	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

<b>DOCENTES</b>	<b>DIANA CRISTINA CARMONA GÓMEZ</b> <b>JHON DE JESUS ASPRILLA LÓPEZ</b>
<b>ÁREA</b>	<b>CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL</b>
<b>GRADO</b>	<b>11° A – B – C</b>

<b>INDICADORES DE LOGRO</b>	<p>Establecer la relación entre la distribución de los electrones en el átomo y el comportamiento químico de los elementos, explicando cómo esta distribución determina la formación de compuestos, dados en ejemplos de elementos de la Tabla Periódica.</p> <p>Utilizar formulas y ecuaciones químicas para representar las reacciones entre compuestos inorgánicos (óxidos, ácidos, hidróxidos, sales) y posteriormente nombrarlos con base en la nomenclatura propuesta por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).</p> <p>Explicar las evidencias que dan sustento a la teoría, estructura y organización celular.</p> <p>Reconoce los procesos termodinámicos y su aplicación dinámica en la vida cotidiana.</p> <p>Reconoce los principales movimientos vibratorios y cada una de las variables que lo rigen.</p> <p>Participar de manera activa, crítica y responsable de los trabajos individuales y grupales planteados para desarrollar de manera virtual y/o presencial.</p> <p>Contribuir al buen desarrollo de las asesorías (virtuales y/o presenciales), fomentar la cultura de la escucha y la participación activa y respetuosa de todos los espacios académicos</p>
-----------------------------	---

**Nota:** A partir de este momento y por las circunstancias actuales, el desarrollo de la siguiente guía será una herramienta fundamental para el proceso enseñanza- aprendizaje. Además se tendrán video-clases, asesorías virtuales y videos informativos, aprovechando diferentes recursos.

Las evidencias del trabajo realizado en casa por cada estudiante, deben ser consignadas en forma ordenada en el cuaderno, en una carpeta o en un archivo **según se indique en cada actividad**, por lo tanto debe hacer una adecuada interpretación de lo que se le solicita. Cuando correspondan a actividades en el cuaderno, en hojas, carteleras, etc., la letra y demás (dibujos, cuadros, esquemas, entre otros) deben corresponder a la autoría del estudiante, **cada actividad debe llevar el nombre del estudiante, el nombre de la actividad, fecha y la autoevaluación.**


La plataforma escogida para la entrega de las actividades es Classroom, por lo tanto para las evidencias de las actividades que se encuentre en el cuaderno o carpeta física se debe organizar un archivo en formato pdf que incluya la o las fotografía(s) completamente legible(s) que permita(n) la revisión.

Cuando la evidencia solicitada sea algún archivo digital debe subirse con los mismos parámetros (el nombre del estudiante, el nombre de la actividad, fecha y la autoevaluación.)

La guía consta de dos partes la primera el entorno Biológico- Químico y la segunda el entorno Físico, cada uno de ellos manejado por un docente diferente, por lo tanto en ambos componentes encontrará actividades semanales, que deberá enviar al classroom de cada docente.

### **Indicaciones Generales antes del desarrollo de la guía:**

1. Lea comprensivamente todo el contenido que se propone dentro de la guía.
2. En el caso de encontrar una palabra que desconozca busque el significado de la misma e interiorícelo.
3. La guía está diseñada para 9 semanas, **POR FAVOR** desarrolle cada semana la parte correspondiente, la intención de esto es una auto-regulación y organización del proceso que está desarrollando desde casa.
4. Si es posible y cuenta con los medios visualice los videos que se indican, resuelva las preguntas que se proponen y realice todos los ejercicios prácticos.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

## PRIMERA PARTE

<b>EJE ARTICULADOR</b>	<p><b>Entorno químico</b> - Entender los conceptos y realizar problemas relacionados con la materia.</p> <p><b>Entorno biológico</b> - Entender los conceptos y presentar explicaciones sobre la teoría, estructura y organización celular.</p>
------------------------	---

### SEMANA 1: REFUEZO Y RETROALIMENTACIÓN

Antes de iniciar cualquier proceso académico se hace fundamental conocer las fortalezas y debilidades con las que los estudiantes llegan a un nuevo curso. Como es sabido el 2020, fue un año diferente que trajo consigo muchos retos y desafíos en la educación; por lo tanto, antes de iniciar formalmente el curso que corresponde se hará una revisión de algunos conceptos esenciales para desarrollar un proceso formativo adecuado y acorde a las circunstancias actuales.

**Estudiar:** En la práctica, estudiar es una actividad que se caracteriza por ser: constante, organizada e intencional. Puede realizarse de manera independiente o en una institución. Estudiar es una opción de superación personal. El estudio permite asimilar o interiorizar los conocimientos a la experiencia personal, pero también permite reflexionar y cuestionar.

**Disciplina:** La disciplina es la capacidad de las personas para poner en práctica una serie de principios relativos al orden y la constancia, tanto para la ejecución de tareas y actividades cotidianas, como en sus vidas en general.

**Hábitos de estudio:** Se conoce como hábitos de estudio aquellas conductas que los estudiantes practican con regularidad para incorporar y consolidar conocimientos. ... Estudiar en un espacio ordenado, silencioso, bien iluminado y cómodo.

**Atención:** La atención es el proceso por el cual podemos dirigir nuestros recursos mentales sobre algunos aspectos del medio, los más relevantes, o bien sobre la ejecución de determinadas acciones que consideramos más adecuadas entre las posibles. Hace referencia al estado de observación y de alerta que nos permite tomar conciencia de lo que ocurre en nuestro entorno

**Distractores:** Son elementos que tienen la capacidad de distraer la atención de las personas hacia ciertos objetivos, olvidando poner atención a otros tal vez de mayor importancia. Los más habituales que influyen en lo escolar son: el celular, el televisor, los videojuegos.


**Autoevaluación:** La autoevaluación es un método que consiste en el proceso mediante el cual una persona se evalúa a sí misma, es decir, identifica y pondera su desempeño en el cumplimiento de una determinada tarea o actividad, o en el modo de manejar una situación.

**Coevaluación:** La coevaluación es el proceso de evaluación por el cual son los compañeros y compañeras de clase quienes se evalúan entre sí.

**Meta:** Una meta es un resultado deseado que una persona imagina, planea y se compromete a lograr: un punto final deseado personalmente en una organización en algún desarrollo asumido. Muchas personas tratan de alcanzar objetivos dentro de un tiempo finito, fijando plazos.

### EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°1 – JUEVES 4 DE FEBRERO REFUERZO Y RETROALIMENTACIÓN

**Requisitos de la entrega:**

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>“Una Opción para ser persona”</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
  - Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración
1. Busca en internet como realizar un archivo pdf con fotos. Interioriza el proceso y práctica. De esta manera podrás realizar las entregas de las actividades sin tener inconvenientes.
  2. Lee el siguiente artículo <https://blog.educalive.com/habitos-de-estudio/>, a partir de él, establece una lista de tus propios hábitos de estudio los cuales vas a trabajar desde el inicio.
  3. En este punto vas a hacer una lista de mínimo 10 metas que sean factibles de cumplir este año (“Piensa en grande y serás grande”). Las vas a mencionar y a leer tres veces.
  4. El año inmediatamente anterior u otros atrás en algún momento en clases de Química tuviste que haber tenido contacto con los siguientes términos esenciales para dicha área:
    - Química
    - Materia
    - Átomo
    - Teoría atómica
    - Protón
    - Neutrón
    - Electrón
    - Nivel de energía
    - Molécula
    - Enlace
    - Fórmula química
    - Sólido
    - Líquido
    - Gas
    - Plasma
    - Masa atómica
    - Número atómico

Sin ningún tipo de ayuda intenta dar una explicación a cada uno de los conceptos anteriormente descritos, si no se siente capaz de hacerlo por favor déjelo en blanco.

5. Teniendo en cuenta las temáticas vistas el año anterior, indica los temas en los cuales consideras tuviste mayor dificultad para su entendimiento y comprensión.
6. De 1 a 10 evalúa tu desempeño en la asignatura de Biología y Química el año pasado, teniendo en cuenta el desarrollo de las actividades planeadas.
7. Indica cual es el compromiso que estás dispuesto a cumplir frente a esta asignatura en el presente año.

<b>AUTOEVALUACIÓN</b>	
1. Responde: ¿Qué tanta importancia le dio a esta actividad?	
2. ¿Cuál es tu mayor motivación para este año?	
3. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>

## SEMANA 2: REFUEZO Y RETROALIMENTACIÓN II

### TEORIA ATOMICA

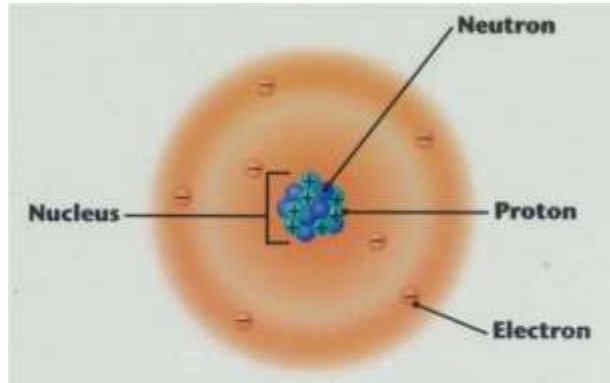


a) Partículas Fundamentales del Átomo

**Introducción**

Antes de 1800, se pensaba que la materia era continua, es decir que podía ser dividida en infinitas partes más pequeñas sin cambiar la naturaleza del elemento. Sin embargo, alrededor de 1803 ganó aceptación la teoría de un científico inglés llamado John Dalton (1766-1844).

Al dividir una muestra de cobre en trozos cada vez más pequeños, finalmente se encuentra una unidad básica que no puede ser dividida sin cambiar la naturaleza del elemento. Esta unidad básica se llama Átomo. Un átomo es la partícula más pequeña que puede existir de un elemento conservando las propiedades de dicho elemento.



Para la década de 1930 había numerosas pruebas de que los átomos contienen pequeñas partículas subatómicas. Se ha descubierto más de 100 partículas subatómicas, pero muchas de ellas duran menos de un segundo.

Las partículas fundamentales de un átomo son constituyentes básicos de cualquier átomo. El átomo, y por tanto toda la materia está formado principalmente por tres partículas fundamentales: electrones, neutrones y protones. El conocimiento de la naturaleza y la forma en que funcionan es fundamental para comprender las interacciones químicas.

El átomo es eléctricamente neutro; es decir, el número de electrones fuera del núcleo es igual a número de protones dentro de él

La masa y las cargas de las tres partículas fundamentales se muestran en la siguiente tabla.

Partícula	Masa (g)	Carga
Electrón (e-)	$9.10939 \times 10^{-28}$	1 -
Protón (p+)	$1.67262 \times 10^{-24}$	1+
Neutrón (n°)	$1.67493 \times 10^{-24}$	0

La masa del electrón es muy pequeña en comparación con la masa del protón o del neutrón. La carga del protón es de magnitud igual pero de signo opuesto a la carga del electrón. Procederemos a estudiar estas partículas con mayor detalle.

**Electrón:**

Partícula localizada fuera del núcleo atómico, es la unidad de carga eléctrica negativa, su masa es igual a  $9.1 \times 10^{-28}$ grs. John Thomson en 1897 los descubrió y midió la relación carga-masa del electrón (e/m).

**Protón**

Partícula subatómica ubicada en el núcleo con carga igual a la del electrón pero de signo contrario; junto con el neutrón, está presente en todos los núcleos atómicos, su masa es  $1.67 \times 10^{-24}$ gramos. Fue descubierto por Eugene Goldstein en 1886; el nombre del protón fue dado por Thomson.

La masa de un protón es aproximadamente 1.836 veces la del electrón. Por tanto, la masa de un átomo está concentrada casi exclusivamente en su núcleo.



### El Neutrón:

Partícula neutra, sin carga eléctrica localizada en el núcleo atómico, su masa es de  $1.7 \times 10^{-24}$  gramos, un poco superior a la del protón. Su existencia fue sugerida en 1920 por tres físicos de tres países distintos: Rutherford, Masson y Harkins, pero sólo a fines de 1932 fue descubierto por el físico Inglés James Chadwick.

### b) Número Atómico y Número Másico

#### Número Atómico

Químicamente se define el número atómico como la cantidad de protones existente en el núcleo de un átomo determinado, se representa por (Z). La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico.

El número atómico es el número de orden de los elementos en la tabla periódica; así tenemos que el elemento químico más sencillo, el hidrógeno, tiene como número atómico  $Z=1$ ; es decir, posee 1 protón y 1 electrón, el helio tiene como número atómico  $Z=2$ ; es decir, posee 2 protones y 2 electrones, el hierro tiene como número atómico  $Z=26$ , lo que equivale a 26 protones y 26 electrones. Por lo tanto, en un átomo neutro, el número de protones (Z) es igual al número de electrones.

#### Número másico

El número másico es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento y se representa con la letra (A). Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen protones y neutrones.

El número de masa está dado por:

Número de masas = número de protones + número de neutrones  
= número atómico + número de neutrones.

$$A = Z + n_0$$

Para encontrar el número de neutrones de un átomo, se despeja de la ecuación anterior:

$$n_0 = A - Z$$

### c) Isótopos

Átomos de un mismo elemento que poseen el mismo número atómico (igual número de protones), pero distinto número másico; es decir diferente número de neutrones en su núcleo.

La representación convencional de los isótopos es:

A = Número másico

Z = Número Atómico

X= Símbolo del elemento

Por ejemplo, el hidrógeno normal tiene un protón en el núcleo con un electrón girando alrededor se le conoce por ese motivo como protio, existe otro isótopo del hidrógeno el deuterio, que tiene un neutrón por lo tanto, si tiene un protón y un neutrón su número másico es 2, pero su número atómico sigue siendo 1, hay otro isótopo del hidrógeno, el tritio, que tiene número másico 3: posee dos neutrones y un protón.



Nombre	Número atómico		Número másico	
	Símbolo (protones)	(protones + neutrones)		alternativo
tritio	1	3	$^3\text{H}$	T
protio	1	1	1	H
			H	
deuterio	1	2	2	
			H	D

Otro ejemplo de isótopos es el del Uranio, con número de masa 235 y 238 respectivamente, que son los siguientes:



El primer isótopo se utiliza en reactores nucleares y en bombas atómicas, mientras que el segundo carece de las propiedades necesarias para tener tales aplicaciones. Con excepción del hidrógeno, que tiene un nombre diferente para cada uno de los isótopos, los isótopos de los demás elementos se identifican por su número de masa. Así los isótopos anteriores se llaman: Uranio-235 y Uranio-238.

### Peso Atómico y Peso molecular

La masa atómica (peso atómico) es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma). Una unidad de masa atómica se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12.

Al fijar la masa del carbono-12 como 12 uma se tiene el átomo que se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos. Por ejemplo, ciertos experimentos han demostrado que en promedio un átomo de hidrógeno tiene solo 8.400% de la masa del átomo del carbono-12; de modo que si la masa de un átomo de un carbono12 es exactamente 12 uma, la masa atómica del hidrógeno debe ser  $0.084 \times 12$  uma, es decir, 1.008 uma.

La masa atómica es la masa de un solo átomo y se expresa en unidades de masa atómica (u), mientras que el átomo-gramo es la masa de un mol de átomos y se expresa en gramos.


Así tenemos que para el átomo de Oxígeno (O):

O = 16 uma (1 sólo átomo)

O = 16 gramos (varios átomos)

### Masa atómica promedio

La masa atómica que aparece en la tabla periódica para un elemento es en realidad un promedio de las masas de todos los isótopos naturales de ese elemento, la mayor parte de los elementos tienen varios isótopos que se encuentran en la naturaleza. Ejemplo: Para los dos isótopos de cloro (Cl) tenemos:

	INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)
Cl -35	34.9688	75.77
Cl- 37	36.9659	24.23

Calcule la masa atómica promedio:

$$(0.7577) \times (34.9688) + (0.2423) \times (36.9659) = 35.45 \text{ uma}$$

NOTA: Para cada isótopo, el porcentaje se divide entre 100 se multiplica por la masa de cada isótopo y luego se suman ambos resultados.

**Masa Molecular**

Si una persona sube con otra sobre una balanza, ésta registra el peso combinado de ambas personas. Cuando los átomos forman moléculas, los átomos se unen y el peso de la molécula es el peso combinado de todas sus partes; **por lo tanto la masa molecular (algunas veces llamado peso molecular) es la suma de las masas atómicas (en uma) multiplicado por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula.**

Por ejemplo, la masa molecular del ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es:

H :  $1 \times 2 = 2 \text{ uma}$

S:  $32 \times 1 = 32 \text{ uma}$  R/ 98 uma

O :  $16 \times 4 = 64 \text{ uma}$

c) Iones

Un ion es una partícula cargada eléctricamente constituida por un átomo o molécula que no es eléctricamente neutro. Conceptualmente esto se puede entender como que, a partir de un estado neutro de un átomo o molécula, se han ganado o perdido electrones; este fenómeno se conoce como ionización.

Existen átomos cargados positivamente llamados Cationes y también átomos cargados negativos llamados aniones.


Na<sup>+</sup> Mg<sup>+2</sup> K<sup>+</sup> H<sup>+</sup> I<sup>-</sup> O<sup>-2</sup> F<sup>-</sup> Cl<sup>-</sup>

## EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°12 – JUEVES 11 DE FEBRERO REFUERZO Y RETROALIMENTACIÓN II- TEORIA ATOMICA

### Requisitos de la entrega:

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
- Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración

- Escribe la posición en que se encuentran las tres partículas fundamentales en el átomo
- Define el número atómico (Z)
- Define el número másico (A)

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

4. Escribe la ecuación matemática de A (número másico) y despeja el número de neutrones (n0)
5. ¿Cómo se llaman los átomos del mismo elemento, pero con diferente número másico?
6. ¿El número de protones puede cambiar en un átomo? Explica
7. El número de electrones que tiene un átomo, ¿puede cambiar? Justifica tu respuesta.
8. ¿Qué son los electrones de valencia y qué importancia tienen?



9. Explica el significado de cada uno de los términos en el símbolo
10. Completa la tabla siguiente con los datos correctos de cada uno de los isótopos:

Símbolo del elemento	Número De Protones P+	Número de Neutrones No	Número de Electrones e <sup>-</sup>	Número másico A	Número Atómico Z	Notación ${}^A_Z X$
O	8	8				
	28			58	28	
Hg		119			80	
	34			79	34	
O <sup>-2</sup>	8			15		
H <sup>+1</sup>				2	1	
Cl <sup>-1</sup>		18				

11. El cobalto tiene tres isótopos radiactivos que se emplean en estudios de medicina, los átomos de estos isótopos contienen 30, 31, y 33 neutrones respectivamente. Indica el símbolo de cada uno con sus respectivos valores de Z y A

<b>AUTOEVALUACIÓN</b>	
1. ¿Qué dificultades encontraste en el desarrollo de la actividad? ¿Cómo las superaste?	
2. ¿Consideras que aportaste suficiente atención y dedicación en el desarrollo del trabajo?	
3. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>

### SEMANA 3: NÚMEROS CUÁNTICOS Y DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

#### **MODELO ATÓMICO DE BOHR.**

Para solucionar los problemas planteados, el físico danés Niels Bohr formuló, en 1913, una hipótesis sobre la estructura atómica. Sus postulados eran:

El electrón sólo se mueve en unas órbitas circulares "permitidas" (estables) en las que no emite energía.





El electrón tiene en cada órbita una determinada energía, que es tanto mayor cuanto más alejada esté la órbita del núcleo.

El electrón **absorbe** energía cuando salta de un estado de **menor** energía a otro de **mayor** energía.

La **emisión** de energía se produce cuando un electrón salta desde un estado inicial de **mayor** energía hasta otro de **menor** energía.

Sin embargo, la teoría de Bohr falla al mantener el postulado clásico de que el electrón describe una trayectoria definida alrededor del núcleo (**órbita**).

### MODELO MECANO-CUÁNTICO

¿Cómo se distribuyen los electrones dentro del átomo?

**Principio de incertidumbre de Heisenberg.** No se puede determinar al mismo tiempo la posición y velocidad de una partícula.

**Schrodinger.** A partir de estudios matemáticos establece la ecuación de onda cuyo resultado permite obtener una función de onda que denomina **orbital**.

¿Cuál es la diferencia entre órbita y orbital?

**Órbita:** cada una de las trayectorias descrita por los electrones alrededor del núcleo.

**Orbital:** región del espacio alrededor del núcleo donde hay la máxima probabilidad de encontrar un electrón.

En el modelo mecano-cuántico los electrones en el átomo se distribuyen en **niveles** de energía y **subniveles** donde:

□ Cada **nivel** de energía se representa por la letra **n** y posee valores enteros comenzando por el 1.

□ Cada **nivel** de energía está formado por uno o más **subniveles** los que se representan como **s, p, d** y **f**

□ Cada **subnivel** tiene una **determinada cantidad de orbitales** los que tienen una capacidad máxima de alojar electrones.

Los números cuánticos donde se van a ubicar los electrones son 4 y permiten describir el comportamiento del electrón dentro del átomo.

A continuación vemos las características de estos números:

- **Número cuántico principal (n).**

□ Representa al nivel de energía y su valor es un número entero positivo (1, 2, 3,...) y

□ se le asocia a la idea física del volumen del orbital.

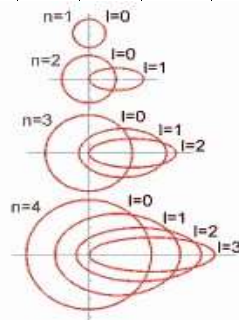
**n = 1, 2, 3, 4,.....**



- **Número cuántico secundario ( $\ell$ ):**

- Identifica al subnivel de energía del electrón y se le asocia a la forma del orbital.
- Sus valores dependen del número cuántico principal ( $n$ ), es decir, sus valores son todos los enteros entre 0 y  $n - 1$ , incluyendo al 0.

( $\ell$ )	0	1	2	3
Nombre del orbital	s	p	d	f

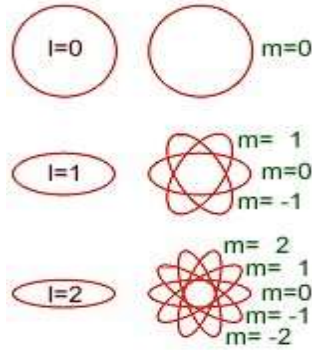


- **Número Cuántico Magnético ( $m_\ell$ ):**

- Describe las orientaciones espaciales de los orbitales, es decir, representa la orientación del orbital atómico en el espacio.
- Sus valores son todos los enteros entre  $-l$  y  $+l$ , incluyendo al 0.

Valor de  $m_\ell$  según el ingreso del último electrón al orbital depende del valor de  $\ell$ , ya que:

- Si  $\ell$  es 0 (orbital s),  $m_\ell$  tendrá sólo un valor, 0. Tiene un solo orbital s
- Si  $\ell$  es 1 (orbital p),  $m_\ell$  tendrá tres valores, -1, 0, +1. Tiene 3 orbitales p
- Si  $\ell$  es 2 (orbital d),  $m_\ell$  tendrá cinco valores, -2, -1, 0, +1, +2. Tiene 5 orbitales d
- Si  $\ell$  es 3 (orbital f),  $m_\ell$  tendrá siete valores, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3. Tiene 7 orbitales f

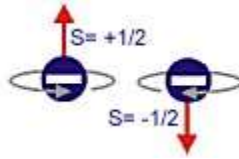


**Número Cuántico de Spin ( $m_s$ ):**

□ Informa el sentido del giro del electrón en un orbital.

Indica si el orbital donde ingreso el último electrón está completo o incompleto. □

Su valor es  $+1/2$  o  $-1/2$



Gracias a los cuatro números cuánticos ( $n$ ,  $\ell$ ,  $m_l$  y  $m_s$ ) es posible identificar completamente un electrón en algún orbital de cualquier átomo.

En resumen los números dónde van a encontrarse los electrones en el átomo. Son cuatro:

- Número cuántico principal ( $n$ )
- Número cuántico secundario ( $\ell$ )
- Número cuántico magnético ( $m_l$ )
- Número cuántico de espín ( $m_s$ )

**EJEMPLO:**

Nivel y subnivel	$n$	$\ell$	$m_l$
1s	1	0	0
3p	3	1	-1, 0, +1
4d	4	2	-2, -1, 0, +1, +2

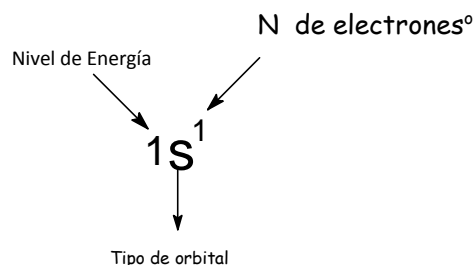
**Construcción de configuraciones electrónicas**

Una vez descritos los cuatro números cuánticos, podemos utilizarlos para construir la estructura electrónica de cualquier átomo. Iniciaremos con el átomo de hidrógeno, por ser el más sencillo.

El electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental se describe mediante el siguiente juego de números cuánticos:  $n = 1$ ,  $\ell = 0$  y  $m_l = 0$ ; en tanto que  $m_s$  puede tomar cualquiera de los dos estados de spin;



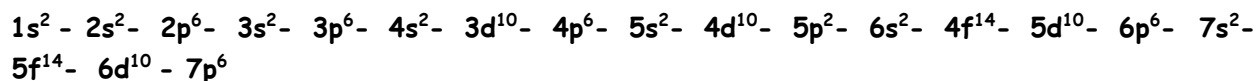
o sea  $+\frac{1}{2}$  ó  $-\frac{1}{2}$ . Así podríamos decir que el electrón del átomo de hidrogeno en el estado fundamental está en el orbital  $1s$  y se representa mediante la notación ( $1s^1$ ):



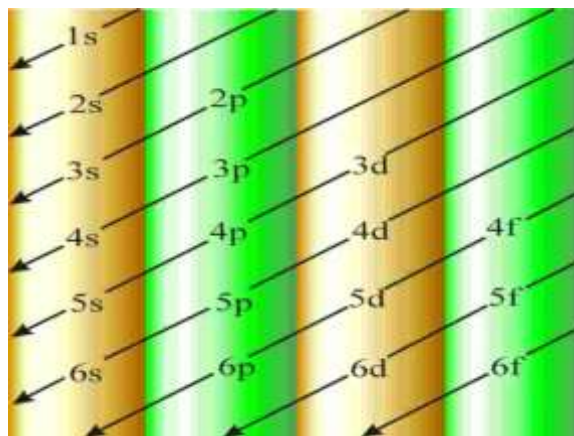
En general, se puede decir que la **configuración electrónica de un átomo consiste en la distribución más probable y estable de sus electrones entre los diferentes orbitales en las capas principales y las subcapas**. Esta distribución se realiza apoyándonos en tres reglas: **energía de los orbitales, principio de exclusión de Pauli y regla de Hund**.

### 1. Energía de los orbitales

Los electrones ocupan los orbitales a partir del de menor energía. El orden exacto de llenado de los orbitales se estableció experimentalmente, mediante estudios espectroscópicos y magnéticos, y es el orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas a los elementos. El orden establecido es:



Para recordar este orden más fácilmente se puede utilizar el diagrama siguiente (diagrama de Aufbau), en donde la entrada de las flechas indica el orden de colocación de los electrones en los orbitales. Cuando finaliza una flecha se regresa e inicia la siguiente.



Orden de llenado de los subniveles en la estructura electrónica



### Principio de exclusión de Pauli.

Este principio establece que **en un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.**

Ejemplo: Determinar los cuatro números cuánticos para los dos electrones del Litio ( ${}_{3}\text{Li}: 1s^2 2s^1$ ).

Orden del electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
primero	1	0	0	+1/2
segundo	1	0	0	-1/2
tercero	2	0	0	+1/2

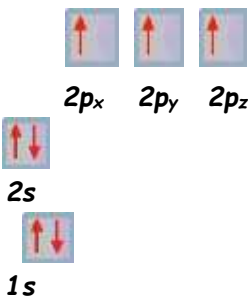
### Regla de Hund.

Al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales  $p$ , los cinco orbitales  $d$ , o los siete orbitales  $f$ ), **los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos, es decir, desapareados.**

Ejemplo:

La estructura electrónica del  ${}_{7}\text{N}$  es:  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$


### Representación en notación orbital



### El principio de aufbau o de construcción

Para escribir las configuraciones electrónicas utilizaremos **el principio aufbau**. *Aufbau* es una palabra alemana que significa "construcción progresiva"; utilizaremos este método para asignar las configuraciones electrónicas a los elementos por orden de su número atómico creciente. Por ejemplo se quiere saber la configuración electrónica del **vanadio** ( $Z=23$ ), con el **diagrama de aufbau**, obtendríamos:

Llenado de orbitales:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$  ( $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 3 = 23$ )

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

En la práctica, para simplificar la notación, los niveles de energía completos se indican con referencia al **gas noble** correspondiente (el de número atómico inmediatamente menor) al que se añade la distribución de electrones en el nivel no completo (capa de valencia). En el caso del vanadio:

Gas noble precedente:  $_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Configuración electrónica del vanadio:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$


## EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°3 – JUEVES 18 DE FEBRERO NÚMEROS CUÁNTICOS Y DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

### Requisitos de la entrega:

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
  - Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración
1. Para mayor conceptualización de las temáticas se sugiere revisar los siguientes enlaces, donde se podrás profundizar y obtener mayor claridad en cada uno de los aspectos estudiados:
    - <https://www.youtube.com/watch?v=STo7ZIWsmB4>
    - <https://sites.google.com/site/maestrosmisioneros/3-3>
    - <https://www.youtube.com/watch?v=JG3SJeXCT4A&t=273s>
    - <https://www.youtube.com/watch?v=4MMvumKmqs4&t=794s>
  2. Determina los valores del número cuántico principal ( $n$ ), número cuántico secundario ( $\ell$ ) y número cuántico magnético ( $m_\ell$ ) para los siguientes orbitales y subniveles.

Nivel y subnivel	$n$	$\ell$	$m_\ell$
<b>3p</b>			
<b>4s</b>			
<b>3d</b>			
<b>2p</b>			
<b>2s</b>			
<b>3s</b>			

3. ¿Cuál es la diferencia entre la configuración electrónica en notación espectral y en notación orbital?
4. Supongamos cuatro elementos del Sistema Periódico, A, B, C y D, cuyos números atómicos son 19, 20, 35 y 36 respectivamente. Escribe sus configuraciones electrónicas en notación espectral y en notación orbital.
5. A partir de la distribución electrónica se puede conocer el grupo y el periodo en los que se encuentra ubicado un átomo en la tabla periódica.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

Teniendo como base lo anterior: encuentra el grupo y el periodo a partir de la configuración electrónica de los átomos con  $Z= 18, 26$  y  $30$ , indicando claramente en la distribución electrónica de donde se obtiene el grupo y el periodo.

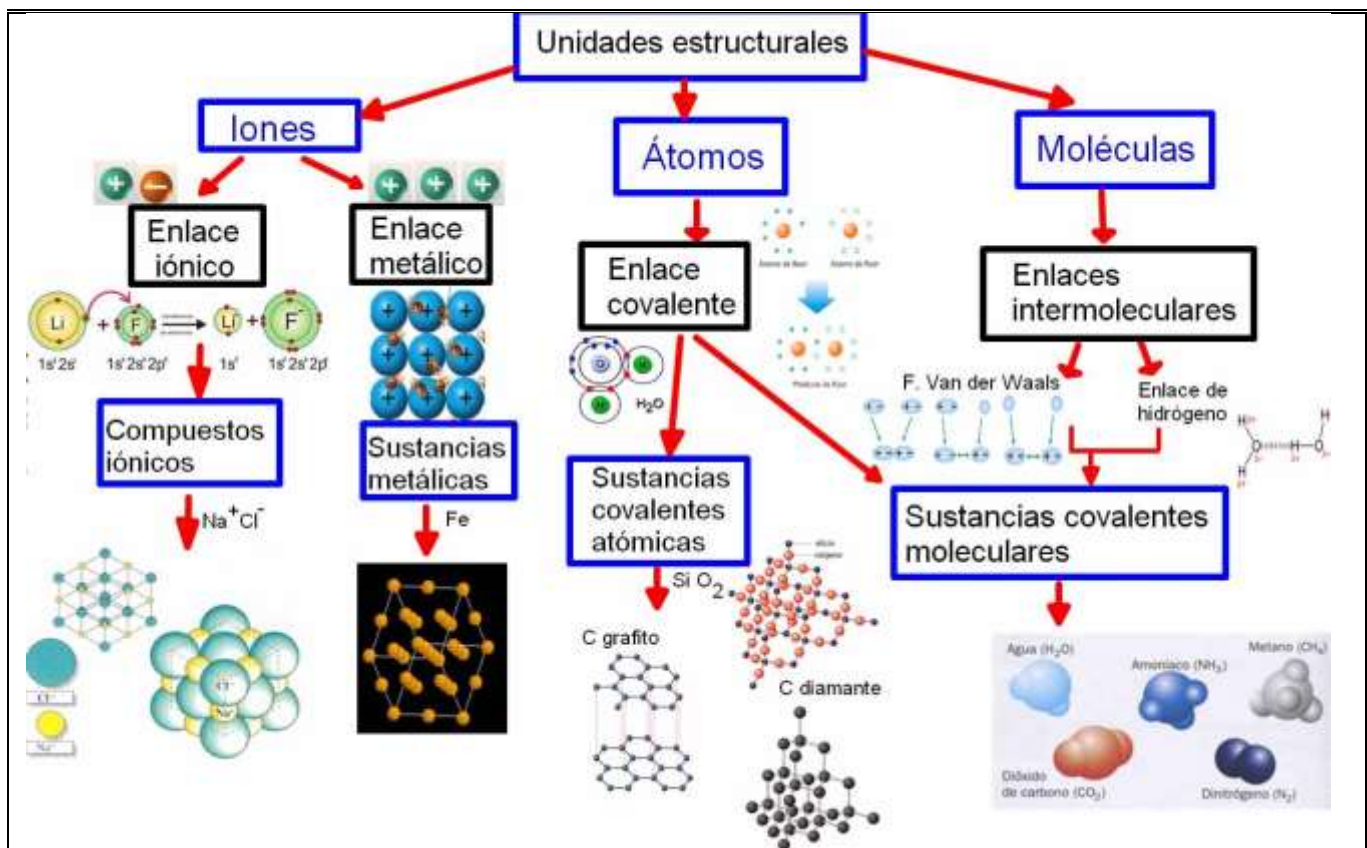
6. Visualiza el siguiente video y a partir de él realiza los siguientes numerales:  
<https://www.youtube.com/watch?v=nQLUulHuam0>
- Si se tiene un electrón con los siguientes números cuánticos  $(3, 2, 2, +1/2)$ , ¿representa a un electrón situado en cuál orbital?
  - Obtiene los números cuánticos de los últimos electrones de los siguientes átomos  $Z: 1, 3, 5, 7, 9$
  - Obtiene los números cuánticos del primer electrón de los átomos del numeral b.
7. ¿En qué se relaciona la configuración electrónica con las propiedades periódicas?.
8. A partir del siguiente artículo realiza el esquema y explica en palabras sencillas cada una de las propiedades periódicas.
9. Resuelve la siguiente evaluación teniendo en cuenta que 10 es la valoración máxima y 1 es la mínima.

Pregunta	Valoración
1. Comprendo completamente el tema de los números cuánticos.	
2. Realizo fácilmente ejercicios sobre configuración electrónica en notación espectral.	
3. Realizo fácilmente ejercicios sobre configuración electrónica en notación orbital.	
4. Entiendo a profundidad las propiedades periódicas	
5. Estoy en capacidad de sacar el grupo y el periodo de un elemento a partir de la distribución electrónica.	
6. Identifico el modelo mecano-cuántico.	
7. Extraigo los números cuánticos de cualquier electrón.	

AUTOEVALUACIÓN	
1. ¿Qué fortalezas encontraste en el desarrollo de esta actividad?	
2. ¿Qué dificultades encontraste en el desarrollo de esta actividad? ¿Cómo las puedes superar?	
3. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>

### SEMANA 4: FUERZAS INTRA E INTER MOLECULARES

Alguna vez te has preguntado ¿Por qué el agua moja?  
 Esta es una pregunta que tiene un sustento científico dada a la existencia de dos fuerzas: "fuerzas de cohesión" que son las fuerzas que tienen unidas a las partículas de agua ( $H_2O$ ) y las "fuerzas de adherencia" que son aquellas que se manifiestan cuando las moléculas de agua entran en contacto con otra superficie.



### FUERZAS INTRAMOLECULARES:

Dentro de una molécula, los átomos están unidos mediante fuerzas intramoleculares (enlaces iónicos, metálicos o covalentes, principalmente). Estas son las fuerzas que se deben vencer para que se produzca un cambio químico. Son estas fuerzas, por tanto, las que determinan las propiedades químicas de las sustancias.

Para profundizar un poco más en el tema se solicita ver el siguiente video <https://www.youtube.com/watch?v=C4mZpTEgdi0>

### ENLACE QUÍMICO

El enlace químico se refiere a las fuerzas atractivas que mantienen unidos a los átomos en los compuestos. Hay dos tipos principales de enlace:

- El **enlace iónico** es la atracción electrostática entre iones de carga opuesta, que resultan de la transferencia neta de uno o más electrones de un átomo a otro.
- El **enlace covalente** es compartimiento de uno o más pares electrónicos entre dos átomos de igual o parecida electronegatividad.

Todos los enlaces entre átomos de diferentes elementos tienen al menos algún grado de carácter iónico y covalente. Los compuestos en que predomina el enlace iónico se llaman compuestos iónicos. Los que se mantienen juntos principalmente por enlaces covalentes se denominan compuestos covalentes.





En la formación del enlace, los átomos **pierden, ganan o comparten** sus electrones de valencia, con el fin de alcanzar la configuración electrónica y estabilidad del gas noble más próximo a ellos. Es decir **ocho** electrones en su capa de valencia, con excepción del helio que solo tiene dos, esto se conoce como **Regla del Octeto**.

### **Símbolos y Estructuras de Lewis**

La estructura de Lewis permite ilustrar de manera sencilla los enlaces químicos, en ésta, el símbolo del elemento está rodeado de puntos o pequeñas cruces que corresponden al número de electrones presentes en la capa de valencia.

También la unión de los dos electrones de cada enlace se puede representar por **barras (-)**.

### **Parámetros a considerar en una estructura de Lewis**

- Escribir el número total de electrones de valencia.
- Considerar que cada enlace se formará a partir de dos, y solo dos, electrones.
- Cada átomo deberá cumplir con la regla del octeto. Excepto, algunos como el hidrógeno ( $H_2$ ), el boro (B), el aluminio (Al), y otros que no cumplen con dicha regla.
- Al explicar la formación del cloruro de sodio ( $NaCl$ ) primero definiremos el significado de **Símbolos y Estructuras de Lewis**

**Símbolos de Lewis:** Cuando representamos al sodio con su electrón de la capa de valencia  $Na\cdot$ , El símbolo  $Na$  representa al elemento sodio con sus electrones internos y el punto representa el electrón más externo o sea el electrón de la capa de valencia.

**Estructuras de Lewis:** Representa la estructura del compuesto, unión de un átomo con otro átomo con todos sus electrones de valencia ( $H:H$ ), en caso del enlace covalente o en forma de iones en caso del enlace iónico.

#### **a) Enlace Iónico**

Antes de definir este enlace recordaremos que un **ión** es un átomo o grupo de átomos que posee una carga eléctrica. Un **ión** en el que el átomo o grupo de átomos tiene más electrones que protones está negativamente cargado y se denomina **anión**; uno que tiene menos electrones que protones está positivamente cargado, y se denomina **catión**.

Un ión que consiste en sólo un átomo se considera un **ión monoatómico**. Ejemplos el ión cloruro ( $Cl^-$ ), y el ión sodio ( $Na^+$ ). Un ión que contiene más de un átomo se llama **ión poliatómico**. Ejemplos son: el ión amonio ( $NH_4^+$ ) y el ión hidroxilo ( $OH^-$ ). Los átomos de un ión poliatómico se mantienen juntos por medio de enlace covalente.

#### **Formación de Compuestos Iónicos**



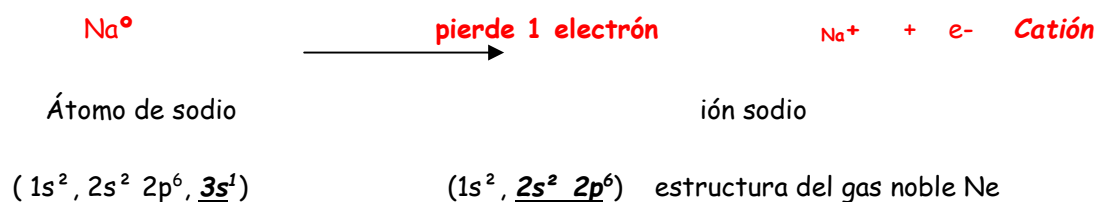
**El enlace iónico se caracteriza por la atracción de iones con carga opuesta (cationes y aniones) en grandes números y en direcciones definidas para formar un sólido, a este compuesto se le denomina, sólido iónico.**

Se forma entre átomos que tengan una **gran diferencia de electronegatividad ( $\Delta EN$ )** (metales y no metales), cuando exista esta característica entre los átomos, es probable que los elementos formen un compuesto por enlace iónico. (Transferencia de electrones).

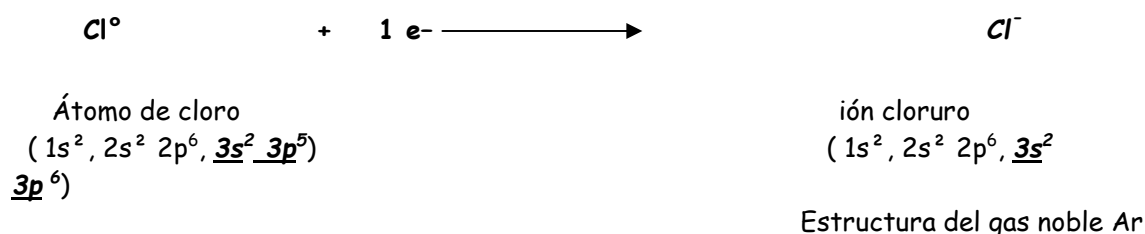
En general estos compuestos se formaran entre átomos con **baja energía de ionización** (metales) y otros de **alta afinidad electrónica** (no metales).

Por ejemplo: Cuando reacciona el sodio (Na) con el cloro (Cl), para forma cloruro de sodio (NaCl) se transfiere un electrón desde un átomo de sodio a un átomo de cloro para formar  $Na^+$  y  $Cl^-$ . Lo explicaremos en los pasos siguientes:

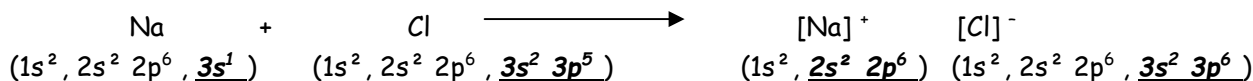
**Paso 1: Formación del ión positivo:  $Na^+$ .**



**Paso 2: Formación del ion negativo:  $Cl^-$ .**

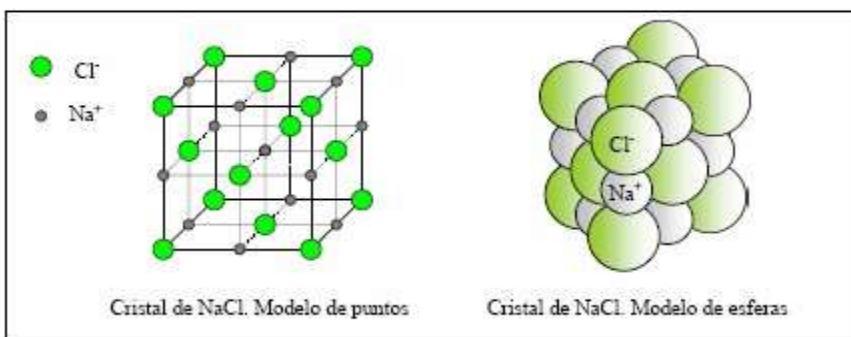


**Paso 3: Formación del  $[Na]^+ [Cl]^-$**





En el dibujo se representa la **estructura cristalina** del NaCl. Cada ión  $Cl^-$  está rodeado por seis iones sodio, y cada ión sodio está rodeado por seis iones cloruro, en cualquier cristal de NaCl se encuentran miles de millones de iones con esta distribución. Los electrones se transfieren del metal al no metal, dando lugar a cationes y aniones, respectivamente. Estos se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas fuertes.



### b) Enlace Covalente

Un **enlace covalente** se forma por compartimiento de uno o más pares de electrones entre elementos no metálicos de parecida o igual electronegatividad. Hay varios tipos de enlace covalente: polar, no polar y coordinado.

#### **Enlace covalente no polar**

En el enlace covalente no polar de la molécula de hidrogeno  $H_2$ , el par electrónico es **igualmente compartido** entre los dos núcleos de hidrogeno. Ambos átomos tienen la misma **electronegatividad**, por lo tanto cuando están **químicamente combinados**, los electrones compartidos están igualmente atraídos por ambos núcleos de hidrogeno y pasan igual tiempo cerca de cada núcleo.

En este enlace la densidad electrónica es **simétrica** con respecto a un plano perpendicular a la línea entre los dos núcleos. Esto es cierto para moléculas diatómicas homonucleares (**átomos iguales**) como  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $F_2$  y  $Cl_2$ , porque los dos átomos tienen la misma electronegatividad.

Podemos generalizar: **Que el enlace covalente no polar es el compartimiento equitativo de uno o más pares de electrones entre elementos no metálicos de igual electronegatividad.**

**Ejemplo:**  $H_2$

H      H  
2.1    2.1    (Electronegatividad)

$\Delta EN = 2.1 - 2.1$ , en donde  $\Delta EN$  significa **diferencia de electronegatividad**.  
= 0.0

#### **Enlaces Covalentes polares**



Los enlaces covalentes, como el cloruro de hidrogeno, HCl, tienen **algún grado de polaridad** porque el H y Cl son átomos **diferentes**, por lo tanto no atraen por igual los electrones. Buscamos en la tabla periódica las electronegatividades y las calculamos de la forma siguiente:

**Electronegatividad del HCl**

H	Cl	
2.1	3.0	(Electronegatividades)

$$\Delta EN = 3.0 - 2.1$$

$$\Delta EN = 0.9$$

**Entre más grande es el valor de electronegatividad más polar es la molécula.**

**Enlace covalente Coordinado o dativo**

Se obtiene cuando un átomo de un compuesto **sede un par de electrones no enlazados**, a otro átomo que cuenta con un orbital vacío para formar el enlace.




El donador será siempre el elemento al **que le sobran electrones**, en este caso es el **nitrógeno** y el aceptor es el **boro**, este tiene un **orbital vacío**. El enlace una vez formado no se diferencia para nada del enlace covalente normal. Sin embargo debido a cómo se origina se le puede denominar enlace covalente **dativo o coordinado**. Conviene tener en cuenta que no siempre las moléculas que teóricamente se podrían formar utilizando este tipo de enlace, existen en la realidad, ya que en ello intervienen también otros factores que aquí no hemos tenido en cuenta, como por ejemplo, el tamaño de los átomos que van a enlazarse y la propia geometría o forma de las moléculas.

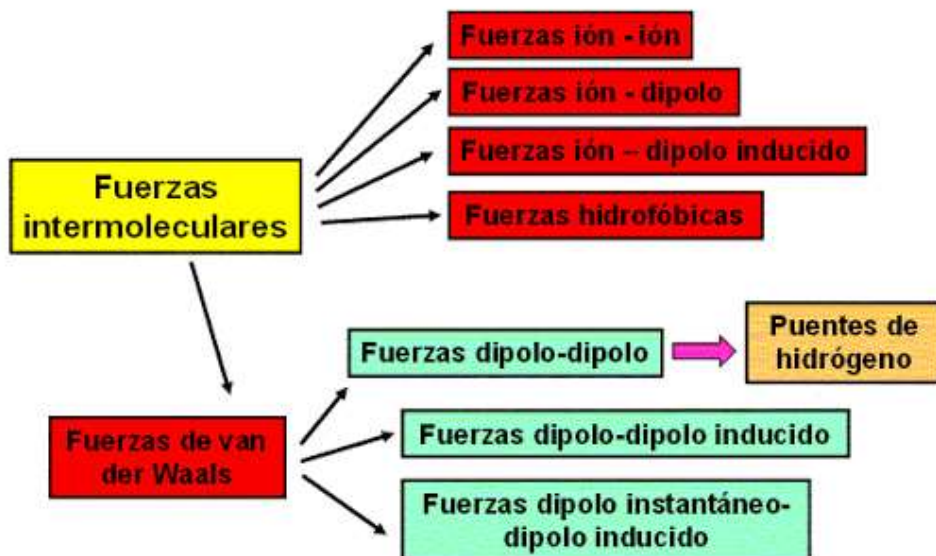
Si ubicas al nitrógeno y al boro en la tabla periódica, el nitrógeno pertenece al grupo VA, por lo que tiene cinco electrones de valencia y el Boro pertenece al grupo IIIA por lo que tiene tres electrones de valencia, si cuentas los electrones del nitrógeno forma tres enlaces, uno con cada hidrogeno y le sobran dos, en cambio el boro forma tres enlaces, uno con cada flúor por lo que no dispone de electrones para formar un enlace normal con el nitrógeno.

Existen otras clasificaciones de los enlaces covalentes: simple, doble y triple, que se determinan de acuerdo al número de electrones que comparten.

**FUERZAS INTER MOLECULARES:** fuerzas intermoleculares que actúan sobre distintas moléculas o iones y que hacen que éstos se atraigan o se repelan. Estas fuerzas son las que determinan las propiedades físicas de las sustancias como, por ejemplo, el estado de agregación, el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, la densidad, etc.

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

En la siguiente página encontrarás toda la información necesario para comprender las fuerzas intermoleculares:

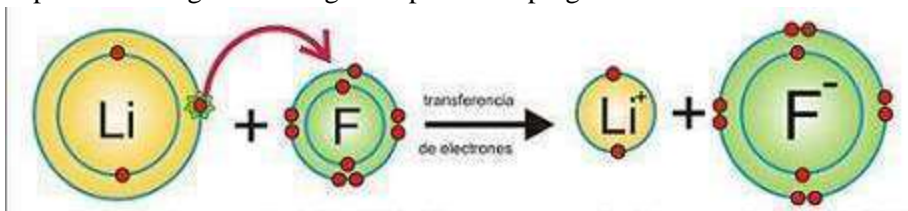


<http://www.ehu.es/biomoleculas/moleculas/fuerzas.htm>, solo debes dar clic sobre cada fuerza y se despliega una nueva página con todo la explicación.


## EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°4 – JUEVES 25 DE FEBRERO FUERZAS INTRA E INTER MOLECULARES

### Requisitos de la entrega:

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
  - Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración
1. En un esquema (mapa conceptual) consolida los tipos de enlaces con ejemplos.
  2. ¿Realiza un cuadro comparativo entre las propiedades de los compuestos iónicos y las propiedades de los compuestos covalentes?
  3. Explica ampliamente cuáles son los electrones que participan en enlaces químicos y ¿por qué?
  4. A partir de la siguiente imagen responde las preguntas



- a) ¿Cuál átomo es el anión?
- b) ¿Cuál átomo es el catión?
- c) Realiza la distribución electrónica del átomo de Litio, del átomo de Flúor, del ión Litio y del ión Fluor.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

- d) Según la distribución electrónica de los átomos Litio y Flúor, indica en qué grupo y periodo de la tabla periódica se encuentran.
- e) ¿Cuál es el nombre del compuesto formado?
5. Explica la formación del enlace de  $AlCl_3$ ,  $O_2$ ,  $N_3$  en forma de estructura de Lewis.
6. Contesta las preguntas de acuerdo a la información de la siguiente tabla:  
La tabla presenta la electronegatividad de 4 elementos X, J, Y y L

Elementos	X	J	Y	L
Electronegatividad	4.0	1.5	0.9	1.6

De acuerdo con la información de la tabla, es válido afirmar que el compuesto con mayor carácter iónico es

- A. LX                      B. JL                      C. YJ                      D. YX

De acuerdo con la información de la tabla, es válido afirmar que el compuesto de mayor carácter covalente es

- A. LY                      B. JL                      C. YX                      D. YJ

7. En las reacciones químicas, las partículas de los átomos que interactúan para producir nuevas sustancias son
- A. los electrones que hay en el núcleo.  
B. los protones del último nivel de energía.  
C. los neutrones de los orbitales enlazados.  
D. los electrones de valencia.
8. ¿En cuál de los compuestos siguientes tiene un enlace fundamentalmente iónico?
- A.  $H_2O$                       B.  $CCl_4$                       C.  $BeH_2$                       D.  $NaI$

9. "A partir de las fuerzas intermoleculares podremos explicar los estados de agregación de la materia, así como las disoluciones entre sustancias"


Construye una argumentación amplia y sustentada de la anterior afirmación. Te puedes apoyar en la página <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/53-fuerzas-intermoleculares.html>.

<b>AUTOEVALUACIÓN</b>	
1. ¿Pudiste comprender la temática tratada?	
2. ¿Cuál fue lo que más te causó dificultad?	
3. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>

## SEMANA 5: FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS

Lavoisier propuso que el nombre de un compuesto debía describir su composición, y es esta norma la que se aplica en los sistemas de nomenclatura química.

Para los efectos de nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías de compuestos. Una de ellas los clasifica de acuerdo al número de elementos que forman el compuesto, diferenciándose así: los compuestos binarios y los compuestos ternarios.

	INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

### Compuestos Binarios

Los compuestos binarios están formados por dos elementos diferentes. Atendiendo a su composición estos se clasifican en:

#### 1. Compuestos oxigenados u óxidos.

Los óxidos están formados por oxígeno y otro elemento. Si el elemento es un metal, se llaman óxidos metálicos ú óxidos básicos, y óxidos no metálicos ú óxidos ácidos si el otro elemento es un no metal; si el otro elemento es un semimetal, el compuesto es un óxido anfotérico.

##### a. Oxidos metálicos, u óxidos básicos. (M + O<sub>2</sub>)

Tradicionalmente, cuando el metal tiene más de una valencia, para denominar a estos óxidos, se agrega al nombre del metal la terminación "oso" o "ico" según sea la valencia menor o mayor.

Otra forma de designar estos óxidos, consiste en indicar la valencia mediante un número romano: estos son los nombres de Stock ó IUPAC (Stock, químico alemán del siglo XX).

##### b. Oxidos no metálicos. (no M + O<sub>2</sub>)

Para nombrar a estos óxidos se aplica la misma norma que rige para los óxidos metálicos. Un grupo importante de los óxidos no metálicos puede reaccionar con el agua para dar origen a los compuestos conocidos como oxácidos, e estos óxidos se les denomina "anhídridos". En la nomenclatura tradicional se diferencian las valencias del no-metal mediante los sufijos "oso" e "ico" y los prefijos "hipo" y "per" según la cantidad de valencias que posea

#### 2. Compuestos binarios hidrogenados.

En este grupo se pueden distinguir dos subgrupos:

a. Los hidruros. Compuestos formados por hidrógeno y un metal. Se les nombra con la palabra genérica "hidruro" seguida del nombre del metal.

b. Los hidrido o hidrácidos. compuestos formados por hidrógeno y un no-metal.

#### 3. Sales Binarias.


Estas sales son compuestos binarios que contienen un metal y un no-metal. Se les denomina utilizando el nombre del no-metal terminado en el sufijo "uro" y colocando a continuación el nombre del metal; mediante un número romano se indica el estado de oxidación del metal cuando éste presenta más de una valencia.

### Compuestos Ternarios

Se llaman compuestos ternarios a aquellos que están formados por tres elementos diferentes. Este conjunto de compuestos, igual que los binarios, incluye sustancias que pertenecen a funciones diferentes. Las más importantes son:

1. hidróxidos.
2. ácidos oxigenados u oxácidos.
3. sales derivadas de los ácidos oxigenados (oxisales).

#### 1. Hidróxidos.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

Desde el punto de vista de su fórmula química, los hidróxidos pueden considerarse formados por un metal y el grupo monovalente OH (radical hidróxilo). Por lo tanto, la formulación de los hidróxidos sigue la misma pauta que la de los compuestos binarios.

Ejemplo: Escribir la fórmula del hidróxido de aluminio.

- se escribe el símbolo de Al y el grupo OH encerrado entre paréntesis: Al(OH)
- se intercambian las valencias (3 del Al y 1 del OH): Al<sub>1</sub>(OH)<sub>3</sub>
- se suprime el subíndice 1: Al(OH)<sub>3</sub>

La fórmula general de los hidróxidos es: M(OH)<sub>n</sub>, donde "n" indica el número de grupos OH unidos al metal. Para nombrar los hidróxidos se utiliza la palabra "hidróxido" seguida del nombre del metal, indicando con número romano la valencia del metal, cuando presentan más de una valencia.

## 2. Ácidos oxigenados u oxácidos.

Los oxácidos están constituidos por H, un no-metal y O. Para escribir las fórmulas de los oxácidos, los símbolos de los átomos se anotan en el siguiente orden:

- el símbolo de los átomos de hidrógeno.
- el símbolo del elemento central, que da el nombre al oxácido.
- el símbolo del oxígeno.

Cada uno con su subíndice respectivo: H<sub>n</sub>XO<sub>m</sub>

La mayoría de los oxácidos se pueden obtener por la reacción de un anhídrido con agua.

Por esto, para nombrar a los oxácidos, se cambia la palabra "anhídrido" por la de "ácido".

## 3. Sales ternarias ú oxisales

El procedimiento para establecer la fórmula de una sal ternaria, es análogo al utilizado para las sales binaria, la diferencia fundamental radica en que en este caso al reemplazar el hidrógeno, quedan dos elementos para combinarse con el metal.

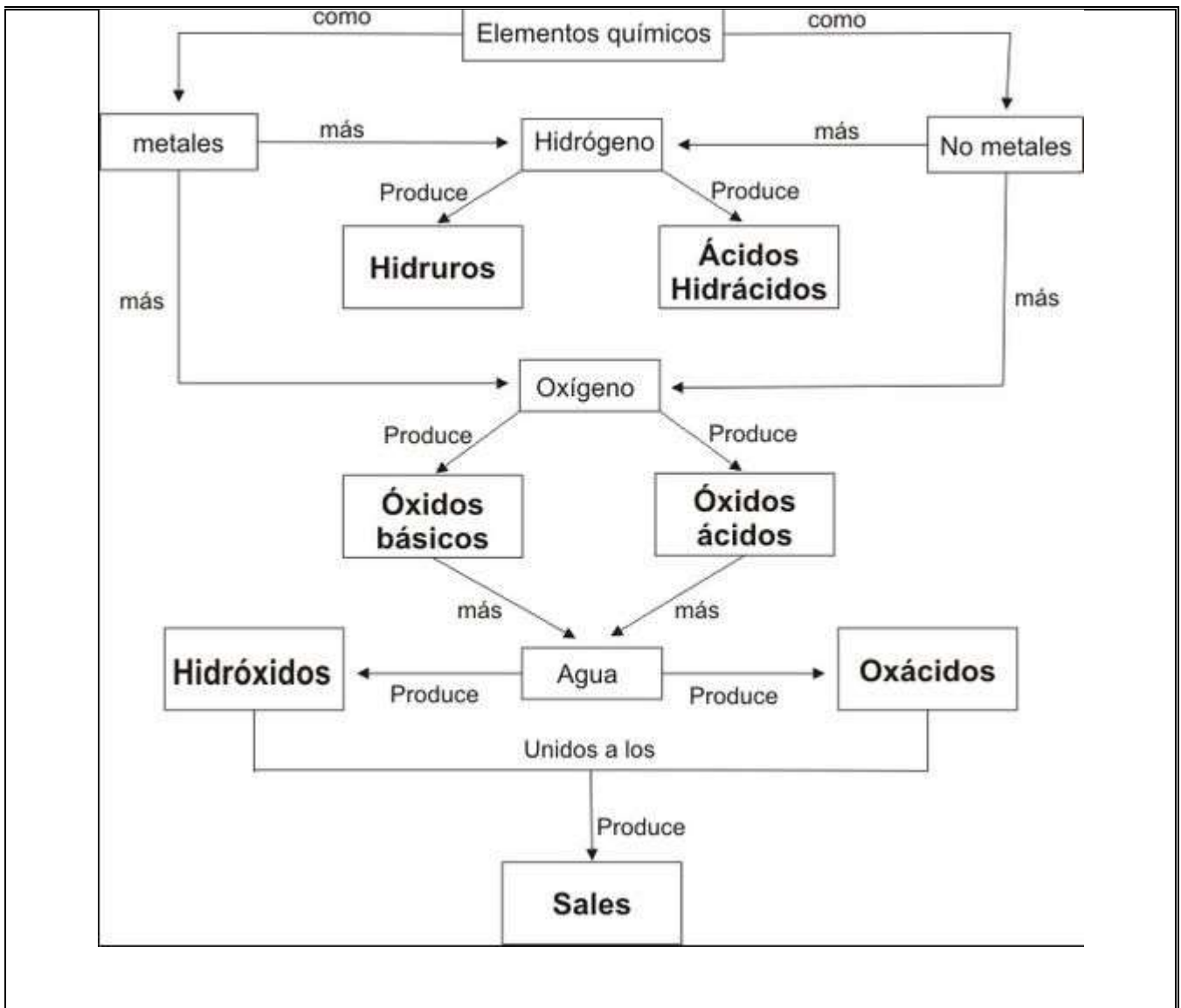
Una forma simple de determinar la fórmula de la sal es la siguiente:

Para nombrar las sales ternarias, simplemente se cambia el sufijo del ácido que las origina, de la siguiente forma:

(Ejemplo ácido sulfuroso origina sulfito)

(Ejemplo ácido nítrico origina nitrato)






## EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°5 – JUEVES 4 DE MARZO FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS

### Requisitos de la entrega:

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
- Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración

1. En la literatura o en internet puedes encontrar una tabla con los iones inorgánicos más comunes, puedes imprimir una copia u tomar una foto ya que esto te ayudará a construir los compuestos y nombrarlos más fácilmente.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02


2. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos

Cromato de bario	<input type="text"/>
Hidróxido de manganeso(II)	<input type="text"/>
Cloruro de sodio	<input type="text"/>
Óxido de hierro(III)	<input type="text"/>
Nitrógeno	<input type="text"/>
Sulfato de manganeso(III)	<input type="text"/>
Hidróxido de sodio	<input type="text"/>
Sulfato de estroncio	<input type="text"/>
Disulfuro de carbono	<input type="text"/>
Ácido sulfuroso	<input type="text"/>
Ácido sulfúrico	<input type="text"/>
Sulfito de Sodio	<input type="text"/>

La idea es que lo puedas realizar sin ayuda, sin embargo, puedes apoyarte en otros recursos

3. Nombra cada uno de los siguientes compuestos.

Fórmula	Escribe el nombre
HCl	<input type="text"/>
H <sub>2</sub> Te	<input type="text"/>
MnO <sub>2</sub>	<input type="text"/>
FeCl <sub>3</sub>	<input type="text"/>
HClO	<input type="text"/>

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

$CdSO_3$	<input type="text"/>
$I_2$	<input type="text"/>
$HMnO_4$	<input type="text"/>
$N_2O_4$	<input type="text"/>
$BrF_5$	<input type="text"/>

4. En el siguiente enlace de kahoot encontrarás una evaluación del tema, la puedes desarrollar solo o hasta con dos compañeros. Enviar pantallazos de los resultados.  
<https://create.kahoot.it/share/funciones-quimicas-inorganicas/17ad0826-6a1b-4e9b-8150-0295a4c21eb0>
5. En la vida cotidiana se presentan algunas situaciones donde se pueden evidenciar fácilmente la formación de óxidos, menciona y explica por lo menos 2.
6. Lee el siguiente artículo "Por qué son tan peligrosos los ácidos?"  
[https://elpais.com/elpais/2019/04/15/ciencia/1555320127\\_207351.html](https://elpais.com/elpais/2019/04/15/ciencia/1555320127_207351.html)
  - a) ¿De qué trata, principalmente, el texto?
  - b) ¿Qué quiere decir el autor con la siguiente expresión?

"Y es así con todos los ácidos aunque unos son más fuertes y otros menos. Por ejemplo, el ácido acético que es un ácido orgánico es menos fuerte, aunque si te echaras ácido acético puro tu piel se irritaría pero no es lo mismo que, por ejemplo, el sulfúrico que es uno de los ácidos fuertes."

- c) En el texto mencionan en varias oportunidades la palabra *corrosión*. Utilizando un lenguaje sencillo intente dar un significado apropiado a dicho término.

<b>AUTOEVALUACIÓN</b>	
1. Responde: ¿Qué has aprendido de ti mismo en el desarrollo de esta actividad?	
2. ¿Crees que has puesto toda la atención y dedicación en las actividades propuestas? Justifica	
3. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>

## SEMANA 6: LA MATERIA Y SUS TRANSFORMACIONES – CAMBIOS FÍSICOS

### 1.- LOS CAMBIOS EN LA MATERIA

La materia puede sufrir cambios mediante diversos procesos. No obstante, todos esos cambios se pueden agrupar en dos tipos: **cambios físicos** y **cambios químicos**.

#### 1.1- CAMBIOS FÍSICOS



En estos cambios **no producen modificaciones en la naturaleza química de** la sustancia o sustancias que intervienen. Ejemplos de este tipo de cambios son:

- Cambios de estado.
- **Mezclas:** Ya sean homogéneas o también llamadas **Disoluciones**. O mezclas Heterogéneas.
- Separación de sustancias en mezclas o disoluciones.

Estos cambios son reversibles o sea se puede devolver al estado inicial de la sustancia o sustancias sin afectar su composición original a través de procesos físicos o mecánicos.

## 1.2- CAMBIOS QUÍMICOS

En este caso, los cambios si alteran la naturaleza de las sustancias: desaparecen unas y aparecen otras **con propiedades muy distintas**. No es posible volver atrás por un procedimiento físico (como calentamiento o enfriamiento, filtrado, evaporación, etc.)

Una **reacción química** es un proceso por el cual una o más sustancias, llamadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias con propiedades diferentes, llamadas **productos**.


En una reacción química, los enlaces entre los átomos que forman los reactivos se rompen. Entonces, los átomos se reorganizan de otro modo, formando nuevos enlaces y dando lugar a una o más sustancias diferentes a las iniciales.

**MEZCLA:** Una Mezcla es la combinación de dos o varias sustancias puras (compuestos o elementos). Esta unión química tiene como característica que cada uno de los compuestos que integran la mezcla, conserva las cualidades particulares

Tipos de mezclas según la diferenciación de los componentes.

1. **Mezcla Homogénea también llamadas soluciones o disoluciones:** es aquella mezcla en la que las sustancias que la forman poseen una combinación uniforme o sea aquella en la que no se pueden diferenciar los componentes que la conforman.
2. **Mezcla Heterogénea:** es aquella mezcla en la que las sustancias que la forman poseen una combinación heterogénea no uniforme o sea que los componentes de dicha mezcla son completamente diferenciables.



	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	<b>CODIGO:</b> GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	<b>FECHA:</b> 01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

## EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°1 – JUEVES 11 DE MARZO LA MATERIA Y SUS TRANSFORMACIONES

### Requisitos de la entrega:

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
- Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración

Lectura introductoria (*Adaptación de artículo tomado de Boletín UNAM-DGCS-314 Ciudad Universitaria. 8 de abril de 2020*):

### Educación y prevención sobre mezclar productos de limpieza y desinfección en casa

Durante la pandemia por Covid-19, es muy importante mantener los hogares y lugares de trabajo limpios y desinfectados, es por eso que muchas personas utilizan una gran cantidad de sustancias químicas: limpiadores, detergente en polvo o en barra, jabones, desinfectantes, disolventes, etc, para dicha labor.



Cuando se hace limpieza a fondo siempre se busca que todo quede brillante, limpio y desinfectado, y más en este momento en el que el mundo entero está pasando por un hecho sin precedentes como la pandemia, en donde la principal recomendación es un aseo riguroso de manos, cara y todo aquello con lo que tenemos contacto como bolsas, dinero, ropa, zapatos, entre otros.


En ocasiones para intentar conseguir el resultado perfecto de limpieza y desinfección, se puede pasar por la cabeza la idea de mezclar varios productos para potenciar el efecto. Pero esto es muy mala idea en la mayoría de los casos, ya que puede acabar afectando los resultados y, sobre todo, poner en riesgo la salud y hasta la vida de las personas.

Casi todos los productos de limpieza que se tiene en la casa están diseñados para un fin muy concreto. De hecho, es común comprarlos porque los han recomendado o porque se ha visto un anuncio donde dicen que es muy buen limpiador o elimina completamente las bacterias y virus. Esto significa una cosa: ya hay un producto adecuado para cada tarea. Por ende, No deberíamos sentir la necesidad de mezclar varios.

Sin embargo, la gente combina cloro, vinagre, agua oxigenada y alcohol, pero muchos no son compatibles y pueden producir sustancias que nos afectan, explicó Carlos Antonio Rius Alonso, académico de la Facultad de Química (FQ) de la UNAM.


Además en el artículo, Rius Alonso destacó que cada producto está elaborado con ciertas especificaciones y cumplen con su función, sin necesidad de combinarlos. Uno de los más utilizados es el cloro, muy eficiente para desinfectar superficies.

“Para trapear pisos o limpiar paredes se puede usar en una solución diluida de 20 mililitros en un litro de agua, pero no debe mezclarse con otros productos de limpieza, y el área debe ser ventilada. Lo que sí se puede hacer es limpiar con cloro, dejar que se evapore el agua y posteriormente trapear con un limpiador multiusos”, dijo.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	<b>CODIGO:</b> GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	<b>FECHA:</b> 01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02



- ¿Cuáles mezclas has visto o escuchado que preparan en tu casa para limpiar y desinfectar? Por ejemplo:  
 Vinagre (nombre químico ácido acético) con: \_\_\_\_\_  
 Límpido (nombre químico Hipoclorito de sodio diluido) con: \_\_\_\_\_  
 Menciona todas aquellas que hayas visto, hecho o escuchado hacer.
- ¿Alguna vez uno de estos productos o mezclas, ha generado cierto tipo de reacción para la persona que lo está usando o aquellas que se encuentran alrededor? Si tu respuesta fue afirmativa describe que tipo de reacciones observaste o escuchaste produjeron en la persona.
- ¿Consideras que se puede colocar en peligro la vida o la salud de una persona, si manipula inadecuadamente estos productos químicos? Justifique su respuesta.
- ¿Cuál de las situaciones crees que es la más conveniente para ser usada en la desinfección de pisos y paredes:
  - Hacer una disolución de cloro o límpido en agua.
  - Utilizar el cloro o límpido puro como lo venden en el supermercado.
  - Mezclar límpido con vinagre.
 Justifique con suficiencia su respuesta.
- Haciendo uso del numeral anterior. Explica la diferencia química entre cada una de las situaciones a, b y c.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

6. Busca la definición de solución o disolución, coloide, suspensión y mezcla grosera. Y encuentra 2 ejemplos para las mezclas mencionadas.
7. Según el cuadro de clasificación de las mezclas, presentado al inicio del tema, clasifica las siguientes mezclas, describe los componentes y el estado de agregación inicial de cada uno de los componentes en su estado natural:
- Acero      Leche              Aire              Aguardiente              Petróleo              Agua de mar


**8. Ejercicio Práctico I:**

El hogar es uno de los lugares donde más se pueden evidenciar procesos químicos por ende se aprovecharán algunos de los recursos disponibles allí para hacer un ejercicio de laboratorio casero.

- a) Busquemos los siguientes materiales: Un poco de sal, un poco de azúcar, una fruta que se va a utilizar para hacer un jugo, agua, unos cuantos granos de arroz crudo, unos cuantos granos de frijol, arveja o lenteja (lo que le quede más fácil), una cucharada de aceite, un pedazo muy pequeño de mantequilla, una cucharada de alcohol. Vasos o algún recipiente para hacer mezclas de preferencia transparente, para poder visualizar que ocurre, una cuchara para revolver.
- b) Preparemos diferentes mezclas:

<b>Mezcla (Describe los componentes y el estado de agregación inicial de cada uno sólido-líquido-gaseoso)</b>	<b>Observación (Describe que ocurre cuando los componentes entran en contacto)</b>	<b>Clasificación (Tipo de mezcla que se observa después de la agitación de la misma)</b>	<b>Al ser mezclas significa que cada componente conserva sus propiedades ¿Cómo crees que se podrían separar las mezclas para obtener las sustancias originales?</b>
Agua + sal			
Agua + azúcar			
Agua + arroz crudo			
Arroz + frijol o lenteja (Crudos)			
Agua + Aceite			
Agua + alcohol			
Agua + mantequilla			
Alcohol + aceite			
Vaso de jugo de la fruta escogida			
Arroz crudo + sal			

- c) Consulta los métodos de separación de mezclas y define claramente cada uno, asócialos a los métodos que usted propuso en el ejercicio práctico.
- d) Selecciona uno, dos o máximo tres de sus amigos del salón con los cuales pueda realizar una video llamada por Whatsapp (Si no posee este medio tecnológico lo puedes hacer por llamada telefónica). Realicen una socialización de los datos recogidos en la tabla, compartan las observaciones además construyan conclusiones grupales del trabajo
- e) ¿Cuál es la diferencia química entre mezclar agua con cloro y mezclar cloro con vinagre (ácido acético)? Justifique con suficiencia.

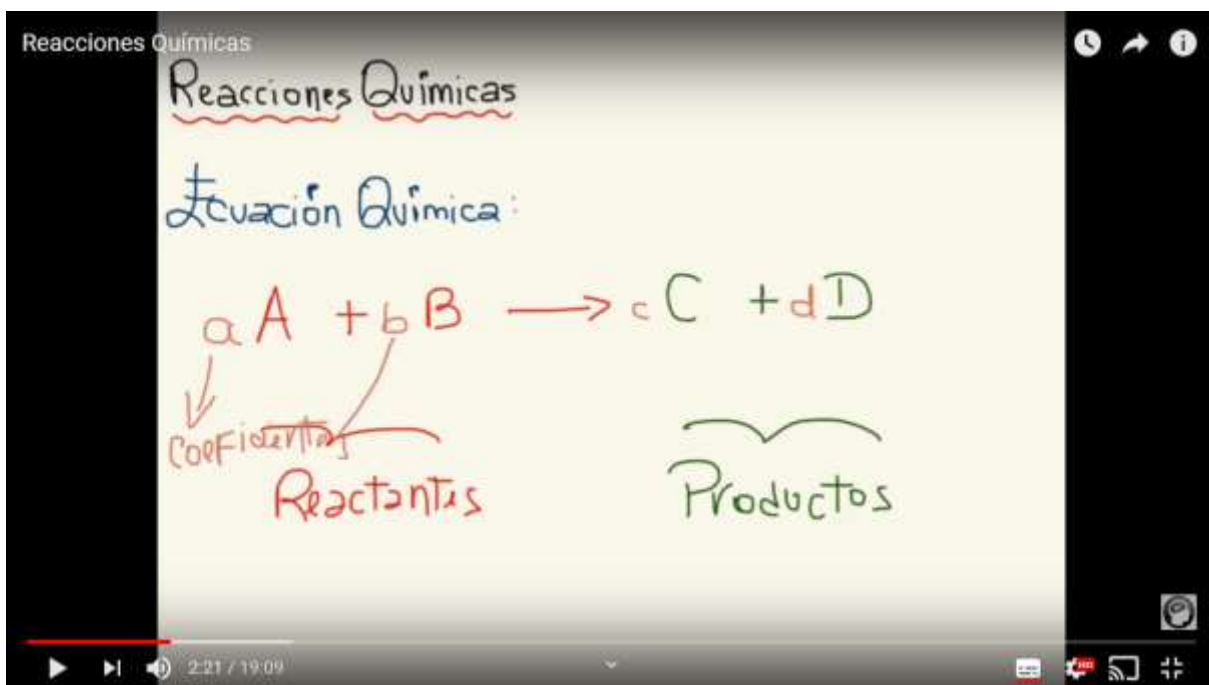
	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

<b>AUTOEVALUACIÓN Y COEVALUACIÓN</b>	
1. Responde: ¿Qué dificultades encontraron en la resolución de la actividad grupal?	
2. ¿Qué sabías sobre el tema, qué sabes ahora, que más le gustaría aprender?	
3. Indica una valoración de Co-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>
4. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>

## **SEMANA 7: LA MATERIA Y SUS TRANSFORMACIONES – CAMBIOS QUÍMICOS**

Antes de iniciar el desarrollo del contenido temático, se hace fundamental tener una perspectiva del eje temático, por ende se invita a ver el siguiente video y tratar de comprender de manera general el tema de reacciones químicas.

<https://www.youtube.com/watch?v=KZmVvOxAXBU>



**Reacciones Químicas** son los procesos en el que un conjunto de sustancias llamados, **reactivos**, se transforman en un nuevo conjunto de sustancias llamados **productos**.

Una **reacción química** es el proceso mediante el cual tiene lugar una transformación química. En muchos casos no sucede nada cuando se mezclan las sustancias, estas mantienen su composición original y sus propiedades.

Se necesita una evidencia experimental antes de afirmar que ha tenido lugar una reacción. Esta evidencia puede ser un cambio en las **propiedades físicas** como: un cambio de color, la formación de un sólido, el desprendimiento de un gas, el desprendimiento o absorción de calor.

Para representar las reacciones químicas, se utilizan las ecuaciones Químicas,





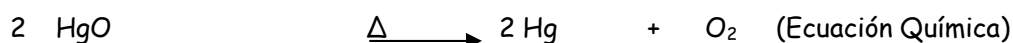
Las **ecuaciones químicas** son expresiones abreviadas que nos informan acerca de las reacciones químicas y dan los medios necesarios para:

- 1) Resumir la reacción
- 2) Determinar las sustancias que reaccionan
- 3) Predecir los productos que se forman
- 4) Indicar las cantidades de todas las sustancias que participan en la reacción.

Utilizaremos ecuaciones netas, esto es, que solo especifican las sustancias iniciales y finales de la reacción. Durante una reacción química, los átomos, moléculas o iones interaccionan y se reordenan entre sí para formar los productos. Durante este proceso se rompen enlaces químicos y se forman nuevos enlaces.

Una **ecuación química** es la representación escrita de un cambio o reacción de naturaleza química. Muestra el re-arreglo de los átomos que están implicados.

Óxido de mercurio (II) + Calor  $\longrightarrow$  Mercurio + Oxígeno (Reacción Química)



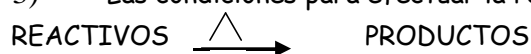
Para que una **ecuación química** sea válida debe satisfacer **tres condiciones**:

- La primera es que esté de acuerdo con los hechos experimentales, esto es, ha de comprobarse que se forman sustancias y desaparecen otras.
- Segunda condición es que se cumpla la conservación de la masa, ya que la materia no se destruye, así debe expresarlo la ecuación, y si un átomo desaparece de una sustancia, ha de aparecer en otra.
- La tercera se refiere a la conservación de la carga eléctrica; puesto que no es posible destruir cargas.

Las condiciones segunda y tercera se expresan diciendo que la ecuación ha de estar equilibrada o ajustada, es decir, ha de tener el mismo número de átomos de cada clase y la misma carga eléctrica neta en ambos miembros.

### **Cómo escribir las Ecuaciones Químicas**

- 1) Los reactivos se separan de los productos con una flecha que indica el sentido de la reacción. Una doble flecha indica que la reacción se efectúa en ambas direcciones y establece un equilibrio entre reactivos y productos.
- 2) Reactivos se colocan a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha.
- 3) Las condiciones para efectuar la reacción, se colocan arriba o debajo de la flecha:



Símbolo delta  $\Delta$  colocada sobre la flecha indica que se suministra calor a la reacción.

- 4) Se colocan coeficientes (números enteros) frente a los símbolos de las sustancias. Ejemplo  $2 \text{ H}_2\text{O}$ , para equilibrar o balancear la ecuación, e indicar el número de unidades fórmulas (átomos,



moléculas, moles, iones) de cada sustancia que reacciona o que se produce. Cuando no se indica número alguno, se sobreentiende que se trata de una unidad fórmula.

El estado físico de las sustancias se indica mediante los siguientes símbolos: s para el estado sólido, l para el estado líquido, g para el estado gaseoso y (ac) para sustancias en solución acuosa.

### Balanceo de Ecuaciones

Para representar las relaciones cuantitativas de una reacción, la ecuación debe estar balanceada. Una ecuación balanceada contiene el mismo número de cada tipo de átomo en cada uno de sus lados. La ecuación balanceada, por lo tanto, obedece a la **ley de la conservación de la masa**.

El método de balancear una ecuación es ajustar el número de átomos de cada elemento, para que sea el mismo a cada lado de la ecuación:

#### Procedimiento General:

1) **Identificar la reacción para la que se escribe la ecuación.** Ejemplo:

Óxido de mercurio (II) se descompone dando mercurio y oxígeno

2) **Escribir la reacción no balanceada**, asegurarse de que la fórmula de cada sustancia sea correcta y de que se escriban los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha:



Se deben conocer o comprobar las fórmulas para asegurarse de que sean correctos, consultando la tabla periódica, número de oxidación, lista de iones, etc.

3) **Emplear los siguientes pasos cuando sea necesario:**

- **Contar y comparar el número de átomos** de cada elemento a cada lado de la ecuación, y determinar los que se deben balancear.
- **Balancear cada elemento, uno por uno**, colocando números enteros, frente a las fórmulas. Un coeficiente colocado antes de una fórmula multiplica a cada uno de los átomos. Por ejemplo:  $2\text{H}_2\text{SO}_4$  significa que hay 2 moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y también significa que hay 4 átomos de H, 2 átomos de S y 8 átomos de O.


#### Primer ejemplo:

Escribir la ecuación balanceada que se lleva a cabo cuando el Magnesio metálico se quema al aire para producir Óxido de Magnesio:

1) **Ecuación verbal** Magnesio + Oxígeno  $\longrightarrow$  Óxido de Magnesio

2) **Esqueleto de la Ecuación**  $\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{MgO}(s)$  (no balanceada)

3) **Balanceo:** El oxígeno no está balanceado, en el lado izquierdo aparecen 2 átomos y en el lado derecho solo uno.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

• Se coloca el coeficiente 2 antes de MgO , Así:  $Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2 MgO_{(s)}$  (no balanceada)

• Ahora es el Mg el que no está balanceado. Un átomo de Mg aparece en el lado izquierdo y dos al lado derecho. Coloquemos un dos antes del Mg.



1. Comprobación: Cada lado tiene dos átomos de Mg y dos átomos de oxígeno.

### Segundo ejemplo:

Al calentar clorato de potasio se forma oxígeno y cloruro de potasio. Escribir una ecuación balanceada para ésta reacción.

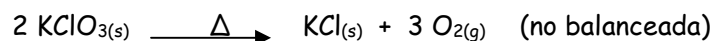
1) **Ecuación verbal** Clorato de Potasio  $\xrightarrow{\Delta}$  Cloruro de Potasio + Oxígeno

2) **Esqueleto de la ecuación**  $KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} KCl_{(s)} + O_{2(g)}$  (no balanceada)

3) **Balanceo**

• **El oxígeno está no balanceado** ( tres átomos de O a la izquierda y dos al lado derecho)

• **¿Cuántos átomos de oxígeno se necesitan?** Los subíndices del oxígeno (3 y 2) en el  $KClO_3$  y el  $O_2$  tienen un mínimo común múltiplo de 6. Por lo tanto, los coeficientes del  $KClO_3$  y del  $O_2$  necesitan dar seis átomos de oxígeno a cada lado. Coloquemos un 2 antes del  $KClO_3$  y un 3 antes del  $O_2$  para dar seis átomos de O a cada lado.



ahora no están balanceados el K y el Cl. Coloquemos un dos antes del KCl , con lo cual se equilibran al mismo tiempo tanto el K como el Cl.



2. **Comprobación: Cada lado tiene ahora:** Dos átomos de K, dos átomos de Cl y seis átomos de O

## EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°7 – JUEVES 18 DE MARZO LA MATERIA Y SUS TRANSFORMACIONES – CAMBIOS QUÍMICOS


### Requisitos de la entrega:

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
- Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración

1. Describe con tus palabras “la ley de la conservación de la materia

2. La fotosíntesis es una reacción a través de la cual las plantas producen alimento y oxígeno, y se puede describir a través de la siguiente ecuación:  $6 CO_2 + 6 H_2 O + luz \rightarrow C_6 H_{12} O_6 + 6 O_2$

Así como la fotosíntesis, existen cientos de reacciones que se realizan en la vida cotidiana, menciona como mínimo 3 reacciones de la vida diaria y construye su ecuación química.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

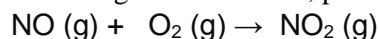
- ¿En una reacción como la combustión (quemar) el papel habrá pérdida de alguna sustancia? Justifica ampliamente tu respuesta.
- Verifica si las siguientes reacciones químicas están balanceadas, en el caso de estar desbalanceadas balancéelas y nombra cada uno de los compuestos involucrados.
  - $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
  - $NO(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g)$
  - $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
  - $Al_2O_3(s) + HCl(ac) \rightarrow AlCl_3(ac) + H_2O(l)$
  - $2KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$
  - $2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$
- Una reacción química es un proceso químico muy diferente a una mezcla química. ¿Cuál consideras que es la diferencia entre ambos procesos? Argumenta ampliamente tu respuesta.
- ¿Cuál es la importancia del número de Avogadro en Química?
- Interpretación de una Ecuación Química

Una fórmula puede tener diferentes significados. Los significados se refieren ya sea a una entidad química individual: átomo, ión, molécula o unidad fórmula, o a un mol de dicha entidad. Por ejemplo, la fórmula  $H_2O_{(g)}$ , se puede utilizar para indicar todo lo siguiente:

- 2 átomos de H y un átomo de O
- una molécula de agua
- un mol de agua
- $6.022 \times 10^{23}$  moléculas de agua
- una masa molar de agua
- 18.0 g de agua
- 22.4 L de agua (1 mol = 22.4 L a TPN)

**a)** Consulta el significado de cada uno de los términos que no conoces.

**b)** Interpreta completamente la siguiente reacción, primero los reactivos y después los productos



- Como se mencionó anteriormente la cocina es uno de los más grandes laboratorios de química que existen. Menciona mínimo 5 reacciones que ocurran en el hogar.

<b>AUTOEVALUACIÓN</b>	
1. Responde: ¿Qué fortalezas identifica en su aprendizaje?	
2. ¿Cómo crees que puedes volver fortalezas tus debilidades?	
3. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>



## SEMANA 8: TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

### Tipos de Ecuaciones Químicas

- 1) Reacciones de Combinación o Síntesis
- 2) Reacciones de Descomposición
- 3) Reacciones de Desplazamiento sencillo
- 4) Reacciones de Doble desplazamiento ó Metátesis

#### Reacciones de Combinación

En una reacción de Combinación, dos reactivos se combinan para dar un producto:



A y B son elementos o compuesto y AB es un compuesto. **Ejemplos:**

- a) Metal + oxígeno  $\longrightarrow$  óxido básico
- b) No metal + oxígeno  $\longrightarrow$  óxido ácido
- c) Metal + No metal  $\longrightarrow$  Sal
- d) óxido básico + agua  $\longrightarrow$  base (hidróxido)
- e) Óxido ácido + agua  $\longrightarrow$  Ácido oxácido (oxiácido)

#### Reacciones de Descomposición

En esta reacción una sustancia única se descompone o parte para dar dos o más sustancias distintas. El reactivo inicial debe ser un compuesto, y los productos pueden ser elementos o compuestos:




Algunas reacciones caen dentro de esta categoría:

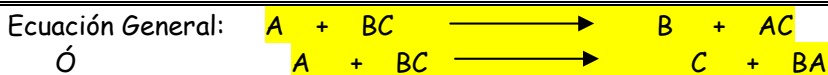
- a) Óxidos básicos: Algunos óxidos se descomponen para dar el metal libre más oxígeno
- b) Los carbonatos y los bicarbonatos se descomponen al calentarlos para producir dióxido de carbono gaseoso

#### Reacciones de Desplazamiento sencillo:

En una reacción de Desplazamiento sencillo un elemento reacciona con un compuesto para ocupar el lugar de uno de los elementos de ese compuesto.

Se forma un elemento diferente y un compuesto diferente.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02



En la primera ecuación A es un metal, reemplaza a B para formar AC, siempre que A sea metal más reactivo que B (carácter metálico).

Si A es un Halógeno, reemplaza a C para formar BA, siempre que A sea halógeno más electronegativo que C.

Serie de actividad: de algunos metales y halógenos. Serie de mayor a menor reactividad química:

Metales K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Au.

Halógenos: F, Cl, Br, I.

Reacciones que están en esta categoría:

- Metal + ácido  $\longrightarrow$  Hidrógeno + sal
- Metal + agua  $\longrightarrow$  Hidrógeno + hidróxido
- Metal + sal  $\longrightarrow$  Metal + sal
- Halógenos + sal de halógeno  $\longrightarrow$  Halógeno + sal de halógeno

### **Reacciones de Doble Desplazamiento o Metátesis**

Es una reacción de doble desplazamiento, dos compuestos intercambian parejas entre sí para producir dos compuestos distintos.



Reacciones que caen en esta categoría:


- Neutralización de un ácido y una base.**  
Ácido + base  $\longrightarrow$  sal + agua
- Formación de un precipitado insoluble**
- Formación de una sal**  
Óxido metálico + ácido  $\longrightarrow$  sal + agua
- Formación de un gas**

## **EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°8 – JUEVES 25 DE MARZO REFUERZO Y RETROALIMENTACIÓN**

### **Requisitos de la entrega:**

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
- Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración

- Identifica en cada caso el tipo de reacción química que ocurre en cada caso y nombrar cada uno de los compuestos involucrados.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

- a)  $2 \text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + 2 \text{KNO}_3$
- b)  $2 \text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ZnO}$
- c)  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
- d)  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
- e)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

2. Balancea las siguientes ecuaciones químicas, nombrar cada uno de los compuestos involucrados e indica cuál es el tipo de reacción que ocurre.

- a)  $\text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2 (\text{g})$
- b)  $\text{N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- c)  $\text{C}_6\text{H}_{12} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- d)  $\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{AlCl}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- e)  $\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{HNO}_3 (\text{ac}) + \text{NO} (\text{g})$

3. Realiza dos ejemplos diferentes de cada una de los tipos de reacciones mencionados en la teoría, utiliza todos los conceptos trabajados con anterioridad en el curso.

4. Visualiza los siguientes videos, en el orden que se indica

- o [https://www.youtube.com/watch?v=QDTn\\_99Gpl](https://www.youtube.com/watch?v=QDTn_99Gpl)
- o <https://www.youtube.com/watch?v=5PRIN2k-uG8>
- o <https://www.youtube.com/watch?v=CG3mpNyLnrM>
- o <https://www.youtube.com/watch?v=BmBLGtPf4PM&list=PLunRFUHsCA1zvuo5aG8nB6kpDyEUMJPyT&index=12>

Con base en los videos intente resolver los siguientes ejercicios

a. Cuando 1,57 moles de  $\text{O}_2$  reaccionan con  $\text{H}_2$  para formar  $\text{H}_2\text{O}$ , ¿Cuántos moles de  $\text{H}_2$  se consumen en el proceso? Ecuación química balanceada:  $\text{O}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

b. La descomposición de  $\text{KClO}_3$  se utiliza en general para preparar pequeñas cantidades de  $\text{O}_2$  en el laboratorio:  $\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$


¿Cuántos gramos de  $\text{O}_2$  pueden prepararse a partir de 4,50 g de  $\text{KClO}_3$ ?

5. Uno de los conceptos más utilizados en reacciones es reactivo límite y reactivo en exceso. A partir de lo que se ha estudiado o consultado, usa tus palabras para describir estos términos.

6. Plantea y resuelve un ejercicio donde se visualicen los conceptos vistos en el punto 5.

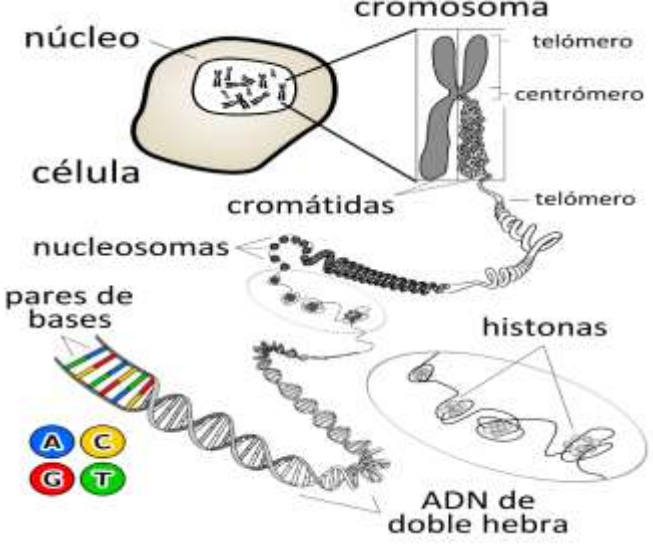
<b>AUTOEVALUACIÓN</b>	
1. Responde: ¿Cómo puedes mejorar tu aprendizaje?	
2. ¿Consideras importante realizar los ejercicios?	
3. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>

## SEMANA 9: ÁCIDOS NUCLEICOS

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

**Nota:** Este es el componente biológico que se trabajará en la guía por ende se solicita descargar el libro *Biología 1 de Santillana*, el cual se puede guardar en el celular o en el computador, ya que se referenciarán lecturas de dicho texto durante el año escolar.

**Link:** <https://drive.google.com/file/d/1hUoxcXB1szKx7AhLzV9B-jlZZ6knetIF/view>



The diagram illustrates the hierarchical structure of DNA. It starts with a cell containing a nucleus. Inside the nucleus, DNA is organized into chromosomes. A chromosome consists of two sister chromatids joined at a centromere. Each chromatid is made of DNA wrapped around histone proteins, forming nucleosomes. The DNA molecule is shown as a double helix (ADN de doble hebra) with base pairs (A, C, G, T) connecting the two strands.

Los Ácidos Nucleicos son las biomoléculas portadoras de la información genética. Son biopolímeros, de elevado peso molecular, formados por otras subunidades estructurales o monómeros, denominados Nucleótidos. Desde el punto de vista químico, los ácidos nucleicos son macromoléculas formadas por polímeros lineales de nucleótidos, unidos por enlaces éster de fosfato, sin periodicidad aparente. De acuerdo a la composición química, los ácidos nucleicos se clasifican en Ácidos Desoxirribonucleicos (ADN) que se encuentran residiendo en el núcleo celular y algunos organelos, y en Ácidos Ribonucleicos (ARN) que actúan en el citoplasma. Los ácidos nucleicos están formados por largas cadenas de nucleótidos, enlazados entre sí por el grupo fosfato. El grado de polimerización puede llegar a ser altísimo, siendo las moléculas más grandes que se conocen, con moléculas constituidas por centenares de millones de nucleótidos en una sola estructura covalente. De la misma manera que las proteínas son polímeros lineales aperiódicos de aminoácidos, los ácidos nucleicos lo son de nucleótidos. La aperiodicidad de la secuencia de nucleótidos implica la existencia de información. De hecho, sabemos que los ácidos nucleicos constituyen el depósito de información de todas las secuencias de aminoácidos de todas las proteínas de la célula. Existe una correlación entre ambas secuencias, lo que se expresa diciendo que ácidos nucleicos y proteínas son colineares; la descripción de esta correlación es lo que llamamos Código Genético, establecido de forma que a una secuencia de tres nucleótidos en un ácido nucleico corresponde un aminoácido en una proteína.

Para el desarrollo de las actividades de este tema necesitas descargar el siguiente libro


## EJERCICIO PRÁCTICO y ENTREGA N°9 – JUEVES 8 DE ABRIL ÁCIDOS NUCLEICOS

### Requisitos de la entrega:

- Fotos del cuaderno con los puntos de la actividad resueltos, todo organizado en un archivo de Pdf. (No se permite un formato diferente)
- Autoevaluación: Preguntas de meta-cognición y valoración


1. Realiza la lectura de las páginas 19, 20, 21, 22, 23, 24, del libro guía *Biología 1 de Santillana*, si es necesario toma apuntes.



	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

2. Indica ampliamente las diferencias entre célula procariota y eucariota.
3. Cuando se habla de material genético ¿A qué se hace referencia? Sustenta con suficiencia tu respuesta.
4. Menciona las diferencias estructurales entre el ADN y el ARN.
5. Consulta cada uno de los siguientes procesos:
  - a. Duplicación o replicación del ADN
  - b. Replicación, transcripción y traducción del material genético
  - c. Síntesis de proteínas.
6. Dada la siguiente cadena de anticodones UCAUCAUGCCUCCAUCAU, escribir:
  - a. El ARNm que dirige la traducción.
  - b. La proteína resultante del proceso.
  - c. El ADN portador del gen.
7. Dada la siguiente cadena de ADN:      3' TACGGCATAGAGTCGATTGCGTAG 5'
  - a. Construir su cadena complementaria.
  - b. Construir el ARNm de la transcripción de la cadena.
  - c. Construir la proteína resultante de traducir el ARNm.
8. El siguiente ARNm tiene la información para fabricar una proteína que ha de ser secretada fuera de la célula: AUGGAACGCUUUCGAUAA.
  - a. ¿Cuál es la cadena de ADN que ha dado lugar a este mensajero?
  - b. ¿Cuál es la proteína que saldrá de traducir el mensajero?
9. Escribe la cadena complementaria y el mensajero resultante de la transcripción del siguiente ADN: 5'AGGTACCTATGATGCAT3':
  - a. ¿Cómo serán los anticodones de los transferentes que intervendrían en la traducción?
10. Dada la siguiente proteína:      Met-Trp-Glu-Gly-Ala-Phe.
  - a. Construir un posible ARNm que codifique para esos aminoácidos.
  - b. A partir de ese ARNm generado construye la cadena de ADN que dio lugar al mismo, no olvides que el ADN es una cadena doble.

<b>AUTOEVALUACIÓN</b>	
1. Responde: ¿Qué has aprendido?	
2. ¿Cuál consideras que es tu punto fuerte en este tema?	
3. Indica una valoración de Auto-evaluación	<b>(Bajo- Básico- Alto - Superior)</b>

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

## SEGUNDA PARTE

<b>EJE ARTICULADOR</b>	<b>Entorno físico:</b> Aplico correctamente conceptos y fórmulas en el desarrollo de problemas. Establecer diferencias significativas entre los conceptos de calor y temperatura. Relaciono el calor como una forma de energía. Expreso una temperatura dada en varias escalas. Identifico las características que definen un medio elástico. Resuelve con agrado las actividades extra clases. Valora la importancia de los conceptos estudiados en el primer período y su aplicación en la vida diaria.
------------------------	--

### SEMANA 1

#### El calor y la temperatura

[http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales\\_didacticos/EDAD\\_4eso\\_calor\\_energia/impresos/quincena7.pdf](http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_4eso_calor_energia/impresos/quincena7.pdf)

#### Temperatura

<https://concepto.de/temperatura/>

La temperatura es una magnitud escalar que se define como la **cantidad de energía cinética de las partículas** de una masa gaseosa, líquida o sólida. Cuanto mayor es la velocidad de las partículas, mayor es la temperatura y viceversa

Fuente: <https://concepto.de/temperatura/#ixzz6kQ8KCDDeQ>

A una temperatura determinada las partículas de un cuerpo tienen diferentes energías (se mueven a diferentes velocidades).

Cuando la temperatura asciende, los conjuntos de las partículas se mueven más rápido (tienen más energía), aunque algunas pueden seguir siendo muy lentas.


Cuando la temperatura desciende, el conjunto de las partículas se mueve más lentamente (tienen menos energía), aunque algunas se muevan algo más rápidamente.

#### Medida de la temperatura

Existen distintos tipos de escalas para medir la temperatura. Las más comunes son:

**La escala Celsius.** También conocida como "escala centígrada", es la más utilizada junto con la escala Fahrenheit. En esta escala, el punto de congelación del agua equivale a 0 °C (cero grados centígrados) y su punto de ebullición a 100 °C.

**La escala Fahrenheit.** Es la medida utilizada en la mayoría de los países de habla inglesa. En esta escala, el punto de congelación del agua ocurre a los 32 °F (treinta y dos grados Fahrenheit) y su punto de ebullición a los 212 °F.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

**La escala Kelvin.** Es la medida que suele utilizarse en ciencia y establece el "cero absoluto" como punto cero, lo que supone que el objeto no desprende calor alguno y equivale a  $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$  (grados centígrados)

Fuente: <https://concepto.de/temperatura/#ixzz6kQ96JdN7>

## Calor

**Su significado.** El calor es energía térmica que se debe entender como *transferencia de calor*, que se da cuando entre dos cuerpos hay una diferencia de temperaturas. Esa transferencia siempre tiene una dirección y es del cuerpo con mayor temperatura al de menor temperatura

El calor se representa con la letra Q

La medida del calor

El calor se mide en *julios*, *calorías* y *kilocalorías*.

$1\text{ cal} = 4,18\text{ J}$  (1 caloría es igual a 4,18 Joulios), a ésta relación se le conoce como el equivalente mecánico del calor.

Actividad N° 1

- 1 Profundiza más sobre los conceptos estudiados.
- 2 ¿Qué diferencia encuentras entre calor y temperatura?
- 3 ¿En qué unidades se mide la temperatura?
- 4 ¿En qué unidades se mide el calor?
- 5 ¿Qué aplicaciones en la vida diaria, le encuentras a los temas tratados?

## SEMANA 2

### Calor específico

[http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales\\_didacticos/EDAD\\_4eso\\_calor\\_energia/impresos/quincena7.pdf](http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_4eso_calor_energia/impresos/quincena7.pdf)


Llamamos **capacidad calorífica** de un cuerpo a la cantidad de calor que hay que darle para que su temperatura ascienda  $1^{\circ}\text{C}$  (se mide en  $\text{cal}/^{\circ}\text{C}$ ).

La capacidad depende tanto de la sustancia de que se trate, como de su masa. Por ello definimos el calor específico de un cuerpo como la capacidad calorífica de 1 g de ese cuerpo (se mide en  $\text{cal}/\text{gr}^{\circ}\text{C}$ ).

El calor específico sólo depende de la naturaleza del cuerpo Llamando c a esta nueva magnitud, el calor Q que absorbe una masa m de un cuerpo cuando la temperatura pasa de un valor inicial  $T_i$  a otro valor  $T_f$  cumple esta condición:

$$Q = mc(T_f - T_i)$$

### Equilibrio térmico

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

Ya quedó establecido que la Naturaleza busca el equilibrio térmico. Entre dos cuerpos a diferente de temperatura pasa calor del más caliente al más frío hasta que se igualan las temperaturas.

**Si realizamos diversos experimentos con diferentes sustancias, masas y temperaturas, se llega a estas conclusiones:**

En todos los casos, la velocidad de transferencia de calor es mayor cuanto mayor es la diferencia de temperaturas. A medida que las temperaturas se aproximan, la transferencia de calor es más lenta.

Si las masas y los calores específicos de las sustancias son iguales, la temperatura de equilibrio es el punto medio entre las dos temperaturas iniciales.

$$m_1 c_1 (T_e - T_1) = m_2 c_2 (T_e - T_2) \text{ donde } T_e \text{ es la temperatura de equilibrio.}$$

Ejemplo.

Mezclamos 800 g de un líquido A de 0,80 cal/g°C de calor específico y temperatura inicial de 72°C con 600 g de agua a 57°C. ¿Cuánto vale la temperatura de equilibrio?

Solución.

Dado que la temperatura del líquido A es mayor que la del agua, su temperatura deberá descender, cediendo una cantidad de calor:

$Q = mc (T_e - T_{1A}) = 800(0,80)(T_e - 72)$  Como la temperatura de equilibrio  $T_e$  será menor que la temperatura inicial, este calor será negativo.

Por otro lado, el agua absorberá un calor:  $Q' = 600(1)(T_e - 57)$  (recordemos que el calor específico del agua es 1 cal/g°C). Este calor será positivo, pues la  $T_e$  será mayor que la temperatura inicial del agua.

Si no hay pérdidas al medio ambiente, se debe cumplir que  $Q' = -Q$  así que:


$$600(1)(T_e - 57) = 800(0,80)(72 - T_e) \text{ de donde, despejando la temperatura de equilibrio:}$$

$$T_e = 64,74^\circ\text{C}$$

### Transmisión del calor

El calor puede propagarse de tres formas: conducción, convección y radiación. En muchos casos los tres medios obran simultáneamente; pero cuando se trata de cuerpos sólidos en contacto predomina la conducción, si se trata de fluidos en contacto predomina la convección y, si se trata de cuerpos distantes entre sí, predomina la radiación.

**En el caso de la conducción**, no todos los cuerpos se comportan igual; los metales son buenos conductores y la lana o la madera transmiten muy mal el calor, por lo que se usan como aislantes. Por eso, cuando tocamos una superficie metálica y otra de madera, ambas a temperatura ambiente, la superficie metálica parece más fría. Como nuestro cuerpo está más caliente, transmitimos continuamente calor que se reparte por todo el metal. Sin embargo, como la madera es mala conductora, en cuanto la tocamos basta con que la superficie en contacto con nuestra mano se equilibre con ella, aunque el resto de la madera continúe aún fría.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

**La convección** es responsable de fenómenos atmosféricos como las tormentas, que se producen cuando existe mucha diferencia de temperatura entre capas inferiores y superiores de la atmósfera. El ascenso del aire húmedo y caliente arrastra el vapor de agua que se condensa al llegar a zonas más frías. También es la convección responsable de las corrientes marinas, que tienden a mezclar el agua caliente de las zonas ecuatoriales con el agua fría de las zonas polares. Cuando calentamos un puchero con agua, la superficie de la olla y el agua en contacto con ella se calientan por conducción directa del calor, pero el agua del interior se calienta sobre todo por convección.

En cuanto a **la radiación**, no tenemos más que acercar las manos a una bombilla (no un tubo fluorescente, basado en otro principio) para comprender el papel calorífico de su emisión. Hagamos constar que la energía radiante se transmite por el vacío, haciendo posible que nos llegue luz y calor del Sol. Todos los cuerpos emiten energía radiante, aunque los cuerpos fríos lo hacen de forma imperceptible, tanto por su baja intensidad de emisión como porque la emisión es de tipo infrarrojo, invisible a nuestros ojos. Las llamadas gafas de visión nocturna son sensibles a este tipo de radiación, haciendo posible ver a seres vivos en un ambiente totalmente oscuro.

### Dilatación de los cuerpos

Variar la temperatura de un cuerpo sólido es lo mismo que alterar la energía de sus partículas, de modo que sus vibraciones se hacen más grandes (si la temperatura aumenta) o más pequeñas (si la temperatura descende), produciendo variaciones de tamaño. La dilatación puede afectar a su longitud inicial  $L_0$ , a su superficie inicial  $S_0$ , o a su volumen inicial  $V_0$ . En todos los casos la variación es proporcional a la magnitud inicial y al incremento de temperatura  $\Delta T$ . Estas son las ecuaciones correspondientes:

$$\begin{aligned} L &= L_0 \cdot (1 + \alpha \cdot \Delta T) \\ S &= S_0 \cdot (1 + \beta \cdot \Delta T) \\ V &= V_0 \cdot (1 + \gamma \cdot \Delta T) \end{aligned}$$

Los coeficientes de dilatación lineal ( $\alpha$ ), superficial ( $\beta$ ) y cúbica ( $\gamma$ ) dependen de la naturaleza del objeto. Se pueden definir como la variación por unidad de la magnitud correspondiente (longitud, superficie o volumen) cuando la temperatura varía un grado. Sus unidades son  $^{\circ}\text{C}^{-1}$  en los tres casos. Así, por ejemplo,  $\alpha$  expresa lo que aumenta o disminuye un metro de longitud de una sustancia cuando sube o baja un grado la temperatura.


Estos coeficientes no son independientes entre sí. De modo aproximado se puede afirmar que, para un mismo cuerpo:  $\beta = 2\alpha$  mientras que  $\gamma = 3\alpha$ . De esta forma, conociendo el coeficiente de dilatación lineal para una sustancia, podemos determinar automáticamente los coeficientes de dilatación superficial y cúbica.

### Ejemplos

1.- Determinar el coeficiente de dilatación de un cuerpo, sabiendo que su longitud inicial es de 1 m, pero que se reduce a 0,99902 m cuando su temperatura pasa de 30  $^{\circ}\text{C}$  a 10 $^{\circ}\text{C}$ .

Solución: Despejando el coeficiente a partir de la ecuación:  $L = L_0(1 + \alpha\Delta T)$  obtenemos:  $\alpha = \frac{L - L_0}{L_0 \Delta T} = \frac{0,99902 - 1}{1 \cdot (-20)} = 0,00048^{\circ}\text{C}^{-1}$  Este coeficiente de dilatación es parecido al del hielo, aunque con seguridad nuestra sustancia no podía ser hielo. ¿Adivina el lector por qué?

2.- Si un cuerpo tiene un coeficiente de dilatación  $\alpha = 1,3110 \cdot 10^{-4}^{\circ}\text{C}^{-1}$ , siendo su longitud 1m a la temperatura de 12 $^{\circ}\text{C}$ , determina su longitud a la temperatura de 54 $^{\circ}\text{C}$ .

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

Solución: El incremento de temperatura es:  $\Delta T = 54 - 12 = 43^\circ\text{C}$ . Sustituyendo estos valores en la ecuación:  $L = L_0(1 + \alpha\Delta T)$  Obtenemos:  $L = 1,0056 \text{ m}$

Hagamos notar que en este problema hemos usado un cuerpo de un coeficiente de dilatación elevado. Aún así, su dilatación es menor de 6 mm, difícil de detectar a simple vista.

Actividad N° 2

- 1 Profundiza más sobre los temas tratados
- 2 Define en tus propias palabras el calor específico
- 3 ¿Qué entiendes por equilibrio térmico?
- 4 ¿Cómo se transmite el calor?
- 5 ¿Qué tipo de dilatación presentan los cuerpos?
- 6 ¿Qué aplicaciones en la vida cotidiana, le encuentras a los temas tratados?

### SEMANA 3

#### Termodinámica

<https://www.profesorenlinea.cl/fisica/termodinamNociones.htm>

El punto de partida para la mayor parte de las consideraciones termodinámicas son las leyes de la termodinámica, que postulan que la energía puede ser intercambiada entre sistemas físicos en forma de calor o trabajo. También se postula la existencia de una magnitud llamada **entropía**, que puede ser definida para cualquier sistema.

Las Leyes Termodinámicas pueden expresarse de la siguiente manera:

#### Ley Cero de la Termodinámica

A esta ley se le llama de "equilibrio térmico". El equilibrio térmico debe entenderse como el estado en el cual los sistemas equilibrados tienen la misma temperatura.


Esta ley dice "Si dos sistemas A y B están a la misma temperatura, y B está a la misma temperatura que un tercer sistema C, entonces A y C están a la misma temperatura". Este concepto fundamental, aun siendo ampliamente aceptado, no fue formulado hasta después de haberse enunciado las otras tres leyes. De ahí que recibe la posición cero.

Un ejemplo de la aplicación de esta ley lo tenemos en los conocidos termómetros.

#### Primera Ley de la Termodinámica

Esta primera ley, y la más importante de todas, también conocida como **principio de conservación de la energía**, dice: "La energía no puede ser creada ni destruida, sólo puede transformarse de un tipo de energía en otro".

La primera ley de la termodinámica da una definición precisa del calor, y lo identifica como una forma de energía. Puede convertirse en trabajo mecánico y almacenarse, pero no es una sustancia material.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

Experimentalmente se demostró que el calor, que originalmente se medía en unidades llamadas **calorías**, y el trabajo o energía, medidos en **julios**, eran completamente equivalentes. Una caloría equivale a 4,186 julios.

### Segunda Ley de la Termodinámica

La segunda ley dice que "solamente se puede realizar un trabajo mediante el paso del calor de un cuerpo con mayor temperatura a uno que tiene menor temperatura". Al respecto, siempre se observa que el calor pasa espontáneamente de los cuerpos calientes a los fríos hasta quedar a la misma temperatura.

La segunda ley de la termodinámica da, además, una definición precisa de una propiedad llamada **entropía** (fracción de energía de un sistema que no es posible convertir en trabajo).

Para entenderla, la entropía puede considerarse como una medida de lo próximo o no que se halla un sistema al equilibrio; también puede considerarse como una medida del desorden (espacial y térmico) del sistema.

Pues bien, esta segunda ley afirma que "la entropía, o sea, el desorden, de un sistema aislado nunca puede decrecer. Por tanto, cuando un sistema aislado alcanza una configuración de máxima entropía, ya no puede experimentar cambios: ha alcanzado el equilibrio.

Como la entropía nunca puede disminuir, la naturaleza parece pues "preferir" el desorden y el caos. Puede demostrarse que el segundo principio implica que, si no se realiza trabajo, es imposible transferir calor desde una región de temperatura más baja a una región de temperatura más alta.

### Tercera ley de la termodinámica

El tercer principio de la termodinámica afirma que "el cero absoluto no puede alcanzarse por ningún procedimiento que conste de un número finito de pasos. Es posible acercarse indefinidamente al cero absoluto, pero nunca se puede llegar a él".

Es importante recordar que los principios o leyes de la Termodinámica son sólo generalizaciones estadísticas, válidas siempre para los sistemas macroscópicos, pero inaplicables a nivel cuántico.

Asimismo, cabe destacar que el primer principio, el de conservación de la energía, es una de las más sólidas y universales de las leyes de la naturaleza descubiertas hasta ahora por la ciencia.

### Procesos termodinámicos

[http://users.df.uba.ar/anita/f2\\_labo/guia5\\_termo.pdf](http://users.df.uba.ar/anita/f2_labo/guia5_termo.pdf)


Cuando en un sistema se varían las variables termodinámicas: presión, temperatura, volumen, etc., se dice que se lo somete a un proceso termodinámico. Los distintos procesos termodinámicos pueden estudiarse mediante trayectorias en un diagrama Presión-Volumen (P -V). Estas trayectorias son características de cada tipo de proceso. Algunos de estos procesos son:

**Proceso adiabático:** Cuando el proceso se realiza de manera que el sistema no tiene intercambio de calor con el medio, al proceso se lo denomina adiabático. Este tipo de proceso tendría lugar si el sistema estuviera perfectamente aislado térmicamente (adentro de un termo) o bien si se lo realizara lo suficientemente rápido como para que no haya tiempo para que se produzca un intercambio de calor con el medio.

**Proceso isotérmico:** Si el sistema puede intercambiar energía con su medio y el proceso se realiza lentamente, de modo que el sistema tenga tiempo de entrar en equilibrio térmico con el medio circundante, se dice que el proceso es isotérmico.

**Proceso isocórico:** Proceso realizado a volumen constante.

**Proceso isobárico:** Proceso realizado a presión constante.

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

### Actividad 3

- 1 **Profundiza un poco más sobre los temas estudiados**
- 2 **Enuncia brevemente, en tus propias palabras las leyes de la termodinámica.**
- 3 **¿Qué entiendes por entropía?**
- 4 **Describe brevemente los diferentes procesos termodinámicos.**
- 5 **¿Qué aplicaciones en la vida práctica le encuentras al tema tratado?**

## SEMANA 4

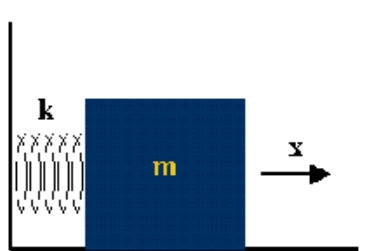
### Movimiento Oscilatorio

<http://www.ehu.es/acustica/bachillerato/mases/mases.html>

Al observar la Naturaleza nos damos cuenta de que muchos procesos físicos (por ejemplo, la rotación de la tierra en torno al eje polar) son repetitivos, sucediéndose los hechos cíclicamente tras un intervalo de tiempo fijo. En estos casos hablamos de movimiento periódico y lo caracterizamos mediante su período, que es el tiempo necesario para un ciclo completo del movimiento, o su frecuencia, que representa el número de ciclos completos por unidad de tiempo.

Un caso interesante de movimiento periódico aparece cuando un sistema físico oscila alrededor de una posición de equilibrio estable. El sistema realiza la misma trayectoria, primero en un sentido y después en el sentido opuesto, invirtiendo el sentido de su movimiento en los dos extremos de la trayectoria. Un ciclo completo incluye atravesar dos veces la posición de equilibrio. La masa sujeta al extremo de un péndulo o de un resorte, la carga eléctrica almacenada en un condensador, las cuerdas de un instrumento musical, y las moléculas de una red cristalina son ejemplos de sistemas físicos que a menudo realizan movimiento oscilatorio.


El caso más sencillo de movimiento oscilatorio se denomina movimiento armónico simple y se produce cuando la fuerza resultante que actúa sobre el sistema es una fuerza restauradora lineal. El Teorema de Fourier nos da una razón de la importancia del movimiento armónico simple. Según este teorema, cualquier clase de movimiento periódico u oscilatorio puede considerarse como la suma de movimientos armónicos simples.



### Elementos del movimiento oscilatorio

<https://bachilleratoenlinea.com/educar/mod/lesson/view.php>



	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

Para describir un movimiento oscilatorio es necesario tener en cuenta los siguientes elementos:

Una **Oscilación** se completa cuando a partir de determinada posición, el objeto regresa a ella, después de ocupar todas las posiciones de equilibrio.

El **Periodo** es el tiempo que emplea el objeto en hacer una oscilación. Se mide en segundos y se representa por  $T$

La **Frecuencia** es el número de oscilaciones que efectúa el objeto en cada unidad de tiempo y se representa por  $f$ . La frecuencia se expresa en oscilaciones sobre seg.  $(osc/s)$ , lo cual usualmente se representa como  $s^{-1}$

Al igual que en el movimiento circular uniforme, para el movimiento oscilatorio la frecuencia y el periodo se relacionan mediante:

$$f = \frac{1}{T}$$

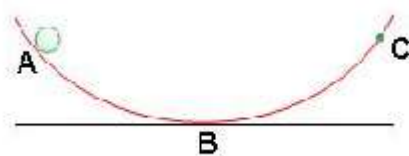
Como vemos la frecuencia es inversamente proporcional al periodo.

La **Elongación** es la posición del objeto en cualquier punto con respecto a la posición de equilibrio y se representa por  $X$

La **Amplitud** es la máxima distancia que el cuerpo alcanza con respecto a la posición de equilibrio y se representa por  $A$ . Es decir, la longitud máxima de elongación.

### Ejemplo


Una esfera se suelta en el punto **A** y sigue la trayectoria, tal como se muestra en la figura, resuelve los siguientes puntos:



- Considera que hay fricción y describe la trayectoria del movimiento
- Describe la trayectoria del movimiento suponiendo que no hay fricción
- Si se desprecia la fricción y la esfera en su movimiento oscilatorio pasa **36** veces por el punto **B** durante 10 segundos. ¿Cuál es el periodo de oscilación?
- ¿cuál es el valor de la frecuencia?

### Solución:

a) De acuerdo con el principio de conservación de la energía mecánica, si existe fricción, la esfera no alcanza el punto **C** que se encuentra con respecto al nivel del punto **B** a la misma altura que el punto **A**.

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

b) Si no hay fricción, la posición de equilibrio es el punto **B** y los puntos **A** y **C** son simétricos con respecto a la posición de equilibrio. de acuerdo con el principio de conservación de la energía mecánica, el objeto alcanza el punto **C** ubicado a la misma altura que el punto **A**.

c) Cada vez que la esfera pasa por el punto **B**, completa media oscilación, por tanto en **10** segundos

$$T = \frac{10s}{18} = \frac{5}{9}s$$

realiza **18** oscilaciones, es decir, que una oscilación ocurre en un tiempo:

El período del movimiento es, por lo tanto,  $5/9$  s.

d) La frecuencia, o sea el número de oscilaciones por segundo es:

$$f = \frac{1}{T} = \frac{1}{5/9s} = 1.8s^{-1}$$

, es decir, 1.8 osc/s.

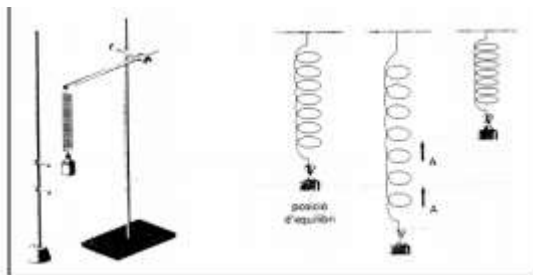
#### Actividad N° 4

- 1 Profundiza un poco más sobre los temas estudiados
- 2 Describe brevemente el movimiento oscilatorio.
- 3 Explica en tus propias palabras los elementos del movimiento oscilatorio.
- 4 Da algunos ejemplos reales del movimiento oscilatorio.
- 5 ¿Qué aplicaciones en la vida práctica le encuentras al tema estudiado?

### SEMANA 5

#### Movimiento armónico simple

[https://www.uv.es/jmarques/\\_private/MAS%20y%20ondas.pdf](https://www.uv.es/jmarques/_private/MAS%20y%20ondas.pdf)




2.1.- Las siglas m.a.s. hacen referencia a:

m = movimiento, por tanto, habrá que hacer un estudio cinemático.

a = armónico, quiere decir que se la ecuación del movimiento se expresa mediante funciones armónicas, como la función seno o la función coseno.

s = simple, es un movimiento de una sola variable (unidimensional).

Causa que produce un m.a.s.

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

Los movimientos vibratorios son producidos por fuerzas que en todo momento son directamente proporcionales al desplazamiento respecto de la posición de equilibrio de la partícula que vibra. Estas fuerzas siempre van dirigidas hacia la posición de equilibrio estable.

Para simplificar pondremos el muelle horizontal y despreciaremos rozamiento de la masa con el suelo. La ley que rige el muelle es la ley de Hooke que podemos expresar de la siguiente manera:

$$F = -K * \Delta x$$

dónde: - K es la constante recuperadora del muelle. Es característica de cada muelle, es decir, depende de la naturaleza de éste y sus unidades son  $N \cdot m^{-1}$  en el S.I.

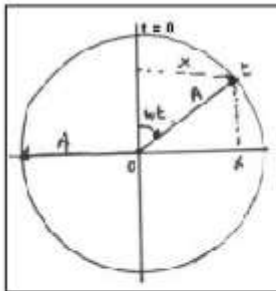
-  $\Delta x$  es el alargamiento del muelle desde su posición de equilibrio.

- El signo - "tiene el mismo sentido que el expresado en el caso del péndulo, es decir, hace que la fuerza elástica siempre vaya dirigida hacia la posición de equilibrio, tanto si el alargamiento es positivo (estiramiento) como si es negativo (compresión).

**Conclusión:** Una fuerza variable, cuya variación sea proporcional al desplazamiento, y cuyo sentido sea siempre hacia su punto de equilibrio, produce un movimiento armónico simple (m.a.s.).

### Ecuaciones del m.a.s.

#### Elongación (x).



- En el movimiento circular el arco (en radianes) recorrido en el tiempo t será

$$\varphi = \omega t$$

- En la proyección del movimiento, es decir, en el m.a.s., durante ese tiempo el móvil ha pasado desde el origen o posición de equilibrio,  $\theta$ , hasta x.

- Se puede ver en la figura que

$$\text{sen } \omega t = \frac{x}{A}$$

Por tanto

$$x = A \text{ sen } \omega t$$

### Otras magnitudes del m.a.s.


Periodo, T, es el tiempo necesario para dar una oscilación completa, su expresión se puede deducir de la expresión de la frecuencia angular

$$\omega = 2\pi T; T = 2\pi \omega$$

Frecuencia, f, es la inversa del periodo,

$$f = 1/T$$

Su unidad será  $s^{-1}$ , también llamada Hertzio (Hz), ciclos por segundo o vibraciones por segundo.

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

### Velocidad (V).

$v = Aw * \cos(wt)$ , donde A es la amplitud, w es la velocidad o frecuencia angular.

### Aceleración (a).

$$a = -Aw^2 * \sin(wt)$$

### Actividad N° 5

- 1 Profundiza más sobre el tema estudiado
- 2 Describe brevemente el movimiento armónico simple.
- 3 ¿Cómo relacionas la ley de Hooke, con el m.a.s.?
- 4 De algunos ejemplos de movimiento armónico simple.
- 5 ¿Qué otras aplicaciones de la vida práctica le encuentras al tema estudiado?

## SEMANA 6

### Movimiento armónico simple (aplicaciones)

<https://www.ehu.es/documents/1940628/1998104/fisica.pdf/444717e3-4f41-475e-8147-94f4668f96d0>

#### Ejemplo 1

Una partícula se mueve con MAS de amplitud 4 cm y frecuencia 3 Hz. Calcular al cabo de 4,25 segundos, el valor de:

- a) la elongación    b) la velocidad    c) la aceleración

Solución.

Los datos que da el problema:

$$A = 4 \text{ cm} = 0,04\text{m}; f = 3 \text{ Hz}; t = 4,25\text{s}$$

$$a) \omega = 2\pi f = 2\pi \cdot 3 = 6\pi \text{ rad/s}$$

$$x = A \cdot \sin \omega \cdot t = 0,04 \cdot \sin 6\pi \cdot 4,25 = -0,04 \text{ m}$$

$$b) v = A \cdot \omega \cdot \cos \omega \cdot t = 0,04 \cdot 6\pi \cdot \cos 6\pi \cdot 4,25 = 0$$

$$c) a = -\omega^2 x = -(6\pi)^2 \cdot (-0,04) = 14,21 \text{ m/s}^2$$


#### Ejemplo 2

Un muelle que vibra con MAS realiza 15 vibraciones en 40 segundos.

Calcular: a) la frecuencia b) el periodo c) la pulsación de este movimiento

Solución.

$$a) f = \frac{15 \text{ vibraciones}}{40\text{s}} = 0,375\text{Hz}$$

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

$$b) T = \frac{1}{f} = \frac{1}{0,375} = 2,7s$$

$$c) w = \frac{2\pi}{T} = \frac{2\pi}{2,7s} = 2,33 \text{ rad/s}$$

### Ejemplo 3

Calcular la constante elástica de un resorte sabiendo que al colgar un cuerpo de 150 g de su extremo libre y hacerle oscilar libremente, el periodo vale 1,25 segundos.

Solución.

Datos que da el problema.

$$m = 150g = 0,150Kg$$

$$T=1,25s$$

$$w = \frac{2\pi}{T} = \frac{2\pi}{1,25s} = 1,6\pi \text{ rad/s}$$

$$k = mw^2 = (0,150Kg)(1,6\pi \text{ 1/s})^2 = 3,789 \text{ N/m} \cong 3,8 \text{ N/m}$$

Actividad N° 6

1 Profundiza más sobre el tema tratado.

2 Resuelve los siguientes problemas.

- a) Una partícula se mueve con MAS de amplitud 5 cm y frecuencia 2,5 Hz. Calcular al cabo de 3,75 segundos, el valor de:

La elongación, la velocidad y la aceleración.

- b) Un muelle que vibra con MAS realiza 25 vibraciones en 45 segundos.

Calcula:

La frecuencia, el período y las pulsaciones del movimiento.

- c) Calcular la constante elástica de un resorte sabiendo que al colgar un cuerpo de 200 g de su extremo libre y hacerle oscilar libremente, el periodo vale 1,5 segundos.

3 Consulta dos ejemplos de aplicación de la ley de Hooke.

4 ¿Qué otras aplicaciones de la vida real le encuentras al tema estudiado?


## SEMANA 7

**La energía en los sistemas oscilantes.**

**La energía cinética** se define como:

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 \text{ donde } m \text{ es la masa del objeto y } v \text{ es la velocidad.}$$

**La energía potencial elástica** se define como:

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> <i>"Una Opción para ser persona"</i>	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

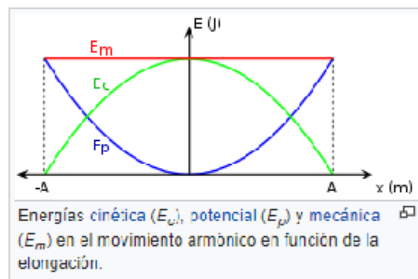
$E_{pe} = \frac{1}{2}Kx^2$  ; donde K es la constante de elasticidad del resorte y x es el estiramiento.

$E_M = E_c + E_{pe}$  o  $E_M = \frac{1}{2}mv^2 + \frac{1}{2}Kx^2$  ; con  $E_M$ :Energía mecánica.

Cuando la energía cinética se hace cero, toda la energía mecánica se convierte en energía potencial elástica, es decir:

$E_M = \frac{1}{2}KA^2$ , donde x = A, la elongación se hace igual a la amplitud.

Gráfico de la transformación de las energías en el M.A.S.



### Actividad N° 7

- 1 Profundiza más sobre el tema tratado.
- 2 ¿De qué variables depende la energía cinética?
- 3 ¿De qué variables depende la energía potencial elástica?
- 4 ¿Cuál es la energía mecánica total del sistema, en el m.a.s.?
- 5 Consulta ¿para qué valor de x, la energía cinética y la energía potencial son iguales?
- 6 ¿Qué otras aplicaciones de la vida real le encuentras al tema estudiado?

## SEMANA 8

### El péndulo simple

<https://www.fisicalab.com/apartado/mas-v-pendulos>


El **periodo del péndulo simple**, para oscilaciones de poca amplitud, viene determinado por la **longitud** del mismo y la **gravedad**. No influye la masa del cuerpo que oscila ni la amplitud de la oscilación.

El **periodo del péndulo simple** es el **tiempo** que tarda el péndulo en volver a pasar por un punto en el mismo sentido. También se define como el tiempo que tarda en hacerse una oscilación completa. Su valor viene determinado por:

$$T = 2\pi\sqrt{\frac{l}{g}}$$

Donde:

- T: Periodo del péndulo. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el *segundo* (s)

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

- $l$ : Longitud del péndulo. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el *metro* (m)
- $g$ : Gravedad. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el *metro por segundo al cuadrado* ( $m/s^2$ )

### Ejemplo 1

Determinése la longitud de un péndulo simple cuyo período es exactamente 1 s en un punto donde  $g = 9,80$   $m/s^2$

Solución.

Datos:

$$T = 1 \text{ s} \quad \text{y} \quad g = 9,8 \text{ m/s}^2$$

$$L = ?$$

$$T = 2 \cdot \pi \cdot \sqrt{L/g}$$

$$L = g \cdot (T/2 \cdot \pi)^2$$

$$L = 9,8 \cdot (1/2 \cdot \pi)^2 = 0,248 \text{ m.}$$

### Ejemplo 2

Calcula la aceleración de la gravedad en un lugar donde un péndulo simple de 150 cm de longitud efectúa 100 oscilaciones en 245 s.

Solución.

Datos:


$$L = 150 \text{ cm} = 1,5 \text{ m}; \quad n = 100 \text{ oscilaciones}; \quad t = 245 \text{ s}$$

Calculamos el período (T)

$$T = \frac{\text{Tiempo}}{\text{número de oscilaciones}} = \frac{245 \text{ s}}{100} = 2,45 \text{ s}$$

Calculamos la aceleración de la gravedad.

$$T = 2\pi \sqrt{\frac{l}{g}} \rightarrow g = \frac{4\pi^2 l}{T^2} \rightarrow g = \frac{4(3,14)^2(1,5 \text{ m})}{(2,45 \text{ s})^2} = 9,8 \text{ m/s}^2$$

	<b>INSTITUCION EDUCATIVA POPULAR DIOCESANO</b> "Una Opción para ser persona"	CODIGO: GA-RC-11
	<b>GUIA PEDAGOGICA DE APLICACIÓN EN EL AULA</b>	FECHA:01-MAR-09
		Edición Controlada Versión 02

### Actividad N° 8

1 Profundiza más sobre el tema estudiado.

2 ¿De qué variables depende el período de un péndulo simple?

3 Resuelve los siguientes problemas:

- Calcula el período de un péndulo simple, cuya longitud es de 1,2m y la aceleración de la gravedad es de  $9,8 \text{ m/s}^2$
- Calcula el período de un péndulo en la Luna si su período en la Tierra es de 2 s, sabiendo que la gravedad en la tierra es  $g_T = 9,81 \text{ m/s}^2$ , y en la Luna,  $g_L = 1,62 \text{ m/s}^2$
- ¿Qué variación le harías a la longitud de un péndulo para duplicar su período de oscilación?
- Calcula el período de un péndulo en el planeta marte, sabiendo que su longitud es igual a 50cm y la gravedad en marte es  $2/5$  de la gravedad en la tierra ( gravedad terrestre  $g = 9,8 \text{ m/s}^2$  )

4 Consulta cómo calcular la gravedad empleando un péndulo simple

5 ¿Qué otras aplicaciones de la vida real, le encuentras al tema estudiado?

### SEMANA 9

Se planteará un cuestionario de evaluación en línea, relacionado con los temas estudiados durante el período.

Posteriormente se le indicará el link, para que responda el cuestionario del período.