicas según la energía:

Reacciones exotérmicas	Reacciones endotérmicas
Estas reacciones reciben este nombre debido a que esta energía casi siempre se presenta como calor. La combustión, la fermentación, así como un gran número de reacciones de formación de compuestos a partir de sus elementos son ejemplos de reacciones exotérmicas.  Frecuentemente, las reacciones exotérmicas necesitan un pequeño aporte inicial de energía para producirse, aporte que puede ser suministrado por una pequeña llama o una chispa eléctrica. Una vez iniciada la reacción, la cantidad de energía que se desprende es muy superior a la que se suministró al comienzo de la reacción. Ejemplos: - El gas butano arde en el aire. Produce el calor necesario para calentar agua o cocinar. $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O} + \text{Energía}$ Butano Oxígeno Dióxido de carbono Agua - En las baterías de plomo se produce energía eléctrica. $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Energía}$ - La reacción entre la hidracina, N_2H_4, y el tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4, produce la energía mecánica necesaria para elevar un cohete y su carga desde la superficie de la Tierra. $2 \text{N}_2\text{H}_4 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 3 \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{Energía}$ Hidracina Tetraóxido de dinitrógeno Nitrógeno Agua	Se denominan así porque en ellas es necesario suministrar energía al sistema de reacción para hacer que ocurran las transformaciones químicas. Esta energía se suministra en la mayoría de los casos, en forma de calor. Reacciones como estas, en las que ocurre descomposición de compuestos, son ejemplos de reacciones endotérmicas. Ejemplos: - En la fotosíntesis se da una serie de reacciones de síntesis (formación de glucosa a partir de dióxido de carbono y agua) con absorción de energía en forma de luz solar. La ecuación que resume este proceso es:  $6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} + \text{energía} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$ Dióxido de carbono Agua Glucosa Oxígeno - Para descomponer el agua en sus elementos, hidrógeno y oxígeno, es necesario suministrar energía, ya sea eléctrica o de otro tipo. $2 \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Corriente}} 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$

11. a. ¿A qué se denomina reacción exotérmica y endotérmica? Ejemplifica en cada caso.
 b. ¿Cuáles de las siguientes ecuaciones representan reacciones exotérmicas o endotérmicas? ¿Cómo te diste cuenta? Indica las unidades en las que se puede medir la energía de una reacción.



12. a. Copia la ecuación del proceso de la fotosíntesis. ¿Cuáles son los reactivos y los productos?
 b. ¿Es una reacción exotérmica o endotérmica?
 c. ¿De dónde proviene la energía utilizada en el proceso?
13. Lee el siguiente texto y realiza las actividades correspondientes:

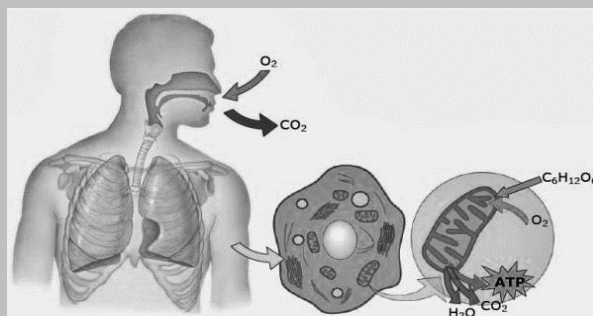
¿Respirar es comer y comer es respirar?

Cuando nos alimentamos, lo que estamos haciendo es ingerir glucosa (azúcar principal de nuestra alimentación de fórmula $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) y haciéndolo reaccionar con oxígeno. Este proceso se denomina **respiración celular**.

La respiración (denominada respiración aeróbica) es un tipo de metabolismo energético en el que los seres vivos extraen energía de moléculas orgánicas, como la glucosa, por un proceso complejo en el que dicha glucosa es oxidada y en el que el oxígeno procedente del aire es el oxidante empleado. Este proceso proporciona energía aprovechable por la célula.

La respiración aeróbica es el proceso responsable de que la mayoría de los seres vivos, los llamados por ello aerobios, requieran oxígeno.

El proceso para oxidar el alimento es complejo y requiere de muchos pasos, pero si debemos resumir el proceso en una reacción química global, la respiración se representaría de la siguiente manera:

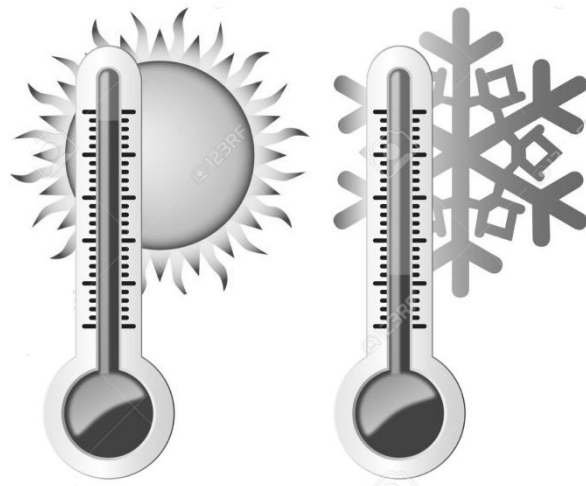


- a. ¿Cuáles son los productos y cuáles son los reactivos en la reacción de la respiración celular? Explica de donde obtiene el humano cada reactivo.
 b. ¿Qué sucede con los productos formados en el cuerpo humano luego de la reacción química?
 c. Indica si la respiración es un proceso exotérmico o endotérmico. Justifica.

14. Las reacciones de combustión son reacciones donde combustibles (como por ejemplos naftas, papel, madera, alcohol, entre otros) reaccionan con el oxígeno del ambiente para generar agua y dióxido de carbono (y en algunos casos monóxido de carbono). En estas reacciones se produce la emisión de luz y calor denominado fuego.

- a. Explica con tus palabras qué entiendes por fuego.
 b. Para que una reacción de combustión empiece a producirse utilizando papel, debemos acercar una llama. ¿Consideras que la combustión es exotérmica o endotérmica?
 c. Si la combustión es una reacción de un combustible con el oxígeno, ¿Por qué cuando utilizo alcohol no se enciende instantáneamente con el oxígeno del aire en contacto?

Unidad 4



Intercambio de energía térmica

Físicoquímica 3º año

Intercambio de energía térmica

Introducción

Es habitual decir que en invierno hace frío y en verano calor; pero ¿cuál es el significado físico de los términos “caliente” y “frío”? ¿Qué quiere decir “hace calor” o “hace frío”? Para analizar todas estas expresiones cotidianas debemos estudiar los conceptos de calor y temperatura a través de la siguiente guía.

La temperatura

Para explicar el significado de este indicador, consideremos nuevamente que la materia está compuesta **moléculas (o en algunos casos átomos)** que vibran, rotan o se desplazan. Desde esta perspectiva, la temperatura de un cuerpo es la medida de su **movimiento molecular**.

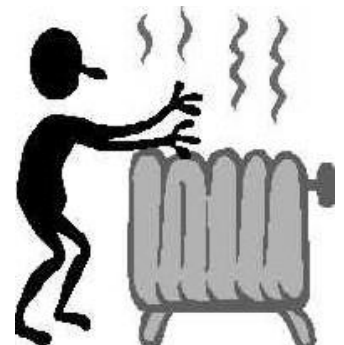
Si las temperaturas de dos cuerpos son diferentes el movimiento de sus moléculas será distinto y por lo tanto la energía cinética de las partículas que lo componen son diferentes. Por lo tanto podemos decir que a medida que la temperatura aumenta, **la energía cinética aumenta** (recordemos que es la energía que depende del movimiento).

MAYOR TEMPERATURA → MAYOR MOVIMIENTO MOLECULAR → MAYOR ENERGIA CINETICA MOLECULAR PROMEDIO

¿Qué es el calor?

Cuando se transfiere energía de un cuerpo a otro se dice que se ha transferido calor. En la mayoría de los casos el calor fluye de los cuerpos más calientes (de mayor temperatura) hacia los más fríos (de menor temperatura).

Hay que tener bien en claro que **los cuerpos no tienen calor, sino “energía interna” que es la energía total de sus partículas**. El calor es una parte de dicha energía interna transferida de un cuerpo a otro, lo que sucede con la condición de que estén a diferentes temperaturas. Por lo tanto no es una propiedad de los cuerpos ya que es un tipo de energía en movimiento. Para entender cómo ocurre este flujo de energía, es necesario apoyarse en el concepto de Temperatura.



Al ponerse en contacto dos cuerpos con distintas temperaturas, sus partículas interactúan intercambiando energía, las de más alta energía (alta temperatura) darán una parte a las que tienen menos (baja temperatura). Dando lugar a una disminución de la energía interna en el cuerpo que estaba más caliente y un aumento en el que estaba más frío, llegando a un equilibrio donde se igualan las temperaturas.

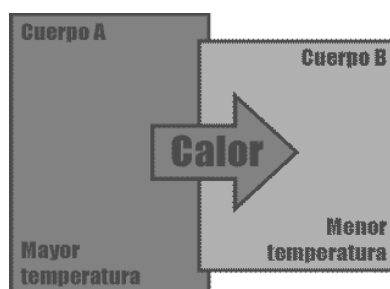


Figura: Transferencia de calor de un cuerpo a otro.

Escalas de temperatura

Escala Celsius: La escala Celsius fue inventada en 1742 por el astrónomo sueco Andrés Celsius. Celsius, eligió como cero de temperatura para su escala la temperatura del hielo en contacto con agua. Las temperaturas inferiores, por lo tanto, serán negativas. Esta escala también se identifica como escala centígrada. Las temperaturas en la escala Celsius son conocidas como grados Celsius ($^{\circ}\text{C}$).

Escala de Kelvin: La escala de Kelvin lleva el nombre de William Thompson Kelvin, un físico británico que la diseñó en 1848. Prolonga la escala Celsius hasta el cero absoluto (0°K), una temperatura hipotética caracterizada por una ausencia completa de energía interna, es decir la temperatura más baja a la que un cuerpo podría llegar. Las temperaturas en esta escala son llamadas Kelvin ($^{\circ}\text{K}$).

A la temperatura del cero absoluto no hay movimiento y desde él no se puede obtener calor. En ese estado todo el movimiento atómico y molecular se detiene, es la temperatura más baja posible.

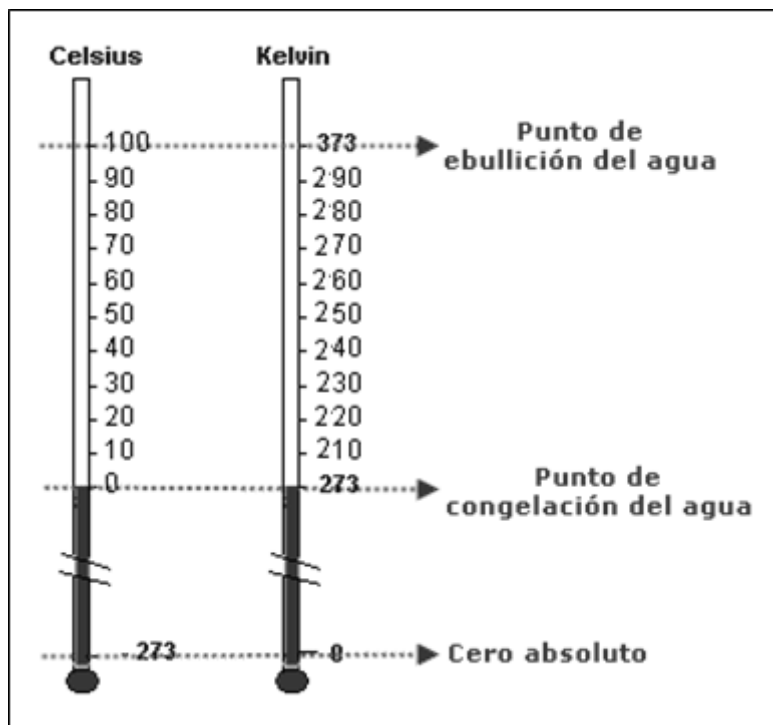


Figura: Comparación de las escalas de Celsius y kelvin.

¿Cómo Convertir Temperaturas ?

Para convertir de $^{\circ}\text{C}$ a K o viceversa usaremos la fórmula:

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

La escala de Fahrenheit

En los Estados Unidos sigue siendo utilizada por la población para usos no científicos y en determinadas industrias muy rígidas, como la del petróleo. La escala de Fahrenheit y la de Celsius se pueden intercambiar mediante la siguiente ecuación:

$$^{\circ}\text{F} = 1,8 \cdot ^{\circ}\text{C} + 32$$

A partir de lo leído hasta el momento, realiza las siguientes actividades:

1. ¿Qué es la temperatura?
2. El agua líquida puede encontrarse por ejemplo a 0°C , 50°C o a 80°C . ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las moléculas de agua en los tres casos mencionados?
3. Tengo un vaso con 10 litros de agua y otro con 2 litros, en donde el movimiento promedio de las partículas que componen ambos vasos es la misma. ¿cuál de los vasos tiene mayor temperatura?
4. Observa las siguientes figuras y contesta para cada una de ellas las preguntas justificando tu respuesta:
 - a. ¿Qué vaso tiene mayor temperatura?
 - b. ¿En cuál se mueven con mayor rapidez sus moléculas?
 - c. Si pongo en contacto los dos vasos de la figura 1, indica con un flecha el sentido del calor. Indica lo mismo para la figura 2.

FIGURA 1

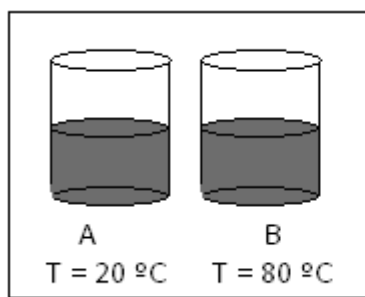
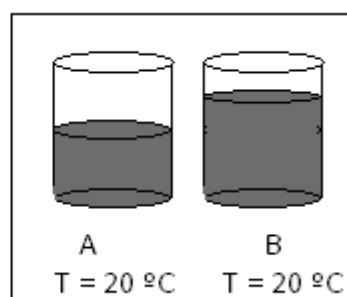
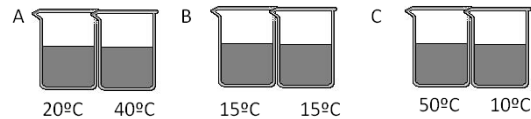


FIGURA 2



5. Indica si son verdaderas o falsas las siguientes frases. Justifica tu respuesta.
 - a. A mayor temperatura, menor energía cinética.
 - b. La temperatura de un cuerpo depende del número de partículas que lo constituyen.
 - c. La temperatura de un cuerpo es una medida del movimiento de sus partículas.
 - d. El calor es una propiedad que poseen los cuerpos.
 - e. Un vaso que está a 100°C tiene mucho calor.
 - f. Si mezclo el agua de dos vasos que están a la misma temperatura en un nuevo recipiente, entonces el agua del nuevo recipiente va a estar a mayor temperatura.
7. a. ¿Cuál es la diferencia entre el calor y la temperatura? ¿Cuál de los dos conceptos es una propiedad de los cuerpos? ¿Por qué?
 - b. Elabora una experiencia sencilla que te permita comprobar que el calor NO es una sustancia.
8. Indica si las siguientes frases son verdaderas o falsas. En caso de ser falsa reescríbela para que sea verdadera.
 - a. Al poner en contacto dos cuerpos a distinta temperatura, el de temperatura más baja cede calor al de temperatura más alta.
 - b. Un cuerpo que es puesto al fuego aumenta su calor.
 - c. La temperatura es el flujo de energía de un cuerpo más caliente a otro más frío.
 - d. El calor es una sustancia que pasa de un cuerpo de mayor temperatura a otro de menor temperatura.
 - e. Si un cuerpo A y B están en contacto y hay calor de A a B, entonces A disminuyó su peso.

9. Teniendo en cuenta las temperaturas de los siguientes vasos que se encuentran en contacto, indica con una flecha para donde se dirige el calor entre cada par de vasos.



10. a. ¿Existen valores negativos en la escala Celsius de temperatura? ¿A qué se debe esto?

b. ¿Existen valores negativos en la escala de Kelvin? ¿A qué se debe esto? ¿Qué es la temperatura del cero absoluto?

11. Realiza las siguientes conversiones de temperaturas:

- a. $-40^{\circ}\text{C} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{K}$
- b. $298^{\circ}\text{K} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{C}$
- c. $100^{\circ}\text{F} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{C}$
- d. $0^{\circ}\text{C} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{K}$
- e. $0^{\circ}\text{C} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{F}$
- f. $85^{\circ}\text{F} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{C}$
- g. $0^{\circ}\text{K} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{C}$
- h. $-20^{\circ}\text{C} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{F}$
- i. $20^{\circ}\text{C} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{K}$
- j. $-5^{\circ}\text{C} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{K}$
- k. $96^{\circ}\text{F} = \dots\dots\dots^{\circ}\text{C}$

La cantidad de calor

El calor absorbido o cedido por un cuerpo se puede cuantificar y se denomina **cantidad de calor (Q)**. Como ya hemos visto el calor es energía en tránsito por lo que podemos suponer que la cantidad de calor se mide en la unidad denominada JOULE. Sin embargo, otra unidad de energía muy conocida para medir cantidad de calor es la caloría. La equivalencia entre las calorías y el Joule es la siguiente:

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

El calor específico

Se define calor específico (C_e) como la cantidad de calor que hay que proporcionar a un gramo de sustancia para que eleve su temperatura en un grado celsius. En otras palabras podemos referirnos al calor específico de una sustancia como *“la dificultad para poder calentarse”*.

Por ejemplo, el calor específico del agua es de $1 \text{ cal/}^\circ\text{C.g}$. Esto quiere decir que para calentar 1 gramo de agua un grado de temperatura debemos aplicar 1 caloría de calor. El alcohol en cambio tiene un calor específico de $0,58 \text{ cal/}^\circ\text{C.g}$. Es decir que a un gramo de alcohol para elevarlo un grado de temperatura hay que agregarle 0,58 calorías de calor.

¡El alcohol se calienta más fácilmente que el agua!

¡Para aprender mediante ejemplos!

PROBLEMA:

¿Qué sustancia se calentará más rápido si pongo 200 gramos de cobre y 200 gramos de agua al horno?

DATOS:

$C_e (\text{agua}) = 1 \text{ cal/}^\circ\text{C.g}$

$C_e (\text{cobre}) = 0,09 \text{ cal/}^\circ\text{C.g}$

RESOLUCIÓN:

Como el agua tiene un calor específico mayor que el cobre, entonces necesita más energía para calentarse. Por lo tanto si ambos tienen la misma masa y están en contacto con la misma fuente de calor, el cobre terminará a una temperatura mucho mayor que el agua ya que se calienta más fácilmente.

Intenta resolver tú sólo las siguientes preguntas!

-¿Cuántas calorías hay que agregarle a 1 gramo de agua para calentarlo 1°C ? ¿Y a 200 gramos?

-¿Cuántas calorías hay que agregarle a 1 gramo de cobre para calentarlo 1°C ? ¿Y a 200 gramos?

Trabajo práctico de laboratorio: Calor específico

- ☆ ¿Cuál de los dos materiales tiene mayor calor específico: el agua o el aceite? ¿Por qué?
¿Podrías deducirlo de alguna situación cotidiana?

Para poner a prueba tu respuesta, reúne con algunos compañeros para realizar, **EN GRUPO**, la siguiente experiencia. Necesitan una fuente de calor, un termómetro de laboratorio, una balanza, un recipiente de vidrio resistente al fuego, un cronómetro o un reloj con segundero, agua y aceite.

Paso a paso

- 1.º Viertan 100 g de agua en el recipiente y midan su temperatura con el termómetro. Anoten esta temperatura inicial en el cuadro que está más abajo.
- 2.º Coloquen en el fuego el recipiente con agua, activen el cronómetro y calienten justo hasta el momento en que su temperatura haya aumentado $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ respecto del valor inicial. Tomen nota del tiempo empleado para el calentamiento y anótenlo en el cuadro, junto con el valor de la temperatura final del agua.
- 3.º Calculen la variación de temperatura del agua y llenen la columna correspondiente.
- 4.º Repitan el paso 1.º pero esta vez con 100 g de aceite en el mismo recipiente que utilizaron con el agua. Registren su temperatura inicial en el cuadro.
- 5.º Con la misma fuente de calor, calienten el recipiente con aceite durante el mismo tiempo que calentaron el agua. Midan la temperatura final del aceite y calculen su variación de temperatura. Anoten esos valores en el cuadro.

	TIEMPO DE CALENTAMIENTO	TEMPERATURA INICIAL (T _i)	TEMPERATURA FINAL (T _f)	VARIACIÓN DE LA TEMPERATURA
100 g de agua				
100 g de aceite				

- a) Durante la actividad, ¿cómo se garantizó que los dos recipientes recibieran la misma cantidad de calor?
- b) En las mismas condiciones de calentamiento, ¿cuál de los dos materiales aumentó más su temperatura?
- c) Con los resultados que obtuvieron, ¿se puede responder la pregunta inicial? ¿Coincide con la respuesta que habían dado ustedes? ¿Cómo lo explican?

Actividades

DATOS PARA LAS ACTIVIDADES:

Material	Calor específico (cal / °C.g)
Agua	1
Cobre	0,09
Aluminio	0,21

12. ¿En qué unidades se puede medir la cantidad de calor?

13. Transforma las siguientes medidas de calor en calorías o Joules respectivamente:

4,186 J =

30 cal =

28 Kcal (Cal) =

125000 J =

390 kcal (Cal) =

14. Realiza las siguientes conversiones de unidades de calor:

a. 20 J =cal

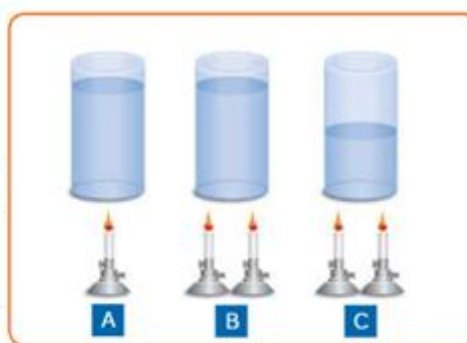
b. 0,5 Kcal =J

c. 5000 cal =J

15. ¿A qué se denomina calor específico? ¿Qué significa que el calor específico del alcohol sea de 0,58 cal/°C.g?

16. Resuelve los siguientes problemas:

- a) Se calientan los recipientes con agua **A**, **B** y **C** en las condiciones que se muestran en la imagen. Todos los mecheros entregan la misma cantidad de calor y los tres recipientes se calientan durante el mismo tiempo. ¿Cuál alcanza mayor temperatura? ¿Y cuál menos? Explica tus respuestas.



- b) Se coloca agua de la canilla en dos recipientes: **D** y **E**. Con la misma hornalla, el **D** se calienta durante dos minutos y el **E** durante cinco minutos. Ambos recipientes terminan a igual temperatura. ¿Los dos tenían la misma cantidad de agua? Explica tu respuesta.

- c) Se entrega una cierta cantidad de calor con una llama a 5 kg de agua, y se observa que su temperatura pasa de 7 °C a 15 °C. ¿Cuánto aumentaría la temperatura si se entregara la misma cantidad de calor a 2,5 kg de agua? ¿Y a 20 kg de agua?

- d) Dos recipientes tienen la misma cantidad de dos líquidos distintos. Se sabe que el calor específico del líquido A es mayor que el del líquido B. Si ambos recipientes se calientan en las mismas condiciones, con el mismo mechero durante el mismo tiempo, ¿cuál de los líquidos experimenta mayor variación de temperatura? Justificá tu respuesta.

- e) En los radiadores de los automóviles se acostumbra agregar líquido refrigerante para que, entre otras funciones, el agua absorba mejor el calor del motor. Este producto está elaborado a base de unos materiales llamados glicoles. ¿El calor específico del glicol será mayor o menor que el del agua? ¿Por qué?

- 17. a.** Se tienen la misma cantidad de bronce y de plomo a 10°C . y se le suministra la misma cantidad de calor a ambos cuerpos. Sin realizar cuentas, ¿puedes decir cuál estará más caliente? Explica.

DATOS: *Calor específico del bronce = $0.092 \text{ Cal/gr.}^{\circ}\text{C}$*

Calor específico del plomo = $0.031 \text{ Cal/gr.}^{\circ}\text{C}$

- 18.** En un día soleado, el agua de los mares tarda mucho más en calentarse que la parte terrestre. Teniendo en cuenta este dato, ¿crees que el agua tiene mayor o menor calor específico que la tierra? Justifica.

- 19.** Al colocar al fuego 50 g de cobre y aluminio se observó que el cobre llegó a 150°C mientras que el aluminio llegó a 90°C . ¿Qué sustancia tiene mayor calor específico?

- 20. a.** Explica por qué al ir descalzo sobre el asfalto un día soleado nos “quema más” los pies que ir por el césped el mismo día en la misma calle.

- b.** ¿Qué significa que el calor específico de la arena sea de $0,2 \text{ cal/}^{\circ}\text{C.g}$?

- 21.** Hay dos globos expuestos al mismo fuego con la misma masa de arena y agua. El agua tiene un calor específico de

$1 \text{ cal/}^{\circ}\text{C.g}$ mientras que la arena tiene un calor específico de $0,2 \text{ cal/}^{\circ}\text{C.g}$. ¿Qué globo explotará primero?

- 22.** Indica si las siguientes oraciones son verdaderas o falsas. En caso de ser falsa, justifica la respuesta:

a. *Si a dos cuerpos a la misma temperatura se les entrega la misma cantidad de calor, entonces ambos cuerpos terminarán a la misma temperatura.*

b. *A menor calor específico el cuerpo tiene más facilidad para aumentar su temperatura.*

c. *Si un cuerpo A a 20°C está en contacto por bastante tiempo con un cuerpo B a 50°C , el calor fluye desde el cuerpo B hacia el A.*

d. *Si un cuerpo A a 20°C está en contacto por bastante tiempo con un cuerpo B a 50°C , ambos cuerpos terminarán a 50°C .*

La ecuación de la cantidad de calor

La experiencia ha demostrado que la cantidad de calor tomada (o cedida) por un cuerpo es directamente proporcional a su masa y al aumento (o disminución) de temperatura que experimenta. Pero además si a diferentes sustancias se le entrega la misma cantidad de calor, no se obtiene el mismo cambio de temperatura por lo que es necesario tener en cuenta un coeficiente denominado **calor específico**.

La expresión matemática de esta relación es la ecuación calorimétrica:

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T$$

En palabras más simples, la cantidad de calor recibida o cedida por un cuerpo se calcula mediante esta fórmula, en la cual m es la masa, C_e es el calor específico, y ΔT es la diferencia entre la temperatura final y la inicial.

Por lo tanto $T_f - T_i = \Delta T$ (variación de temperatura).

¡Para tener en cuenta!

Si observamos la ecuación, cuando un cuerpo cede calor el término ΔT toma un valor negativo ya que la temperatura final va a ser menor que la inicial. De este modo al realizar la ecuación la cantidad de calor (Q) da un valor negativo debido a que la masa y el calor específico son siempre positivos. Si en cambio el cuerpo recibe calor, entonces ΔT es positivo como así también la cantidad de calor (Q).

Si $T_i > T_f$ el cuerpo cede calor: $Q < 0$

Si $T_i < T_f$ el cuerpo recibe calor: $Q > 0$

Actividades

23. En una olla se colocan 2 litros de agua a 10°C y se lo pone al fuego. ¿Cuánta cantidad de calor se deberá entregar para que comience a hervir? Expresen el resultado en Joules y calorías.

24. En una olla se colocan 5 litros de agua a 40°C y se lo deja enfriar a 10°C . ¿Cuánta cantidad de calor habrá entregado el agua al ambiente? Expresen el resultado en Joules y calorías.

25. Calcular la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura a 10 Kg. De cobre de 25°C a 125°C .

26. a. Calcular la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura a 1000 g. de cobre de 20°C a 90°C

DATOS: Calor específico del cobre = $0.09 \text{ Cal/gr.}^\circ\text{C}$

b. Calcular la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de 1000 ml de agua. de agua de 20°C a 90°C

DATOS: Calor específico del agua = $1 \text{ Cal/gr.}^\circ\text{C}$

c. Teniendo en cuenta que en el punto a y b, la masa de cobre y de agua era la misma (y la variación de temperatura también), ¿por qué a un cuerpo se le entregó mayor calor que al otro?

27. a. Se tienen la misma cantidad de bronce y de plomo a 10°C . y se le suministra la misma cantidad de calor a ambos cuerpos. Sin realizar cuentas, ¿puedes decir cuál estará más caliente? Explica.

DATOS: Calor específico del bronce = $0.092 \text{ Cal/gr.}^\circ\text{C}$

Calor específico del plomo = $0.031 \text{ Cal/gr.}^\circ\text{C}$

b. Corroborar tu respuesta anterior realizando el cálculo de cuántos grados aumentarán 200 gramos de bronce y 200 gramos de cobre si a ambos cuerpos se les entrega 3000 calorías de calor.

28. a. Calcular cuántos grados aumentará 500 ml de agua si se le entrega 4000 calorías de calor.

b. Si la temperatura inicial del agua era de 15°C , ¿A qué temperatura llegó el agua luego de agregarle dichas 4000 calorías? DATOS: Calor específico del agua = $1 \text{ Cal/gr.}^\circ\text{C}$

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	New Original		Alcalinos		Alcalinotérreos		Metales de transición		Lantánidos		Gases nobles		Actinidos		Solid		VIIIA
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	2
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	He
H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra	Sc	Ti	Zr	Hf	He
Hidrógeno 1.00794	Litio 6.941	Sodio 22.989770	Potasio 39.0983	Rubidio 85.4678	Cesio 132.90545	Francio (223)	Berilio 9.012182	Magnesio 24.3050	Calcio 40.078	Estroncio 87.62	Bario 137.327	Radio (226)	Escandio 44.955910	Titanio 47.867	Zirconio 91.224	Hafnio 178.49	Helio 4.002602
2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	Ne
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	18	Neón 20.1797
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	Argón 39.948
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	18	Argón 39.948
4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kriptón 83.798
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xenón 131.293
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	Rn
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Radón (222)
7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	Uuo
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Ununocio

Elementos lantánidos y actínidos

57 La Lantano 138.9055	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Holmio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93421	70 Yb Iterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.967
89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232.0381	91 Pa Protactinio 231.03688	92 U Uranio 238.02891	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (268)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (262)

Tabla de electronegatividades

		1A													3A	4A	5A	6A	7A	
Period	1	H 2.1																		
	2	Li 1.0	Be 1.5													B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
	3	Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0		
	4	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 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8		
	5	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		
	6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.1	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 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2		
	7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1																

*Lanthanides: 1.1–1.3
†Actinides: 1.3–1.5