

CICLO INTRODUCTORIO

INTRODUCCIÓN AL CONOCIMIENTO DE LA FÍSICA Y LA QUÍMICA.

CONTENIDOS MÍNIMOS

Bloque 1

UNIDAD 1: MEDICIONES

1.1 Leyes, teorías y modelos. Historia de las mediciones. Magnitudes de uso común en la Física y la Química. Importancia de la utilización de unidades en la Física y Química. Lenguaje de las ciencias.

UNIDAD 2: LA MATERIA Y SUS CAMBIOS

2.1 Materia. Modelos científicos. Estados de agregación: Características generales. Cambios de estado. Interpretación por medio del modelo de partículas. Propiedades extensivas e intensivas.

2.2 Fenómenos físicos y químicos. Sistemas homogéneos y heterogéneos. Interpretación por medio de ecuaciones y diagrama de partículas. Balanceo de ecuaciones. Ley de conservación de la masa. Perspectiva histórica: Teoría del flogisto.

UNIDAD 3: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

3.1 Estructura del átomo: perspectiva histórica. Dimensiones atómicas. Partículas subatómicas: masa y carga. Número atómico, número másico. Símbolos químicos. Isótopos. Masa atómica promedio. Nociones de estructura electrónica. Electrones de valencia. Tabla periódica de los elementos. Evolución histórica de la Ley periódica. Grupos y períodos.

Bibliografía

Bibliografía obligatoria

- Burns, R.A. FUNDAMENTOS DE QUÍMICA, Pearson Educación, Cuarta edición, México 2003 (o ediciones anteriores).
- Garritz, A., Gasque, L. y Martínez, A. QUÍMICA UNIVERSITARIA, Pearson Educación, México, Primera Edición 2005.
- Moledo, L. "CAPÍTULO 2: ÁTOMOS Y MOLÉCULAS" Y "CAPÍTULO 3: EL DESCUBRIMIENTO DE LOS ÁTOMOS" en De las tortugas a las estrellas. AZ Editores. San Pablo. Brasil. 1994.
- Márquez Martínez, E. QUÍMICA 1. Thomson Editores. Ciudad de México. 2006
- Reale, G. "CAPÍTULO II: LOS NATURALISTAS O FILÓSOFOS DE LA «PHYSIS»" en Historia del pensamiento filosófico y científico. Herder. Barcelona. 1992.
- Gellon, G. ÉRASE UNA VEZ EL ÁTOMO. O CÓMO LOS CIENTÍFICOS IMAGINAN LO INVISIBLE. Colección Ciencia que ladra. Siglo XXI Editores. Buenos Aires. 2007

- Hein, M; Arena, S. FUNDAMENTOS DE QUÍMICA. Undécima edición. Thomson. Buenos Aires.

2005.

- Di Risio, C; Roverano, M. y Vázquez, I., QUÍMICA BÁSICA, Editorial CCC Educando, Cuarta edición, Buenos Aires. 2011

Bibliografía de consulta

- Brown, T. y otros. LA CIENCIA CENTRAL. Pearson Educación, Novena edición, México, 2004.
- Chang, R. QUÍMICA Mc Graw Hill, Novena Edición o anteriores, México, 2007.
- Reboiras, M. QUÍMICA, LA CIENCIA BÁSICA, Ed Thomson. México, 2006.

UNIDAD 1. MEDICIONES

Contenidos: Leyes, teorías y modelos. Historia de las mediciones. Magnitudes de uso común en la Física y la Química. Importancia de la utilización de unidades en la Física y Química. Lenguaje de las ciencias.

ACTIVIDADES INTRODUCTORIAS

- I. Lee el texto “Una aproximación a la idea de modelo “ de Wainmaier Cristina (2017)

Una primera aproximación a la idea de modelo

La palabra “modelo” se emplea en el lenguaje natural con diversos significados. Resulta conveniente –para el tratamiento que presentamos sobre el tema y reconociendo otros usos- considerar los aportes de Estany (1993) que hace referencia a dos significados no sólo diferentes sino contrapuestos.

En la vida cotidiana, por ejemplo, decimos que Gerardini del Giocondo (Mona Lisa) posó como modelo para Leonardo da Vinci. En este caso la palabra “modelo” remite al objeto que es representado (una persona) de alguna manera (una pintura famosa). También puede entenderse “modelo” como una representación, mediante algún medio simbólico, que se hace de un objeto. Por ejemplo, nos referimos a un auto de miniatura como modelo de un auto de Fórmula 1. En este caso se utiliza una maqueta en escala como medio simbólico para representar el auto de Fórmula 1.

Estamos interesados en hacer un primer acercamiento a la idea de modelo en el ámbito de la ciencia. Como tantos otros términos en el discurso científico la idea de “modelo”, empleada en el campo de ciencias -como la física, química, biología- y por epistemólogos, fue tomada del lenguaje natural, pero se lo ha redefinido según el contexto en el que es utilizado. En este ámbito específico, la idea de modelo que adoptamos se acerca al segundo sentido que presentamos, aunque vale aclarar hay quienes coinciden con el primer sentido y otros adhieren a ambos. Creemos apropiado centrar la atención en algunos aspectos que caracterizan a los modelos sobre los que hay ciertos acuerdos, en lugar de presentar un cúmulo de definiciones. En principio se coincide en reconocer que un modelo es un subrogado (esto es un sustituto) del sistema bajo estudio. La complejidad de ese sistema, con numerosas componentes ricamente interrelacionadas (o la incapacidad de ser observado o medido directamente) hace imposible abordarlo; por lo tanto, los científicos trabajan con re-presentaciones (“reemplazos en ausencia”) del sistema en estudio que solo retienen algunos elementos esenciales de interés (Adúriz Bravo, 2010). Por ello se considera que un modelo funciona como un facilitador para la comprensión del mundo. Así, por ejemplo, se construye conceptualmente el modelo de péndulo real como un péndulo sin roce con el medio y con un hilo inextensible, o el modelo de

un gas real como un conjunto de pequeñas esferas macizas que interactúan de acuerdo con las leyes del choque plástico.

El sistema en estudio que la teoría pretende describir involucra una cantidad de factores inabordables conjuntamente. El modelo es, entonces, un objeto abstracto, construido conceptualmente en el que se consideran como variables sólo los factores relevantes en función de la pregunta o problema que se aborda. Lombardi (2010), sin pretensión de exhaustividad, menciona diversas operaciones conceptuales que pueden intervenir en la construcción de un modelo de un sistema de estudio para una teoría científica.

- Recorte del sistema: se ignoran ciertos factores que intervienen en el objeto de estudio debido a que se los considera irrelevantes a la luz de la teoría; por ejemplo, el color de un cuerpo respecto de su movimiento dentro de la mecánica clásica.*
- Simplificación del sistema: se ignoran ciertos factores que intervienen en el sistema que se estudia debido a que su incidencia se considera despreciable frente a la de otros factores en la ocurrencia del fenómeno bajo estudio; por ejemplo, el efecto del rozamiento en el movimiento de un objeto sobre un carril de aire. Tanto esta operación como la anterior limitan el número de variables que intervienen en el modelo, así como las relaciones establecidas entre ellas.*
- Postulación de entidades ideales: se representan ciertos elementos del sistema en estudio por medio de entidades abstractas, ejemplo de ello es la postulación de masas puntuales, planos infinitos, etc.*
- Postulación de estructuras: cuando en la práctica resulta imposible determinar la naturaleza y las propiedades de los elementos del sistema que se estudia, se postula una cierta estructura; tal como ocurre en la elaboración de los modelos atómicos o en el caso del estudio de los gases por medio de la teoría cinética .*

Como imagen particularizada y simplificada de un aspecto de la “realidad”, un modelo es por definición incompleto respecto del referente, el cual suele ser un sistema complejo. Sólo algunas características del referente se encuentran presentes en el modelo. Incluso es muy común que existan diferentes modelos para representar el mismo sistema objeto. De modo que no existe “el” modelo de un sistema dado, sino una multiplicidad de modelos según los factores considerados relevantes, la eventual postulación de entidades ideales, el supuesto de estructuras inobservables, etc.

Para explicar la idea de modelo se utiliza la analogía del mapa, siendo este una forma pensada o imaginada para ver un terreno. El mapa se detalla mediante distintos recursos expresivos (colores, líneas, letras, símbolos, etc.) captura también algunos aspectos del lugar real (división política, relieve, hidrografía) seleccionados según un interés determinado. El mapa es similar o semejante al terreno y nos permite desempeñarnos de forma eficiente en él. El modelo constituye una guía extremadamente potente para la intervención sobre el mundo natural (Giere, 1992).

Se reconocen diferentes finalidades de los modelos. En principio como instrumento de pensamiento y comunicación, entre otras cosas, busca describir, entender, controlar, explicar, predecir, formular hipótesis, sobre determinados aspectos de la “realidad”. Es posible reconocer además una finalidad pragmática de los modelos: éstos dan respuesta a determinados problemas/preguntas y se crean desde determinadas perspectivas, brindando respuestas que dependen de ideas, expectativas, prejuicios, visiones de mundo, compromisos, etc., compartidos por una comunidad científica.

Referencias bibliográficas

Adúriz Bravo, A. (2010). Concepto de modelo científico: una mirada epistemológica de su evolución. En *Didáctica de las Ciencias naturales. El caso de los modelos científicos*. Comp. Galagovsky, L. Buenos Aires: Lugar Editorial.

Estany, A. (1993). *Introducción a la filosofía de la ciencia*. Barcelona: Crítica.

Giere, R. (1992). *La explicación de la ciencia: Un acercamiento cognoscitivo*. México: Consejo Nacional de Ciencia y Tecnología. Original en inglés de 1988.

Lombardi, O. (2010). *Los modelos como mediadores entre teoría y realidad*. En *Didáctica de las Ciencias naturales. El caso de los modelos científicos*. Comp. Galagovsky, L. Buenos Aires: Lugar Editorial.

-
- a. Busca en el diccionario de la Real Academia Española aquellas palabras que desconozcas.
 - b. Busca en el diccionario de la Real Academia Española (<http://www.rae.es/>) la definición de modelo. Indica cuál de ellas se aproxima a la acepción de modelo propuesto en el texto.
 - c. Brinda algún ejemplo de modelo para cada una de las acepciones discutidas en el texto

II. Las personas que trabajan en ciencia, crean conocimiento científico hablando y escribiendo. Para la consolidación de un conocimiento no sólo son importantes las ideas y los experimentos que posibilitan obtener evidencias para avalarlos, sino también las discusiones entre científicos que ponen a prueba las nuevas maneras de hablar acerca del nuevo saber, y los escritos (artículos) que posibilitan comunicarlo. En **el Anexo I** se detallan algunas habilidades relacionadas a lo cognitivo lingüístico que son importantes para empezar a trabajar.

III. A partir de la lectura de los puntos I y II realiza las siguientes actividades:

- a) Extrae del texto del punto uno dos descripciones.
- b) Redacta un párrafo que contenga la idea principal del texto.

IV. En el proceso de construcción del conocimiento científico sobre el mundo se dio un paso fundamental cuando en el siglo XVII se comenzó a analizar y describir la naturaleza por medio de la matemática para cuantificar, estructurar y expresar enunciados asociados sucesos y procesos del “mundo físico”. En este marco la medición juega un rol fundamental ya que, entre otras cosas, mediante esta operación atribuimos “números” a objetos, procesos o fenómenos.

Diez y Molulines (1997), señalan que medir es asignar números a las cosas de modo que éstos den cuenta de ciertas propiedades asociadas con ellas. Pero no toda propiedad asociada a un objeto, proceso o fenómeno se puede medir, expresar numéricamente. A las propiedades que son susceptibles de medición las llamamos magnitudes. El resultado de la medición es el valor o cantidad de la magnitud. El valor o cantidad de la magnitud se expresa mediante escalas numéricas y se indica con un número seguido de la indicación de la escala.

Teniendo en cuenta el concepto de magnitud anteriormente expresado, menciona ejemplos de al menos 4 magnitudes que conozcas.

V. En pequeños grupos, lee el siguiente fragmento del artículo periodístico *Curiosidades del sistema métrico* de Claudio H. Sánchez (edición del 22/3/08 de Página 12) y responde las preguntas que se formulan a continuación:

Onzas y kilos, metros y yardas son unidades de medida utilizadas en diferentes lugares para medir las mismas cosas; el sistema métrico decimal, uno de los frutos más permanentes y estables de la Revolución Francesa, no se ha extendido a todos lados y muchas veces, para medir, se usan unidades de medida que se remontan al

Medioevo y que producen (a veces) peligrosas confusiones. ¿Qué pesa más: un kilo de plomo o un kilo de plumas? ¿Y una onza?

Una cuestión de peso

“En 1983, un Boeing 767 de Air Canadá, con sesenta y un pasajeros a bordo, se quedó sin combustible en pleno vuelo. Afortunadamente, el comandante del avión también era piloto de planeadores, de modo que, aplicando técnicas de vuelo sin motor, logró aterrizar el avión con todos sus ocupantes a salvo. El aparato se estropeó un poco en el aterrizaje pero, luego de algunas reparaciones, siguió prestando servicio por muchos años más.

¿Cómo pudo pasarle algo así a un avión tan moderno? Al principio, falló el indicador de combustible, por lo que los técnicos encargados del mantenimiento emplearon un procedimiento indirecto: midieron la cantidad de combustible con una varilla graduada en litros y luego hicieron la conversión a kilogramos.

Pero, en esa época, Canadá comenzaba a adoptar el sistema métrico decimal y los técnicos todavía no estaban familiarizados con las nuevas unidades. En algún momento alguien preguntó: “¿cómo se hace para pasar litros a kilogramos?”. Y le contestaron “hay que multiplicar por 1,77”.

En realidad, el factor correcto es 0,8. En pocas palabras: en vez de cargar los 20.000 kilogramos necesarios para el vuelo, cargaron solamente 20.000 libras, que resulta menos de la mitad”.⁽¹⁾

(1) Podés acceder al artículo completo en: <http://www.pagina12.com.ar/diario/suplementos/futuro/13-1887-2008-03-26.html>. (Fecha de consulta: 14/02/2019)

Responde:

- a) Si los técnicos emplean una varilla graduada en litros, ¿qué magnitud intentaban medir?
- b) Al intentar expresar el valor en kg, ¿qué magnitud intentaban conocer?
- c) ¿Cómo se explica la confusión que manifestaron los técnicos?

VI. Realiza la puesta en común y revé las respuestas dadas.

ACTIVIDADES

1. Lee el texto “Algunos datos interesantes del Sol”.

El Sol es una estrella ubicada dentro de nuestra galaxia, la Vía Láctea, que contiene aproximadamente otros 400.000 millones de estrellas más. Es una estrella pequeña, de color amarillento. Su temperatura exterior ha sido estimada en unos 5.8×10^3 K y tiene una edad aproximada que se estima en 4.600 millones de años. Está sometido, junto con el grupo local de estrellas próximas, a un movimiento de traslación alrededor del centro de la galaxia moviéndose a una velocidad de 216.0 km/s, velocidad que exige 230 millones de años para una órbita completa. Además, el Sol experimenta una rotación sobre sí mismo en un tiempo próximo a los 25 días.

El radio lineal del Sol (distancia desde el centro a la capa superficial) es de aproximadamente 696.000 km (el radio lineal de la Tierra es de 6378 km). El volumen correspondiente a este radio es de 1.41×10^{27} m³. La masa total del astro solar es de 2.0×10^{30} kg (la masa de la Tierra es de 5.98×10^{24} kg).

La aceleración, debido a la fuerza gravitatoria, en la superficie del Sol es de 274 m/s² (la aceleración debido a la fuerza de la gravedad en la superficie de nuestro planeta es, aproximadamente 9,80 m/s²).

El hidrógeno es el elemento que prevalece en el Sol. Por el número de átomos su cantidad es, aproximadamente, diez veces mayor que la de todos los demás elementos, perteneciéndole casi el 70% de la masa del Sol. El helio es el segundo elemento: ocupa casi el 29% de la masa del Sol. A los elementos restantes, tomados conjuntamente, le corresponden algo más de un 1%.

La energía que el Sol emite proviene de la fusión nuclear del hidrógeno, reacción nuclear que tiene lugar en la parte interna del Sol. La parte interna del Sol alcanza una temperatura de 15 millones de °C y una presión que llega a los 100.000 millones de atmósferas, con una densidad que se cree está entre 50 y 115 g/cm³. La fusión del hidrógeno tiene lugar cuando se unen cuatro núcleos de hidrógeno para formar 2 núcleos de helio, emitiendo la energía correspondiente en forma de radiación gamma.

Elabora una lista de las magnitudes que aparecen en el texto y elige 8 de ellas para completar la tabla que aparece a continuación:

Magnitud	Unidad	Valor en notación convencional	Valor en notación científica	Escalar/Vectorial Fundamental/Derivada

2. Realiza las siguientes conversiones de unidades relacionadas con el texto “Algunos datos interesantes del Sol”:

- Expresa el radio lineal del sol en milímetros
- Expresa la masa total del sol en gramos
- Expresa la masa total del sol en microgramos
- Expresa la temperatura del sol en °C

***Para practicar más ejercicios de traspaso de unidades revisa el Anexo II de esta Unidad.**

- Te proponemos que accedas al link: http://www.encuentro.gov.ar/sitios/encuentro/programas/ver?rec_id=122510 (Fecha de consulta 12/08/2019) para realizar el visionado de “En su justa medida, ¿Qué es medir?”, donde un metrólogo se refiere a la complejidad que reviste el acto de medición. Elabora un breve texto o mapa conceptual donde expliques la problemática incluyendo ejemplos diferentes a los mencionados en el video.
- Desde tiempos remotos el hombre requirió de patrones respecto a los cuales medir. Realiza un breve recorrido histórico a través del visionado de “En su justa medida, Historia de las medidas” al que podrás acceder en el siguiente link: http://www.encuentro.gov.ar/sitios/encuentro/programas/ver?rec_id=122512. (Fecha de consulta 12/08/2019) Elabora una síntesis de su contenido.
- En el 2018 el Comité Internacional de Pesas y Medidas se reunió para re-definir cuatro unidades básicas. Te proponemos que accedas a los siguientes links (Fecha de consulta 27/02/2019) y leas los artículos periodísticos para comprender en qué consiste dicho cambio:

- Cambian las medidas: el kilo dejará de ser un kilo

[https://www.abc.es/ciencia/abci-cambian-medidas-kilo-dejara-kilo-](https://www.abc.es/ciencia/abci-cambian-medidas-kilo-dejara-kilo-201811072029_noticia.html)

[201811072029_noticia.html](https://www.abc.es/ciencia/abci-cambian-medidas-kilo-dejara-kilo-201811072029_noticia.html)

- El kilo ya no es lo que era

<https://www.pagina12.com.ar/155953-el-kilo-ya-no-es-lo-que-era>

En base a lo leído, responde:

i- A qué se refieren cuando mencionan: “cambian” las unidades de medidas

ii- ¿ El cambio afectará los resultados de las mediciones?

6. En algunas ocasiones trabajaremos con cifras extraordinariamente grandes y en otras serán extremadamente pequeñas. Tanto en un caso como en el otro resulta difícil imaginar cantidades de tales dimensiones. Para tratar de tener una aproximación a ellas te invitamos a realizar el visionado de “Universo macro y microcosmos” en el siguiente link (Fecha de consulta 12/08/2019): <https://www.youtube.com/watch?v=poXlMqaOywU> (Universo, macro y microcosmos en potencias de 10).

Bibliografía Obligatoria de consulta para la Unidad I

Hein, M; Arena, S. (2005) “Capítulo 2 : Patrones de medición” en *Fundamentos de Química* Undécima edición. Thomson. Buenos Aires. 2005.

Burns, R.A. (2003). “ Capítulo 3 Mediciones” en *Fundamentos de Química*. Pearson Educación, Cuarta edición, México. (o ediciones anteriores).

Unidad 1

ANEXO I. Habilidades cognitivo-lingüísticas

	Definir	Describir	Ejemplificar	Explicar	Justificar
Consiste en	Expresar las características necesarias y suficientes para que el concepto no se pueda confundir con otro, con ayuda de términos conocidos	Producir enunciados que enumeran cualidades, propiedades, características, acciones, etc., de objetos, hechos, fenómenos, etc. sin establecer relaciones causales.	Dar a conocer ejemplos donde se identifica o concreta la realidad. Permite vincular la teoría con la práctica identificando los rasgos esenciales del objeto de estudio y concretando esos rasgos en la realidad que nos rodea.	Establecer relaciones causales entre argumentos o razonamientos, de modo que los hechos o acontecimientos sean comprendidos y adquieran sentido, modificando el estado de conocimiento de quien la recibe.	Producir razones o argumentos, establecer relaciones entre ellos a partir del corpus de conocimiento en el que se incluyen los contenidos objeto de la tesis (es dar el porqué del porqué).
Responde a	¿Qué es? ¿qué significa?	¿cómo es? ¿qué características tiene? ¿para qué sirve?	¿qué ejemplos se podrían mencionar?	¿Por qué pasa? ¿Cuáles son sus causas? ¿Qué consecuencias tiene?	¿Qué ley o teoría lo explica? ¿en qué conocimientos científicos se basa?
Un posible ejemplo en Química	Se denomina sustancia a todo aquello que constituye los cuerpos puros con iguales propiedades intensivas.	En la tabla periódica los elementos se ordenan según el número atómico creciente, empezando a la izquierda en la parte más alta y organizándose en una serie de filas horizontales.	El punto de fusión, el de ebullición y la densidad son ejemplos de las llamadas propiedades intensivas de la materia.	El agua (H ₂ O) es una sustancia compuesta formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.	La periodicidad de algunas de las propiedades de los elementos, permite su agrupamiento en la tabla periódica.
Un posible ejemplo en Física	Partícula o punto material es una entidad abstracta, sin referentes físicos directos, que define las condiciones propuestas por los desarrollos de la física del cuerpo de masa puntual.	Un cuerpo que es arrojado verticalmente hacia arriba, alcanzará una altura máxima y luego comenzará a caer.	Las fuerzas de acción, las magnéticas, las eléctricas y las a distancia, son algunos ejemplos de las distintas fuerzas.	Un cuerpo que es arrojado verticalmente hacia arriba disminuye su velocidad hasta llegar a la altura máxima y luego comienza a caer aumentando su velocidad, debido a que actúa sobre él la fuerza peso *.	Del enunciado de la segunda Ley de Newton se desprende que la fuerza neta aplicada sobre un cuerpo produce un cambio en la velocidad del mismo. En el caso de un cuerpo en caída libre, su velocidad aumentará debido a que la única fuerza que actúa, es la fuerza Peso* que tiene la misma dirección y sentido que el vector velocidad.

*bajo el supuesto de rozamiento con el aire despreciable

Jorba, J. (2000). La comunicación y las habilidades cognitivo lingüísticas en *Hablar y escribir para aprender*. Barcelona: UAB - Síntesis.

Galagovsky, L., Wainmaier, C., Viera, L. & Ramírez, S. Algunas problemáticas vinculadas a la enseñanza y el aprendizaje de la Física y la Química en los primeros cursos universitarios. (publicación interna). Buenos Aires: Grupo de Investigación de Enseñanza y Aprendizaje de las Ciencias Exactas y Naturales. Departamento de CyT UNQ.

Unidad 1

ANEXO II. Actividades complementarias

Unidad de revisión: Magnitudes y Sistemas de medidas.

Completa la tabla con los prefijos que correspondan:

Potencia	Prefijo	Símbolo	Potencia	Prefijo	Símbolo
10 ⁻¹²			10 ¹²		
10 ⁻⁹			10 ⁹		

10^{-6}			10^6		
10^{-3}			10^3		
10^{-2}			10^2		
10^{-1}			10^1		

Determina cuál/es es/son la/s opción/es correcta/s en cada caso

- 1- El contenido de un paquete de 1 kg de talco es de:
 - a. 100 tn
 - b. 1000 cm³
 - c. 1000 g
 - d. 0,1 kg
- 2- Las distancias pueden ser expresadas en unidades como:
 - a. km
 - b. mL
 - c. dm²
 - d. tn
- 3- La cantidad 72,46 g equivale a:
 - a. 724,6 dg
 - b. 0,07246 kg
 - c. 72.460 mg
 - d. 7.246 cg
- 4- Un litro de agua mineral equivale a:
 - a. 1000 dm³
 - b. 1000 L
 - c. 1000 cm³
 - d. 1000 mL
- 5- La magnitud volumen puede expresarse en la unidad:
 - a. m²
 - b. L
 - c. dm³
 - d. g/cm³
- 6- Al medir el volumen de un cuerpo se tiene/n en cuenta:
 - a. 1 dimensión
 - b. 2 dimensiones
 - c. 3 dimensiones
- 7- La expresión en notación científica del número 0,07249 es:
 - a. 72,49.10⁻³
 - b. 7,249.10³
 - c. 7,249.10⁻²
 - d. 7,249.10²
- 8- Un litro de agua destilada equivale a 1000 g porque:
 - a. Pesa lo mismo
 - b. Tienen la misma capacidad
 - c. La densidad es de 1g/cm³

d. El volumen y la masa son iguales.

9- La unidad de la magnitud masa es:

- a. Gramos
- b. Tonelada
- c. Uma
- d. Libras
- e. Kilogramo

Convierte los valores medidos en las unidades pedidas:

valor medido	equivale a	unidad pedida
9.000,37 dag		hg
50.0000 kg		tn
540 min		s
1847 GL		mL
10.000.000 pg		dag
0,0000036 hg		cg
47,73 cm		mm
1 ML		dL
17.392L		kL
2 h		s
8,956 km		μm

Escribe las siguientes cantidades en notación científica:

- a) 0,0000352
- b) 350,0
- c) 124200
- d) 0,3568322
- e) 0,00000000127

Ordena los siguientes valores de menor a mayor:

- a) $4,0 \cdot 10^{-2}$
- b) 0,004
- c) $4,0 \cdot 10^2$
- d) 4/10.000

Material de revisión Unidad I

La Metrología es la ciencia que estudia los sistemas de pesas y medidas; y designa a todo lo que se puede medir como **mensurable**. Involucrado en este concepto están el **valor** y la **magnitud**.

Medir consiste en determinar cuántas veces está contenido un **mensurable** en otro **mensurable** representado por la **unidad** de la **magnitud** considerada. Es decir, **medir** es comparar un mensurable con un cuerpo o dispositivo físico construido especialmente para ser utilizado como instrumento de medición. A esto se lo denomina **patrón**.

Los resultados de las mediciones realizadas con cada instrumento adecuado, para cada magnitud a medir, son los **valores numéricos**. Esos valores con sus unidades correspondientes surgen de comparar esa medición realizada con el **patrón**.

Un ejemplo para aclarar conceptos:

Para saber la altura de una persona, tomamos una cinta métrica y medimos desde los pies hasta la cabeza. Ahí estamos comparando la medida del **patrón**, (en este caso el **metro**), con la **magnitud** a medir, la longitud de la persona (que en este caso es la altura); y de ahí surge un valor numérico con la unidad.

Entonces si de esa comparación surgió: **h= 1,58 m** decimos que:

h= símbolo de la **altura** que representa a la **magnitud** longitud

1,58 es el valor numérico

m es el símbolo de la **unidad** metro

Desde la aprobación en 1960 del sistema Internacional **SI** de unidades, se han establecido las siete **magnitudes básicas o fundamentales** determinadas con su **unidad** correspondiente y su **símbolo** determinado. Ellas son:

Magnitud	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Temperatura	Kelvin	K
Tiempo	segundo	s
Cantidad de materia	mol	mol
Corriente eléctrica	Ampere	A
Intensidad luminosa	candela	cd

Los sistemas de medidas son de uso internacional y fueron establecidos sobre patrones para las magnitudes básicas de donde se derivan otras magnitudes. Por ejemplo la magnitud área y la magnitud volumen derivan de las mediciones de la magnitud fundamental longitud.

El sistema métrico y el **SI** tienen la ventaja de que todas las unidades pueden relacionarse con múltiplos o submúltiplos, por ser un sistema decimal, es decir a partir de operar de 10 en 10. De esta forma, los prefijos de las unidades se obtendrán según el respectivo múltiplo o submúltiplo de la unidad correspondiente.

Principales prefijos métricos con sus equivalencias:

Prefijo	Símbolo	Equivalencia decimal	Equivalencia potencial
---------	---------	----------------------	------------------------

Tera	T	1.000.000.000.000	10^{12}
Giga	G	1.000.000.000	10^9
Mega	M	1.000.000	10^6
Kilo	k	1.000	10^3
Hecto	h	100	10^2
Deca	da	10	10^1
		1	
Deci	d	0,1	10^{-1}
Centi	c	0,01	10^{-2}
Mili	m	0,001	10^{-3}
Micro	μ	0,000001	10^{-6}
Nano	n	0.000000001	10^{-9}
Pico	p	0,000000000001	10^{-12}

Muchas veces hay que convertir valores en otras unidades de medición para que sean equivalentes

Frecuentemente basta multiplicar por un factor de una conversión y el resultado es otra medida equivalente, en la que han cambiado las unidades. Cuando el cambio de unidades implica la transformación de varias unidades, se pueden utilizar varios factores de conversión uno tras otro, de forma que el resultado final será la medida equivalente en las unidades que buscamos.

Esos factores de conversión se emplean para expresar unas unidades en otras y, por lo tanto, es necesario conocer ese factor para aplicarlo.

Por ejemplo, si quisiéramos convertir 2,3 cm en mm se debe utilizar el factor de conversión apropiado, se debe multiplicar la cantidad conocida por un cociente de dos cantidades equivalentes expresadas en unidades diferentes, en este caso, se debe colocar la unidad cm en el denominador de modo que se cancele con la unidad en la cantidad original. La unidad restante es el mm,

el resultado deseado.

$$2,3 \text{ cm} \times (10 \text{ mm}) / (1 \text{ cm}) = 23 \text{ mm}$$

También es posible realizar conversiones de unidades a partir de ecuaciones matemáticas

Por ejemplo: Ante la medición de la temperatura corporal que se obtuvo utilizando un termómetro con la escala C (**Celsius**), el valor dio 38,5°C. Si quisiéramos convertir ese valor en otra escala termométrica como el K (**Kelvin**) ya que es la unidad de temperatura determinada por el **SI**, debemos conocer el valor que convierte una escala en otra. Entonces:

$38,5^{\circ}\text{C} + 273,16 = 311,66\text{ K}$ donde 273,16 es el valor **de conversión**

Y si quisiéramos realizar equivalencias entre dos magnitudes (por ejemplo) **volumen** con **capacidad**, debemos saber algunas equivalencias:

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} \quad \text{y} \quad 1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} \quad \text{y} \quad 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ mL}$$

Por otro lado, las magnitudes se pueden clasificar según su naturaleza, en escalares y vectoriales.

Una **magnitud escalar** es aquella que queda totalmente definida por un valor numérico y su respectiva unidad, como por ejemplo, volumen, masa, densidad, etc, es decir, que ese valor se determina a través de una escala predeterminada. La longitud es una magnitud escalar porque se usa como parámetro la escala metro.

En cambio, una **magnitud vectorial** es aquella que, además del valor numérico y su respectiva unidad, se debe especificar la dirección y el sentido del vector; o sea que, se define mediante un vector, como por ejemplo, fuerza, aceleración, velocidad, etc. Estas magnitudes serán definidas/utilizadas en el bloque II (Física)

Notación científica

Muchas veces las mediciones implican números que pueden ser demasiados pequeños o extremadamente grandes. Por ejemplo, la temperatura interna del sol es de 15.000.000 °C o el núcleo de un átomo tiene un diámetro aproximado de 0,000 000 000 001 m.

Para trabajar con ellos se utiliza la **notación científica** que consiste en escribir el número como el producto de un número comprendido entre 1 y 10, y una potencia de base 10, cuyo exponente es un número entero que puede ser positivo o negativo.

Por ejemplo: el valor 18.430 se escribe en notación científica $1,84 \cdot 10^4$

Es decir ese exponente 4 es las veces que hay que multiplicar por 10 al número 1,84 para que iguale a 18.430.

Para escribir un número en notación científica, primero se desplaza la coma decimal del número a la derecha o la izquierda hasta encontrar un número comprendido entre 1 y 10, luego se multiplica el número por 10 elevado a una potencia igual al número de posiciones que se movió la coma decimal.

Por lo tanto,

15.000.000 °C puede ser escrito como $1,5 \times 10^7$ °C. Aquí la coma decimal se desplazó 7 posiciones a la izquierda, por lo tanto el exponente será un número positivo.

0,000 000 000 000 001 m puede ser escrito como 1×10^{-15} m. Aquí la coma decimal se desplazó 15 posiciones a la derecha, por lo tanto el exponente será un número negativo.

2. LA MATERIA Y SUS TRANSFORMACIONES

2.1. La materia 2.1

Contenidos: Materia. Modelos científicos. Estados de agregación: características generales. Cambios de estado.

Interpretación por medio del modelo de partículas y del diagrama de esferas. Propiedades extensivas e intensivas.

Sustancia y mezcla. Sustancia

simple y compuesta.

ACTIVIDADES INTRODUCTORIAS

Primera Parte

- I. Reunidos en pequeños grupos recibirán una “Caja Negra” cuyo contenido se desconoce. La consigna es “investigar” qué objetos hay en la caja y en qué situación se encuentran, sin abrir ni romper la caja. Cada grupo, deberá formular hipótesis, indicar procedimientos para ponerlas a prueba y experimentar. También, registrar resultados, emitir explicaciones y realizar representaciones del contenido - estructura de la caja negra.¹
- II. Una vez realizada esta primera exploración del contenido responde en forma grupal las siguientes preguntas: ¿Cuál es el objeto de estudio? ¿Qué características o datos puedes dar acerca del contenido de la caja negra? ¿Cómo los demostrarías?
- III. ¿En qué crees que se parece y en qué difiere esta actividad con una investigación científica?
- IV. Realiza una puesta en común. Rever las respuestas dadas.
- V. Lee el siguiente párrafo extraído de la Unidad 2 - página 52-de *Química Universitaria* (Garritz, A., Gasque, L. y Martínez, 2005).

“Nada en nuestra experiencia cotidiana nos indica la existencia real de partículas minúsculas en la materia. El alcance de nuestros sentidos no basta para decidir si la materia es continua o no [...] Gracias a la ciencia y la tecnología, hemos podido prolongar el alcance de nuestros sentidos con microscopios, sensores, detectores... Y, a esta altura del desarrollo humano, no queda ninguna duda de que llega un momento en que la continuidad de la materia termina estrepitosamente; hay un punto en el que, en efecto, se alcanza una muestra minúscula de materia que ya no podemos fragmentar sin que pierda las características químicas de la sustancia en cuestión. Esa partícula es un átomo, la partícula más pequeña del elemento que conserva las propiedades químicas del mismo. Todos los materiales y sustancias que conocemos, están formados por unos cuantos tipos de partículas: los átomos.

En la actualidad existen técnicas que permiten medir las propiedades de los átomos, incluso tomarles fotografías difusas. Aún así, antes de que se pudieran tomar estos acercamientos, los químicos hablaban con confianza de la existencia de los átomos, explicaban sus reacciones y predecían su comportamiento. La evidencia química de su existencia constituye una historia fascinante”

Guía de lectura:

¹ Basado en la propuesta del trabajo “Enseñanza y aprendizaje del concepto de modelo científico a través de analogías” Raviolo et al. (2010) Revista Eureka. Enseñanza y Divulgación de las Ciencias. España

A qué se refieren los autores del texto cuando:

- a) hablan sobre la continuidad de la materia
- b) hablan de átomo.

Discusión:

¿Toda la materia está constituida por átomos? ¿Son los átomos las partículas más pequeñas?

Segunda Parte

VI. Lee el siguiente extracto del capítulo dos “Los tres niveles de representación” (páginas 51-52) del texto *La Química está entre nosotros* (Andrade Gamboa y Corso 2014).

“Cuando tratamos con átomos y moléculas, que son las piezas que estructuran toda la materia que conocemos, manejamos partículas de tamaños muy pequeños, pero que, en conjunto, son responsables del aspecto y de las propiedades que observamos en los objetos con los que interactuamos a diario.

De esta manera la materia puede ser estudiada en el plano macroscópico, a través de características que pueden ser percibidas o medidas directamente. Sin embargo, esas propiedades obedecen al comportamiento microscópico de una cantidad de partículas inobservables.

Normalmente, las propiedades observables de la materia (color, temperatura, punto de ebullición, etc.) son resultado de un agrupamiento enorme de átomos o moléculas, es decir que pierden sentido a la hora de analizar átomos o moléculas individuales. En otras palabras, los niveles macro y microscópico de representación de la materia están fuertemente relacionados, y es habitual recurrir a este último para explicar comportamientos observables [...] Además, en química tenemos una herramienta fundamental que nos permite mostrar de manera sintética lo que ocurre tanto en el plano atómico-molecular como en el macroscópico: el nivel simbólico. Así el símbolo químico Sn representa, al mismo tiempo, un átomo de estaño y el elemento estaño. Como ya vimos en el capítulo anterior, la fórmula química H_2O representa tanto una molécula de agua, e indica su composición (2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno), como la sustancia agua. Por lo tanto, las fórmulas aportan información cuantitativa sobre la composición íntima de las moléculas y, a su vez, son una manera convencional de representar una sustancia”

Guía de lectura:

Según lo expuesto por los autores del texto, para interpretar un fenómeno químico se utilizan tres niveles de descripción: macroscópico, microscópico y simbólico. ¿Podrías indicar de qué se encarga cada uno?. Para ello lee el capítulo 2 completo.

Discusión:

1. Explica utilizando un objeto o un fenómeno la relación entre los tres niveles mencionados.
2. ¿Es correcto hablar de “nivel microscópico”?

VII. Para finalizar, reflexionemos sobre algunos aspectos de la naturaleza del lenguaje que utilizan las ciencias.

Para que las personas puedan interpretar una melodía, el compositor expresa la música en símbolos que son comprendidos por todos los que conocen ese lenguaje

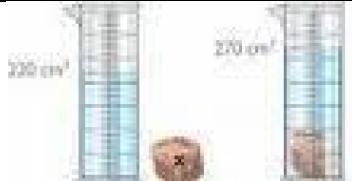
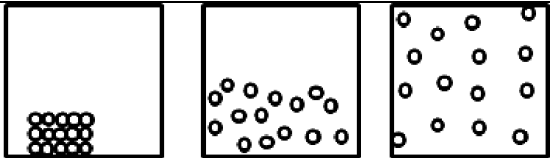
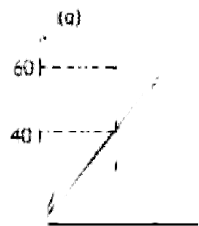
¿Qué analogías podrías establecer con el lenguaje



que utilizan las ciencias? Discute en forma grupal y realiza puesta en común.

Cuando un científico habla o escribe sobre su área de conocimiento no usa una lengua distinta de la que emplea cuando habla de asuntos cotidianos. La diferencia está en que al expresarse en el modo propio de su ciencia utiliza términos específicos de la materia de la que habla -palabras de significado propio en una rama del saber- y con frecuencia, términos de la lengua ordinaria con un sentido especial cuyos significados vienen exigidos por la materia tratada.

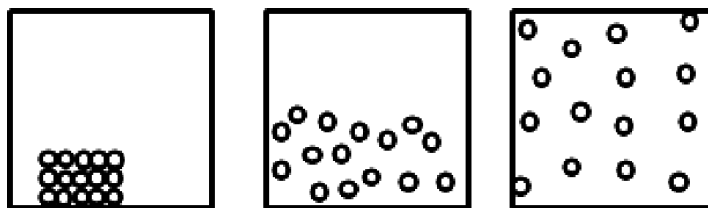
La comprensión de una ciencia radica en poder manejar esos lenguajes. Así, por ejemplo, en el aprendizaje de la química se comunica ideas utilizando diferentes medios: términos específicos, dibujos, diagramas, gráficos, representaciones simbólicas, expresiones matemáticas, cada uno de ellos en su rol de comunicación constituyen diferentes lenguajes. El cuadro que sigue muestra algunas de esas formas de comunicar que tiene la química.

DENSIDAD MASA FUERZAS INTERMOLECULARES VISCOSIDAD	
	<chem>CO2</chem>  $\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$
	$\delta = \frac{m}{v}$

ACTIVIDADES

- Empleando la bibliografía propuesta (Apuntes de la Asignatura y capítulo 2 Burns, R.A. Fundamentos de Química, México, 2003 o ediciones anteriores), responde:
 - ¿Cómo está formada la materia?
 - Menciona ejemplos de cuerpos que tengan:
 - Igual volumen, pero diferente masa.
 - Igual masa, pero diferente volumen
 - Establece diferencias entre las características macroscópicas y submicroscópicas de los estados de la materia.
- Cada una de las siguientes figuras representa a uno de los 3 estados de agregación de la materia.
 - Identifica a qué estado representa cada una. Justifica tu elección.
 - ¿Cómo difiere la densidad en los tres estados, teniendo en cuenta que el volumen de los tres recipientes es el mismo? Justifica
 - ¿Cómo difiere la compresibilidad en los tres estados? Justifica.

d) ¿Qué particularidad presenta la densidad del agua? Considerando que todas las imágenes contienen la misma cantidad de masa de agua, ¿Estas figuras son adecuadas para representar a los diferentes estados del agua? ¿Por qué?



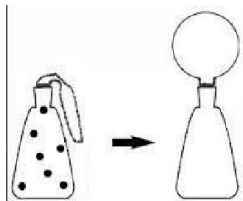
3. Realiza el visionado de la siguiente animación y completa el cuadro http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/cambios.htm (Fecha de consulta: 12/08/2019)

Características submicroscópicas de los sistemas en diferentes estados de agregación			
	Estado Sólido	Estado Líquido	Estado Gas
Distancia entre las partículas			
Movimiento de las partículas			
Fuerza de cohesión entre las partículas			

4. Responde las siguientes preguntas observando la imagen del archivo de la unidad de revisión "Representación de la materia en sus diferentes estados de agregación" y justifica todas tus respuestas:

- ¿Qué diferencias encuentras entre las tres imágenes?
- ¿Esas diferencias encontradas a qué las atribuyes? ¿A qué nivel corresponden las imágenes: macroscópicas o sub-microscópicas?
- ¿Cuál de estas magnitudes pueden variar entre los estados de la materia?: VOLUMEN-FORMA-DENSIDAD-CANTIDAD DE MATERIA.
- ¿Qué factor es del que depende la forma de un cuerpo?
- Existen fuerzas entre las partículas según el **modelo de partículas**, ¿qué función cumplen esas fuerzas para que definan un estado de agregación determinado?
- ¿Cómo relacionas la propiedad densidad en los tres estados de agregación? Explica dando ejemplos de la vida cotidiana.

5. Dado un sistema formado por un matraz lleno de aire y cerrado con un globo, tal como se representa en la figura, se observa que al calentar el sistema, el globo se infla:



Completa el dibujo de la derecha. Justificando la representación.

Para el proceso descrito en el ejercicio 5, encontramos dos explicaciones posibles:

- I. aumentó la cantidad de aire
- II. las partículas del aire aumentaron su tamaño

Respecto a las afirmaciones anteriores podemos decir que:

- a) sólo I es correcta
- b) sólo II es correcta
- c) ambas son correctas
- d) ambas son incorrectas

Justifica tu respuesta

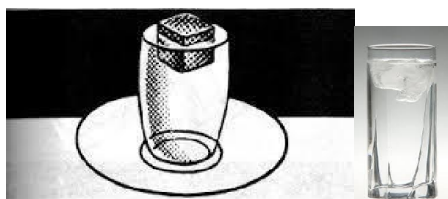
6. Explica:

- a) ¿Por qué un sólido tiene forma definida pero un líquido no?
- b) ¿Por qué un líquido tiene volumen definido pero un gas no?

7. Empleando el modelo de partículas, explica las siguientes situaciones:

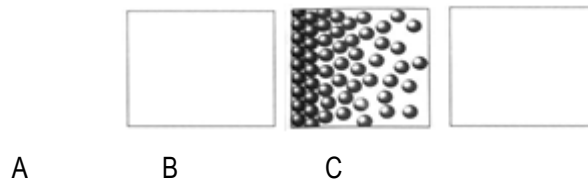
- a) Los gases se comprimen con facilidad
- b) Cuando se deja caer unas gotas de tinta en agua, ésta se colorea
- c) Al destapar un frasco de perfume es posible percibir su aroma a distancia.

8. El hielo flota en el agua líquida. ¿Cómo explicas este fenómeno?



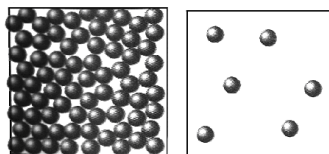
9.. El diagrama B que se muestra a continuación representa un recipiente que contiene una única sustancia en diferentes estados:

- a) Representa en el diagrama C cómo se organizarían las partículas si se aumentara la temperatura del sistema representado en la caja B. Justifica
- b) Representa en el diagrama A cómo se organizarían las partículas si disminuye la temperatura del sistema representado en B. Justifica
- c) Si los círculos dibujados representan partículas de agua a una atmósfera de presión, y cada recuadro representa el mismo volumen de muestra a analizar, ¿a qué temperatura podría estar el sistema representado en B? ¿Por qué?



10. Las siguientes figuras grafican recipientes que contienen una sustancia representada a nivel submicroscópico, a diferentes temperaturas y a presión atmosférica normal. Cada recuadro representa el mismo volumen de muestra a analizar. Justifica tus respuestas.

- ¿Cuál de los cuadros esquematiza la situación en la que la sustancia tiene mayor densidad?
- ¿Cuál de los cuadros representa la situación en la que la sustancia se encuentra a mayor temperatura?
- ¿Es posible que en el cuadro de la izquierda esté representada la fase líquida y en el de la derecha la fase gaseosa?



11. Explica, utilizando el modelo de partículas, por qué cambia la densidad de un gas cuando se lo comprime.

12. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones corresponden a un cambio de estado.

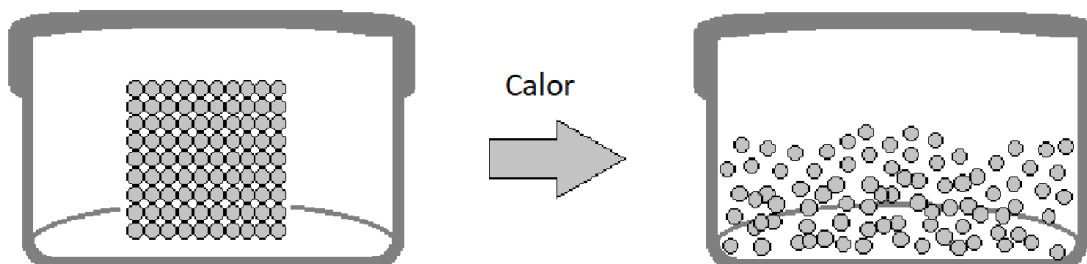
- Un témpano es agua sólida
- El agua de un charco se congela en una noche de invierno
- Un trozo de madera es cortado en una carpintería
- Se derrite manteca en una sartén
- Un nene modela masa

13. Indica si existe un cambio de estado asociado a las siguientes situaciones y, en caso afirmativo, ¿cuál sería?

- Vapor de bromo se convierte en bromo líquido al enfriarse
- Bolitas de naftalina se hacen cada vez más pequeñas
- Alcohol medicinal “desaparece” gradualmente en un recipiente abierto
- Lava fundida de un volcán se convierte en roca sólida.

14. Establece diferencias y semejanzas entre los procesos de evaporación y ebullición.

15. La siguiente imagen muestra un proceso en dos niveles de representación de la materia.



- Indica a qué estado de agregación corresponde cada representación

- b) Indica cuál es el cambio de estado que se produce
- c) Describe a nivel submicroscópico el estado inicial y final, según lo que observas en la imagen
- d) Explica qué ocurre durante el cambio de estado

16. ¿Por qué la densidad es una propiedad intensiva? Justifica y da un ejemplo.

17. ¿Cuáles de las siguientes propiedades del agua son intensivas y cuáles extensivas? Justifica tu elección.

- a. Es incolora
- b. Tiene un volumen de 200 cm³
- c. Hierve a 100 °C
- d. No tiene sabor
- e. La masa es 200 gramos
- f. Se congela a 0 °C a P=1 atm

18. Consultando la Tabla 1 a continuación, señala en qué estado se encuentran a presión normal los siguientes materiales:

- a) acetona a 60 °C b) mercurio a -40 °C c) plomo a 327 °C d) aluminio a 700 °C e) platino a 500 °C

19. Señala cuáles de las sustancias de la Tabla 1 se encuentran en estado gaseoso a 200 °C. Justifica.

TABLA 1. Propiedades físicas de algunas sustancias

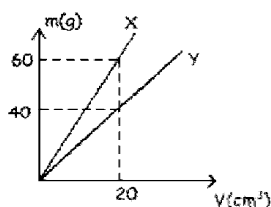
Sustancia	P. Fusión (°C)	P.Ebullición (°C)	Densidad (g/cm ³) (a T ambiente)	Dureza (mohs)
Acetona	-95	56	0,8	-----
Benceno	5	80	0,9	-----
Etanol	-114	78	0,79	-----
Mercurio	-39	357	13,6	-----
Plomo	327	1744	11,3	1,5
Platino	1173	3827	21,3	4,3
Aluminio	600	2057	2,7	2,5
Magnesio	650	1090	1,74	2,5

20. Realiza el visado del siguiente link: <https://www.youtube.com/watch?v=woT3TrVsUCk> (Fecha de consulta 12/08/2019)

Interpreta por medio de diagrama de partículas y un formula un breve texto donde expliques el fenómeno.

21. Se tienen tres muestras de los siguientes materiales: benceno, magnesio y etanol. Sabiendo que la masa de cada muestra es de 50 g ¿Cuál es el que ocupa mayor volumen de los tres? Emplea los datos de la Tabla 1.

22. Se tienen dos sólidos X e Y, cuya relación masa en función del volumen queda representado a partir del gráfico que figura a continuación.

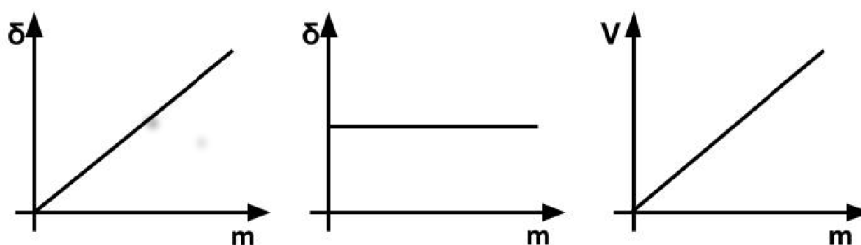


Señala si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifica de la manera más completa posible en ambos casos:

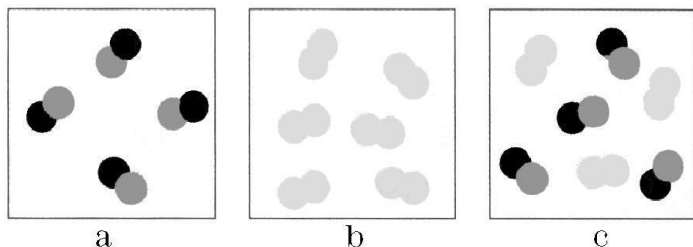
- X es más denso que Y
- El volumen que ocupan 40 g de Y es menor que el de 40 g de X

23. Se tiene un trozo de mármol cuya masa es 26,4 g. En una probeta graduada se vierte agua hasta que la marca leída es 25 cm³, se coloca en su interior el trozo de mármol y el nivel del agua asciende hasta alcanzar los 36 cm³. ¿Cuál es la densidad del mármol?

24. ¿Cuál de los siguientes gráficos representa de manera correcta la densidad de una sustancia en función de su masa? Fundamenta tu elección.



25. Las siguientes figuras representan sistemas por medio del diagrama de esferas



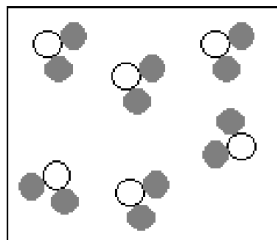
Responde justificando en cada caso:

- ¿Cuál/es de ellas corresponde/n a la representación de una sustancia?
- ¿Cuál/es de ellas corresponde/n a la representación de una mezcla de sustancias?
- ¿Qué diferencia se puede establecer entre una sustancia compuesta y una mezcla de sustancias?

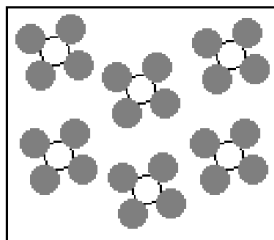
26. Clasifica los siguientes materiales en sustancia o mezcla de sustancias:

- Sal de mesa (ver el rótulo del producto)
- Acero inoxidable
- Agua potable
- Azúcar de mesa
- Aluminio
- Leche

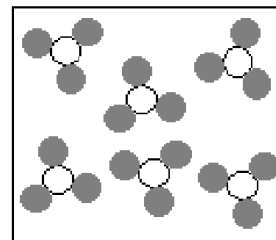
27. Los siguientes esquemas representan el diagrama de esferas de distintas sustancias



Esquema A



Esquema B

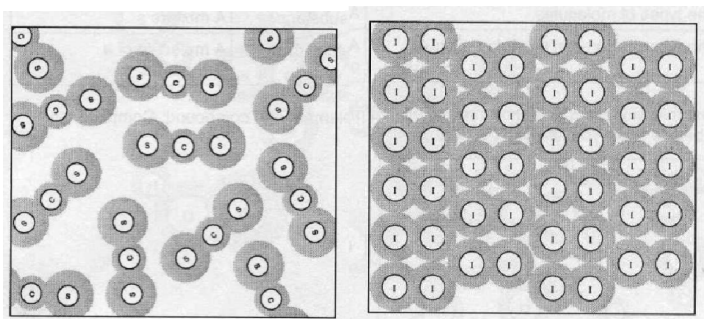


Esquema C

Si se sabe que corresponden a metano (CH_4), amoníaco (NH_3) y agua (H_2O):

- Identifica cuál corresponde a cada esquema justificando tu elección
- Nombra los elementos de cada sustancia y la cantidad de átomos, a partir de la fórmula

28. Los siguientes esquemas corresponden a la representación de dos sustancias: A y B



Indica para ambas:

- El estado de agregación en que se encuentra y las razones en las que basaste tu elección.
- A qué tipo de sustancia pertenece (simple o compuesta)

29. Dados los siguientes diagramas de esferas, realiza la representación simbólica de las sustancias.

Justifica.

A

B

C

D

30. Una muestra de vinagre tiene una densidad de $1,006 \text{ g/mL}$. Se sabe que 100 g de vinagre contienen $5,4 \text{ g}$ de ácido acético ¿Cuántos gramos de ácido acético se encuentran presentes en 1 L de este vinagre?

31. La densidad del agua, ¿es la misma que la de una salmuera? Diseña un experimento para demostrarlo.

32. En el siguiente link podrás encontrar actividades y algunas simulaciones que pueden resultar de interés para una mejor comprensión de los contenidos desarrollados en la unidad:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/indice.htm (Fecha de consulta 19/02/2019)

33. Observa la siguiente imagen y responde las preguntas:

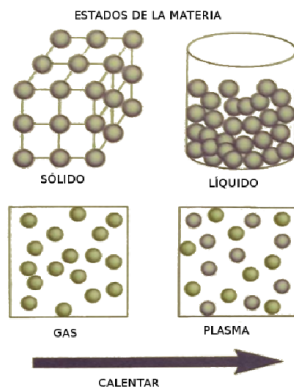


Fig. A

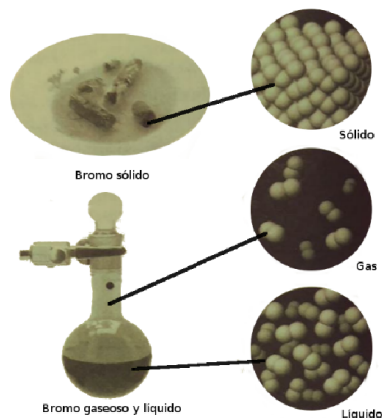


Fig. B

- ¿En qué figura se representa a la materia como diagrama de esfera? ¿En cuál se representa al modelo de partículas?
- Señala tres diferencias que observes entre ambas figuras. Explica

2.2. Fenómenos físicos y químicos.

Contenidos: Fenómenos físicos y químicos. Interpretación por medio de diagramas y ecuaciones químicas.

Reacciones químicas. Balanceo de ecuaciones. Ley de conservación de la masa. Perspectiva histórica: Teoría de Flogisto.

ACTIVIDADES INTRODUCTORIAS

Parte 1

- Lee el siguiente fragmento seleccionado – página 103- del texto ¿Qué es el fuego? de “La química está entre nosotros” (Andrade Gamboa y Corso, 2014) y responde el cuestionario que figura a continuación.

”[...] es el momento de hablar de esa entidad que ha subyugado al ser humano desde la prehistoria hasta nuestros días.

Si, porque nadie puede negar el efecto hipnótico que produce mirar las ondulantes llamas cuando estamos frente a un fogón [...] Muchos se habrán quedado con la primera oración de este apartado y querrán objetar que el fuego sea una entidad material. ¡Objeción denegada!

La llama de una vela, por ejemplo está fundamentalmente formada por una porción luminosa de color amarillo (de ahí su aptitud de alumbrar), producida por partículas incandescentes de carbón (de 50 a 100 nm) que se forman como productos intermedios de la combustión. Prueba de que llama no es inmaterial es que, si se pasa un trozo de vidrio por la llama, se tizna. En el caso de la vela, la llama que se forma se denomina de difusión, porque el oxígeno necesario para la combustión proviene del medio que la rodea y se difunde hacia el interior. Además, la llama se extiende más allá de lo visible, ya que sobre ella se encuentran los gases que son el producto de la reacción final, dióxido de carbono y agua. [...] La llama que se forma en un quemador de gas es de color azul, lo cual es indicativo de la combustión completa. Esta llama se forma de manera diferente a la de una vela, ya que el combustible y el oxígeno se mezclan previamente. Cuando el quemador funciona mal, es decir, no mezcla suficiente cantidad de oxígeno, la llama se torna amarillenta y la velocidad de salida de la mezcla gaseosa no permite que la combustión se complete, por lo que las emisiones de monóxido de carbono aumentan y se tornan peligrosas”

Guía de Lectura

- ¿La llama es materia?
- ¿Qué tipo de transformación es la combustión? Identifica reactivos y productos de la reacción de combustión de una vela

- c) Subraya una descripción y una definición en el texto.

Discusión

- a) De acuerdo con lo que propone el texto, ¿Sale agua de una llama? ¿Es posible comprobar esta afirmación?

Compara los productos de combustión de un quemador y de la vela. ¿Qué diferencias encuentras?

Parte 2

- II. En la unidad 2.1 hemos hablado sobre las propiedades intensivas y extensivas que puede tener un sistema. En relación a esto lee el siguiente fragmento extraído de <https://www.saberdeciencias.com/apuntes-de-quimica/95-quimica-sistemas-homogeneos-y-heterogeneos>

“La clasificación de los sistemas materiales en abiertos, cerrados y aislados, obedece a hechos observables en la superficie de contacto entre el sistema y el medio.

*Si se atiende a las propiedades en el interior de cada sistema, se adopta otro criterio clasificador, según el cual hay dos posibilidades: **sistemas homogéneos** y **sistemas heterogéneos**.*

Sistemas Homogéneos: *si observamos las propiedades intensivas de una muestra de agua pura contenida en un recipiente (Punto de fusión, punto de ebullición, densidad, etc.), veremos que ellas permanecen constantes para cualquier porción de agua que se considere. El agua es el único componente del sistema.*

Si ahora consideramos un sistema formado por el agua a la que le hemos agregado una pequeña cantidad de azúcar -sistema formado por dos componentes: agua y azúcar-, podemos observar y comprobar que las propiedades intensivas en este caso son iguales en todos los puntos de su masa.

Decimos entonces que, el sistema de un componente, agua pura, y el sistema de dos componentes, agua y azúcar, constituyen sistemas homogéneos.

Definimos sistema homogéneo: a aquel que presenta las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos.

Todo sistema homogéneo se caracteriza por presentar continuidad cuando se lo observa a simple vista, al microscopio y aún al ultramicroscopio. No es posible, en el ejemplo anterior, observar y distinguir el agua del azúcar.

Hay infinidad de sistemas homogéneos, entre otros: agua potable, aire (varios componentes); alcohol, agua (un componente)

Sistemas Heterogéneos: *si analizamos un sistema formado por agua y aceite (dos componentes), comprobamos que no posee homogeneidad, ya que a simple vista se distinguen la zona ocupada por el aceite y la zona ocupada por el agua. También podemos comprobar que ciertas propiedades intensivas (densidad por ejemplo) no se mantienen constantes cuando pasamos de un punto ocupado por el aceite a otro punto ocupado por el agua. Lo mismo sucede en el sistema formado por agua líquida, hielo y vapor de agua -un componente-. Los sistemas anteriores son heterogéneos y los podemos definir como: aquellos sistemas que presentan distintas propiedades intensivas en por lo menos dos de sus puntos. Otros ejemplos de sistemas heterogéneos son: agua y arena, agua y limaduras de hierro, pólvora (clorato de potasio, carbono y azufre), etc.*

Homogeneidad y heterogeneidad son conceptos relativos que dependen de las condiciones experimentales. Sangre humana y leche son sistemas homogéneos a simple vista, pero observados con un microscopio revelan heterogeneidad; en la sangre se observan glóbulos rojos diferenciados del suero y en la leche gotitas de grasa. En consecuencia todo depende de como se ha practicado la determinación y que instrumento se ha empleado.

Dado que son numerosos los instrumentos utilizados: lupa, microscopio óptico común, microscopio electrónico, equipo de rayos X, etc., se ha convenido lo siguiente: los sistemas homogéneos y heterogéneos serán establecidos mediante el microscopio óptico habitual en laboratorios químicos y biológicos, con este aparato se visualizan hasta 10^{-4} cm (0,0001 cm).

Guía de Lectura

- a) Enumera las características que tienen los sistemas heterogéneos y homogéneos brindando un ejemplo para cada uno de ellos. Justifica la elección del ejemplo.

Discusión

- a) ¿Podrías considerar al agua corriente como un sistema homogéneo? ¿De cuántos componentes? ¿Y al agua de río?

ACTIVIDADES

1. ¿Qué distingue a un fenómeno físico de uno químico?
2. El siguiente texto comenta entre otras cosas algunos fenómenos que puede sufrir el ozono, lee atentamente e identifica cuáles son físicos y cuáles químicos:

“El ozono es un gas azul de olor picante que puede condensarse presentándose como un líquido de color azul índigo muy inestable. También, se lo puede obtener como un sólido de color negro-violeta. En estos dos estados (líquido y sólido) es una sustancia muy explosiva dado su gran poder oxidante. Es posible detectarlo durante las tormentas y cerca de equipos eléctricos de alto voltaje, dado que puede ser obtenido a partir del oxígeno atmosférico por medio de descargas eléctricas, aunque no es el único método de obtención. Por acción de la radiación ultravioleta (longitud de onda menor de 290 nm) origina oxígeno, actuando así como un filtro que no deja pasar dicha radiación perjudicial hasta la superficie de la Tierra.”

3. Las burbujas que se observan en el agua (pura) a ebullición son:
 - a) Oxígeno
 - b) Vapor de agua
 - c) Aire
 - d) Hidrógeno y oxígeno
4. Algunas personas dicen que al disolver cloruro de sodio en agua, la sal se funde. ¿Qué diferencias existen entre la fusión y la disolución (como fenómeno físico)? ¿Cómo obtendrías el soluto sólido en un caso y en otro?
5. Clasifica las siguientes propiedades del estaño (metal) como físicas o químicas:
 - a) Se convierte en un polvo cuando se lo calienta en presencia de oxígeno.
 - b) Se transforma en líquido cuando se lo calienta en ausencia de oxígeno.
 - c) Conduce la electricidad.
 - d) Puede ser convertido en láminas.
6. ¿Cuál/les de los siguientes procesos son fenómenos físicos y cuál/les químicos?
 - a) La formación de un copo de nieve.
 - b) Disolución de azúcar en agua.
 - c) Las hojas de los árboles se vuelven amarillas.
 - d) Las bebidas gaseosas pierden el gas si permanecen destapadas durante cierto tiempo.
 - e) La oxidación de una moneda.
 - f) Estirar una banda elástica.
 - g) Explosión de fuegos pirotécnicos.
 - h) “Cortar” la leche.
7. Utilizando el material bibliográfico propuesto responde:

a) ¿Qué es una ecuación química?

b) ¿Cuál es el propósito de los coeficientes en una ecuación química?

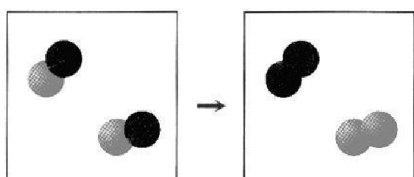
c) ¿Qué significado tienen las letras (s), (l), (g) y (ac) en una ecuación química?

8. Dada la información que aporta el texto representa por medio de diagramas de esferas y símbolos

Texto	Diagrama de esferas	Símbolos
4 moléculas de oxígeno (compuestas por 2 átomos cada una)		
3 moléculas de yoduro de hidrógeno (compuesta por 1 átomo de hidrógeno y 1 átomo de yodo)		
2 moléculas de metano (compuesta por 1 átomo de carbono y 4 átomos de hidrógeno)		

9. Las cajas a continuación muestran los estados inicial (izquierda) y final (derecha) de una transformación mediante el diagrama de esferas ¿Cuántos tipos de partícula diferentes aparecen en esa transformación?

a) ¿De qué tipo de transformación se trata?



b) Representa simbólicamente esta transformación.

10. El gas cloro (Cl_2) se combina con el gas hidrógeno (H_2) para originar una sustancia, también gaseosa, llamada cloruro de hidrógeno (HCl), a partir de esta información resuelve según corresponda:

a) Representa la reacción simbólicamente. Identifica reactivos y productos.

b) ¿Por qué podemos afirmar que se trata de una transformación química?

c) Interpreta la transformación descrita mediante el modelo de partículas.

11. ¿Cuáles fueron los aportes de Lavoisier y Dalton a la descripción y análisis de las reacciones químicas?

12. ¿Es posible cambiar los subíndices de las fórmulas para balancear una ecuación química? ¿Por qué?

13. Una muestra de 1 g de yodo sólido (I_2) se coloca en un tubo cerrado de vidrio que fue previamente evacuado. La masa del tubo más el yodo es de 27,0 g. Se calienta el tubo hasta que todo el yodo se transforma en vapor. ¿Cuál será la masa final del sistema (tubo + yodo)?

La justificación a tu respuesta es:

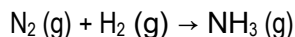
a) La forma gaseosa de una sustancia tiene una masa menor que su forma líquida o sólida

b) La masa se conserva en esta transformación

c) El gas se eleva

d) El yodo gaseoso es menos denso que el yodo sólido.

14. A partir de la siguiente ecuación:



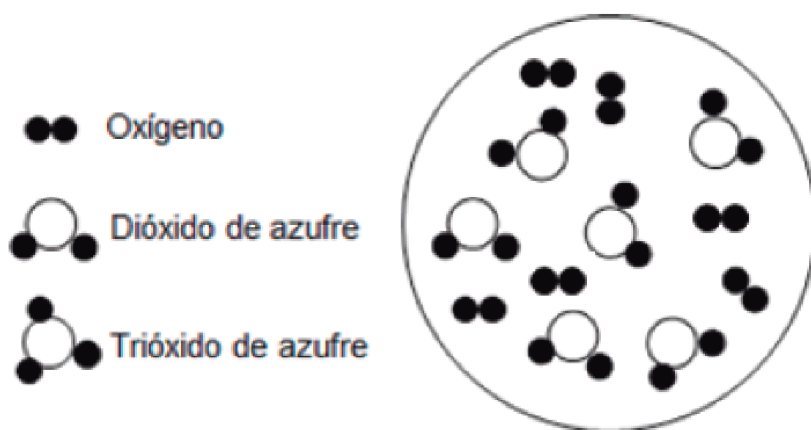
Responde:

- ¿La ecuación está balanceada? Justifica
- Representa por medio de diagrama de esferas.

15. Balancea las siguientes ecuaciones. Identifica en cada ecuación reactivos y productos

- $\text{Zn (s)} + \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{NaN}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Na (s)} + \text{N}_2 (\text{g})$
- $\text{Al (s)} + \text{O}_2 (\text{l}) \rightarrow \text{Al}_2 \text{O}_3 (\text{s})$
- $\text{P (s)} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{P}_4 \text{O}_{10} (\text{s})$
- $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2 \text{O (g)} + \text{CO}_2 (\text{g})$
- $\text{Mg (s)} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{MgO (s)}$
- $\text{Fe}_2 \text{O}_3 (\text{s}) + \text{C (s)} \rightarrow \text{CO(g)} + \text{Fe (s)}$
- $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{C (s)} \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{CS}_2 (\text{g})$

16. La mezcla de dióxido de azufre y oxígeno (representada por el diagrama de esferas) se hace reaccionar para formar trióxido de azufre. En el diagrama se representa el estado inicial del sistema:



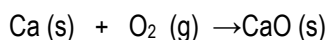
- Representa por medio del diagrama de esferas el estado final obtenido en esta transformación
- Escribe la ecuación balanceada correspondiente a esta reacción.

17. Cuando en el laboratorio se necesitan pequeñas cantidades de oxígeno se pueden generar por una reacción química, representada por la siguiente ecuación: : $2 \text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{KCl (s)} + 3 \text{O}_2 (\text{g})$

Cuando se descomponen 122,5 g de KClO_3 se forman 74,5 g de KCl

- Identifica reactivos y productos.
- ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen?

18. El óxido de calcio (CaO) se forma a partir de la reacción representada por medio de la siguiente ecuación:



- Balancea la ecuación e identifica reactivos y productos.

Sabiendo que reaccionan en forma completa 40 g de calcio (Ca) con 16 g de oxígeno (O_2) Responde las siguientes preguntas:

- ¿Cuántos gramos de óxido de calcio pueden formarse como máximo?
- ¿Qué masa de O_2 se requiere para reaccionar con 80 g de Ca ?
- Se desean obtener 560 g de óxido de calcio ¿cuál será la masa de Ca y O_2 que se necesitará?

19. Si 108 g de agua se descomponen de forma completa para formar hidrógeno (H_2) y oxígeno

(O_2):

- Escribe la ecuación balanceada e interpreta por medio de diagrama de esferas.
- ¿Cuántos gramos de oxígeno se formarán si se producen 12 g de hidrógeno?

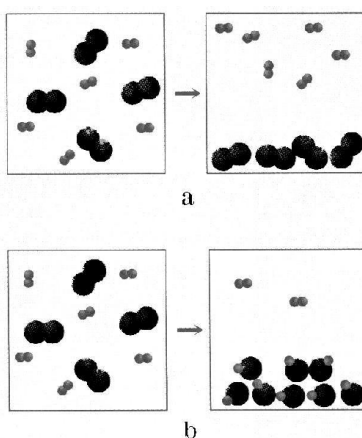
20. El hierro se combina con el oxígeno para dar óxido de hierro. Si dejaras que un clavo de hierro se oxidará completamente encontrarías que:

- El clavo oxidado tiene la misma masa que el clavo original.
- El clavo oxidado tiene menor masa que el clavo original.
- El clavo oxidado tiene mayor masa que el clavo original.

Justifica tu respuesta

21. En los siguientes cajas se representan sustancias mediante el diagrama de esferas. ¿Cuál de los dibujos representa un fenómeno físico y cuál uno químico?

- Representa simbólicamente las siguientes fenómenos



22. A partir de los reactivos y productos dados, escribe las ecuaciones químicas balanceadas para cada caso. Interpreta con diagrama de esferas o de partículas según corresponda. Indicar reactivos y productos.

- A la luz solar, el hidrógeno gaseoso reacciona con el cloro gaseoso en forma explosiva y se forma un gas.
- Al calentar una cinta de magnesio en presencia de oxígeno gaseoso se forma óxido de magnesio sólido.

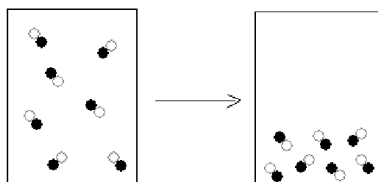
Reactivos y productos: Cl_2 (g), MgO (s), O_2 (g), H_2 (g), Mg (s), HCl (g)

23. Al calentar 2 g de cinc (Zn) junto con 1 g de azufre (S), se forma sulfuro de cinc (ZnS) sin que sobre prácticamente nada de las sustancias de partida.

- Escribe la ecuación química
- Identifica reactivos y productos
- ¿Qué ocurrirá si 2 g de cinc se calientan con 2 g de azufre?

24. Se introducen en un recipiente 6 g de hierro y 5 g de oxígeno, al producirse la transformación el hierro reacciona totalmente pero sobran 3,5 g de oxígeno. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro se formarán?

25. Los diagramas de esferas que se muestran a continuación representan los estados inicial y final de un cambio.



- a) ¿El fenómeno representado corresponde a un cambio químico? Justifica tu respuesta.
- b) ¿Qué cambio de estado representa este fenómeno? Justifica
- c) ¿A qué tipo de sustancia (simple o compuesta) corresponde la representación?

26. Lee el capítulo 3 del texto “Había una vez un átomo” (Gellón, G., 2007) y responde las siguientes preguntas: Lavoisier introduce una serie de importantes cambios que producen una revolución en la Química. Enumera cuáles fueron sus más importantes contribuciones.

- a) ¿Qué conclusión general extrajo Lavoisier al evaluar el peso del sistema estudiado antes y después de una transformación? Ejemplifica
- b) ¿Cómo interpreta Lavoisier el proceso de “calcinación de metales”?
- c) En uno de los experimentos realizados el texto expresa que al calentar mercurio se forma un calcinado rojo (óxido mercúrico). ¿De qué tipo de transformación (física o química) se trata? Fundamenta.
- d) Cuando se calienta el calcinado obtenido nuevamente origina mercurio ¿De qué tipo de sustancia (simple o compuesta) se trata? Justifica.
- e) ¿Qué diferencia establece entre elemento y compuesto?

27. Lee el siguiente texto extraído del capítulo 14 . FUNDAMENTOS DE QUÍMICA de Hein & Arena, y luego responde las preguntas que figuran al final del mismo.

El término **solución** se usa en química para describir un sistema en el cual una o más sustancias están mezcladas en forma homogénea en otra sustancia. Una solución simple tiene dos componentes, un soluto y un disolvente. El **soluto** es el componente que se disuelve, o el menos abundante en la solución. El **disolvente** es el agente que disuelve o el componente más abundante de la solución. Por ejemplo, cuando disolvemos sal en agua para formar una solución, la sal es el **soluto** y el agua es el **disolvente**. Las soluciones complejas que tienen más de un soluto y/o disolvente también son comunes.

A partir de los tres estados de la materia (sólido, líquido y gaseoso) es posible preparar nueve tipos diferentes de soluciones: sólido disuelto en sólido, sólido disuelto en líquido, líquido disuelto en líquido, etc. Entre ellos las soluciones más comunes son las de sólido disuelto en líquido, líquido disuelto en líquido, gas disuelto en líquido y gas disuelto en gas.

En la siguiente tabla aparecen algunos tipos comunes de soluciones:

Tipos comunes de soluciones			
Fase de la solución	Soluto	Disolvente	Ejemplo
Gaseosa	gas	gas	aire
líquida	gas	líquido	Agua mineral
líquida	líquido	líquido	anticongelantes
líquida	sólido	líquido	agua salada
Sólida	gas	sólido	H ₂ en Pt

Una solución verdadera es aquella en la que las partículas de soluto tienen tamaño molecular o iónico, generalmente en el intervalo de 0,1 a 1 nm. Las propiedades de una solución verdaderas son las siguientes:

- A. Es una mezcla homogénea de dos o más componentes (soluto y disolvente) y tiene composición variable, es decir, se puede variar la proporción entre soluto y disolvente.*
- B. El soluto disuelto tiene tamaño molecular o iónico.*
- C. Puede ser incolora o coloreada y casi siempre es transparente.*
- D. El soluto está distribuido de manera uniforme en la solución y no sedimenta con el tiempo.*
- E. Por lo general, el soluto se puede fraccionar del disolvente por métodos físicos (por ej: evaporación).*

Ilustremos estas propiedades con soluciones en agua de azúcar y permanganato de potasio. Imagina que preparamos dos soluciones de azúcar, la primera contiene 10 g de azúcar que se agregan a 100 mL de agua y la segunda contiene 20 g de azúcar que se agregan a 100 mL de agua. Agitamos cada solución hasta disolver todo el soluto, con lo cual demostramos que es posible cambiar la composición de una solución. Cada porción de la solución tiene el mismo sabor dulce porque las moléculas de azúcar se distribuyeron de manera uniforme. Si tapamos la solución de modo que no se pierda disolvente, tendría el mismo sabor y el mismo aspecto una semana después. Los componentes de una solución no pueden separarse por filtración; sin embargo, mediante una evaporación cuidadosa del agua sí podemos recuperar el azúcar de la solución.

Para ver la disolución de permanganato de potasio (KMnO_4) podemos adherir unos cristales de esta sustancia a un poco de parafina o pegamento en el extremo de una varilla de vidrio. A continuación sumergimos toda la varilla con el extremo con cristales hacia arriba, en una probeta llena de agua. Casi de inmediato aparece el bello color púrpura de los iones de permanganato disueltos KMnO_4^- , en la punta de la varilla y se dirige hacia el fondo conforme se disuelven los cristales. El color púrpura quedará al principio en el fondo de la probeta porque el KMnO_4 es más denso que el agua. Sin embargo, después de un rato el color púrpura va difundiéndose hasta quedar distribuido de manera uniforme en toda la solución. Esta difusión demuestra que las moléculas y los iones se desplazan casi de manera libre y espontánea en un líquido o solución. La estabilidad de una solución se explica mediante la teoría cinético-molecular. Según esta teoría, las partículas tanto del soluto como del disolvente (moléculas o iones) están en movimiento constante y aleatorio. Este movimiento es lo suficientemente energético para evitar que las partículas sedimenten por influencia de la gravedad.

Solubilidad

*El término **solubilidad** describe la cantidad de una sustancia (soluto) que se disuelve en una cantidad específica de otra sustancia (disolvente) en condiciones determinadas. Por ejemplo, 36 g de cloruro de sodio se disuelven en 100 g de agua a 20°C. Se dice entonces que la solubilidad del NaCl en agua es de 36,0 g /100 g H_2O a 20°. Con frecuencia el término solubilidad se utiliza en términos relativos. Por ejemplo, decimos que una sustancia es muy soluble, ligeramente soluble o insoluble. Aunque estos términos no indican con exactitud cuánto soluto se disolverá, suelen utilizarse para describir en forma cualitativa la solubilidad de una sustancia.*

*Dos términos se usan a menudo para describir la solubilidad: miscible e inmiscible. Los líquidos que se pueden mezclar para formar una solución son **miscibles**; los que no forman soluciones o que generalmente son insolubles entre sí son **inmiscibles**. El alcohol metílico y el agua son miscibles en todas proporciones. El aceite y el agua son inmiscibles: forman dos capas separadas cuando se ponen en contacto [...].*

La expresión cuantitativa de la cantidad disuelta de soluto en una cantidad determinada de disolvente o de solución se conoce como concentración de una solución [...]. La composición o concentración de una solución puede expresarse como

$\%m/m$ (gramos de soluto /100 gramos de solución); $\%m/v$ (gramos de soluto /100 cm^3 de solución),
solubilidad (gramos de soluto /100 gramos de H_2O), entre otras. “

Contesta las siguientes preguntas.

- ¿Qué diferencias físicas hay entre los sistemas homogéneos y los heterogéneos?
- ¿Por qué el autor hace referencia a una solución verdadera?
- ¿El proceso de disolución es un fenómeno físico o es químico?
- ¿Cuál es el criterio de clasificación en los sistemas homo y heterogéneos?
- ¿Cómo se define la solubilidad? ¿En qué unidades se lo expresa?
- Cuando se hace referencia que el café es soluble en agua ¿Se considera a la solubilidad como un término cualitativo o como uno cuantitativo? Explica la diferencia.
- ¿Qué es la concentración de una solución?

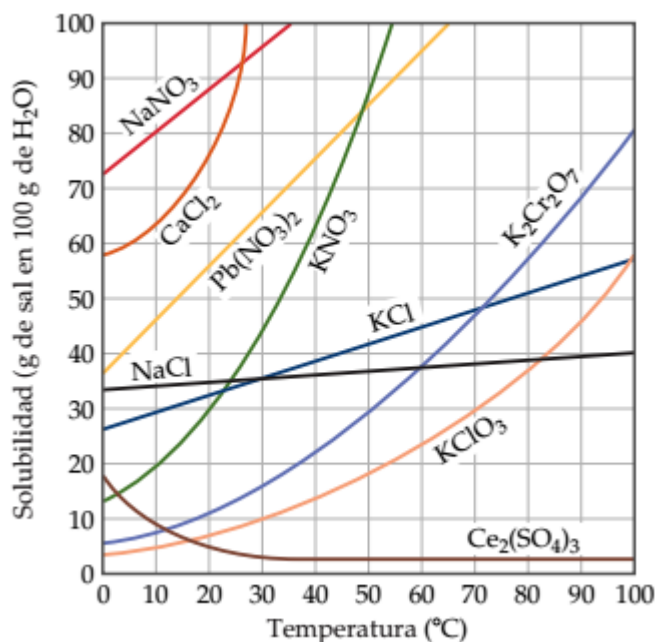
28. La siguiente tabla contiene los valores de solubilidad a distintas temperaturas del nitrato de potasio (KNO_3) en agua.

Temperatura*	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Solubilidad**	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5	110	138	169	202	246

*Temperatura en $^{\circ}C$

** Solubilidad en gramos de KNO_3 en 100 gramos de agua

- Cuál es la masa de soluto que puede disolverse a $30^{\circ}C$ en 100 mL de agua (Densidad: $1 g/cm^3$)
 - Si se quiere obtener una solución no saturada a $50^{\circ}C$, propone una cantidad en gramos de soluto que se deberían mezclar con 50 g de agua para obtener dicha solución
 - Propone una cantidad en gramos de nitrato de potasio tal que al mezclarse con 100 g de agua, a $50^{\circ}C$, de lugar a un sistema de dos fases. Una de estas fases tiene que ser soluto sin disolver. Justifica tus respuestas e indica claramente cuál es el sistema elegido.
 - ¿Cuál es la composición expresada en $\% m/m$ de una solución saturada a $10^{\circ}C$?
 - Utiliza los datos de la tabla y realiza un gráfico donde se observe la variación de la solubilidad en función de la temperatura
29. Si la solubilidad del nitrato de plata ($AgNO_3$), a $18^{\circ}C$, es de 211,6 g en 100 mL de agua, contesta las siguientes preguntas justificando con palabras y cálculos:.
- ¿Cuántos gramos de nitrato de plata se pueden disolver como máximo en 400 mL de agua a $18^{\circ}C$?
 - ¿Cuánto nitrato hay que añadir a 1 L de agua para que se sature?
30. En el siguiente gráfico se muestran las solubilidades en agua de diferentes compuestos químicos a diferentes temperaturas. Los compuestos son: sulfato de cesio (III) ($Ce_2(SO_4)_3$), clorato de potasio ($KClO_3$), dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), cloruro de potasio (KCl), nitrato plumboso ($Pb(NO_3)_2$), cloruro de calcio ($CaCl_2$) y nitrato de sodio ($NaNO_3$).



- Indica cuál es la solubilidad del KCl (cloruro de potasio) y del NaNO₃ (nitrato de sodio) a la temperatura de 10°C
- ¿Cuál de todas las sustancias es más soluble en agua a 20°C? ¿Y la menos soluble? Justifica
- A 20°C, en recipientes separados se colocan 40,0 g de KCl (cloruro de potasio) y 40,0 g de NaNO₃ (nitrato de sodio), se les agrega a cada recipiente 100 g de agua. ¿Alguna de las soluciones así preparadas resulta saturada?
- Se tiene un recipiente con 150 g de solución saturada de cloruro de potasio y otro con 150 g de solución saturada de clorato de potasio, las dos a 60°C. Se los enfría de 60°C a 20°C. Sin hacer cuentas indica en cuál de los dos vasos de precipitados se separará mayor cantidad de sal.

Bibliografía obligatoria de consulta Unidad II

- Burns, R.A. /2003) "Capítulo 2: Materia y Energía" en Fundamentos de Química, Pearson Educación, Cuarta edición, México . Ediciones anteriores o posteriores.
 - Hein, M; Arena, S. " Capítulo 3: Clasificación de la materia" en *Fundamentos de Química*.. Undécima edición. Thomson. Buenos Aires..
 - Márquez Martínez, E. (2006) " Capítulo 1: Objeto de estudio de la química en *Química 1*. Thomson Editores. Ciudad de México.

Material de revisión Unidad 2

A lo largo de la unidad 2 abordamos una de las preguntas fundamentales de la química: ¿Cómo podemos clasificar la diversidad de sistemas materiales que se presentan en la naturaleza? Una respuesta -parcial- a la pregunta fue dada al explorar dos de los criterios más comunes de **clasificación de la materia** que utiliza la química: según su estado de agregación y según su composición.

Entre los **estados de agregación** de la materia distinguimos los estados gaseoso, líquido y sólido y plasma. Dichos estados pueden describirse tanto desde un **nivel macroscópico** -observacional- como **sub-microscópico** -no observacional-. Si bien estos son dos modos distintos de representar la materia, es posible relacionar ambos de manera jerárquica, explicando y re-describiendo lo que ocurre en el nivel macroscópico (nuestra percepción del mundo) en términos del nivel submicroscópico. Para representar este segundo nivel utilizamos el **modelo particulado o corpuscular de la materia**. El modelo corpuscular puede ser definido mediante tres enunciados básicos: la materia está formada por pequeñas partículas que no podemos ver, las partículas se encuentran en continuo movimiento, y entre estas partículas no hay absolutamente nada de materia, sino vacío. La variación de la distancia entre estas partículas, su fuerza de cohesión y la velocidad con la que se mueven nos permitirán explicar lo que ocurre con la materia a nivel macroscópico.

Podemos observar que los **gases** no poseen forma ni volumen -ambos definidos por el recipiente que los contiene-, tienen una alta compresibilidad y capacidad de difusión. Dichas características pueden ser explicadas -recurriendo al modelo corpuscular- por la despreciable fuerza de cohesión de las partículas que los conforman, la gran distancia que existe entre ellas y la alta velocidad a la que se mueven, chocando entre sí y con las paredes del recipiente.

Los **líquidos** tampoco poseen forma definida -adoptando la forma de la porción del recipiente que ocupe- pero sí un volumen definido. Su compresibilidad, a diferencia de los gases, es despreciable; pero como estos, son capaces de fluir. En el nivel sub-microscópico existe una fuerza de cohesión entre sus partículas que no es despreciable y estas -a diferencia de los gases- se encuentran muy cercanas, pero aún se mueven rápidamente y se deslizan unas sobre otras.

Por último, los **sólidos** poseen tanto forma como volumen definidos, siendo prácticamente incompresibles. Desde el modelo corpuscular, en este estado las partículas poseen una mayor cohesión que en el caso de los líquidos, dejando relativamente poco espacio entre ellas y haciendo que su movimiento sea el más bajo de los tres estados, limitándose a las vibraciones.

Una manera alternativa de definir el modelo de partículas es mediante gráficos como el de la imagen 1. En el mismo, a partir del grado de orden relativo de las partículas, su distancia y la forma en que se distribuyen en el recipiente se puede explicar y/o predecir el estado de agregación del sistema representado.

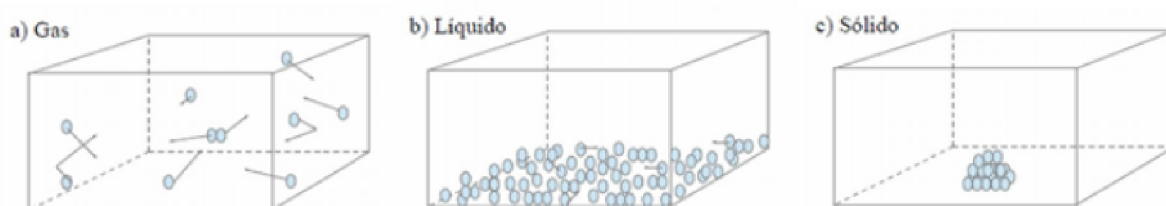


Imagen 1: Representaciones de los estados de agregación de la materia utilizando el modelo particulado de la materia. Extraído de <https://naukas.com/2012/09/03/tcm-la-teoria-cinetica-de-la-materia/>

Para el estudio de la materia en ocasiones puede utilizarse el concepto de **sistemas materiales**, entendiéndose a un sistema como una porción del universo aislada de manera arbitraria para su estudio. Existen dos tipos de sistemas materiales, los homogéneos y los heterogéneos (ver texto de la página 17). Los **sistemas homogéneos** son aquellos cuyas propiedades intensivas permanecen constantes en todos sus puntos, conformando así una sola fase. Por su lado, en los **sistemas**

heterogéneos, en cambio, las propiedades intensivas varían dependiendo del punto que se analice, pudiendo observarse dos o más fases.

Una manera alternativa de clasificar la materia es **según su composición química**. Según este criterio, podemos distinguir entre las **sustancias puras simples y compuestas**. Las **sustancias puras** son aquellos sistemas materiales que poseen propiedades intensivas definidas y una composición fija sea cual sea la muestra que tomemos; a nivel sub-microscópico, las sustancias se componen por la misma clase de partículas en toda su extensión. Las sustancias puras no pueden descomponerse en otras sustancias mediante procesos físicos. A su vez, las sustancias puras pueden -según como estén formadas- dividirse en compuestas y simples. Las **sustancias puras simples**² son aquellas sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples mediante un proceso químico. Estas son constituidas por una sola clase de átomo. Las **sustancias puras compuestas**, en cambio, pueden descomponerse -mediante procesos químicos- en sustancias simples, estando compuestas por dos o más clases de átomos.

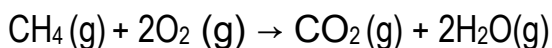
Otra pregunta que intenta responder la química es sobre la naturaleza de los cambios químicos. Así, diferenciamos en primer lugar este tipo de cambios de los físicos: mientras que en los **cambios físicos** la identidad química de la sustancia se mantiene, en el **cambio químico** las identidades de las sustancias que intervienen en el cambio son modificadas. Esta diferenciación también nos ayuda definir las propiedades físicas y químicas de las sustancias: las **propiedades físicas** son aquellas que pueden medirse sin alterar la identidad química de la sustancia, refiriéndose sólo a cambios físicos; las **propiedades químicas**, en cambio, son aquellas que se refieren al comportamiento de la sustancia en las reacciones químicas.

Decimos que ocurre una **reacción química** cuando las sustancias iniciales se transforman en otras que tienen diferentes propiedades físicas y químicas. A nivel submicroscópico, este fenómeno puede entenderse como un reacomodo en la forma de interactuar de los átomos. Es decir, los átomos cambian la forma en que están asociados por una configuración nueva.

En las reacciones químicas se suele cumplir la llamada **ley de conservación de la masa**, según la cual la masa total presente antes y después del cambio es la misma. Esto es traducible al nivel submicroscópico en que ningún átomo es destruido, sino que sólo cambia el modo en que estos interactúan entre sí, formando nuevas sustancias.

Las reacciones químicas pueden ser representadas -simbólicamente- mediante ecuaciones químicas. Entre la información que otorga una ecuación química se encuentran los reactivos y los productos, normalmente expresados mediante fórmulas químicas. Los primeros se encuentran a la izquierda de la ecuación, mientras que los segundos están a la derecha de la misma, ambos grupos separados por una flecha ($\rightarrow$), que se lee como "produce". Para indicar la presencia de varios reactivos y/o productos, estos son separados con un signo de más (+), el cual podemos leer como "reacciona con". Además, la ecuación química también puede informarnos en qué estado de agregación se encuentran los reactivos y productos, poniendo al final de la fórmula el símbolo (g) para el estado gaseoso, (s) para sólido, (l) para el líquido y (ac) para la disolución acuosa. Cuando la suma total de átomos de cada elemento de un lado y otro de la ecuación es la misma decimos que la ecuación está balanceada. Dicho balance expresa la ley de conservación de la masa y nos da otra información importante: la proporción con la que se combinan cada una de las sustancias. Para saber y modificar la cantidad proporcional de cada sustancia se utilizan coeficientes, que son los números antepuestos a las fórmulas de cada sustancia. Sólo en el caso que esté balanceada, podemos hablar propiamente de una ecuación química.

Así -a modo de ejemplo- podemos representar en una ecuación la reacción de combustión completa del gas metano, donde el mismo reacciona con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua:



Nótese que la cantidad de átomos de cada uno de los elementos que intervienen es la misma en cada lado de la ecuación. A continuación, puede verse cómo sería el conteo de los átomos para esta ecuación, resultado de multiplicar la atomicidad de cada elemento por el coeficiente.

Reactivos:

Productos:

² En numerosos libros de texto puede encontrarse que las sustancias puras simples son también llamados "elementos". Evitaremos utilizar esta palabra para definirnos a sustancias puras simples, debido a que el término "elemento" posee una segunda acepción muy utilizada en química: para referirse al conjunto de átomos con igual número atómico. Desarrollaremos este segundo significado durante la unidad 3.

C: 1 átomo C: 1 átomo

H: 4 átomos H: 2 x 2= 4 átomos

O: 2x2= 4 átomos O: 2+2= 4 átomos

Podríamos ubicar la representación de reacciones químicas mediante ecuaciones en el nivel simbólico. Una forma alternativa de representarlas sería hacerlo a nivel sub-microscópico, utilizando un **diagrama de esferas**. Este tipo de diagrama -cuyo uso limitaremos a las sustancias moleculares- consiste en representar a las partículas individuales de cada sustancia participante a través de los átomos que la constituyen. Para diferenciar los átomos de distinto elemento se pueden utilizar distintos colores y/o tamaños. Así, en el ejemplo de la Imagen 2 se representa nuevamente la reacción de combustión completa del gas metano. Aquí, los átomos de carbono son representados en negro, los de oxígeno en rojo y los de hidrógeno en celeste. A su vez, estos están organizados de manera que conforman las partículas de los reactivos y productos de la reacción: el metano y oxígeno a la izquierda de la flecha y el agua y dióxido de carbono a la derecha. Los reactivos y productos también pueden representarse en diagramas diferentes, como se muestra en las imágenes 3 y 4 respectivamente.

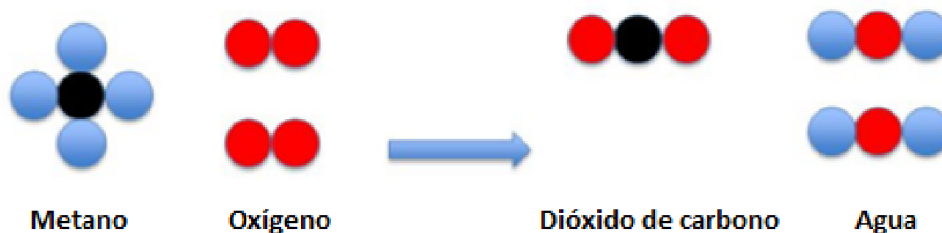


Imagen 2. Representación de combustión del metano mediante diagrama de esferas.

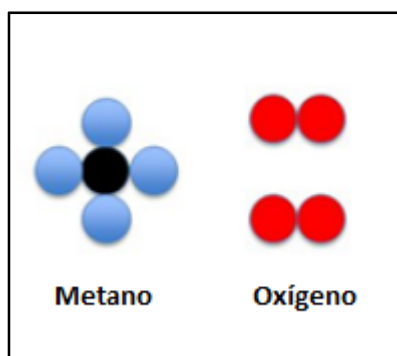


Imagen 3. Representación de los reactivos de la reacción de combustión del metano mediante diagrama de esferas.

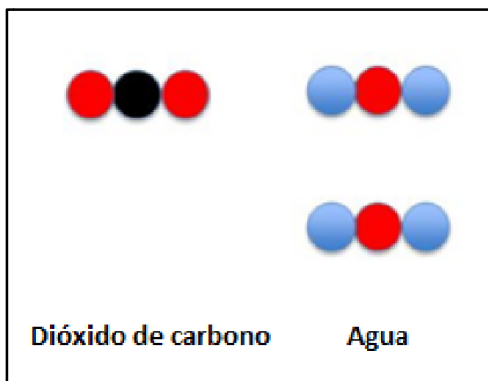


Imagen 4. Representación de los productos de la reacción de combustión del metano mediante diagrama de esferas.

Es importante no confundir este tipo de diagramas con los diagramas de partículas utilizados en la primera parte de la unidad. Mientras que los diagramas de partículas son una forma de definir el modelo particulado o corpuscular de la materia, este nuevo tipo de diagramas corresponden a un modelo completamente distinto que veremos en la Unidad 3: el **modelo atómico de Dalton**. Si bien ambos modelos nos dicen algo acerca de la materia, sirven para responder un conjunto distinto de preguntas (si bien algunas son distintas, otras se repiten), utilizan conceptos diferentes y resaltan aspectos distintos de una misma porción del mundo. Algunas diferencias entre ambos modelos se muestran en la tabla 1. Así, ambos modelos -aunque distintos e incluso a veces contradictorios- nos servirán para comprender distintos aspectos y responder distintas preguntas sobre la materia.

	Modelo particulado	Modelo atómico de Dalton
Diagrama que lo define	Diagrama de partículas	Diagrama de esferas
Preguntas que busca responder	¿Cómo está constituida la materia? ¿En qué se diferencian los distintos estados de agregación? ¿Qué relación existe entre las propiedades de los materiales y su estructura?	¿Cómo está constituida la materia? ¿Cómo transcurren las reacciones químicas? ¿Cómo podemos diferenciar entre sustancia pura y compuesta?
Conceptos asociados	Partícula, fuerzas de cohesión, velocidad de las partículas/energía cinética, espacio entre partículas, estados de agregación	Átomo, reacción química, conservación de la materia, elemento, sustancia simple pura, sustancia simple compuesta
Tipo de cambios que busca explicar	Cambios físicos (cambios de estado)	Cambios químicos

Tabla 1. Algunas diferencias entre el modelo particulado y el atómico.

UNIDAD 3: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

3.1. Estructura del átomo: perspectiva histórica. Dimensiones atómicas. Partículas subatómicas: masa y carga. Número atómico, número másico. Símbolos químicos. Isótopos. Masa atómica promedio. Nociones de estructura electrónica. Electrones de valencia.

3.2. Tabla periódica de los elementos. Evolución histórica de la Ley periódica. Grupos y períodos. Propiedades físicas de los metales y no metales. Reactividad. Relación con la estructura electrónica.

UNIDAD 3: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

3.1. Estructura del átomo

Contenidos: Perspectiva histórica. Dimensiones atómicas. Partículas subatómicas: masa y carga. Número atómico, número másico. Símbolos químicos. Isótopos. Masa atómica promedio. Nociones de estructura electrónica. Electrones de valencia.

ACTIVIDADES INTRODUCTORIAS

En la antigüedad la materia era considerada como continua e indivisible. Hasta que en el siglo XVIII diversos experimentos confirmaron que era posible separarla en partículas más pequeñas denominadas átomos. El término átomo tiene origen en Grecia de la mano de un grupo de filósofos denominados atomistas. Este grupo de filósofos – Demócrito, Leucipo y Aristóteles- querían explicar los fenómenos complejos asociados a factores unitarios, pequeños, homogéneos, duros, indivisibles, inmutables o eternos. Esta doctrina filosófica se caracterizó por asumir que los átomos son cualitativamente idénticos – las diferencias entre ellos sólo son de forma, tamaño y movimiento – y la combinación por yuxtaposición. Leamos y reflexionemos sobre unas palabras de Demócrito:

“Existen dos formas de conocimiento: el conocimiento auténtico y la opinión. Corresponden a la opinión los datos de la visión, la audición, el olfato, el paladar y el tacto. El verdadero conocimiento es distinto. Cuando el objeto es demasiado pequeño y no puede ser conocido desde la opinión, no puede ser visto, ni oído, ni tocado, ni olfateado, cuando se exige mayor profundidad al conocimiento, entonces actúa el auténtico, que posee un instrumento para captar la verdad: el pensamiento.”

Es importante tener en cuenta que si bien la palabra “átomo” se mantuvo desde la antigüedad, para la física moderna tiene otro significado que para los filósofos atomistas. Leamos un fragmento del segundo capítulo del libro de Historia del pensamiento filosófico y científico (Reale G., 1992)

“Sin embargo al hombre moderno la palabra “átomo” le recuerda de forma inevitable aquellos significados que el término ha adquirido en la física posterior a Galileo. En cambio para los filósofos de Abdera lleva el cuño de una forma de pensar típicamente griega. Indica una forma originaria y es por tanto átomo-forma, es decir, forma indivisible. El átomo se distingue de los demás átomos no solo por la figura, sino también por el orden y por la posición. Y las formas, así como la posición y el orden pueden variar hasta lo infinito. Naturalmente el átomo no se puede percibir con los sentidos, sino únicamente con la inteligencia. El átomo es pues la forma visible al intelecto. Como es evidente, para ser pensado como lleno (de ser) el átomo supone necesariamente el vacío (de ser y, por lo tanto, el no ser). El vacío, en efecto, es tan necesario como el lleno; sin vacío los átomos formas no podrían diferenciarse y ni siquiera moverse.

Átomos, vacío y movimiento constituyen la explicación de todo. [...] La verdad es brindada por los átomos, que sólo se

distinguen entre sí mediante las diferentes determinaciones geométrico-mecánicas (figura, orden y posición) y por el vacío; los diversos fenómenos posteriores y sus diferencias proceden de una diferente reunión de átomos, y del encuentro ulterior de las cosas que ellos producen, con nuestros propios sentidos. Escribe Demócrito: “Opinión el frío, opinión el calor; verdad los átomos y el vacío”. Es este, sin duda, el intento más ingenioso de justificar la opinión (la doxa, como la llamaban los griegos), que haya tenido lugar en el ámbito de los presocráticos.[...] Es evidente que, puesto que los átomos son infinitos, también son infinitos los mundos que se derivan de ellos, distintos unos de otros (aunque en algún caso también podrían ser idénticos, ya que dentro de la infinita cantidad de combinaciones posibles, cabe que exista una combinación idéntica) todos los mundos nacen, se desarrollan y después se corrompen, para dar origen a otros mundos, cíclicamente y sin final. Los atomistas han pasado a la historia como aquellos que afirman un mundo al azar. Esto no quiere decir que no asignen causas al surgimiento del mundo (tales causas son las que se acaban de explicar), sino que no le asignan una causa inteligente, una causa final. El orden (el cosmos) es el resultado de un encuentro mecánico entre los átomos y no algo proyectado o producido por una inteligencia. La inteligencia misma sigue, y no precede, al compuesto atómico. Lo cual no impide, empero, que los atomistas hayan considerado que determinados átomos, en cierto sentido privilegiados, puros, esferiformes, de naturaleza ígnea, son los elementos constitutivos del alma y de la inteligencia. Según testimonios específicos, Demócrito habría considerado que tales átomos, además, eran lo divino. El conocimiento proviene de los efluvios de los átomos que emanan de todas las cosas (como antes hemos dicho) y que entran en contacto con los sentidos. A través de dicho contacto, los átomos semejantes que se hallan fuera de nosotros inciden sobre aquellos semejantes que están en nosotros, del mismo modo que lo semejante conoce a lo semejante, como ya había afirmado Empédocles. Sin embargo, Demócrito insistió asimismo sobre la diferencia entre conocimiento sensorial y conocimiento inteligible: el primero solo nos brinda opiniones, mientras que el segundo nos da la verdad en el sentido antes señalado.”

- I. A partir de la lectura del fragmento de Reale y de los capítulos dos y tres del libro “De las tortugas a las estrellas” (Moledo, L., 1994) realizar las siguientes actividades.

Guía de lectura

- ¿Qué diferencias existen entre el átomo definido por los atomistas y átomo definido por la física moderna?
- Elabora una síntesis para cada uno de los textos leídos. Tener en cuenta los siguientes ítems: De qué tipo de texto se trata, a quién está dirigido, cuál o cuáles son los temas más relevantes y el aporte del texto a los temas que se está analizando en clase.

Discusión

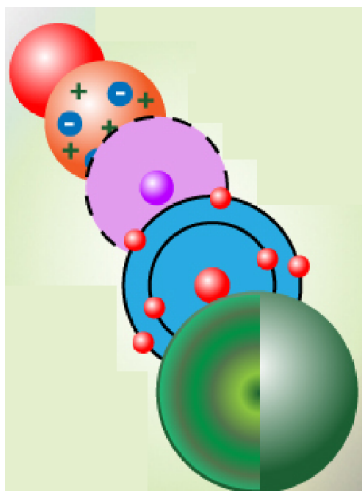
- Reflexiona sobre la siguiente afirmación: “Naturalmente el átomo no se puede percibir con los sentidos, sino únicamente con la inteligencia “

En las unidades anteriores estuvimos trabajando sobre la forma en que los científicos construyen explicaciones para organizar y ordenar una gran cantidad de fenómenos y vimos, además, que la generación de modelos teóricos es la manera en que se reúnen diversos conceptos científicos relacionados entre sí. Los modelos son de gran ayuda para comprender y explicar diversos fenómenos: nos ofrecen una imagen física que nos permite formar una representación mental por analogía con otros fenómenos conocidos.

Un modelo no es una estructura rígida, sino que puede perfeccionarse, cambiarse o desecharse si se vuelve obsoleto y ya no cumple la función para la cual fue propuesto. Desde que la ciencia dio sus primeros pasos y los químicos iniciaron el estudio de la composición y propiedades de la materia, y se desarrolló la teoría atómica, los científicos emplearon modelos

para comprender la naturaleza del átomo.

II. La siguiente imagen sintetiza los diferentes modelos atómicos que fueron desarrollado a lo largo del tiempo.



Tomando de referencia la bibliografía sugerida por el docente, realiza las siguientes actividades:

- ¿A qué modelo atómico corresponde cada una de las imágenes?
- ¿Qué experiencias demostraron la existencia del núcleo atómico? ¿Cuáles son las características del núcleo?
- ¿Todos los átomos de un mismo elemento son iguales? ¿Cómo se llegó a esa conclusión?
- ¿Qué descubrimientos (que aportes científicos o experiencias) avalaron la concepción de la naturaleza eléctrica de la materia?

II. Realiza el visionado del siguiente video <https://www.youtube.com/watch?v=9xwxs7weap8> (Consultado por última vez 15/08/2019). Elabora en grupos un texto en donde se describa de qué trata el video y qué conceptos científicos se mencionan. Utiliza además el material bibliográfico sugerido por el docente.

III. A partir de la lectura de las páginas 54-56 del libro *Química 1* de Eduardo Márquez elabora de manera grupal definiciones para los siguientes conceptos científicos: Número másico, Número atómico e Isótopo.

IV. La moneda de curso legal en Grecia fue, durante mucho tiempo, la dracma (1). En la siguiente imagen puede observarse una moneda de 10 dracmas, que circuló desde la década del 70' hasta el año 2002, cuando la dracma fue reemplazada por el euro (€). En su anverso figura –a modo de homenaje- la efigie de Demócrito, mientras que en su anverso puede verse la representación de un átomo.

- ¿A qué modelo crees que se adecua dicha representación?
- ¿Te parece adecuada para conmemorar la propuesta atomista de Demócrito? ¿Por qué?
- ¿Qué explicación podrías dar a la elección de esta imagen específica por parte de la casa de la moneda griega?



Actividades

1. A partir de la bibliografía sugerida por el docente y el visionado del video <https://www.youtube.com/watch?v=thnDxFdkzZs> arma una línea de tiempo en donde se observe la evolución del modelo atómico y las características principales de cada uno.

2. a) Los protones, los electrones y los neutrones ¿Son las únicas partículas subatómicas existentes?
b) Completa el siguiente cuadro:

Partícula	Símbolo	Carga Eléctrica (C)	Masa (kg)	Ubicación en el átomo
Electrón				
	p ⁺			
Neutrón				

3. Determina si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de ser falsas, cambia la palabra remarcada para convertirlas en verdaderas
 - a) Todos los átomos de un elemento tienen igual **masa**.
 - b) En un átomo neutro, el número de **protones** es igual al número de electrones.
 - c) Los protones y los **electrones** se encuentran en el núcleo del átomo.
 - d) El radio del núcleo de un átomo es **10** veces más chico que el radio del propio átomo.
 - e) La masa de los **neutrones** es insignificante, comparada con la masa de los protones.
4. Para los siguientes pares de partículas indica cuáles experimentan atracción electrostática, cuáles experimentan repulsión electrostática y cuáles no interactúan electrostáticamente:
 - a) Electrón-Electrón
 - b) Protón-Electrón
 - c) Neutrón-Electrón
 - d) Protón-Protón
 - e) Protón-Neutrón
 - f) Neutrón-Neutrón
5. Calcula la masa, expresada en una (u) del isótopo de nitrógeno cuyo núcleo tiene 7 protones y 7 neutrones. Escribe el símbolo químico completo para dicho elemento. Repite el ejercicio para el isótopo de flúor con 9 protones y 10 neutrones.

NOTA: *Calcula la masa de un núcleo como la suma de la masa de sus protones y neutrones es sólo una aproximación. La masa de un núcleo SIEMPRE es ligeramente menor que la suma de las masas de sus protones y sus neutrones. Esto se debe a que cuando un núcleo se forma se libera una enorme cantidad de energía. Por la fórmula de Einstein $E = mc^2$ (donde c es la velocidad de la luz), una gran cantidad de energía que se pierde corresponde a una pequeña disminución en la masa.*

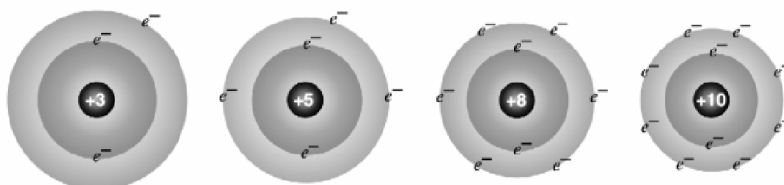
6. ¿En qué se parecen y en qué se diferencian el número másico, la masa atómica relativa y la masa relativa promedio? Explica y proporciona un ejemplo.
7. Analiza y explica en cuáles de los siguientes aspectos pueden ser diferentes los átomos de un mismo elemento.
 - a) Estructura atómica
 - b) Número de electrones
 - c) Masa atómica
 - d) Suma de protones y neutrones
8. Cada uno de los enunciados de abajo se desdobra en dos enunciados contrapuestos cuando se elige una de las dos palabras remarcadas. Completa la siguiente tabla con los ocho enunciados que pueden obtenerse de esta manera.

Electrones del core	Electrones de valencia

- a) Son los más **alejados/cercanos** al núcleo.
- b) Tienen las energías más **altas/bajas**.
- c) Son **fuertemente/débilmente** atraídos por el núcleo.
- d) **Participan/no participan** en los cambios químicos.
9. Considera una limadura de hierro puro, cuya masa es de 1 mg. ¿Cuántos átomos de hierro forman ese pequeño trozo?
10. Escribe la notación atómica de un átomo que tiene 12 protones y 13 neutrones, y calcula en forma aproximada su masa atómica absoluta expresada en una y gramos
11. El helio es un gas muy valioso utilizado en la industria, en investigaciones que requieren de bajas temperaturas, en los tanques de buceo y para inflar globos. ¿Cuántos átomos de helio habrá en 6 g de dicho gas?
12. ¿Dónde hay más átomos, en un gramo de oro o en un gramo de plata?
13. Dadas las siguientes notaciones atómicas indica el nombre del elemento y nº de partículas que constituyen sus átomos:
 - a) ^{207}Pb b) ^{96}Mo c) ^{122}Sb d) ^{88}Sr
14. Completa la siguiente tabla:

Notación	Z	A	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Carga
^{34}S						
	10	22				0
		80	35	35		
			7	10	8	
				78	125	4+

15. Determina el número de neutrones y de electrones de un átomo neutro con $Z=33$ y $A=75$. ¿Puedes decir con certeza a qué elemento corresponde dicho átomo? ¿Por qué?
16. Un átomo de $Z=11$, tiene 12 neutrones y 10 electrones. ¿A qué elemento corresponde? ¿Puedes determinar con certeza el número másico, la masa atómica y la carga eléctrica de este átomo? ¿Por qué?
17. Si el núcleo de un átomo fuera del tamaño de una bolita de 10 mm de radio, ¿cuál sería el radio del átomo?
18. El Li tiene sólo dos isótopos: el ^7Li con una masa atómica relativa de 7,0160 y el ^6Li con una masa atómica relativa de 6,0151. Calcule la masa atómica relativa promedio del Litio, sabiendo que el 92,58% de todo el Litio que se encuentra en la naturaleza tiene número másico 7.
19. El Cl tiene dos isótopos, cuyas masas atómicas relativas son 34,97 y 36,95.
 - a) Sin hacer cálculos estima cuál de los isótopos del cloro será el más abundante
 - b) Calcula las abundancias relativas de los isótopos de Cl y compara con los valores estimados.
20. Considerando las abundancias isotópicas y la masa atómica relativa de cada isótopo, calcula la masa atómica promedio para los siguientes elementos:
 - a) ^{63}Cu (69,09% y 62,93); ^{65}Cu (30,91% y 64,93)
 - b) ^{50}Cr (4,31 % y 49,95); ^{52}Cr (83,76 % y 51,94); ^{53}Cr (9,55 % y 52,94), ^{54}Cr (2,381 % y 53,94)
21. A continuación se muestran representaciones de diferentes átomos.

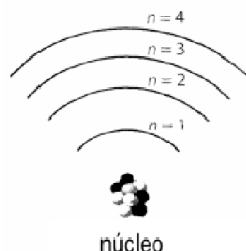


Indica cuál o cuáles corresponden a: a) Átomo de litio, b) Átomo de Ne. Proporciona una explicación para tus elecciones.

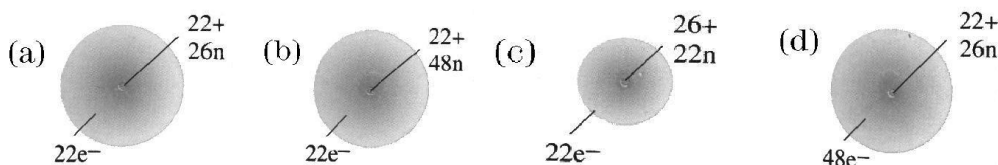
22. Empleando la información que brinda la tabla periódica para las columnas marcadas con (*), completa la siguiente tabla:

Z*	Nº niveles ocupados	Nº electrones de valencia
17		
	2	3

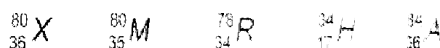
23. La siguiente representación ilustra un modelo de un átomo imaginario o hipotético con 4 niveles de energía. ¿En cuál de ellos un electrón sería más fácilmente removido del átomo? Explica por qué.



24. ¿Cuál de las siguientes representaciones puede corresponder al átomo de ${}^{48}_{22}\text{Ti}$? ¿Por qué?



25. La siguiente lista incluye los símbolos químicos de distintos elementos representados por letras cualesquiera:



Determina si las siguientes afirmaciones son **verdaderas o falsas**. Justifica todas tus respuestas.

- X y M son isótopos
- M y H tienen el mismo número de electrones de valencia.
- La masa de un átomo de ${}^{80}_{36}\text{X}$ es la que está informada en la Tabla Periódica.
- Los átomos de R tienden a formar iones con el mismo número de electrones totales que los átomos de M.

26. A continuación se presentan algunas afirmaciones de varios conceptos útiles para Química

- Número de protones de un átomo.
- 1/12 de la masa del isótopo de carbono 12.
- Conjunto de átomos con el mismo número de protones en el núcleo.
- Electrones que se encuentran en la capa más alejada del núcleo, que es también la de mayor energía.
- Una o dos letras, la primera siempre mayúscula, que se utilizan para representar a un elemento o a sus átomos.
- Masa atómica que se calcula ponderando las abundancias de cada uno de sus isótopos.
- Átomos con igual número de protones pero diferente número de neutrones.
- Suma del número de protones y neutrones de un átomo.
- Masa de un átomo expresada en umas.

Completa la siguiente tabla transcribiendo la definición que le corresponde a cada término:

Término	Definición
Elemento	



Símbolo químico	
Número atómico	
Número másico	
Isótopos	
Uma	
Masa atómica relativa promedio	
Masa atómica absoluta	
Electrones de valencia	

27. A continuación se transcribe la información presentada en cuatro etiquetas de distintas marcas de agua mineral:

Agua I (mg/L)	Agua II (mg/L)	Agua III (mg/L)	Agua IV (mg/L)
Ca ²⁺ 18	Ca ²⁺ 5	Ca ²⁺ 21	Ca ²⁺ 25
Mg ²⁺ 15	Mg ²⁺ 2	Na ⁺ 1	Na ⁺ 134
Na ⁺ 120	Na ⁺ 170	Cl ⁻ 36	K ⁺ 10
K ⁺ 21	K ⁺ 7	(HCO ₃) ⁻ 18 (Bicarbonato)	Cl ⁻ 30
Cl ⁻ 11	Cl ⁻ 40		(SO ₄) ²⁻ 28
(SO ₄) ²⁻ 44	F ⁻ 2		(NO ₃) ⁻ 44
(NO ₃) ⁻ 2	(NO ₃) ⁻ 6		(NO ₂) ⁻ no contiene
(NO ₂) ⁻ no contiene			

a) Explica con tus palabras qué significa mg/L ¿Qué magnitudes intervienen?

b) Identifica los elementos de cada uno de los iones

c) ¿Cuáles de ellos son cationes y cuáles aniones?

d) ¿Cuál de las aguas aporta mayor cantidad de iones calcio por litro?

e) ¿Cuántos cm³ del agua mineral III tiene que beber una persona para ingerir 4 mg de cationes sodio?

f) ¿Cuál es la más apta para ser consumida por una persona hipertensa? Justifica tu respuesta

3.2. Tabla periódica de los elementos

Contenidos: Tabla periódica de los elementos. Ley periódica. Grupos, períodos. Propiedades físicas de los metales y no metales. Relación con la estructura electrónica.

ACTIVIDADES INTRODUCTORIAS

I. A partir de la lectura del capítulo nueve del libro “La Tabla” en “*Había una vez un átomo. O cómo los científicos imaginan lo invisible*” (Gellon G., 2007) responde:

- ¿Con qué propósito se creó la primera tabla periódica?
- ¿Qué características de los elementos se tuvieron en cuenta para ordenarlos en la tabla periódica?
- En el texto se nombran a científicos que directa o indirectamente contribuyeron a la creación de la tabla periódica. Señalarlos y realiza una breve biografía en donde se sinteticen aportes científicos de cada uno.

II. A continuación se presentan tres links donde podrás encontrar tres tablas periódicas:

Tabla 1: http://old.iupac.org/reports/periodic_table/IUPAC_Periodic_Table-1Jun12.pdf

Tabla 2: http://www.ciaaw.org/pubs/Periodic_Table_Isotopes.pdf

Tabla 3: <http://esquemat.es/esquema/elementos-y-su-abundancia/>

- Busca diferencias entre estas tres tablas.
- ¿Puedes asegurar los valores del número atómico, el número másico y la masa atómica relativa del Magnesio (Mg), del Mercurio (Hg) y del Francio (Fr)? ¿Por qué?
- ¿Qué información puedes obtener de la Tabla Periódica? Elige un elemento y menciona cuatro propiedades del mismo que figuran en la Tabla periódica.

III. En las imágenes siguientes se pueden observar diferentes elementos



Ejemplos de metales



Imágenes extraídas de http://www.ecured.cu/Metales_pesados

- ¿Todos los elementos tienen las mismas propiedades? Explicar
- ¿Existen elementos que comparten ciertas propiedades? ¿Por qué?
- De los elementos que se observan en las imágenes señalar si pertenecen al grupo de los metales, no metales, a qué grupo y período pertenecen, electrones de valencia y número de capas energéticas.

Actividades

- Utilizando la bibliografía sugerida por los docentes contesta las siguientes preguntas:
 - ¿Cuáles son las reglas que determinan el ordenamiento de los elementos en la tabla periódica?
 - Nombra 5 elementos con los que te encuentras a diario. ¿en qué sustancia o mezcla los encuentras? ¿en qué estado se encuentran?
- ¿Cómo puedes explicar el hecho de que sea posible (aunque no sencillo) encontrar oro y platino en estado metálico, mientras que el sodio y el potasio no se encuentran en este estado en la naturaleza? Proporciona dos ejemplos de sustancias naturales de cada uno de estos metales.
- ¿Qué grupo de la Tabla Periódica contiene elementos que son todos gases a temperatura ambiente?
- ¿Cuál es el grupo de los halógenos? ¿Qué usos más comunes tienen estos elementos?
- ¿Por qué los metales alcalinos son más reactivos que los alcalino-térreos?
- Escribe los nombres y los símbolos atómicos de todos los metaloides. ¿Para qué se pueden usar dichos elementos?
- El estroncio es peligroso para los seres humanos porque tiende a acumularse en los huesos reemplazando al calcio. ¿Por qué será?
- ¿Será posible encontrar Li metálico en la naturaleza? ¿Por qué?
- Dada la siguiente lista de elementos: B; Zn; Mg; S; Ca; Te; Al; Ga; Cd; O.

Arma grupos que según tu criterio contengan elementos con propiedades químicas similares. Explica por qué los agrupas de esa manera.

- ¿Cuál de los siguientes elementos es:
 - un metal alcalino? (Ca, Cu, In, S, Li)
 - un gas noble? (Xe, Se, H, Sr, Zr)
 - un lantánido? (Th, Sm, Ba, F, Sb)



d) un elemento que se parece al aluminio? (Ar, H, Ga, Ca, Br)

e) un elemento no metálico con 6 electrones de valencia? (Ar, H, Ga, Ca, O, K)

11. Si se obtuviera en el laboratorio el elemento con número atómico 117, ¿podrías anticipar algunas de sus propiedades? Justifica tu respuesta.

12. ¿Por qué resulta difícil encontrar un buen lugar para el hidrógeno en la tabla periódica?

13. Completa el siguiente cuadro con metales y no metales de importancia biológica, social y económica.

Símbolo	Nombre	Características	Aplicaciones e importancia

14. Dado el siguiente esquema de TP en forma genérica:

		GRUPOS																	
		I	II									III	IV	V	VI	VII	VIII		
P E R Í O D O S	1																		
	2	A	B									C			J	L	Q		
	3	D															K	M	R
	4	E						P			W				G		N	S	
	5	F	Z					X				Y		T					
	6														H	I			
	7	U																	

A. Indica si las siguientes afirmaciones son V o F. Justifica cada respuesta.

- A y B son elementos no metálicos
- El elemento I tiene 5 electrones de valencia
- Los elementos J y K tienen un marcado carácter metálico
- Los elementos D y E tienen propiedades químicas parecidas
- Los elementos del grupo VIII son los más reactivos de la TP.
- El ion más probable que forman J y K tiene carga negativa
- El elemento N tiene 4 niveles de electrones ocupados y 7 electrones en el último nivel.

B. Para la misma tabla señala:

- El gas noble con menor Z
- El ion más probable que forma E
- Un elemento sólido, con brillo y con alto punto de fusión y ebullición
- Un metaloide
- El metal más reactivo
- Todos los halógenos presentes en dicha tabla
- ¿Qué relación tienen los grupos con la estructura atómica para los elementos representativos?
- ¿Qué relación tienen los periodos con la estructura atómica?
- Utilizando la tabla periódica ¿Cuál es el símbolo químico que representa cada letra de esta tabla?
- ¿Cuántos niveles de electrones ocupados tiene el elemento L?

1 1 H hidrógeno 1.008 -1,1																	13						
3 Li litio 6.941 1	4 Be Berilio 9.012 2	Número atómico Símbolo nombre Peso atómico standard Nº de oxidación										5 B boro 10.811 3											
11 Na sodio 22.989 1	12 Mg magnesio 24.305 2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al aluminio 26.982 3											
19 K potasio 39.098 1	20 Ca calcio 40.078 2	21 Sc escandio 44.956 3	22 Ti titanio 47.867 2,4	23 V vanadio 50.942 2,3,4,5	24 Cr cromo 51.996 2,3,6	25 Mn manganeso 54.938 2,3,4,6,7	26 Fe hierro 55.845 2,3	27 Co cobalto 58.933 2,3	28 Ni níquel 58.693 2,3	29 Cu cobre 63.546 1,2	30 Zn cinc 65.409 2	31 Ga galio 69.723 3											
37 Rb rubidio 85.467 1	38 Sr estroncio 87.62 2	39 Y itrio 88.906 1,3	40 Zr circonio 91.224 4	41 Nb niobio 92.906 4,5	42 Mo molibdeno 95.94 3,4,6	43 Tc tecnecio [98] 4,6,7	44 Ru rutenio 101.07 3,4,6	45 Rh rodio 102.905 2,3,4	46 Pd paladio 106.42 2,4	47 Ag plata 107.868 1	48 Cd cadmio 112.411 2	49 In indio 114.818 3											
55 Cs cesio 132.905 1	56 Ba bario 137.327 2	57-71 lantánidos	72 Hf hafnio 178.49 4	73 Ta tantalio 180.948 5	74 W tungsteno 183.84 4,6	75 Re renio 186.207 4,6,7	76 Os osmio 190.23 4,6	77 Ir iridio 192.217 3,4	78 Pt platino 195.078 2,4	79 Au oro 196.967 1,3	80 Hg mercurio 200.59 1,2	81 Tl talio 204.383 1,3											
87 Fr francio [223] 1	88 Ra radio [226] 2	89-103 actínidos	104 Rf rutherfordio [261] 4	105 Db dubnio [262]	106 Sg seaborgio [266]	107 Bh bohrio [264]	108 Hs hassio [277]	109 Mt meitnerio [268]	110 Uun ununilio [269]	111 Uuu unununio [272]													
													57 La lantano 138.905(2)	58 Ce cerio 140.116(1)	59 Pr praseodimio 140.907 65(2)	60 Nd neodimio 144.24(3)	61 Pm promesio [145]	62 Sm samario 150.36(3)	63 Eu europio 151.964(1)	64 Gd gadolinio 157.25(3)	65 Tb terbio 158.925 34(2)	66 Dy disprosio 162.500(1)	67 Ho holmio 164.930 32(2)
													89 Ac actinio [227]	90 Th torio 232.0381(1)	91 Pa protactinio 231.035 88(2)	92 U uranio 238.028 91(3)	93 Np neptunio [237]	94 Pu plutonio [244]	95 Am americio [243]	96 Cm curio [247]	97 Bk berkelio [247]	98 Cf californio [251]	99 Es einsteinio [252]

Bibliografía Obligatoria de consulta Unidad III

- Burns, R.A. /2003) “Capítulo 2: Materia y Energía” en Fundamentos de Química, Pearson Educación, Cuarta edición, México . Ediciones anteriores o posteriores.
 - Hein, M; Arena, S. “ Capítulo 10: Teoría atómica moderna” en *Fundamentos de Química*.. Undécima edición. Thomson. Buenos Aires..
 - Márquez Martínez, E. (2006) “ Capítulo 2: estructura atómica” en *Química 1*. Thomson Editores. Ciudad de México.
 -

Material de revisión Unidad III

Podemos rastrear el concepto de “átomo” hasta la edad antigua, específicamente hasta un grupo de filósofos –cuyo exponente más conocido sea probablemente griego Demócrito (460-370 a.C.)- denominados atomistas. Dichos filósofos defendían la idea que toda la materia en el universo estaba formada –en última instancia- por pequeñas partículas que no podían dividirse: **los átomos**. Los átomos conservaban las características de la materia que conformaban y sólo ellos, junto con el vacío, podían explicar la composición de cualquier objeto en el universo. Sin embargo dicha propuesta no tuvo una aceptación unánime, compitiendo con la propuesta –desarrollada, entre otros, por Empédocles (490-430 a.C.) y Aristóteles (384-322 a.C.)- de que la materia podía ser dividida potencialmente de manera infinita y su composición dependía de la combinación de cuatro sustancias básicas llamadas “elementos”: agua, tierra, fuego y aire.

Es a partir del siglo XIX y del modelo atómico propuesto por John Dalton (1766-1844) que la idea de “átomo” comienza a ocupar un rol cada vez más preponderante, ya no sólo para dar cuenta de la composición de la materia sino también para explicar –entre otras cosas- las transformaciones químicas y las propiedades de los elementos.

Sin embargo es importante notar que el significado de la palabra “átomo” y el sistema de pensamiento dentro del cual se utiliza no son los mismos para los filósofos atomistas de la Antigua Grecia y los científicos decimonónicos, siendo fundamental prestar atención al contexto histórico en que se desarrolló cada modelo³. Así, podemos diferenciar ambas propuestas en diversos aspectos, como su contenido conceptual, la metodología utilizada en cada uno y las preguntas que buscan responder. A nivel de su contenido conceptual, podemos señalar -a modo de ejemplo- que mientras los antiguos atomistas consideraban que los átomos de distintos materiales variaban en forma y tamaño, Dalton consideraba que la única propiedad que cambiaba entre los átomos de distintas sustancias puras simples era su peso.

A nivel metodológico, los filósofos atomistas se sirvieron principalmente de la especulación y de juegos y experimentos mentales. Por su parte, Dalton y los otros científicos que participaron de la construcción de su modelo atómico no sólo utilizaron la especulación e imaginación para construir su modelo, sino que también se sirvieron de una batería de experimentos y observaciones sistemáticas con un fuerte énfasis en la medición de distintas magnitudes a partir de los cuales recabar evidencias para apoyar el modelo o bien para buscar ponerlo a prueba. El origen de dicha diferencia nada tiene que ver con la “calidad científica” del trabajo llevada a cabo por cada grupo, sino que radica en que era considerado un conocimiento riguroso en cada época histórica. Mientras que los filósofos griegos consideraban la reflexión racional y la lógica como las herramientas fundamentales a través de las cuales alcanzar un conocimiento válido –o *episteme*- y despreciaban todo saber obtenido a través de los sentidos como mera opinión –o *doxa*-, a partir del siglo XVII se consolida una forma de conocimiento distinta, lo que hoy en día conocemos como “ciencia moderna”. Esta, a diferencia del conocimiento más valorado en la antigüedad y la edad media, empieza a prestar gran importancia al mundo empírico, cobrando gran importancia la observación y la medición rigurosa y sistemática de la naturaleza, asociando fuertemente lo cognoscible con aquello que se puede medir numéricamente. Vale señalar que la especulación y uso de la imaginación continúa siendo, en la ciencia moderna, una herramienta fundamental para la construcción de nuevo conocimiento.

Así, es clave considerar en todo momento la dimensión temporal del conocimiento y advertir el cambio en el conjunto de significados y connotaciones que la misma palabra puede tener a lo largo de diversos momentos históricos y en la estructura más amplia en la que se encuentra, como también lo que es considerado un conocimiento correctamente validado. Ambos aspectos dependen fuertemente del contexto histórico.

También es importante notar la dimensión temporal y la naturaleza del cambio científico a lo largo de los distintos modelos atómicos que se desarrollaron desde el propuesto por Dalton y que abordamos en mayor o menor detalle a lo largo de esta unidad: los modelos atómicos de Thomson, Rutherford, Böhr, Sommerfeld y Schrödinger.

En primer lugar, vale destacar que cada uno de estos modelos buscó adaptarse a la información experimental que había en cada momento, intentando dar cuenta de la mayor cantidad de datos posibles.

En segundo lugar, a pesar de que cada modelo lleva el nombre de un científico, por lo general cada modelo es resultado de la suma de aportes, matizaciones y discusiones realizadas por una mayor cantidad de personas. Por otra parte, dichos aportes no suelen ser aceptados inmediatamente, sino que por lo general llevan a intensas y largas discusiones entre distintos científicos. Los experimentos que hoy en día se suelen considerar decisivos para la consolidación de un modelo raramente fueron tan contundentes en el momento de realizarse, provocando complejas controversias en torno a la interpretación de sus resultados. Por ejemplo, el modelo atómico propuesto por Rutherford –en 1911- no fue para nada evidente a partir de los resultados de sus experimentos –que había realizado ya en 1909-, sino que fueron largamente

³ Nótese que la misma reflexión es válida también para el significado aristotélico de la palabra “elemento” y el significado actual que tiene hoy en día en la química.

analizados durante 2 años por él y, una vez publicada su interpretación y propuesta de un nuevo modelo- intensamente discutido por Thomson, quien buscaba darle sentido a los resultados a partir de su propio modelo -vigente desde 1901- de “budín de pasas”, modelo que no estaba dispuesto a abandonar tan fácilmente. Tampoco Rutherford postuló su modelo tal cual lo conocemos hoy en día, sino que en 1911 ni siquiera utilizó la palabra “núcleo” para representar la carga central del modelo atómico propuesto ni explicitó la naturaleza (positiva o negativa) de su carga.

De esta manera también puede apreciarse la naturaleza tentativa del cambio científico y el modo en que las representaciones del átomo evolucionan y cambian, tanto en el pasaje entre distintos modelos como en los cambios sufridos dentro de un mismo modelo. Así, cabe destacar el arduo trabajo intelectual y de experimentación que llevó el construir los distintos modelos atómicos con los que trabajamos y que discutimos a lo largo de esta unidad.

Entonces, de lo dicho anteriormente queda en claro que la palabra átomo no es una palabra “inventada” por lo que consideramos ciencia moderna, sino que es adoptada por esta de la filosofía. Y, dado el origen de la palabra átomo, no hay que olvidar sus diferentes connotaciones conceptuales de acuerdo a estos contextos - filosófico o científico- que hay que tener en cuenta al momento de utilizar el término.

Desde el punto de vista científico (y luego de muchísimos años de investigación científica) podemos afirmar que los átomos son las partículas más pequeñas que conservan las propiedades de un elemento y que constituyen la estructura de la materia. Los átomos están compuestos por otras partículas llamadas partículas subatómicas. Son estas las que otorgan la naturaleza eléctrica de la materia. Entre ellas podemos mencionar tres tipos de partículas llamadas fundamentales: los protones y los neutrones que se encuentran ubicados en el núcleo del átomo; y los electrones ubicados en la zona llamada extranuclear. Son estos últimos los que otorgan las diferentes propiedades eléctricas asociadas a la materia.

Retomando, cada una de las partículas subatómicas tienen cargas asociadas y también masas determinadas.

El átomo es una partícula extraordinariamente pequeña, por lo cual las unidades utilizadas para expresar su masa deben estar acorde al valor tan pequeño que posee.

Si quisiéramos expresar en gramos el valor de la masa promedio de un átomo del elemento Uranio, tendríamos que es $3,95 \cdot 10^{-22} \text{g}$; y como se aprecia es poco práctico indicarla en esa unidad.

Por lo tanto las masas de los átomos o de las partículas que los constituyen se suelen expresar en unidades de masa atómica (u) equivalente a $1,66 \cdot 10^{-24} \text{g}$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

Como toda unidad de cualquier magnitud tiene un parámetro de medición o unidad patrón, en este caso es el elemento Carbono tomado como base para la escala de masas atómicas y representa *la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo ^{12}C*

Entonces, la masa de átomo representa la masa atómica, y el valor indicado en la tabla periódica resulta de considerar el promedio de las masas atómicas de los isótopos que constituyen al elemento en cuestión y de la proporción en que estos isótopos se encuentran en la naturaleza.

Por ejemplo: El ^{65}Cu (de masa atómica relativa 64,93) y el ^{63}Cu (de masa atómica relativa 62,93) son dos isótopos del elemento cobre; estos “nucleidos” (se los llama así porque difieren en la cantidad de partículas dentro del núcleo) tienen diferente abundancia en la naturaleza y se lo expresa en forma porcentual. Entonces:

^{65}Cu tiene 30,91% y el ^{63}Cu tiene 69,09%

Para hallar la masa atómica relativa promedio (MArp) se realiza la siguiente operación matemática:

$$\text{MArp}_{\text{Cu}} = \frac{(30,91 \times 64,93) + (69,09 \times 62,93)}{100} = 63,54 \text{u}$$

En cambio, la masa atómica relativa es un número (sin unidades) que indica cuántas veces mayor es la masa promedio de un átomo de un elemento con respecto a la u (unidad de masa atómica). MAr es el símbolo que indica masa atómica relativa.

Por ejemplo: en la tabla periódica el MArp del K= 39,098

Ese valor representa la masa promedio de un átomo del elemento potasio que es 39,1 veces mayor a la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo del ^{12}C

Por lo tanto, la masa atómica de un átomo de K es de 39,098 u, ya que representa la masa de un átomo, y entonces podría calcular cuánto representa ese valor expresado en gramos ya que sabemos que $1\text{u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$:

$$\begin{array}{l} 1\text{u} \text{-----} 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ 39,098 \text{ u} \text{-----} x = 6,49 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

Tal como se ha discutido en esta unidad un elemento está formado por átomos iguales. Esta igualdad se basa en la cantidad de protones que contenga dicho átomo, por lo tanto, dos átomos son iguales - pertenecen al mismo elemento- si contienen la misma cantidad de protones. Todos los elementos existentes en la naturaleza - y algunos “creados” en laboratorios- se encuentran organizados en lo que se denomina Tabla Periódica. Muchas de las cuestiones históricas y cuestiones relacionadas al cómo se organizan los elementos en la tabla se trabajaron con la lectura del capítulo 9 “La Tabla” del libro “Había una vez el átomo”.

La tabla periódica es el resultado del trabajo de los químicos para organizar de una manera lógica los elementos. A grandes rasgos, la tabla se organiza en filas horizontales - llamadas periodos - y columnas verticales- denominados grupos. El número de periodo indica la cantidad de niveles energéticos ocupado con los electrones que tienen los átomos de los distintos elementos. Por otro lado, el número de grupo informa la cantidad de electrones de valencia que tienen los átomos de los diferentes elementos. Es evidente la relación que existe entre la estructura de la tabla periódica con la estructura atómica. Estas cuestiones serán discutidas con mayor detalle en las materias de las químicas sucesivas que forman parte de la formación de las diferentes carreras.

Si se mira con detenimiento a un elemento en la tabla periódica, se puede obtener información, para este curso las más importantes son número atómico, masa relativa promedio.