

CUADERNILLO 2 CUATRIMESTRE°: Elementos químicos. Clasificación de los elementos químicos. Tabla periódica de los elementos. Grupos y periodos; propiedades. Hipótesis molecular de Avogadro. Masa atómica y modelo molecular. Concepto de mol.

Para poder abordar éstos temas se nos hace necesario repasar algunos conceptos que ya hemos estudiado en el tema anterior:

SISTEMAS MATERIALES.

¿Cuáles son esos conceptos? Son los referidos a **SUSTANCIAS SIMPLES Y SUSTANCIAS COMPUESTAS.**

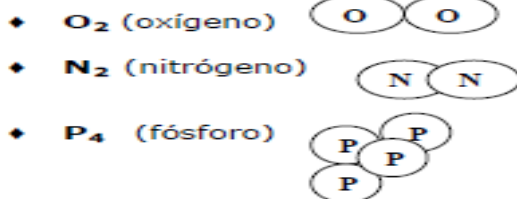
Entonces repasemos.....



¿Cuáles eran **SUSTANCIAS SIMPLES?**
¿Cuáles eran las **SUSTANCIAS COMPUESTAS**

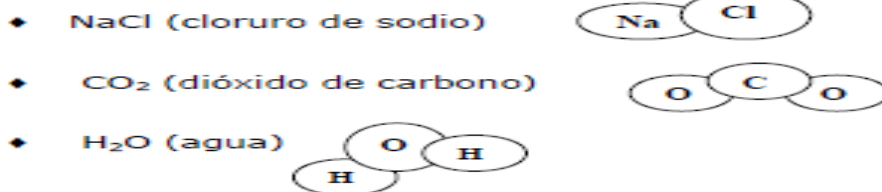
□ **SUSTANCIAS SIMPLES:** son todas aquellas sustancias cuyas moléculas están formadas por **un solo tipo de átomo.**

Por ejemplo:



□ **SUSTANCIAS COMPUESTAS:** son todas aquellas sustancias cuyas moléculas están constituidas **por dos o más tipos de átomos.**

Por ejemplo:



Vamos, entonces a darle el nombre que corresponde a "cada cosa", a partir de ahora a los diferentes tipos de átomos los denominaremos **ELEMENTOS QUIMICOS.**

Por lo tanto.....

ELEMENTOS QUIMICOS: son los diferentes tipos de átomos que constituyen tanto a las sustancias simples como a las sustancias compuestas.

Cada **ELEMENTO QUIMICO** tiene un **NOMBRE** y además un **SIMBOLO** que lo representa.

Los **SIMBOLOS** que representan a cada **ELEMENTO QUIMICO**, como vimos en alguna oportunidad anterior, son una letra mayúscula o bien una letra mayúscula acompañada de una letra minúscula.



Para poder averiguar el **NOMBRE** o el **SIMBOLO** de un **ELEMENTO QUIMICO** debemos recurrir a una **TABLA PERIODICA**

Actividad 1

1- Utilizando la **TABLA PERIODICA**, **indica** el **SIMBOLO** que representa a cada uno de los siguientes **ELEMENTOS QUIMICOS**:

- a- Cloro
- b- Sodio
- c- Carbono
- d- Oxígeno
- e- Nitrógeno
- f- Hierro
- g- Neón
- h- Plata.....
- i- Magnesio.....
- j- Potasio.....

2- ¿Cuál es el **NOMBRE** de cada uno de los siguientes **ELEMENTOS QUIMICOS**?

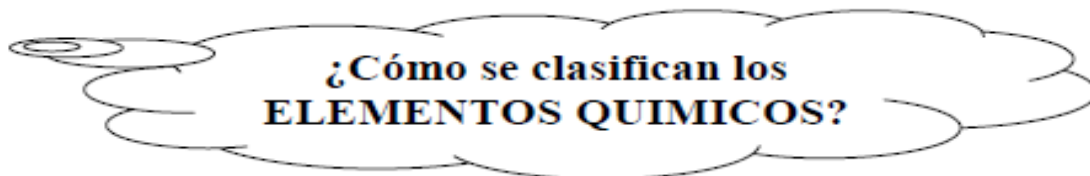
- a- Cu
- b- Au.....
- c- P.....
- d- Sn.....
- e- H.....
- f- Pb.....
- g- S.....
- h- Ni.....
- i- He.....
- j- Ca.....

4- Identifica cada uno de los datos del siguiente elemento de la tabla periodica y escríbelos osbre las líneas. Busca entre las opciones propuestas.

<p style="text-align: center; font-size: 1.2em;">17 35.453</p> <p style="text-align: center; font-size: 2em; color: orange;">Cl</p> <p style="text-align: center; font-size: 1.1em;">[Ne] 3s² 3p⁵</p> <p style="text-align: center; color: orange; font-weight: bold;">Cloro</p>	<p>→</p> <p>→</p> <p>→</p>	<p>→</p> <p>→</p> <p>→</p>	<p>→</p> <p>→</p> <p>→</p>	<p>→</p> <p>→</p> <p>→</p>	<p>→</p> <p>→</p> <p>→</p>
				<p>Masa atómica</p> <p>Número atómico</p> <p>Símbolo del elemento</p>	<p>Nombre del elemento</p> <p>Configuración electrónica</p>

5- Investigá en algún libro de **QUIMICA**:

- a- ¿De dónde provienen los nombres de los **ELEMENTOS QUIMICOS**?
- b-** ¿De dónde provienen los **SIMBOLOS** que representan a cada **ELEMENTO QUIMICO**?
- c-** ¿Cuántos **ELEMENTOS QUIMICOS** se conocen actualmente?

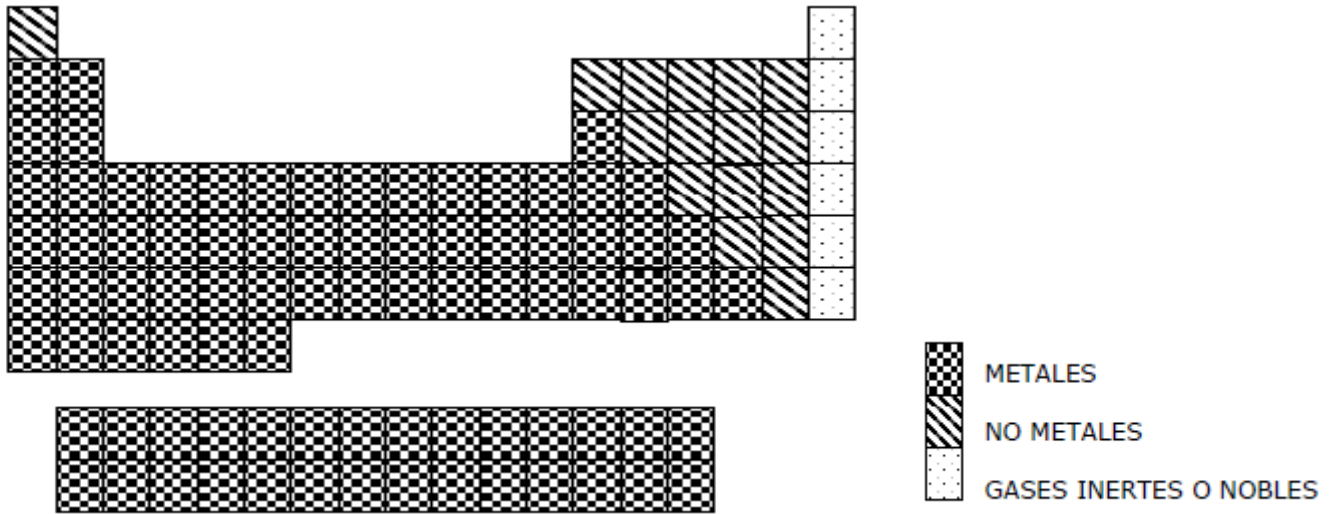


Los **ELEMENTOS QUIMICOS** se clasifican en tres grandes categorías o tipos. Tales categorías son:

QUIMICA 3° CICLO BÁSICO -2024-

- METALES
- NO METALES
- GASES INERTES o GASES NOBLES

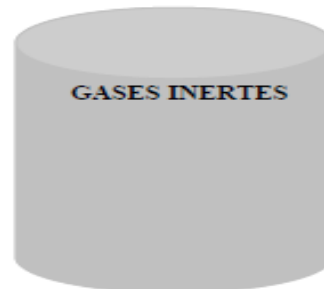
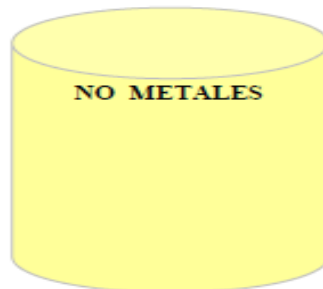
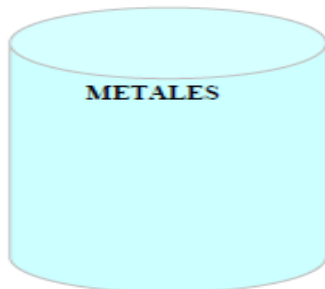
Para poder saber a qué categoría pertenece un determinado **ELEMENTO QUIMICO**, lo más conveniente es usar la **TABLA PERIODICA** y según la ubicación que tenga el elemento en la misma se sabrá a qué tipo corresponde.



Actividad 3

1- **Ubicá** los siguientes elementos en el cilindro que corresponda:

Calcio – Boro – Azufre – Argón – Helio – Carbono - Cobre – Hidrógeno – Sodio – Yodo – Neón – Plata - Magnesio – Fósforo – Nitrógeno – Plomo – Silicio – Bromo



Hay algunos **GRUPOS** de la TABLA PERIODICA que poseen nombres especiales, tal es el caso del

- GRUPO 1: **METALES ALCALINOS**
- GRUPO 2: **METALES ALCALINOS TERREOS**
- GRUPO 17: **HALOGENOS**
- LOS ELEMENTOS CUYOS NUMEROS ATOMICOS VAN DESDE EL 58 AL 71:
LANTANIDOS
- LOS ELEMENTOS CUYOS NUMEROS ATOMICOS VAN DESDE EL 90 AL 103:
ACTINIDOS
- Los **LANTANIDOS Y ACTINIDOS** también se conocen con el nombre de **TIERRAS RARAS**

2- **Buscá** en la **TABLA PERIODICA** dos ejemplos de:

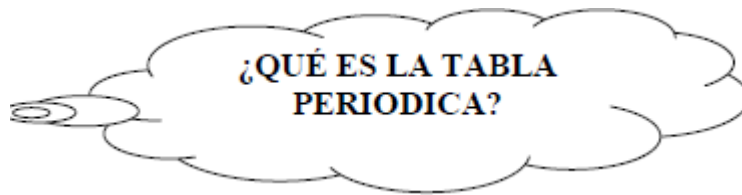
- a- metales alcalinos térreos
- b- halógenos
- c- actinidos
- d- metales alcalinos
- e- lantánidos



- 3- **Indicá** el nombre y el símbolo de los elementos que se detallan a continuación:
- a- metal alcalino del período 3.....
 - b- halógeno del periodo 2.....
 - c- no metal del grupo 13.....
 - d- no metal del grupo 15 periodo 4.....
 - e- metal del grupo 2 periodo 5.....
 - f- gas inerte del periodo 1.....

4- **Completá** el siguiente cuadro con las características y propiedades de los **METALES, NO METALES Y GASES INERTES.**

METALES	NO METALES	GASES INERTES



La **TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS QUIMICOS** es un ordenamiento de los diferentes **ELEMENTOS QUIMICOS**, según sus propiedades y características.

Es una de las herramientas más importantes para el trabajo de los químicos, ya que de allí se pueden extraer muchos datos a cerca de los distintos **ELEMENTOSQUIMICOS.**

Los **ELEMENTOS QUIMICOS** están ordenados de izquierda a derecha según su número atómico creciente, formando columnas verticales y filas horizontales.

El **número atómico** es un número que identifica a cada **ELEMENTO QUIMICO** (más adelante veremos que representa éste número).

Los ordenamientos verticales o columnas se denomina **GRUPOS** y en ellos están ubicados **ELEMENTOS** que tienen propiedades semejantes.

Los ordenamientos horizontales o filas se denominan **PERIODOS.**



		GRUPO O FAMILIA																		
		1											13	14	15	16	17	18		
		IA	2											III	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
			A											A	IVA	VA	VIA	VIIA		
Periodos	1																			
	2			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12							
	3			IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB					IB	IIB						
	4																			
	5																			
	6																			
	7																			

Grupo

Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia, y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí, por ejemplo los elementos del grupo IA tienen valencia 1 (un electrón en su último nivel de energía).

A los grupos se les asignan números romanos (numeración europea) y las letras A y B. La letra A indica grupo de elementos representativos (la configuración electrónica termina en general en orbitales *s* o *p*) y la B indica elementos no representativos o de transición (la configuración electrónica termina en orbitales *d* o *f*).

Periodo

Los elementos en un mismo periodo tienen el mismo nivel de energía pero diferentes propiedades químicas. Es importante notar que el último elemento químico de cada periodo es un gas noble. El número de niveles energéticos que tiene un átomo determina el periodo al cual pertenece. Cada nivel está dividido en distintos subniveles que, conforme aumenta su número atómico, se van llenando en este orden. Debe notarse que los periodos tienen diferente longitud. Así, el primer periodo contiene dos elementos (hidrógeno y helio), en tanto que el segundo periodo tiene 8 elementos y el cuarto 18. Además esta longitud está en relación directa con el número de electrones que caben en las diferentes capas de Bohr y el número de electrones que se pueden describir con un valor dado del número cuántico.

Bloque

El desarrollo de las configuraciones electrónicas de los elementos da como resultado una tabla periódica donde la localización de los elementos químicos se presenta por regiones o bloques *s*, *p*, *d* y *f*, también llamadas clases.

Los dos primeros grupos de elementos representativos IA y IIA se conocen como bloque *s*, debido a que su configuración electrónica del estado fundamental termina en *s*.

Los grupos representativos del IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIII A integran el bloque *p*. Los metales de transición forman el bloque *d* representados por IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB y VIIIB.



En el caso de los lantánidos y actínidos, que son metales de transición interna, forman el bloque *f*.

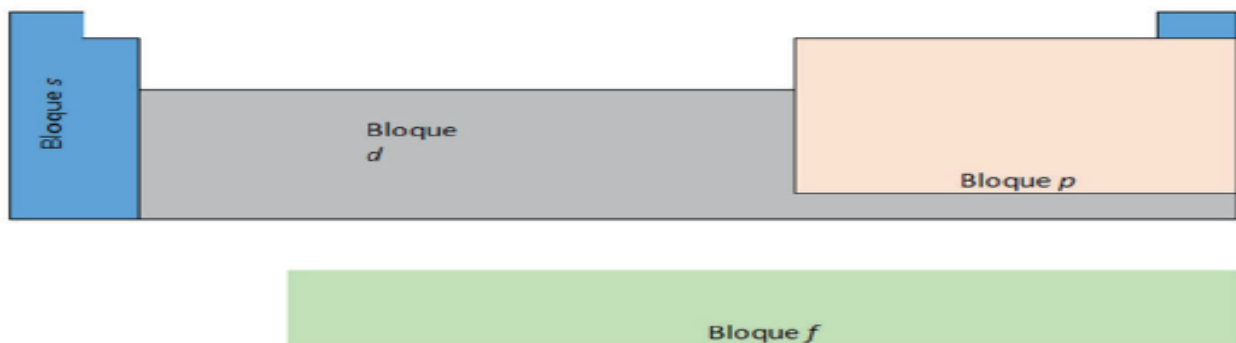


Actividad 2

Instrucciones: En parejas contesta lo que se te pide en cada uno de los apartados.

1. sin consultar los contenidos anteriores, trata de recordar a qué clasificación pertenecen los elementos, utilizando los colores que a continuación se indican.

En el caso de los lantánidos y actínidos, que son metales de transición interna, forman el bloque *f*.



2. Consulta la tabla periódica e identifica si los elementos o conjunto de elementos forman parte de un periodo o un grupo o ninguno. Únelos con una línea.

- | | |
|-------------------|-----------|
| a) Li, Na, K, Rb | - Periodo |
| b) Sr, Cr, Ag, Cd | |
| c) Fe, Co, Ni, Cu | - Grupo |
| d) He, Ne, Ar, Xe | |
| e) S, Se, Te, Po | - Ninguno |

1- Observando la **TABLA PERIODICA**, **respondé** las siguientes preguntas:

- a- ¿Cuántos GRUPOS tiene una Tabla Periódica? ¿Cómo se los designa a los diferentes GRUPOS?
- b- ¿Cuántos PERIODOS tiene una Tabla Periódica? ¿Cómo se los designa a los mismos?
- c- ¿Qué datos podés extraer de la Tabla Periódica a cerca de un determinado ELEMENTO QUIMICO?
- d- ¿Cuál es el nombre y el símbolo

Tema: Hipótesis molecular de Avogadro

En 1811 Amadeo Avogadro resolvió la controversia entre los resultados de Gay Lussac y la hipótesis atómica de Dalton. Para ello supuso que la mínima partícula posible de un gas simple, es estado libre, no es el átomo sino la molécula. Cada molécula de dichos gases está compuesta por dos átomos (molécula biatómica), y no por átomos sencillos como imaginaba Dalton. Por la misma época, el físico francés André M. Ampere formulo una hipótesis análoga, por lo cual se la conoce como **HIPOTESIS MOLECULAR DE AVOGADRO-**

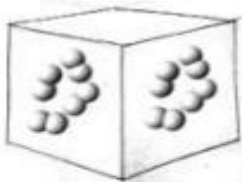


AMPERE. De acuerdo con ella, los gases simples (oxígeno, hidrogeno, nitrógeno, cloro, etc.) poseen moléculas biatómicas, cada una de las cuales se representa por medio del símbolo del elemento correspondiente, al que se agrega un subíndice (atomicidad) que indica el número de átomos de la molécula (2, en este caso).

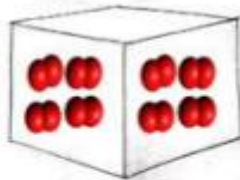
<i>Estructural</i>	<i>Molecular</i>
F—F	F ₂
Cl—Cl	Cl ₂
Br—Br	Br ₂
I—I	I ₂
O=O	O ₂
N≡N	N ₂
H—H	H ₂

LOS SUPUESTOS FUNDAMENTALES DE LA HIPÓTESIS MOLECULAR SON LOS SIGUIENTES:

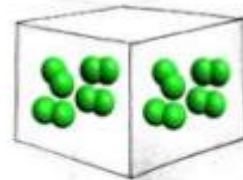
1. La materia está formada por partículas pequeñísimas y en movimiento llamadas moléculas, formadas por uno o más átomos.
2. Una sustancia pura simple tiene todas sus moléculas iguales, formadas a su vez por átomos iguales.
3. Una sustancia pura compuesta tiene todas sus moléculas iguales, pero a su vez formadas por lo menos, por dos átomo distintos.
4. Las transformaciones físicas no afectan a las moléculas de una sustancia pura; por lo tanto, estas no varían ni en número ni en clase.
5. En los sistemas formados por dos o más cuerpo puros, las transformaciones químicas hacen variar el número de moléculas de por lo menos dos de ellos. Sin embargo, el número de átomos de cada elemento no varía.
6. Volúmenes iguales de gases cualesquiera, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura tiene el mismo número de moléculas. N



Un volumen de hidrogeno

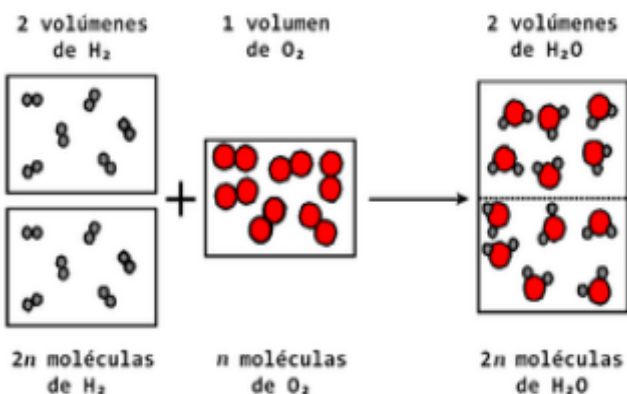


Un volumen de oxigeno



Un volumen de cloro

NOTA: En todos los volúmenes hay igual número de moléculas.



Esta hipótesis permite interpretar las leyes de las combinaciones gaseosas de Gay Lussac:

Ahora se pueden precisar los conceptos de átomo y molécula:

-ATOMO: Es la menos porción de materia capaz de combinarse.



-**MOLECULA**: Es un conjunto neutro de átomos que se comporta como unidad.

Las moléculas se pueden clasificar en:

➤ **Simples (átomos iguales)**, dentro de las cuales tenemos tres subtipos:

- **Monoatómicas** (un solo átomo, es decir atomicidad igual a uno), metales, y gases nobles. Por ejemplo: Fe, Cu, Na, Ne. o

- **Biatómicas** (dos átomos, es decir atomicidad igual a dos), gases simples. Por ejemplo: O₂, N₂, H₂, Cl₂. o

- **Poliatómicas** (más de dos átomos, es decir, atomicidad mayor a dos), por ejemplo: P₄, As₄, S₈.

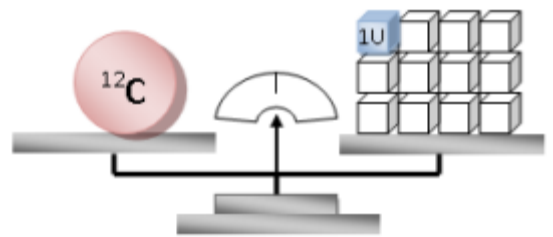
➤ **Compuestas (átomos distintos)**, por ejemplo: NaCl, H₂O, NH₃, HCl.

Masa atómica (A)

Supongamos que α es la masa de un átomo de cierto elemento. Si se compara con una unidad cualquiera de masa (u), la relación α/u es un número abstracto que expresa cuantas veces es mayor la masa del átomo que la unidad u. Dicho número puede ser obtenido como cociente entre α y u, expresadas ambas cantidades, por ejemplo, en gramos.

En química, la unidad de masa aceptada internacionalmente es la 12ava parte de la masa del átomo de carbono, es decir:

$$u = \frac{1}{12} \alpha_c$$



Dicha unidad se denomina UNIDAD DE MASA ATOMICA (u.m.a.)

El cociente α/u indica cuantas veces es mayor la masa de un átomo del elemento que la 12ava parte de la masa del átomo de carbono. A este número se lo denomina masa atómica del elemento (A).

“La masa atómica de un elemento es un número abstracto que expresa cuantas veces es mayor la masa de un átomo del elemento que la unidad de masa atómica, es decir:”

$$A = \frac{\alpha}{u} = 12 \cdot \frac{\alpha}{\alpha_c}$$

Por ejemplo: La relación entre la masa de un átomo de nitrógeno y la masa de un átomo de carbono es 7/6. ¿Cuál es la masa atómica del nitrógeno?

$$A = 12 \cdot \frac{\alpha}{\alpha_c} = 12 \cdot \frac{7}{6} = 14$$

Este número indica que la masa del átomo de nitrógeno es de 12 veces mayor que la unidad de masa atómica, es decir, 14 u.m.a.



Masa molecular (M)

-El razonamiento que se aplica con respecto a los átomos también es aplicable a las moléculas. La masa molecular de una sustancia es un número abstracto que indica cuantas veces es mayor que la masa de una molécula de la sustancia que la unidad de masa. Se conviene en elegir como unidad a la 12ava parte de la masa de la molécula de carbono; puesto que dicha molécula es monoatómica, resulta que la unidad de masa para la medición de masas moleculares es también la u.m.a.

“La masa molecular de un elemento es un número abstracto que expresa cuantas veces es mayor la masa de una molecular de la sustancia que la unidad de masa atómica, es decir:”

$$M = \frac{\mu}{u} = 12 \frac{\mu}{u}$$

Donde μ es la masa de la molécula.

La masa molecular de una sustancia simple o compuesta puede determinarse sumando las masas atómicas (A) de los elementos cuyos átomos constituyen la molécula de la misma, por ejemplo:

- Hallar la masa (M) del Na:
- Como el sodio es monoatómico, $M=A= 23$.
- Hallar la masa (M) del N₂:

El nitrógeno es diatómico, por lo tanto, $M=2.A=2. 14=28$

- Hallar la masa (M) del agua:
- La molécula de agua como sabemos está compuesta por átomos de Hidrogeno y Oxigeno (H₂O), por lo tanto, $M= 2.A$ (Hidrogeno) + A (Oxigeno)= $2.1 +16= 18$

CANTIDAD DE MATERIA: EL MOL

En la física y la química actuales es usual considerar muestras de materia constituidas por gran cantidad de partículas elementales tales como moléculas, átomos, iones o electrones, llamándose cantidad de materia al número de partículas presentes en la muestra. La unidad de la cantidad de materia es el mol, definido como:

“un mol es la cantidad de materia de un sistema que contiene exactamente 6,02. 10²³ partículas elementales”

El número N= 6,02. 10²³ se denomina número de Avogadro. Al emplear esta unidad debe especificarse el tipo de partícula que se trata, por ejemplo: átomos o moléculas. Se hablara de un mol de moléculas o un mol de átomos.

Se muestran ejemplos de aplicación del mismo a continuación:

Una muestra de gas contiene $3,01 \cdot 10^{25}$ moléculas. ¿Cuál es su cantidad de— materia expresada en moles de moléculas? Como un mol de moléculas es igual a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, la cantidad de materia será:

$$\frac{3,01 \cdot 10^{25}}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ moles de moléculas} = 50 \text{ moles de moléculas.}$$

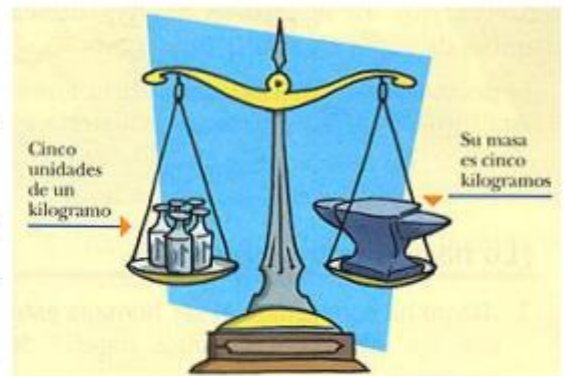
Es importante insistir en la diferencia conceptual entre masa y cantidad de materia.

- Si las "partículas elementales" fuesen, por ejemplo, nueces y manzanas, podríamos considerar dos partes de muestras:

- cinco nueces y cinco manzanas
- treinta nueces y tres manzanas (ambas muestras de igual masa).

En el primer caso, la cantidad de materia de ambas muestras es la misma, pero no su masa; en el segundo, es igual la masa pero no la cantidad de materia.

Experimentalmente se ha comprobado que la masa de un mol de moléculas de una sustancia esta medida, en gramos, por un número que es igual a su masa moléculas. Por ejemplo: a masa de un mol de moléculas de nitrógeno ($6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas) es de 28 gramos. La masa de un mol de moléculas será indicada con la letra $M = x$ gramos. Por ejemplo, para el hierro, M será igual a 56g, y en ella hay $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.



La masa de un mol de átomos de un elemento será $A = x$ gramos. Para el calcio es $A=40$; por lo tanto, la masa de un mol de átomos de calcio es 40g, y en ella hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

Ejemplo de aplicación:

- ¿Cuál es la masa de un mol de moléculas de SO_3 ?

$$M = A (\text{azufre}) + 3 A (\text{oxígeno}) = 32 + 3 \cdot 16 = 32 + 48 = 80$$

$$M = 80 \text{ g}$$

Teniendo en cuenta el material proporcionado y los temas vistos en clases responda la siguiente guía:

- ¿Qué propone la teoría atómica de Dalton?
- Enuncie las leyes ponderales y ejemplifique.
- ¿Qué analogías y diferencias puede proponer con respecto a la teoría atómica de Dalton y la Hipótesis de Avogadro? ¿A que hace referencia cada científico cuando habla de "mínima partícula"?



QUIMICA 3° CICLO BÁSICO -2024-

4. Defina molécula y ejemplifique cada tipo.

5. Defina masa atómica, masa molecular y calcule:

a. Masa molecular del amoníaco (NH_3) b. Masa molecular del ácido acético (CH_3COOH)

c. Masa molecular de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

6. Defina cantidad de materia y calcule:

a. ¿Cuántos moles de N_2 hay en 44,8 litros de este gas medidos en CNPT?

b. Calcula las moléculas de dióxido de carbono que hay en 1,5 moles de ese compuesto.

c. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas?



CALIFICACIONES DE BIOLOGIA

NOMBRE Y APELLIDO:

PRIMER TRIMESTRE

ACTIVIDAD	FECHA			CALIFICACION FINAL		FIRMA	
						DOCENTE	RESPONSABLE
PRCTICO							
PRACTICO							
PRACTICO							
ACTITUDINAL							
P.R.T.							

SEGUNDO TRIMESTRE

ACTIVIDAD	FECHA			CALIFICACION FINAL		FIRMA	
						DOCENTE	RESPONSABLE
PRCTICO							
PRACTICO							
PRACTICO							
ACTITUDINAL							
P.R.T.							

TERCER TRIMESTRE

ACTIVIDAD	FECHA			CALIFICACION FINAL		FIRMA	
						DOCENTE	RESPONSABLE
PRCTICO							
PRACTICO							
PRACTICO							
ACTITUDINAL							
P.R.T.							



ACUERDO ESCOLAR DE CONVIVENCIA

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

EL PROFESOR SE COMPROMETE A:

- GENERAR SITUACIONES DE APRENDIZAJE QUE PERMITA A LOS ALUMNOS EXPRESAR SUS IDEAS.
- PROPORCIONAR HERRAMIENTAS QUE PERMITAN LA FORMACION DEL CONOCIMIENTO CIENTIFICO EN LOS ALUMNOS.

COMPROMISO DEL ALUMNO:

- Concurrir a clase con el material necesario y suficiente para cada espacio curricular, ya que es indispensable para poder avanzar en el conocimiento y aprovechar el tiempo de clase.
- El ingreso al aula después de los recreos debe ser inmediato, caso contrario se le dará conocimiento al preceptor/a y se tomarán las medidas correspondientes.
- Respetar el horario de cada materia.
- No se tolerará el uso de vocabulario, ni tratos inadecuados.
- Los celulares serán usados únicamente cuando la profesora así lo indique durante la clase. No podrán utilizarse auriculares.
- Es importante mantener en el aula el clima de trabajo y de higiene tanto corporal como del espacio físico.

No comer ni beber en clase!!!!

- Se debe evitar el pedido para salir del aula, a los efectos de garantizar la seguridad de todos los alumnos a cargo del docente.
- Cumplir adecuadamente con los tiempos establecidos en entrega de los trabajos sin descuidar la presentación de los mismos.
- La ausencia a clase no significa exención del cumplimiento de las tareas asignadas y/o el estudio.
- No es necesaria la aclaración del profesor para estudiar lo visto en la clase anterior, hay que estudiar para todas las clases.
- Los trabajos escritos, informes, guías de estudio, serán de carácter individual o grupal, según se indique.
- A los trabajos grupales se les asignará, una nota individual a cada integrante que responda a su desempeño, responsabilidad y aportes, y otra nota referida al producto obtenido por el grupo, que será la misma para todos los integrantes.



QUIMICA 3° CICLO BÁSICO -2024-

- Al momento de rendir una prueba escrita deberá tener todos los trabajos prácticos entregados, caso contrario no podrá realizar la evaluación.
- Si la ausencia a una evaluación o práctico se encuentra justificada, el alumno podrá rendir sólo en la siguiente clase.
- La participación a visitas didácticas y/o pedagógicas es de carácter obligatorio (no participación debidamente justificada).

• **CRITERIOS DE EVALUACIÓN:**

- La evaluación es un proceso continuo, que involucra todas las actividades que el docente propone a sus alumnos y no está asociada únicamente a la calificación obtenida en pruebas escritas.
- Para la calificación de cada trimestre se promediarán las notas obtenidas en una evaluación escrita obligatoria y de los trabajos prácticos, participación en clase, uso y aporte del material solicitado presentado en tiempo y forma; exposición oral con uso apropiado del lenguaje específico de la materia así como el desempeño global.
- El docente realizará una evaluación continua mediante una planilla en la que se anotara el desempeño de cada alumno día por día. El no cumplimiento de alguno de los compromisos del alumno equivaldrá a un negativo, los cuales se irán restando en la nota Actitudinales.
- LAS CONSIGNAS QUE NO SEAN INTERPRETADAS CORRECTAMENTE EN LAS EVALUACIONES ESCRITAS SERAN CONSIDERADAS CERO (0) PUNTOS.
- CORRECTA ORTOGRAFIA, CALIGRAFIA, PROLIJIDAD Y PUNTUALIDAD EN LA PRESENTACION DE LAS EVALUACIONES ESCRITAS, TRABAJOS PRACTICOS E INFORMES.
- EN EVALUACIONES ORALES SE TENDRA EN CUENTA EL USO DE VOCABULARIO ESPECIFICO, EL MANEJO DE CONTENIDO ESPECIFICO DE LA MATERIA, MANTENER UNA POSTURA ADECUADA Y PRESTAR ATENCION A LA EXPOSICION DEL COMPAÑERO.
- PROCEDER CON ABSOLUTA HONESTIDAD EN LA PRESENCIA DE TRABAJOS Y EN LA REALIZACION DE EVALUACIONES ESCRITAS. EN AQUELOS CASOS EN LOS QUE SE HUBIERE COMETIDO FRAUDE SE APLICARA LA SANCION CORRESPONDIENTE.
- LOS TRABAJOS PRACTICOS ESCRITOS TANTO COMO LAS EVALUACIONES ESCRITAS NO SE RECIBIRAN SI ESTAN ESCRITOS CON LAPIZ, AL SER UN DOCUMENTO PEDAGOGICO, SOLO SE RECIBIRAN ESCRITOS CON LAPICERA.

REQUISITOS PARA RENDIR PRT, DICIEMBRE Y FEBRERO:

-CUADERNO COMPLETO (CON TODAS LAS ACTIVIDADES REALIZADAS).

-LAPICERA AZUL O NEGRA.

ESTUDIAR TODOS LOS TEMAS.

**METODOLOGIA DE TRABAJO:****-TRABAJOS PRACTICOS.****-EXPOSICIONES GRUPALES.****-CUADERNO DE ACTIVIDADES.****- EVALUACIONES ESCRITAS Y ORALES.**

- ✓ **EN LAS EVALUACIONES ESCRITAS Y LOS TRABAJOS PRACTICOS SE TENDRA EN CUENTA LA PUNTUALIDAD EN LA PRESENTACION, PROLIJIDAD, CAPACIDAD PARA TRABAJAR EN GRUPO COOPERATIVAMENTE.**
- ✓ **INTERES POR EL ESPACIO CURRICULAR, RESPETO Y ACTITUD ACTIVA EN LA PARTICIPACION INDIVIDUAL.**

✓ -----

FIRMA DEL ALUMNO

FIRMA DEL PADRE/ TUTOR