



**IUPFA**  
Instituto Universitario de la  
Policia Federal Argentina

# QUÍMICA



## CURSO DE INGRESO INTENSIVO

Autor: Emilio Lacambra

**2019**

# **Instituto Universitario de la Policía Federal Argentina**

## **Curso de Ingreso Intensivo**

### **Programa de la asignatura: QUÍMICA**

**Para las Carreras: LIC. EN CRIMINALÍSTICA, LIC. EN ACCIDENTOLOGÍA Y PREVENCIÓN VIAL, LIC. EN GESTIÓN DE SINIESTROS LIC. EN SEGURIDAD EN TECNOLOGÍAS DE LA INFORMACIÓN Y COMUNICACIONES, TEC. UNIV. EN BALÍSTICA Y ARMAS PORTÁTILES, PERITO EN PAPILOSCOPIA Y CALÍGRAFO PÚBLICO NACIONAL.**

### **Ciclo Lectivo 2019**

---

#### **Fundamentación:**

La Química en los planes de estudios forma parte de un eje de ciencias básicas, y los conceptos de esta área de conocimiento son aplicados a lo largo de las carreras en función del perfil profesional. Es por ello que este curso está dirigido a estudiar algunas nociones básicas que sustentan a distintas ramas de la Química, a la vez que se las discute de forma situada para concebir su carácter operativo. Para ello, se abordan esas nociones a partir de planteo de situaciones cotidianas, observación de fenómenos sencillos y lectura de textos que esbozan algunos de los problemas que dieron origen a la construcción histórica de conceptos fundantes de la Química. Las conceptualizaciones se valoran, pues, en tanto se las pueda aplicar para explicar la realidad y como construcciones convencionales que posibilitan el intercambio de puntos de vista con pares.

La lectura, así como la aplicación de herramientas de la matemática y reflexiones de carácter epistemológico, son aspectos que se pretenden comenzar a desarrollar junto al estudio de nociones estructurales de la Química. El abordaje, en término de lectura, de textos de una disciplina particular resulta indisociable de la enseñanza de las ciencias. Este trabajo conjunto pretende acompañar a los/as ingresantes en su proceso formativo en el contexto del comienzo de su vida universitaria, así como también muestra una forma de integrar saberes -lectura y comprensión de las ciencias- que tradicionalmente se conciben como independientes y de construcción disociada.

En términos metodológicos, las actividades propuestas tienen como finalidad el fomento de la discusión entre pares y con el/la docente. El intercambio de pareceres sobre un fenómeno, porta la intención de estimular a la argumentación fundamentada y en ese sentido serán las intervenciones docentes. Se estima que este tipo de abordaje favorecerá su inserción en la vida académica, donde la polifonía resulta una variable a considerar en los estudios universitarios. Asimismo, las actividades de escritura propuestas se dirigen a fomentar la práctica de escritura académica requerida para este nivel educativo.

## **Objetivo general de la materia:**

Que el/la estudiante:

- ☐ Comprenda nociones básicas de química y las pueda integrar en una conceptualización con coherencia interna;
- ☐ Distinga los niveles macroscópico, microscópico y simbólico en el estudio de la materia, y los pueda vincular entre sí;
- ☐ Adquiera herramientas conceptuales y procedimentales que le permitan formular explicaciones a fenómenos sencillos, sean estos observados directa o indirectamente, o planteados por escrito a modo de situaciones hipotéticas;
- ☐ Reflexione acerca de la construcción del conocimiento científico.

## **Objetivos específicos de la materia:**

Unidad Temática N°1: Que el/la estudiante:

- ☐ Delimite conceptos básicos de química desde una mirada macroscópica y los ponga en juego para realizar descripciones e inferencias;
- ☐ Conozca las leyes ponderales y las pueda aplicar en situaciones sencillas;
- ☐ Aplique la noción matemática de proporciones de forma adecuada en ejercicios que involucran conceptos de química;
- ☐ Reconozca a la química como una ciencia que parte de estudiar la realidad;
- ☐ Reflexione sobre las nociones de conservación y cambio en fenómenos físicos y químicos.

Unidad Temática N°2: Que el/la estudiante

- ☐ Reconozca la discontinuidad de la materia a nivel submicroscópico como construcción teórica que permite entender la realidad macroscópica;
- ☐ Conozca el modelo de partículas y el modelo atómico de Dalton;
- ☐ Traslade los postulados de un modelo teórico a la formulación de explicaciones de fenómenos cotidianos;
- ☐ Distinga entre descripción de procedimientos, observaciones, explicaciones y predicciones.

Unidad Temática N°3: Que el/la estudiante

- ☐ Utilice una simbología a modo de representación del nivel submicroscópico de la materia en un marco teórico específico.
- ☐ Reconocer a los tres niveles de interpretación de la materia como ópticas diferentes pero complementarias desde las cuales estudiar un fenómeno.

- Conozca algunas representaciones simbólicas utilizadas convencionalmente en química.
- Reflexione acerca de las representaciones en ciencias, su utilidad y limitaciones.

### **Contenidos:**

Unidad Temática N°1: Nivel macroscópico.

Propiedades intensivas y extensivas de un sistema material. Masa, volumen, solubilidad, densidad, características organolépticas. Descripción macroscópica de los estados físicos de la materia. Distinción de sustancia (pura) y mezcla. Conceptos de mezcla, componentes, mezcla homogénea, solución, soluto, solvente, disolución. Distinción de transformaciones físicas y químicas. Cambios de estado como ejemplo de transformación física. Punto de fusión y ebullición como propiedades intensivas. Leyes ponderales. Noción de proporción. Nociones de conservación y cambio. Concepto fenomenológico de elemento químico.

Unidad Temática N°2: Nivel submicroscópico.

Modelos científicos: supuestos, postulados, limitaciones. Observaciones, explicaciones y predicciones. Discontinuidad de la materia. Postulados del modelo de partículas. Caracterización de los estados de la materia características según el modelo de partículas. Idea de átomo en la antigüedad y en los comienzos de la química moderna. Modelo atómico de Dalton. Noción de sustancia simple y compuesta, y distinción de cambios físicos y químicos desde el punto de vista microscópico. Noción de unión entre átomos.

Unidad Temática N°3: Nivel simbólico.

Representaciones en ciencia. Representaciones icónicas y simbólicas. Símbolos, fórmulas y ecuaciones químicas: decodificación y vínculo con la descripción macroscópica y la interpretación microscópica en el marco teórico daltoniano.

### **Metodología de trabajo:**

Las clases tendrán como punto de partida discusiones grupales o colectivas acerca de experiencias o lecturas realizadas en el aula, visualización de recursos audiovisuales, lecturas y actividades realizadas de forma domiciliaria, y/o reconstrucciones de las clases previas. El/la docente guiará en la realización de las tareas mencionadas y sistematizará los conceptos emergentes, fomentando la toma de apuntes por parte de los/as estudiantes. El cuadernillo como recurso central está organizado para que los grupos de estudiantes puedan trabajar con cierta autonomía, repasando conceptos ya aprendidos previamente y construyendo nuevos saberes en el intercambio con pares y con el/la docente. Las actividades domiciliarias son centrales en la continuidad de la propuesta, que pretende ir integrando los nuevos conceptos con los de clases previas.

Por último, se recomiendan actividades complementarias, que profundizan lo abordado en las clases. El/la docente realizará cierres en cada clase, que den sentido a actividades tanto domiciliarias obligatorias como complementarias, y que retomen jerárquicamente los conceptos trabajados. Asimismo, en distintos momentos de la clase, podrá tomar un rol más expositivo para aclarar conceptos o consignas u ordenar el trabajo áulico, en función de las necesidades que surjan.

### **Cronograma:**

Semana	Actividad	Unidad Temática
28/01/19	Clase	Nivel macroscópico. Aproximación cualitativa.
4/02/19	Clase	Nivel macroscópico. Aproximación cuantitativa.
11/02/19	Clase	Introducción al nivel (sub)microscópico y su articulación con el macroscópico.
18/02/19	Clase	Nivel simbólico. Integración de los tres niveles.
4/03/19	Exámenes de Ingreso	----
13/03/19	Publicación de notas	----

### **Evaluación:**

La instancia de evaluación consistirá en un examen escrito individual a realizarse de forma presencial, en un lapso de tiempo de dos horas. Para aprobar este curso el/la estudiante deberá obtener como mínimo un 4 (cuatro) en esa instancia, y haber asistido a por lo menos el 80% de las clases.

En el escrito se evaluarán los conceptos trabajados a través de su aplicación en situaciones planteadas similares a las discutidas en el aula. La interpretación de la situación escrita y la claridad en la respuesta son valoradas, así como la evidencia de la conceptualización a través de un buen uso de los términos específicos.

## Resumen de contenidos y actividades



### Clase 1. NIVEL MACROSCÓPICO. APROXIMACIÓN CUALITATIVA.

¿Tinta negra o de colores? Trabajo grupal a partir de experiencia (video) y lectura.

Socialización. Conceptos de mezcla, componentes, mezcla homogénea, solución, soluto, solvente, disolución, solubilidad (noción cualitativa).

Actividades áulicas. Propiedades intensivas y extensivas de un sistema material. Idea cualitativa de solubilidad y de densidad. Distinción de sustancia (pura) y mezcla, y de transformaciones físicas y químicas. Cambios de estado como ejemplo de transformación física. Punto de fusión y ebullición como propiedad intensiva.

Actividad domiciliaria para clase 2. Concepto fenomenológico de elemento químico.

### Clase 2. NIVEL MACROSCÓPICO. APROXIMACIÓN CUANTITATIVA.

Las leyes ponderales. Lectura y discusión colectiva.

Socialización. El carácter empírico de las leyes ponderales. Noción de proporción. Nociones de conservación y cambio.

Actividades áulicas. La noción de proporción aplicada a la ciencia. Composición centesimal.

Actividad domiciliaria para clase 3. Estados de la materia como ejemplo de descripción macroscópica.

### Clase 3. INTRODUCCIÓN AL NIVEL (SUB) MICROSCÓPICO Y SU ARTICULACIÓN CON EL MACROSCÓPICO. REPRESENTACIONES.

Comportamiento del aire dentro de una jeringa. Experiencia áulica y actividad de discusión grupal.

Socialización. Modelos científicos: supuestos, postulados, limitaciones. Observaciones, explicaciones y predicciones. Discontinuidad de la materia.

Actividades áulicas. Postulados del modelo de partículas. Caracterización de los estados de la materia características según el modelo de partículas. Representaciones icónicas.

Actividad domiciliaria para clase 4. Lectura: “Demócrito y los átomos”.

### CLASE 4. NIVEL SIMBÓLICO. INTEGRACIÓN DE LOS TRES NIVELES.

Demócrito y los átomos. Discusión colectiva a partir de lectura domiciliaria.

Actividades áulicas. Modelo de Dalton. Postulados. Noción de sustancia simple y compuesta, y distinción de cambios físicos y químicos desde el punto de vista microscópico. Representación icónica y simbólica. Noción de unión entre átomos.

Lectura y actividades de integración. “Los tres niveles de interpretación”. El nivel simbólico (nociones de símbolo química, fórmula química y ecuación química) en relación a los niveles macro y (sub)microscópico.

## Unidad 1: Nivel macroscópico de la materia

PRIMERA PARTE: APROXIMACIÓN CUALITATIVA



Actividad A: ¿Tinta negra o de colores?

- 1- A partir del video proyectado en clase,
  - a) Describan el procedimiento que se realiza. Pueden acompañar la descripción de alguna ilustración.
  - b) Describan lo que observaron que ocurrió con la mayor precisión posible.
  - c) Elaboren alguna o varias explicaciones posibles a las observaciones descriptas.
- 2- Lean el siguiente texto, y luego escriban un título para cada párrafo que resume la idea central presentada en cada uno de estos:

### FRACCIONAMIENTO DE MEZCLAS HOMOGÉNEAS

La cromatografía

La tinta negra que contienen los marcadores es una solución compuesta por varios solutos y un solvente. Los solutos son los pigmentos que mezclados forman el color negro. En los marcadores “al agua”, el solvente es ese líquido. En cambio, en los marcadores indelebles el solvente puede ser, por ejemplo, alcohol.

Un procedimiento para fraccionar soluciones es la cromatografía. La separación por cromatografía se utiliza para averiguar si la solución en estudio posee muchos y variados solutos; y también cuáles son los solutos que contiene una solución.

Para separar los componentes de las soluciones por cromatografía, siempre es necesario un material poroso como el papel secante, papel de filtro o una tiza. Durante el ascenso del alcohol o de la acetona por el material poroso, los solutos que forman la línea se disuelven y son llevados o “arrastrados” por el solvente. A medida que el líquido se desplaza, los solutos dejan bandas en el papel o la tiza.

Actividad B: para discutir en pequeños grupos

1- Noción de propiedad

En la cromatografía de la tinta negra, pudieron observar la separación de los pigmentos debido a la coloración de los mismos. Los distintos cuerpos tienen cualidades que les son características y permiten distinguirlos de otros. En algunos casos estas propiedades se pueden determinar a través de nuestros sentidos (se dice que son organolépticas).

- a) Si tienen tres botellas con un líquido transparente. Saben que una es de agua de la canilla, otra de vinagre de alcohol y otra de alcohol medicinal. ¿Qué propiedad organoléptica les permite distinguir de cuál de estos líquidos se trata?

- b) Indiquen otras propiedades que permitan distinguir un cuerpo de otro. ¿Cuáles de esas propiedades son organolépticas? ¿Cuáles de esas propiedades requiere de algún instrumento de medición para ser determinada?
- c) ¿Qué propiedad de los pigmentos contenidos en la tinta negra les parece que permite que sean separados mediante cromatografía?

## 2- Distinción entre mezcla y sustancia pura

El café puede hacerse más o menos dulce dependiendo de cuánta azúcar se le agregue. En cambio, el agua destilada no puede prepararse de modo que sea más o menos mojada ni el cobre hacerse más o menos denso. El agua y el cobre tienen siempre las propiedades, cualitativas (como color o sabor) como cuantitativas (como densidad o solubilidad) que los caracterizan.

- a) ¿Qué diferencia hay entre porciones de materia como el barro y el café y otras como el agua destilada, el alcohol o el azúcar?
- b) Si se disuelve sal de mesa en agua se forma una solución incolora de salmuera. Si se evapora el agua, la sal vuelve a quedar depositada en el fondo del recipiente. En cambio, la tiza molida no es soluble en agua. Si se les alcanza un polvillo blanco y les dicen que se trata de una mezcla de tiza con sal de mesa ¿Cómo harían para separarlas?
- c) La tinta de fibrón negro, ¿es un tipo de materia como el barro y el café o como el agua destilada y el azúcar, según la distinción del texto?

## 3- Propiedades extensivas e intensivas

El color de los pigmentos es una propiedad que se determina a través de nuestros sentidos, como lo es también el sabor. Estas propiedades no dependen de la cantidad de materia, es decir, el color de una cucharada o de un paquete de azúcar es el mismo, así como su sabor y textura. Por este motivo se dice que son propiedades intensivas, para diferenciarlas de propiedades que sí dependen de la cantidad de materia considerada (propiedades extensivas).

- a) Se mencionó al discutir la actividad A la solubilidad refiriendo a los pigmentos de la tinta y el alcohol. ¿Se trata de una propiedad extensiva o intensiva?
- b) Indaguen sobre las siguientes propiedades e indiquen si son extensivas o intensivas: masa, volumen, densidad, punto de fusión.
- c) Los distintos cuerpos están constituidos de distintos materiales. Piensen en un cuerpo sencillo del cuál sepan de qué material está hecho. ¿Qué propiedades caracterizan a ese material? ¿esas propiedades son extensivas o intensivas?



#### 4- Transformaciones físicas y químicas

La cromatografía involucra un cambio en la tinta de fibrón ya que se separaron los distintos pigmentos que esta contiene. Otras transformaciones pueden ocurrir, por ejemplo, al hervir agua, al disolver sal en agua, al quemar un combustible o cuando se oxida un material metálico.

- a) Cuando el agua líquida se evapora y forma vapor de agua notamos un cambio, pero a la vez seguimos diciendo que se trata de la sustancia agua. ¿Qué cualidades distinguen el agua líquida de la gaseosa? ¿Debido a qué cualidades decimos que sigue siendo agua?
- b) Cuando un papel o un pedazo de madera se quema se produce un cambio en el que, a diferencia de la evaporación del agua, los materiales que se obtienen son otros (hollín y gases que conforman el humo). ¿Cómo se pone de manifiesto que ocurrió una transformación?  
¿Por qué decimos que los productos obtenidos ya no son papel o madera?
- c) Den otros ejemplos de transformaciones e indiquen si las sustancias cambian o no. En ambos casos, comenten cómo se pone en evidencia el cambio.



### Recapitulando...

La idea de sustancia pura es imprescindible para construir los conceptos de la química que siguen a continuación. Hasta ahora vamos armando un modelo macroscópico que nos permite interpretar parte de los fenómenos que conocemos sobre la materia.

Hasta ahora, el contenido de ese modelo es el siguiente:

- La materia (toda la que vemos) está formada por mezclas, en mayor o menor medida, de sustancias puras.
- Hay procesos en los que las sustancias se mezclan o separan sin transformarse. A esos procesos les llamamos transformaciones físicas. Hay otros procesos en los que las sustancias cambian. A esos procesos les llamamos transformaciones químicas o reacciones químicas.

Reconocer si un proceso involucra cambios físicos o químicos no es sencillo ni inmediato. Suele no bastar con la simple observación. Por ejemplo, si mezclamos una solución de sal de mesa (líquido incoloro) con una de azúcar (otro líquido) el resultado es que se mezclan dando otra vez un líquido incoloro (el proceso es físico). Pero si mezclamos vinagre (solución incolora) con una solución de soda cáustica, el resultado también será un líquido incoloro (no se ve diferencia con el proceso anterior) pese a que ha ocurrido una reacción química.

Quedan, entonces, preguntas pendientes. Si las sustancias pueden transformarse por reacciones químicas ¿Puede convertirse cualquier cosa en cualquier otra? ¿O hay reacciones imposibles? ¿Hay alguna cosa que permanezca inmutable en las transformaciones, sean químicas o físicas? Acá nos estamos preguntando por las leyes que rigen las transformaciones de la materia, o sea, la ciencia química. Hacia allá vamos.

### Actividad C: a realizar de forma domiciliaria para la segunda clase

A principios del siglo XVII, Boyle (1627-1691) sentó las bases de lo que hoy conocemos como Química, que recogió en la obra "El químico escéptico", publicada en 1661. Este libro comienza con una crítica rotunda a ideas que predominaban hacia el siglo XVII y se remontaban a teorías de Aristóteles y de alquimistas de diversos lugares de Europa y Asia. También plantea un conjunto de nuevos conceptos, entre los que destaca una concepción de la noción de elemento químico. Boyle definió los elementos como "sustancias químicas que no se pueden separar en diferentes componentes por ningún medio" y añadió que en una mezcla, los cuerpos que intervienen conservan cada uno sus propiedades y son fáciles de separar unos de otros, mientras que en una combinación, las partes constituyentes pierden sus propiedades primitivas y son inseparables por procedimientos físicos como filtraciones, destilaciones, etc.

Este concepto se consolidó con Lavoisier (1753-1794). El trabajo de Boyle había sentado las bases para una nueva orientación de la investigación química, pero careció de realizaciones prácticas que la sustentaran. Lavoisier cubrió sobradamente esta carencia estudiando experimentalmente un gran número de procesos químicos. Una de sus muchas contribuciones fue refrendar empíricamente la definición de elemento químico: "Todas las sustancias que no hemos podido descomponer por ningún medio son para nosotros elementos... No les debemos suponer compuestos hasta que la experiencia y la observación nos proporcionen la prueba".

Sobre esta base se llegaron a identificar una tercera parte de los elementos conocidos hoy en día, aunque, como el propio Lavoisier sospechaba, aquella lista incluyó algunas sustancias reconocidas más tarde como compuestos.

- 1- Lean el texto entero y luego, en una segunda lectura, identifiquen párrafo a párrafo las ideas centrales. A continuación, piensen un título para el texto. Finalmente, respondan a las siguientes preguntas:
  - a) ¿Cómo definió Boyle a los elementos?
  - b) ¿Cuál es la diferencia con Lavoisier?
  - c) ¿Qué ocurre actualmente con lo definido por Lavoisier?
  
- 2- Teniendo presente el concepto de elemento esbozado en el texto lean los siguientes fenómenos y respondan las preguntas de abajo:

*El grafito (material con el que se hacen las minas de los lápices), el diamante, el magnesio (un metal) y el gas butano (el de los encendedores) arden en presencia de aire. El grafito y el diamante pueden hacerlo de modo que no quede ningún residuo, formando únicamente un gas incoloro (idéntico en ambos casos) soluble en agua (la solución es incolora), al que se ha llamado "anhídrido". El gas butano también arde sin dejar residuo, produciendo anhídrido y también agua.*

*El magnesio también arde sin dejar residuo, pero el único producto de esa combustión es un polvillo blanco conocido como "magnesia alba". Ese polvillo puede disolverse en agua (esa solución es incolora). Si, por falta de aire, la combustión de cualquiera de estas cuatro sustancias termina antes de que estas se agoten, el aire no desaparece del todo. El gas que queda corresponde en buena medida a una sustancia llamada "nitrógeno".*

- a) A partir de la información de los fenómenos descriptos, ¿cuál o cuáles de las sustancias podrían inferir que está formada por un único elemento (sustancias simples)? ¿Por qué?
- b) ¿De cuál de las sustancias se puede concluir que es una sustancia compuesta (formada por más de un elemento)?

Al finalizar la primera parte de esta unidad, deberían poder explicar y articular los siguientes conceptos:

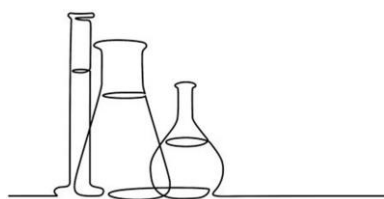
Propiedades, propiedades intensivas y extensivas, sustancia, mezcla, solución, soluto, solvente, disolución, solubilidad, elemento, sustancia simple, sustancia compuesta, transformación física, transformación química.

Tengan presente que deberían poder explicar los conceptos sin acudir a lo que ocurre en un nivel más íntimo de la materia (es decir, sin hacer alusión a átomos, moléculas o partículas que la conformen).

#### Experiencia domiciliaria complementaria

Primeramente extraigan pigmento de repollo colorado. Para ello, dejen hervir agua con hojas de repollo colorado dentro hasta que el agua tome el color del repollo. Una vez extraído el pigmento (es decir, obtenida la solución acuosa del pigmento), desechen las hojas y dejen enfriar el líquido. Luego, distribuyan la solución coloreada en distintos recipientes (al menos 4, que pueden tener el tamaño de un vaso común) aproximadamente hasta la mitad, de tal forma de poder volcar dentro de los recipientes otros líquidos. En uno de ellos, agreguen un poco de un líquido ácido, en otro agua y en otro un líquido alcalino/básico.

Recomendaciones generales: usar líquidos lo más homogéneos posibles (que no se vean turbios) y si es transparente o translúcido mejor.



Posible líquido ácido: vinagre de alcohol (o algún otro vinagre), jugo de limón. Posible líquido alcalino: destapacañerías, cal disuelta en agua, líquido para pulir metales, limpiador líquido con base de amoníaco.

- 1- Describan qué observaron y formulen alguna explicación posible (si les ayuda, pueden hacer alusión a conceptos trabajados en la primera clase). Recuerden los comentarios realizados en clase sobre las observaciones.
- 2- ¿Les parece que ocurrieron cambios físicos o químicos? ¿Qué propiedad organoléptica les permitió evidenciar el cambio? ¿Qué propiedad fue la causa del cambio?
- 3- Predigan qué creen que ocurrirá si mezclan el líquido ácido con el alcalino y el pigmento. Luego, hagan esa mezcla y observen lo sucedido. ¿Ocurrió lo predicho? ¿A qué puede deberse (tanto si ocurrió como si no ocurrió)?

Lecturas complementarias recomendadas:



“Había una vez un átomo o cómo los científicos imaginan lo invisible”. Gabriel Gellón. Año 2007. Siglo Veintiuno Editores. Capítulo 3: Elemental.

“Breve historia de la química”. Isaac Asimov. Capítulos 3 y 4.

Disponible en: <http://www.librosmaravillosos.com/brevehistoriaquimica/>

**Unidad 1: Nivel macroscópico de la materia**

SEGUNDA PARTE: APROXIMACIÓN CUANTITATIVA

Actividad D: Lectura en clase

Las leyes ponderales

Durante el siglo XVIII la Química tuvo avances enormes: se formularon las concepciones modernas de sustancia y elemento químico, y se identificaron muchos de los elementos más abundantes. En un tratado de 1789 Lavoisier tabuló 64 elementos incluyendo al oxígeno, nitrógeno, hidrógeno, fósforo, mercurio, zinc y azufre. También incluyó como elemento a la luz (hoy no considerada una sustancia) y el calórico (un concepto científico hoy obsoleto). En el mismo tratado se describen cientos de sustancias y reacciones químicas entre ellas.

La última década de ese siglo y la primera del XIX fueron clave en el desarrollo de la Química como una ciencia exacta, con el desarrollo de observaciones cuantitativas y la formulación de una serie de leyes que emplean herramientas matemáticas: las llamadas “leyes ponderales”, o también “leyes estequiométricas” (“ponderales” significa “cuantitativas”, es decir referentes a cantidades medibles).

La Ley de Conservación de la Masa (o de la Materia, según algunos textos) fue formulada por Lavoisier en 1785. Esta ley establece que en cualquier proceso, sea físico (sin transformación de sustancias) o químico (con ella), si se impide el ingreso o egreso de materia al sistema estudiado, la masa total del sistema permanece constante. Así, si se mezcla en un recipiente cerrado 1 gramo de hidrógeno con 8 gramos oxígeno (proceso físico), el resultado será una mezcla de gases cuya masa es 9 gramos. Si ahora se provoca una reacción química entre ellos (por ejemplo con una chispa) el resultado serán 9 gramos de agua. Si en la mezcla de gases hubiera 1 gramo de hidrógeno y 9 de oxígeno (10 gramos de gas), luego de la reacción quedaría agua y oxígeno. Esta ley no nos permite predecir cuánto de cada uno, pero sí que la masa de agua más la del oxígeno que no reaccionó es de 10 gramos.

La Ley de Proporciones Definidas fue postulada por Proust en 1806. De acuerdo con esta ley, en cada reacción química las masas de todas las sustancias intervinientes guardan siempre la misma proporción. Así, si 1 gramo de hidrógeno reacciona con 8 gramos de oxígeno para dar 9 gramos de agua, 3 gramos de hidrógeno reaccionarán con 24 gramos de oxígeno para dar 27 gramos de agua. Si se mezcla 1 gramo de hidrógeno con 9 de oxígeno, sólo 8 gramos de oxígeno podrán reaccionar. Se dice que el oxígeno está en exceso (y el hidrógeno, en defecto).

Usadas en combinación, la ley de conservación de la masa y la de las proporciones definidas permiten hacer cualquier cálculo estequiométrico práctico. Observen que ninguna de estas leyes usa el concepto de elemento químico.

La Ley de las Proporciones Múltiples fue propuesta por Dalton en 1808. Antes de formularla en abstracto pongamos un ejemplo: se sabe que tanto el agua como el peróxido de hidrógeno son sustancias formadas únicamente por hidrógeno y oxígeno. Tomemos una cantidad cualquiera de gramos de hidrógeno (digamos,  $m_H=3,78$  g) y veamos con cuánto oxígeno se combina para dar agua (si hiciéramos la medición veríamos que 3,78 g de hidrógeno se combinan con una cantidad de oxígeno  $m_{O,agua}=30,24$  g). Por otra parte, esa misma masa de hidrógeno se combinará con una masa distinta de oxígeno para formar peróxido de hidrógeno (si hiciéramos la medición veríamos que 3,78 g de hidrógeno se combinan con una cantidad de oxígeno  $m_{O,peróxido}=60,48$  g). Si hacemos el cociente entre las dos masas de oxígeno que se combinan con la misma masa de hidrógeno para dar cada una de esas sustancias tendremos:

$$\frac{30,24}{60,48} = \frac{1}{2}$$

Por supuesto que si hacemos un experimento real para ver esto no nos va a dar exactamente  $\frac{1}{2}$ , sino un valor aproximado, dentro del error experimental. La observación curiosa que hizo Dalton es que si uno hace eso para cualquier par de sustancias formadas cada una por dos elementos los cocientes de las masas son, dentro del error experimental, iguales al cociente entre números enteros y pequeños. En el ejemplo las sustancias eran agua y peróxido de hidrógeno, los elementos eran hidrógeno y oxígeno y los números eran 1 y 2.

Veamos dos ejemplos. El anhídrido carbónico está formado por carbono y oxígeno mientras que el ácido propílico está formado por carbono, oxígeno e hidrógeno. Tomamos una cantidad fija de oxígeno y la combinamos con carbono, de modo que forme las dos sustancias. La masa de carbono usada para el anhídrido carbónico dividida por la masa de carbono usada para el ácido propílico nos da  $\frac{1}{3}$ . Como segundo ejemplo, en vez del anhídrido formemos monóxido de carbono. El cociente de carbono empleado para monóxido y ácido propílico da  $\frac{2}{3}$ .

Esta última ley, verificada para una enorme cantidad de reacciones, resulta sumamente intrigante. Si bien no se la necesita para hacer cálculos estequiométricos, invita a buscar una explicación. El propio Dalton dio una muy elegante y útil, que veremos más adelante en el curso.

Lean el texto y respondan las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué postula la ley de conservación de la masa?
- b) ¿Qué postula la ley de proporciones definidas?
- c) ¿Qué postula la ley de proporciones definidas?
- d) ¿Por qué estas tres leyes se dice que son “leyes ponderales”?
- e) ¿A qué refiere el texto cuando habla de proporciones”?
- f) 2- Luego de la lectura, respondan:
  - a) Se combinan 120 gramos de carbono con 320 gramos de oxígeno para formar anhídrido carbónico. ¿Qué masa de oxígeno se combina por cada gramo de carbono para formar anhídrido carbónico? ¿Cuántos gramos de anhídrido se obtienen por cada gramo de carbono?
  - b) Se mezclan 400 gramos de hidrógeno con 1200 gramos de oxígeno, y se los hace reaccionar mediante un chispazo. Usando las leyes de conservación de la masa y de las proporciones definidas, calculen cuánta agua se puede formar y cuánto de cada reactivo sobra si se produce la máxima cantidad posible de agua.
  - c) Cuando se quema carbón al hacer un asado, la ceniza que queda es mucho más liviana que el carbón usado. ¿Es eso evidencia contra la ley de conservación de la masa?
  - d) Al preparar una taza de café con leche, la proporción en que mezclan café, agua, leche y azúcar son variables. ¿Podemos decir que no se cumple la ley de proporciones definidas en ese caso? ¿Qué diferencia hay entre el agua o al anhídrido carbónico y el café con leche en relación a los conceptos trabajados la clase anterior?

3- Otra forma de expresar la composición de una sustancia es en términos porcentuales (composición centesimal). Por ejemplo, para el anhídrido carbónico podemos decir que es 27,27% carbono y 72,72% oxígeno, es decir que cada 100 gramos de esa sustancia hay 27,27 gramos del elemento carbono y 72,72 gramos del elemento oxígeno. ¿Cuál sería la composición centesimal del carbonato de cobre?



### Resumiendo

Las leyes estequiométricas son un paso fundamental para la formulación de la química. Ellas empiezan a dar respuestas a los interrogantes que dejamos después de la actividad sobre sustancias puras: ¿Cuáles son las leyes que rigen las transformaciones químicas? ¿Se puede transformar cualquier cosa en cualquier otra? ¿Hay algo que quede invariante en las transformaciones químicas? De la discusión sobre elementos químicos ya sabemos que no se puede transformar cualquier cosa en cualquier otra porque hay algo que permanece invariante: los elementos. Si queremos obtener cierta sustancia deberemos usar otras sustancias que contengan los elementos de los que esa sustancia está hecha. Pero ahora sabemos también que la masa total del sistema debe permanecer invariante. El principio de conservación de masa, junto con el principio de que los elementos no se crean ni se destruyen, implica que la masa de cada elemento permanece constante. También, y esto es fundamental, las masas de sustancias que intervienen en reacciones están en mutua proporción.

Una aclaración importante es que para poder hacer todos estos análisis el sistema debe ser cerrado. En un sistema abierto, el principio de conservación de la masa debe modificarse por: “En cualquier proceso la masa final del sistema es igual a la masa inicial, más la que entró al sistema, menos la que salió”. Fíjense que no hablamos de masa que aparece o desaparece, sino de masa que pasa de un sistema a otro. O sea, por la conservación de la masa, si un sistema adquiere más masa es porque otros sistemas la perdieron, y viceversa.

### Actividad E: Ejercicios de aplicación de la noción de proporción

En las actividades anteriores, pudieron resolver problemas numéricos utilizando la noción de proporción en el contexto de la composición de una sustancia y según las leyes ponderales. Para las siguientes situaciones, identifiquen si hay par de variables proporcionales y resuelvan:



- 1- El término solubilidad describe la cantidad máxima de una sustancia (solute) que se disuelve en una cantidad específica de otra sustancia (disolvente) en condiciones determinadas. Por ejemplo, hasta 36 g de cloruro de sodio se pueden disolver en 100 g de agua a 20°C. Se dice entonces que la solubilidad del cloruro de sodio en agua es de 36,0 g /100 g H<sub>2</sub>O a 20°C.

Si agrego 100 g de cloruro de sodio en 250 g de agua a 20°C, ¿se disolverá? Si la respuesta es negativa, ¿qué cantidad quedará sin disolverse?

2- La densidad es una propiedad intensiva referida a la cantidad de masa en un determinado volumen de una sustancia. Se puede expresar su valor utilizando una unidad que deriva del cociente entre una unidad de masa y una de volumen, como  $\text{g}/\text{cm}^3$ . La densidad del oro es  $19,3 \text{ g}/\text{cm}^3$  es decir que cada centímetro cúbico ( $\text{cm}^3$ ) de oro tiene una masa de 19,3 g.

¿Qué volumen ocupa un kilogramo de oro puro? ¿Cuál es la masa de un decímetro cúbico de oro? Si un anillo de  $0,2 \text{ cm}^3$  posee 3 g de masa, ¿es de oro puro?

3- El punto de ebullición es una propiedad intensiva que refiere a la temperatura a la cual una sustancia pasa de estado líquido a gaseosa. Si el punto de ebullición de un kilogramo (1 Kg) de agua pura a presión atmosférica normal es de  $100^\circ\text{C}$ . ¿A qué temperatura se evaporará una taza de agua (aproximadamente 200 g) de agua?

Actividad F: Actividad domiciliaria para la clase 3

***¿Qué diferencia hay entre voltear una cubetera con hielo o voltearla si el agua aún está líquida?, ¿se podrá contener vapor de agua en una cubetera?***

Podés predecir lo que ocurrirá en esas situaciones debido a tu propia experiencia y por una conceptualización ya construida que clasifica a los cuerpos en sólidos, líquidos y gaseosos según lo que se conoce como estados físicos de la materia. Estos tres estados tienen características macroscópicas que permiten distinguirlos entre sí, y nos permite decidir si un cuerpo es sólido, líquido o gaseoso.

Como toda clasificación sobre lo que nos rodea, esta tiene sus limitaciones y habrá cuerpos a los que podremos atribuir propiedades de más de un estado o para los cuales tendremos duda a la hora de enmarcarlo en esta categorización. Sin embargo, en términos generales, podemos pensar a la materia que nos rodea como presentándose en alguno de estos estados, especialmente si hablamos de sustancias, y a su vez podemos pensar en transformaciones físicas donde cambia el estado, como cuando hablamos en la clase 1 de fusión y de evaporación.

Elaboren un cuadro comparativo en el que figuren las propiedades macroscópicas que caracterizan a los cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos. Tengan en cuenta que al generalizar, se pretende que las características me permitan distinguir si algo es sólido, líquido o gaseoso, pudiendo haber casos donde esos criterios no se cumplan del todo o haya ejemplos ambiguos. Les puede servir pensar en sustancias que conozcan en más de un estado para comparar las características de los mismos, como hicieron al hablar de la evaporación del agua.



IMPORTANTE: Para la clase 3, se deberá asistir con una jeringa plástica (sin la aguja)

### Actividad complementaria

#### Magnitudes y unidades de medida

El desarrollo en las observaciones cuantitativas fue de la mano del desarrollo de instrumentos para tomar mediciones y de la definición de aquello que se pretendía medir. Podemos decir que la acción de 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.

La medición y el uso de una escala de medida involucran también la aplicación de la noción de proporción que estuvimos trabajando. Es así que si definimos como unidad de medida para volumen de un líquido un vaso, todo cuerpo de líquido con ese volumen tendrá asignado el valor de un vaso mientras que un cuerpo de líquido que ocupa el triple de lugar en el espacio tendrá un volumen de tres vasos. Internacionalmente, se han definido unidades de medida para las distintas magnitudes, por ejemplo el metro (que se denota con la letra 'm') para la longitud. Otras unidades derivan de estas unidades estandarizadas, como el metro cúbico (denotado como 'm<sup>3</sup>') para el volumen definido como el lugar que ocupa en el espacio un cubo de un metro (1 m) de arista

- 1- ¿Con qué magnitudes trabajaron en las actividades H e I? ¿con qué unidades trabajaron y con qué letra se expresa cada una de ellas? ¿cuáles de esas unidades son derivadas de otras unidades básicas?
- 2- Hagan una lista de las propiedades mencionadas en las actividades de la clase 1 e identifiquen cuáles de ellas son magnitudes.
- 3- Para las magnitudes identificadas, den ejemplos de unidades con las que se puede expresar su valor. Indaguen alguna unidad para aquellas magnitudes de las que no conozcan.

- 4- ¿Con qué instrumentos se pueden medir la masa de un cuerpo? Den ejemplos de otros instrumentos de medida que conozcan e indaguen cuál es la magnitud medida. ¿Cómo se puede medir el volumen de un cuerpo líquido, de uno gaseoso y de uno sólido?
- 5- Una magnitud se puede expresar con un múltiplo o un submúltiplo de una unidad según convenga. Así, para indicar la distancia entre una ciudad y otra usamos el kilómetro (Km) en lugar del metro, y para medir el largo de una hoja podemos usar centímetros (cm) o milímetros (mm) por ejemplo.

El prefijo kilo (denotado con K) es un múltiplo que refiere a cien veces la unidad correspondiente, es decir que 1 Kg equivale a 1000 g y 1 Km a 1000 m. Los prefijos centi (c) y mili (m), por otro lado, son submúltiplos que refieren a la centésima y la milésima parte respectivamente), con lo cual 1 mg equivale a 0,001 g y 1 cm equivale a 0,01 m.

Para la actividad H-3 expresar las masas indicadas en la consigna en Kg (kilogramos) y en mg (miligramos). ¿Cambiará el porcentaje indicado en la composición centesimal con las cifras expresadas en Kg o en mg?

#### Experiencias complementarias

- 1- Si se posee algún instrumento para medir masa (como una balanza de cocina) y alguno para medir volumen (como un vaso medidor de cocina), se podría estimar la densidad de un líquido.



¿Cómo procederían para determinar dicha propiedad? Detallar paso a paso el procedimiento. Si se logra realizar, escribir los resultados obtenidos con dos líquidos de distinta densidad, como pueden ser agua y aceite.

- 2- Sin instrumentos de medición, se puede estimar la solubilidad de un sólido en agua usando medidas como cucharada y tazas, frecuentemente utilizadas en cocina aunque sin la precisión de los instrumentos utilizados en un laboratorio. Se puede, por ejemplo, determinar la solubilidad en cucharadas de sólido por cada taza de líquido. Se recomienda usar algún sólido que se sepa anticipadamente que un poco se puede disolver pero que se sabe que sólo hasta cierto punto (a temperatura ambiente). Por ejemplo, la sal común en agua a temperatura ambiente podría disolverse unas 7 cucharadas por cada vaso.

Lectura complementaria:

“Breve historia de la química”. Isaac Asimov. Capítulo 5.1 La ley de Proust.

Disponible en: <http://www.librosmaravillosos.com/brevehistoriaquimica/>



Recursos audiovisuales complementarios:

“En su justa medida”. Disponible en:

[http://www.encuentro.gov.ar/sitios/encuentro/programas/ver?rec\\_id=122510](http://www.encuentro.gov.ar/sitios/encuentro/programas/ver?rec_id=122510)

## Unidad 2: Nivel (sub)microscópico de la materia

### Actividad G: Trabajo experimental

Grupalmente, estudiarán fenómenos sencillos utilizando una jeringa y guiados por un par de ítems que describen brevemente procedimientos a realizar. Para cada ítem, observen atentamente lo que ocurre, discútanlo entre ustedes y luego escriban la descripción de esas observaciones. La observación en sí puede constar de lo que pueden ver, pero también de sonidos o de las sensaciones que les puede producir al tacto (quién esté manipulando la jeringa). Sin hacer una descripción exageradamente larga, intenten ser exhaustivos con la misma. Finalmente, formulen explicaciones de lo observado. Pueden surgir varias explicaciones posibles; en ese caso, argumenten a favor o en contra de una u otra, y escriban la explicación que más los convenció (o las explicaciones, en caso de que no hayan podido ponerse de acuerdo con una sola). Tengan en cuenta que no hay explicaciones correctas o erróneas, sino que lo importante es poder justificarlas adecuadamente.

1- Tiren del émbolo hacia afuera dejando el otro extremo de la jeringa libre, y sin llegar a que se separe el émbolo del resto de la jeringa. Luego tapen el extremo y presionen el émbolo.

2- Dejando el extremo de la jeringa libre, presionen el émbolo lo máximo posible. Luego tapen el extremo y tiren hacia afuera del émbolo sin llegar a que se separe el émbolo del resto de la jeringa.

### Actividad H: Modelo de partículas

El modelo de partículas postula que la materia está formada por partículas muy pequeñas e invisibles separadas entre sí por espacios vacíos y que están en movimiento constante. Hay fuerzas de atracción entre las partículas, que disminuyen rápidamente con la distancia.



1. Completen el siguiente cuadro:

	Estado Sólido	Estado Líquido	Estado Gaseoso
Distancia entre las partículas			
Movimiento de las partículas			
Fuerzas de atracción entre las partículas			

Pueden ayudarse del siguiente recurso (requiere Flash):

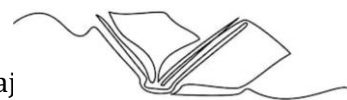
[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/es\\_tados/cambios.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/es_tados/cambios.htm)

- Realicen una representación a escala microscópica que permita distinguir los estados sólido, líquido y gaseoso en el marco del modelo de partículas. ¿Qué rasgos de las partículas representaron y cuáles no?
- ¿Cómo se explica utilizando el modelo de partículas que los sólidos mantengan su forma mientras los fluidos no lo hacen y se adaptan a su entorno?
- Empleando el modelo de partículas expliquen las siguientes situaciones:
  - Cuando se deja caer unas gotas de tinta en agua, ésta se colorea.
  - Al destapar un frasco con perfume es posible percibir su aroma a la distancia.
    - Si comprimo el aire encerrado en una jeringa, ¿qué ocurre con el volumen del aire? ¿cómo se puede interpretar eso desde el modelo de partículas?
    - En la misma situación descrita, cuanto más se comprime el aire, mayor es la presión que ejerce a su entorno. ¿Cómo se puede explicar eso desde el modelo de partículas?

Actividad I: Actividad domiciliaria de escritura

Elaboren un texto explicando las experiencias realizadas en clase con la jeringa enmarcándose en el modelo de partículas. Recuerden distinguir entre el procedimiento, la observación y la explicación. Por otro lado, intenten que en el texto se evidencie una separación entre los planos macroscópico y lo microscópico, y a la vez un vínculo entre lo que pasa en uno y otro.

## Actividad J: Actividad domiciliaria de lectura



Lean el siguiente texto.<sup>1</sup> Luego respondan a las preguntas de abajo

### Demócrito y los átomos<sup>2</sup>

*Le llamaban el «filósofo risueño» por su eterna y amarga sonrisa ante la necedad humana. Su nombre era Demócrito y nació hacia el año 470 a. C. en la ciudad griega de Abdera. Sus conciudadanos puede que tomaran esa actitud suya por síntoma de locura, porque dice la leyenda que le tenían por lunático y que llegaron a recabar la ayuda de doctores para que le curaran.*

*Demócrito parecía albergar, desde luego, ideas muy peregrinas. Le preocupaba, por ejemplo, hasta dónde se podía dividir una gota de agua. Uno podía ir obteniendo gotas cada vez más pequeñas hasta casi perderlas de vista. Pero ¿había algún límite? ¿Se llegaba alguna vez hasta un punto en que fuese imposible seguir dividiendo?*

*¿EL FINAL DE LA ESCISIÓN?*

*Leucipo, maestro de Demócrito, había intuido que esa escisión tenía un límite. Demócrito hizo suya esta idea y anunció finalmente su convicción de que cualquier sustancia podía dividirse hasta allí y no más. El trozo más pequeño o partícula de cualquier clase de sustancia era indivisible, y a esa partícula mínima la llamó átomos, que en griego quiere decir «indivisible». Según Demócrito, el universo estaba constituido por esas partículas diminutas e indivisibles. En el universo no había otra cosa que partículas y espacio vacío entre ellas.*

*Según él, había distintos tipos de partículas que, al combinarse en diferentes ordenaciones, formaban las diversas sustancias. Si la sustancia hierro se aherrumbraba —es decir, se convertía en la sustancia herrumbre— era porque las distintas clases de partículas que había en el hierro se reordenaban. Si el mineral se convertía en cobre, otro tanto de lo mismo; e igual para la madera al arder y convertirse en ceniza.*

*La mayoría de los filósofos griegos se rieron de Demócrito. ¿Cómo iba a existir algo que fuera indivisible? Cualquier partícula, o bien ocupaba espacio, o no lo ocupaba. En el primer caso tenía que dejarse escindir, y cada una de las nuevas partículas ocuparía menos espacio que la original. Y en el segundo caso, si era indivisible, no podía ocupar espacio, por lo cual no era nada; y las sustancias ¿cómo podían estar hechas de la nada?*

*En cualquier caso, dictaminaron los filósofos, la idea del átomos era absurda. No es extraño que las gentes miraran a Demócrito de reojo y pensaran que estaba loco. Ni siquiera juzgaron conveniente confeccionar, muchos ejemplares de sus escritos. Demócrito escribió más de setenta obras; ninguna se conserva.*

*Hubo algunos filósofos, para ser exactos, en quienes sí prendió la idea de las partículas indivisibles. Uno de ellos fue Epicuro, otro filósofo, que fundó una escuela en Atenas, en el año 306 a. C, casi un siglo después de morir Demócrito. Epicuro era un maestro de gran renombre y tenía numerosos discípulos. Su estilo filosófico, el epicureísmo, retuvo su importancia durante siglos. Parte de esta filosofía eran las teorías de Demócrito sobre las partículas.*

*Aun así, Epicuro no logró convencer a sus coetáneos, y sus seguidores permanecieron en minoría. Lo mismo que en el caso de Demócrito, ninguna de las muchas obras de Epicuro ha logrado sobrevivir hasta nuestros días.*

<sup>1</sup> Para realizar la lectura comprensiva del texto recuerden lo trabajado en Lectura y Escritura Académica sobre “comprensión lectora e identificación de ideas principales”

<sup>2</sup> Extraído del capítulo 5 de Grandes Ideas de la Ciencia (Isaac Asimov, 1969).



Hacia el año 60 a. C. ocurrió algo afortunado, y es que el poeta romano Lucrecio, interesado por la filosofía epicúrea, escribió un largo poema, de título *Sobre la naturaleza de las cosas*, en el que describía el universo como si estuviera compuesto de las partículas indivisibles de Demócrito. La obra gozó de gran popularidad, y se confeccionaron ejemplares bastantes para que sobreviviera a los tiempos antiguos y medievales. Fue a través de este libro como el mundo tuvo noticia puntual de las teorías de Demócrito.

En los tiempos antiguos, los libros se copiaban a mano y eran caros. Incluso de las grandes obras se podían confeccionar solamente unos cuantos ejemplares, asequibles tan sólo a las economías más saneadas. La invención de la imprenta hacia el año 1450 d. C. supuso un gran cambio, porque permitía tirar miles de ejemplares a precios más moderados. Uno de los primeros libros que se imprimieron fue *Sobre la naturaleza de las cosas*, de Lucrecio.

DE GASSENDI A BOYLE

Así fue como hasta los sabios más menesterosos de los tiempos modernos tuvieron acceso a las teorías de Demócrito. En algunos, como Pierre Gassendi, filósofo francés del siglo XVII, dejaron huella indeleble. Gassendi se convirtió en epicúreo convencido y defendió a capa y espada la teoría de las partículas indivisibles.

Uno de los discípulos de Gassendi era el inglés Robert Boyle, quien en 1660 estudió el aire y se preguntó por qué se podía comprimir, haciendo que ocupara menos y menos espacio.

Boyle supuso que el aire estaba compuesto de partículas minúsculas que dejaban grandes vanos entre ellas. Comprimir el aire equivaldría a juntar más las partículas, dejando menos espacio vacío. La idea tenía sentido.

Por otro lado, el agua podría consistir en partículas muy juntas, tan juntas que estaban en contacto. Por eso, razonó Boyle, el agua no se puede comprimir más, mientras que, al separar las partículas, el agua se convertía en vapor, sustancia tenue parecida al aire.

Boyle se convirtió así en nuevo seguidor de Demócrito. Como vemos, durante dos mil años hubo una cadena ininterrumpida de partidarios de la teoría de las partículas indivisibles: Demócrito, Epicuro, Lucrecio, Gassendi y Boyle. La mayoría, sin embargo, jamás aceptó sus ideas. «¿Qué? ¿Una partícula que no puede dividirse en otras menores? ¡Absurdo!»

VIGILANTES DEL PESO

Pero llegó el siglo XVIII y los químicos empezaron a reconsiderar la manera en que se formaban los compuestos químicos. Sabían que eran producto de la combinación de otras sustancias: el cobre, el oxígeno y el carbono, pongamos por caso, se unían para formar el compuesto llamado carbonato cúprico. Pero por primera vez en la historia se hizo el intento de medir los pesos relativos de las sustancias componentes.

Joseph Louis Proust, químico francés, realizó mediciones muy cuidadosas hacia finales de siglo. Comprobó, por ejemplo, que siempre que el cobre, el oxígeno y el carbono formaban carbonato de cobre, se combinaban en las mismas proporciones de peso: cinco unidades de cobre por cuatro de oxígeno por una de carbono. Dicho de otro modo, si Proust usaba cinco onzas de cobre para formar el compuesto, tenía que usar cuatro de oxígeno y una de carbono.

Y aquello no era como hacer un bizcocho, donde uno puede echar una pizca más de harina o quitar un poco de leche. La «receta» del carbonato de cobre era inmutable; hiciere uno lo que hiciere la proporción era siempre 5:4:1, y punto.

Proust ensayó con otras sustancias y constató el mismo hecho: la receta inflexible. En 1779 anunció sus resultados, de los cuales proviene lo que hoy conocemos por «ley de Proust» o «ley de las proporciones fijas».

*¡Qué extraño!, pensó el químico inglés John Dalton cuando supo de los resultados de Proust. «¿Por qué ha de ser así?»*

*Dalton pensó en la posibilidad de las partículas indivisibles. ¿No sería que la partícula de oxígeno pesa siempre cuatro veces más que la de carbono, y la de cobre cinco veces más que ésta? Al formar carbonato de cobre por combinación de una partícula de cobre, otra de oxígeno y otra de carbono, la proporción de pesos sería entonces 5:4:1.*

*Para alterar ligeramente la proporción del carbonato de cobre habría que quitar un trozo a una de las tres partículas; pero Proust y otros químicos habían demostrado que las proporciones de un compuesto no podían alterarse, lo cual quería decir que era imposible romper las partículas. Dalton concluyó que eran indivisibles, como pensaba Demócrito.*

*Dalton, buscando nuevas pruebas, halló compuestos diferentes que, sin embargo, estaban constituidos por las mismas sustancias; lo que difería era la proporción en que entraba cada una de ellas. El anhídrido carbónico, pongamos por caso, estaba compuesto por carbono y oxígeno en la proporción, por pesos, de 3 unidades del primero por 8 del segundo. El monóxido de carbono también constaba de carbono y oxígeno, pero en la proporción de 3 a 4.*

*He aquí algo interesante. El número de unidades de peso de carbono era el mismo en ambas proporciones: tres unidades en el monóxido y tres unidades en el anhídrido. Podría ser, por tanto, que en cada uno de los dos compuestos hubiese una partícula de carbono que pesara tres unidades.*

*Al mismo tiempo, las ocho unidades de oxígeno en la proporción del anhídrido carbónico doblaban exactamente las cuatro unidades en la proporción del monóxido. Dalton pensó: si la partícula de oxígeno pesara cuatro unidades, entonces el monóxido de carbono estaría compuesto, en parte, por una partícula de oxígeno y el anhídrido por dos.*

*Puede que Dalton se acordara entonces del carbonato de cobre. La proporción de pesos del carbono y el oxígeno eran allí de 1 a 4 (que es lo mismo que 3 a 12). La proporción podía explicarse si uno suponía que el carbonato de cobre estaba compuesto de una partícula de carbono y tres de oxígeno. Siempre se podía arbitrar un sistema que hiciese aparecer números enteros de partículas, nunca fracciones.*

*Dalton anunció su teoría de las partículas indivisibles hacía el año 1803, pero ahora en forma algo diferente. Ya no era cuestión de creérsela o no. A sus espaldas tenía todo un siglo de experimentación química.*

### **ÁTOMOS POR EXPERIMENTO**

*Los argumentos teóricos por sí solos nunca habían convencido a la humanidad de la existencia real de partículas indivisibles; los argumentos, más los resultados experimentales, surtieron casi de inmediato el efecto apetecido.*

*Dalton reconoció que su teoría tenía sus orígenes en el filósofo risueño, y para demostrarlo utilizó humildemente la palabra átomos de Demócrito (que en castellano es átomo). Dalton dejó establecida así la teoría atómica.*

*Este hecho revolucionó la química. Hacia 1900, los físicos utilizaron métodos hasta entonces insólitos para descubrir que el átomo estaba constituido por partículas aún más pequeñas, lo cual revolucionó a su vez la física. Y cuando se extrajo energía del interior del átomo para producir energía atómica, lo que se revolucionó fue el curso de la historia humana.*

1. ¿Qué sostenía Demócrito respecto a cómo estaban constituidas las cosas? ¿Qué personajes de la antigüedad retomaron sus ideas?
2. ¿Cuál fue el aporte de Boyle a la concepción atomista?
3. ¿En qué se basa la ley de Proust o ley de proporciones fijas? ¿Qué idea introdujo Dalton a la concepción atomista para explicar esta ley?
4. ¿Qué diferencia hay entre una ley como la “ley de proporciones fijas” y una teoría como “la teoría de las partículas indivisibles”?
5. ¿Afirmarían que hacia 1800 se habían descubierto los átomos? Expliquen su postura.

#### Lecturas complementarias recomendadas

“Una aproximación a la idea de modelo”, de Wainmaier Cristina (2017) en Guía de Introducción al Conocimiento de la Física y la Química (2018) de la Universidad Nacional de Quilmes. Disponible en:

<http://alimentos.web.unq.edu.ar/wp-content/uploads/sites/60/2018/03/GuiaICFyQ1C2018.pdf>

“Había una vez un átomo o cómo los científicos imaginan lo invisible”. Gabriel Gellón. Año 2007. Siglo Veintiuno Editores. Capítulos 4 a 6.

#### Actividad complementaria

##### Notación científica

En 18 gramos de agua hay alrededor de 60000000000000000000000 moléculas. El radio de un átomo de Hidrógeno es de 0,00000000053 metros. En ciencia es habitual la necesidad de expresar números muy grandes o muy pequeños, pero esos números expresados en notación decimal son difíciles de leer y ocupan demasiado espacio. Por eso, se ideó otra forma de expresar números muy grandes y muy pequeños. Como esa necesidad aparece con mucha mayor frecuencia en la ciencia que en la vida cotidiana, esa notación recibe el nombre de “científica”. Así, el número de moléculas que hay en 18 gramos de agua se puede escribir como  $6 \cdot 10^{23}$  y el radio del átomo de Hidrógeno como  $5,3 \cdot 10^{-11}$ . La notación científica de un número, entonces consiste en un producto entre un número (habitualmente entre 1 y 10) y una potencia de diez.

- 1- En la notación científica, ¿qué representa que exponente de la potencia de diez sea negativo o positivo? Para responder piensen en los dos ejemplos que da el texto.
- 2- Escriban el número 60000000000000000000000 en una calculadora científica y a continuación la tecla ‘igual’. ¿Cómo expresa su calculadora ese número? Averigüen cómo se escribe un número usando notación científica con la calculadora que suelen usar (incluso con el celular si es que usan la calculadora científica de ese dispositivo).

- 3- Veinte gotas de agua pesan alrededor de 1 gramo. Usando información del texto  
¿Cuántas moléculas hay en una gota de agua?
- 4- Calculen, usando información del texto, qué masa tiene una molécula de agua.
- 5- ¿Cuál es el radio expresado en milímetros y en kilómetros del átomo de Hidrógeno?

## Unidad 3: Nivel simbólico de la materia

## Actividad K: El modelo de Dalton

El químico inglés John Dalton postuló una teoría con la que explicaba las tres leyes estequiométricas. La teoría puede resumirse, en términos actuales, en los siguientes postulados:

1. Cada elemento está formado por partículas idénticas, diminutas, indestructibles e increables, a las que llama átomos. Los átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes.
2. Cada sustancia está formada por idénticas agrupaciones de átomos unidos entre ellos, a las que llama moléculas. Por ejemplo, cada molécula de agua está formada por la unión de dos átomos de hidrógeno con uno de oxígeno.
3. Cuando ocurre una reacción química, las moléculas de las sustancias que reaccionan se disgregan, y los átomos que las formaban se recombinan para formar moléculas diferentes.

ELEMENTS			
	Hydrogen	1	 Strontian 46
	Azote	5	 Barres 68
	Carbon	5	 Iron 50
	Oxygen	7	 Zinc 56
	Phosphorus	9	 Copper 56
	Sulphur	13	 Lead 90
	Magnesia	20	 Silver 190
	Lime	24	 Gold 190
	Soda	28	 Platina 190
	Potash	42	 Mercury 167

A la derecha se muestra una imagen que pertenece a un libro de Dalton en el que se propone una simbología para los elementos. Usando esos símbolos, Dalton representó la composición química de algunas sustancias, como el anhídrido carbónico (hoy conocido como dióxido de carbono):



De esa forma, representaba que una molécula de esta sustancia estaba compuesta por dos átomos de carbono y uno de oxígeno.

- 1- Hoy se entiende que cada molécula del gas hidrógeno está formada por dos átomos de hidrógeno, cada molécula del gas oxígeno está formada por dos átomos de oxígeno, y cada molécula de agua está formada por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno. Además, como ya se dijo al discutir las leyes ponderales (ver clase 2), el gas oxígeno y el gas hidrógeno reaccionan ante un chispazo produciendo agua.
  - a) Representen, usando los símbolos de Dalton, al gas hidrógeno, al gas oxígeno y al agua.

- b) Sabiendo que 1 gramo de hidrógeno se combina con 8 gramos de oxígeno para dar 9 gramos de agua ¿Se puede decir qué masa tiene cada molécula de hidrógeno, oxígeno y agua?
  - c) ¿Cómo imaginan que ocurre microscópicamente la reacción entre el gas oxígeno y el gas hidrógeno para producir agua de acuerdo al modelo de Dalton? Realicen un esquema que represente dicha transformación.
  - d) ¿Cuántas moléculas de hidrógeno deben reaccionar con cada molécula de oxígeno para producir agua si se debe cumplir la ley de conservación de masa? ¿Cuántas moléculas de agua se producirán?
- 2- ¿Cómo se pueden explicar las tres leyes estequiométricas a partir del modelo de Dalton? Se recomienda tomar los mismos ejemplos de los textos “Las leyes ponderales” (ver clase 2) y “Demócrito y los átomos” (ver clase 3).
- 3- ¿Cómo se puede diferenciar una transformación física y una química desde el modelo de Dalton? Se sugiere para responder la pregunta tomar ejemplos concretos, como la formación de agua a partir de los gases hidrógeno y oxígeno, y algún cambio de estado como la evaporación de agua, e imaginarlos microscópicamente a partir de los postulados de la página anterior. También pueden acompañar la explicación de un esquema.
- 4- La palabra partícula puede concebirse simplemente como una parte pequeña de una cosa, o más específicamente en este contexto, como una entidad material diminuta que constituye a los cuerpos a modo de unidad estructural de la materia. En el texto “El modelo de Dalton” se habla de partículas al hablar de átomos. ¿Son esas mismas partículas de las que hablamos en “El modelo de partículas” (ver clase 3)? Expliquen su razonamiento.

## Algunos comentarios sobre la actividad anterior

Finalmente llegamos a los átomos. Dalton logró traducir en términos de su teoría los conceptos macroscópicos de elemento (que en ella se interpreta como una clase de átomo) y sustancia (que se interpreta como clases de moléculas), pero sobre todo logró que las leyes estequiométricas queden unidas y organizadas bajo la misma idea. En especial la de las proporciones múltiples, que sin la teoría de Dalton resulta realmente un misterio. La teoría de Dalton es de 1809, pero durante cerca de un siglo fue considerado una especulación. Muchos químicos sostenían que la idea de átomo era útil para sintetizar las leyes, pero se negaban a atribuirle al átomo más entidad. Pero con los años la hipótesis de que el átomo es un objeto físico, que se mueve e interacciona, se robusteció con una serie de observaciones hasta convertirse en una pieza fundamental de la ciencia actual. El “tamaño” de los átomos se conoció recién en la primera década del siglo XX (vean las actividades sobre escalas, más abajo).

Pero el átomo de Dalton genera muchas preguntas nuevas. Si es un objeto físico, que se mueve, debería en principio ser posible aplicarle a él la física. En particular, si varios átomos permanecen unidos en una molécula, tendrá que haber una fuerza que explique esa unión. ¿Es posible saber más sobre cómo son los átomos? ¿Es posible explicar esas fuerzas a partir de esa descripción? Las respuestas son fascinantes y algo desconcertantes: los intentos de aplicar la física a los átomos obligaron a cambiar tanto a los átomos como a las teorías físicas. Finalmente hubo que inventar la mecánica cuántica y un modelo atómico muy sofisticado que tiene sentido solo dentro de esa teoría. Y eso ayuda a entender varios aspectos de la química, pero no puede decirse que todos, o que la química sea una rama de la mecánica cuántica.

Finalmente, en la química que se enseña hoy en día se usan varios modelos de átomo. Otros muchos modelos se han abandonado. El primer modelo de Dalton es suficiente para la química de uso práctico: toda la estequiometría puede ponerse en esos términos. El modelo más sofisticado (el que usa mecánica cuántica) es útil si se desea estudiar aspectos específicos de la fisicoquímica (como por ejemplo si se desea predecir cómo interactúa cierta molécula con la radiación).

Entre el modelo original de Dalton y el cuántico hay uno, conocido como “modelo de Böhr”, que en rigor no se parece a ninguno de los dos. Muchas explicaciones en textos modernos de química usan ese modelo. Un consejo para ustedes: tómenlo con pinzas y recuerden que sólo se trata de modelos

## Actividad L: Lectura y actividad de integración

### Los tres niveles de interpretación<sup>3</sup>

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 gran cantidad de partículas inobservables.

Normalmente, las propiedades observables de la materia (como el color, la temperatura, el punto de ebullición, etc.) son el 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. Por ejemplo, la diferencia de coloración de los metales (plomo, hierro, cobre, oro, etc.) sólo puede entenderse considerando la diferente conformación interna de los átomos que los constituyen. Del mismo modo, la temperatura de un gas encerrado en un recipiente es una manifestación macroscópica de la velocidad promedio con que se mueven sus moléculas. Así, en una locomotora de vapor, a medida que la caldera se encuentra a mayor temperatura la velocidad promedio de las moléculas de agua aumenta, lo que logra un impacto más energético de ellas contra el pistón y el consecuente aumento de la potencia en su movimiento mecánico.

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. La fórmula química H<sub>2</sub>O representa tanto una molécula de agua, e indica su composición (dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno), como la sustancia agua. Por lo tanto, las fórmulas aportan información cuantitativa sobre la composición íntima de las moléculas y, a la vez, son una manera convencional de representar una sustancia.

El camino para interpretar de modo completo un fenómeno químico, entonces, supone tres pasos: partir de lo observable o experimental (nivel macroscópico), explicarlo en función de lo que ocurre en el plano atómico-molecular (nivel microscópico) y representarlo mediante fórmulas y ecuaciones químicas (simbólico). Sin embargo, una vez reconocido este camino para comprender un fenómeno dado, se puede asumir el carácter cíclico que vincula estos niveles y efectuar descripciones comenzando por cualquiera de ellos.

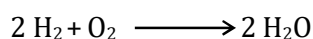
Lo importante es saber qué significa cada uno de los niveles de descripción y cómo se relacionan.

---

<sup>3</sup>Extraído del capítulo 2 "Contando átomos y moléculas" de La Química está entre nosotros (Andrade Gamboa y Corso, 2014).



- 1- Expliquen sintéticamente cuáles son los tres niveles de interpretación de la materia.
- 2- ¿Qué significa que “las propiedades observables de la materia... pierden sentido a la hora de analizar átomos o moléculas individuales”?
- 3- ¿Cómo se puede interpretar la fórmula  $H_2O$  desde el nivel de interpretación microscópico?  
Comparen su respuesta con la representación que hicieron usando los símbolos de Dalton.
- 4- El estaño y el agua son un elemento (sustancia simple) y un compuesto (sustancia compuesta) respectivamente. ¿Cómo se pone en evidencia esa diferencia a partir de su representación simbólica?
- 5- ¿Qué representa un símbolo químico y qué representa una fórmula química?
- 6- Busquen cuáles son los símbolos químicos del carbono y del oxígeno y escriban a partir de los mismos la fórmula del anhídrido carbónico.
- 7- ¿Por qué no existe la fórmula química del café con leche?
- 8- La reacción química de formación del agua, varias veces mencionada a lo largo del curso, se puede representar simbólicamente mediante la siguiente ecuación química:



Expliquen dicha representación simbólica retomando lo discutido en la actividad K-1.

