

# **UNIDAD Nº 1: INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA Y A LA EXPERIMENTACIÓN**

## **1.1 INTRODUCCIÓN**

### **1.1.1 CONTENIDOS TEÓRICOS**

Motivación al estudio de la química. Fenómenos químicos. Enfoques microscópico y macroscópico. Ideas cualitativas de movimiento, temperatura y energía cinética. Relación con energías potenciales. Teoría cinética de los gases ideales. Distribución de velocidades (Maxwell-Boltzmann). Idea de interacciones entre átomos como determinante de los fenómenos químicos. Clasificación cualitativa de los tipos de interacciones: covalentes, intermoleculares, iónicas, metálica. Órdenes de magnitud. Relación con curvas/superficies de energía potencial. Clasificación de fenómenos químicos. Estequiometría. Centralidad de la experimentación en la química como ciencia natural. Mediciones. Posibilidad e importancia del modelado de sistemas.

### **1.1.2 RESUMEN DE CONTENIDOS**

#### **1.1.2.1 La Química en el contexto del desarrollo histórico de las Ciencias Naturales**

Las Ciencias Naturales, incluyendo la Química, fueron cambiando de objetivos y métodos a lo largo de la historia de la humanidad. En la Antigüedad, la Filosofía Natural era guiada muchas veces por preguntas ontológicas como ¿qué? (qué existe, qué sucede) y teleológicas como ¿para qué? (para qué cae la piedra, por ejemplo). En la modernidad, en cambio, siguiendo otros cambios en la sociedad y otras ramas de la filosofía, a las preguntas metafísicas se sumaron preguntas del tipo de ¿cómo? Cobró mayor relevancia poder predecir los fenómenos naturales y su ocurrencia; muchas veces se encontraban sólo relaciones empíricas entre las variables físicas y químicas, llamadas leyes fenomenológicas. En ellas se halla una relación entre distintas variables, pero no se busca explicar el origen o la razón de esas relaciones. A modo de ejemplo, podemos mencionar las leyes de los gases, como las de Boyle-Mariotte y Gay-Lussac. En la mayoría de los casos el avance hasta poder demostrar la validez y las limitaciones de las leyes fenomenológicas siguió el avance del conocimiento del ser humano.

En Química: la alfarería, la metalurgia, la fabricación de vidrios, la fabricación y uso de distintos materiales, se produjo de esa forma. En este curso se presentarán y expondrán las leyes fenomenológicas, dando en los casos en que sea posible explicaciones en términos de propiedades atómico-moleculares o de teorías generales como la termodinámica.

Es muy válido que en las Ciencias Naturales se observe que “de la certeza salen los errores, (pero) los errores producen certeza (La Balsa de Piedra, José Saramago)”; la ciencia es como una gimnasia de prueba y error. En definitiva, siempre es posible encontrar explicaciones alternativas, o más completas, o rigurosas de los fenómenos que estemos estudiando, y trataremos en el curso de trabajar la idea que toda explicación científica es necesariamente, limitada y mejorable. Explicaciones más rigurosas serán objeto de materias en cursos superiores. Como ejemplo puede decirse que en 2013 se cumplieron los cien años

de la publicación por Niels Bohr del trabajo “Sobre la Constitución de Átomos y Moléculas” (*Philos. Mag.* **26**, 1913), trabajo de importancia seminal. Este brillante científico que fue galardonado con el Premio Nobel suponía que la molécula de agua ( $H_2O$ ) era lineal. El tiempo y el conocimiento químico y físico que fue avanzando, demostró que esa suposición era errónea. Esto no empañó los geniales aportes de científicos que, como Bohr, habían formulado hipótesis sobre el comportamiento de la materia que luego debieron ser abandonadas, reformuladas o mejoradas.

### 1.1.2.2 ¿Qué es la Química?

Como ocurre muchas veces en ciencia, no hay una única respuesta. Podemos decir que la química es una ciencia natural, es decir que emplea metodologías científicas para estudiar algunos fenómenos o propiedades naturales, que podemos llamar fenómenos o propiedades químicas. Los fenómenos y propiedades químicas están determinados por las propiedades de la materia estudiada, pero además tratan de conciliar la visión atómico-molecular del fenómeno con el comportamiento macroscópico que resulta de la misma sustancia. A modo de ejemplo podemos mencionar algunos fenómenos:

1. Por qué se evapora el agua cuando se aumenta la temperatura.
2. Por qué el cobre conduce la electricidad más fácilmente que el plomo.
3. Por qué el vino tinto es de color morado.
4. Por qué nos envenenamos cuando respiramos en una atmósfera en la cual hay una combustión incompleta.
5. Por qué se corroe el hierro.
6. Por qué se forma el agujero de ozono en la atmósfera.

Se puede notar que muchos de estos ejemplos son también objeto de estudio de otras disciplinas como la física, la biología, la medicina, la meteorología, etc. Esta característica interdisciplinaria o transversal es típica de la química, a la que muchos denominan la ciencia central. Ello debido a que la química trata de unir el comportamiento de átomos y moléculas con las propiedades de la materia macroscópica, que es la más usual a nivel humano. Puede mencionarse como rasgo característico de la Química el énfasis especial en la composición de los materiales y como cambian sus propiedades macroscópicas.

También se trata de la ciencia que atraviesa el mundo atómico-molecular y lo conecta con el comportamiento de la materia macroscópica. Es una disciplina sumamente relevante en el diseño de moléculas y dispositivos utilizando el razonamiento deductivo o análisis (método de diseño *top-down*) y también la síntesis (método *bottom-up*). Así:

- i) Partiendo de la materia macroscópica llegar a sus componentes más simples (en general átomos y moléculas)<sup>1</sup>;
- ii) Partiendo de los componentes o ladrillos del diseño (en general átomos y moléculas) llegar a sintetizar moléculas complejas o dispositivos de gran utilidad práctica. Por supuesto que muchas veces haciendo uso del conocimiento correspondiente a otras disciplinas.

La química es una ciencia muy amplia, y como tal admite diversas clasificaciones. Una clasificación en base al tipo de sistemas estudiados comprende

<sup>1</sup> Por supuesto, para otras disciplinas los componentes más simples pueden ser otros. Por ejemplo, la *Física de Partículas* estudia las propiedades e interacciones de las partículas subatómicas que componen la materia y la radiación.

la química inorgánica, la química orgánica, la química biológica, la química de materiales y la química tecnológica (o industrial). Otra, que se basa en el tipo de enfoque utilizado, incluye la Química-Física -que es la rama de la química que se ocupa de los fundamentos de los fenómenos y en cómo describirlos en base a modelos-, la Química Analítica -que se ocupa de cómo detectar y cuantificar los distintos componentes de un sistema- y la Química Sintética -que aborda la producción eficiente de moléculas y materiales-.

La idea fundamental que subyace en la concepción actual de la química es la **hipótesis atómica**, que establece que todo material está compuesto por átomos, y que todas las transformaciones químicas son simplemente reorganizaciones de átomos. Esta idea se puede ilustrar en la respuesta a la siguiente pregunta dada por el físico estadounidense Richard Feynman (1918-1988).

*Si por algún cataclismo fuera destruido todo el conocimiento científico y solamente pasara una frase a la siguiente generación de criaturas, ¿cuál enunciado tendría el máximo de información con el mínimo de palabras? La respuesta de Richard Feynman fue que sería la hipótesis atómica.*

La química es una disciplina científica de gran importancia para el desarrollo de la tecnología, entre otras. Como tal, tiene por un lado asociadas actividades de observación o experimentación, en las cuales tratamos de extraer características de fenómenos y sistemas observados. Por otra parte, y quizás lo más interesante, es la construcción humana colectiva que consiste en proponer teorías y modelos que nos permitan proveer explicaciones a fenómenos o propiedades de materiales sobre la base del comportamiento atómico-molecular, y también a realizar predicciones sobre los mismos. Vale mencionar que la relación entre estos dos procesos ha suscitado una larga discusión en la Filosofía de las Ciencias. Algunas corrientes suponen que el proceso de observación y experimentación permite obtener “hechos objetivos” u “observables”, a partir de los cuales uno puede obtener teorías científicas por inducción, o poner a prueba teorías por el método hipotético-deductivo. Otras corrientes plantean que la observación y la experimentación están guiadas por supuestos teóricos (no siempre explícitos), y por ende la relación entre “hechos” y “teorías” es mucho más compleja.

Estas actividades han tenido distintas fuerzas impulsoras a lo largo de la historia de la humanidad. En la antigüedad, muchas veces se trataba de preguntas metafísicas guiadas por la simple curiosidad de entender y explicar lo que sucede en la naturaleza (aunque no hay que olvidar las preocupaciones estrictamente ligadas a los cultivos en el delta del río Nilo en el caso de la civilización egipcia, por ejemplo). Pero en la modernidad, especialmente luego de la Revolución Industrial, las preocupaciones tecnológicas pasan a cobrar mucha relevancia. Conocidos ejemplos son la termodinámica asociada a las máquinas de vapor desarrollada desde finales del siglo XVIII, o la producción de amoníaco y sus derivados (para fertilizantes y explosivos) durante y después de la Primera Guerra Mundial. De aquí que las consecuencias aplicadas sean enormes. En particular, las predicciones son de fundamental interés para influir sobre la naturaleza por medio de la tecnología. En este contexto, no olvidemos lo que dice S. Hawking:

***Las teorías físicas son sólo modelos matemáticos y no tiene sentido preguntarse si corresponden o no a la realidad. Lo único que uno puede preguntarse es si sus predicciones están de acuerdo con lo que se observa.***

Stephen Hawking (1942-2018), *A Brief History of Time*

A modo de ejemplo, podemos en primer lugar observar un fenómeno; por ejemplo, que, si se mezclan en un recipiente oxígeno e hidrógeno gaseosos en ciertas condiciones experimentales, se obtendrá agua –otra sustancia química-; o bien que, si se saca hielo de un congelador, este se derretirá. Posteriormente, podemos tratar de racionalizar estos fenómenos macroscópicos y de gran importancia aplicada, en términos de modelos de interacciones, e incluso predecir que ocurriría en otras condiciones experimentales.

Resumiendo, la química, como otras disciplinas científicas, tiene como objetivos la explicación y la predicción. ¿Cómo se logran estos objetivos? Como ya dijimos, elaborando modelos o teorías que son construcciones lógicas donde a partir de ciertas premisas pueden sacarse conclusiones. Un mismo fenómeno puede ser estudiado con distintos modelos, como sugiere la frase de Hawkins.

En el estudio de la química es también habitual alternar entre descripciones y explicaciones **microscópicas** de los fenómenos con descripciones **macroscópicas** –esta es una característica fundamental de la química-. Por ejemplo, como se verá con más detalle en las series siguientes, se puede estudiar el fenómeno de la fusión de un cubito de hielo cuando se lo saca del congelador, en base a cómo interactúan las moléculas de agua que lo componen (mirada microscópica) o analizarlo con herramientas de la termodinámica (mirada macroscópica).

La energía, un concepto fundamental en las ciencias naturales, se puede definir como la capacidad para realizar trabajo. En particular, la energía química, que es la energía almacenada en un dado material está relacionada con las energías potencial y cinética, que definiremos a continuación. Las interacciones entre átomos son las protagonistas principales de la química y se manifiestan en la energía potencial del sistema. Sin embargo, a pesar de que las interacciones son cruciales en las propiedades químicas hay un coprotagonista de la misma importancia que está dado por el movimiento de los átomos que componen el sistema. Los movimientos de los átomos del sistema determinan la denominada energía cinética del mismo.

Aunque corresponde a una visión más profunda de algunos aspectos de la química que los que cubre este curso, vale la pena leer el prefacio de *The Four Laws that drive the Universe* (P. Atkins, Oxford University Press, 2007).

### 1.1.2.3 Energía cinética

La energía cinética  $\varepsilon_c$  de una partícula está relacionada con su masa  $m$  y su velocidad  $v$  mediante la siguiente ecuación:

$$\varepsilon_c = \frac{1}{2}mv^2 \quad (1)$$

En un sistema macroscópico compuesto por muchos cuerpos, la energía cinética total es la suma de las energías cinéticas de cada cuerpo.

Movimientos moleculares: la energía cinética de cualquier sistema químico es simplemente la suma de las energías cinéticas de cada átomo; es decir, pueden considerarse todos los movimientos atómicos independientemente. Sin embargo, es usual en química analizar los movimientos moleculares en base a movimientos traslacionales (la molécula moviéndose como un todo rígido), rotacionales (rotación de la molécula rígida) y vibracionales (por ejemplo, el estiramiento de enlaces o cambios de ángulos, entre dos átomos mirándolos como si estuviesen unidos por un resorte).

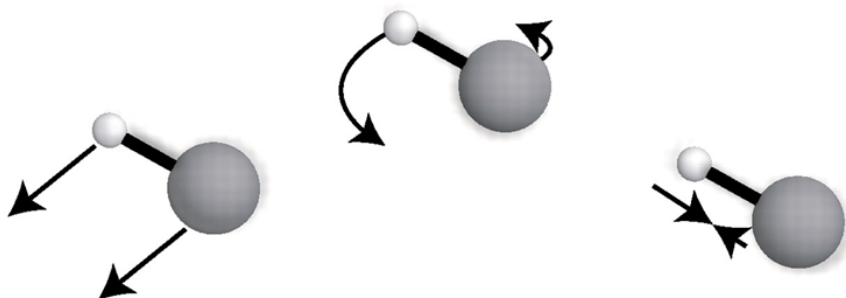


Figura 1. Movimientos de traslación, rotación y vibración se esquematizan en los paneles izquierdo, medio, y derecho, respectivamente.

Analizar los movimientos moleculares resulta relativamente sencillo en el caso de sistemas gaseosos en los cuales no hay interacciones (gases ideales) para los cuales, en el caso de que se trate de moléculas monoatómicas, se consideran únicamente los movimientos de traslación.

Sin embargo, dado que se tienen números enormes de átomos (del orden de  $10^{23}$  átomos), conocer todas las velocidades es imposible y resulta suficiente conocer el valor promedio<sup>2</sup>. Este valor promedio puede obtenerse de manera relativamente sencilla para un gas ideal, como veremos a continuación.

#### 1.1.2.4 Teoría cinética de los gases ideales

Las propiedades de los gases se comenzaron a estudiar de manera cuantitativa hace ya bastante tiempo. La ley de Boyle-Mariotte (el producto de la presión por el volumen de un gas,  $pV$  es constante a una dada temperatura), fue enunciada por Robert Boyle en 1660; la que conocemos como ley de Gay Lussac (el cociente presión sobre temperatura,  $p/T$  es constante a un dado volumen) data de 1802. Estas observaciones, se pueden resumir en lo que se conoce como ecuación de estado de los gases ideales<sup>3</sup>:  $pV = nRT$ , donde  $n$  es el número de moles, y  $R$  es una constante universal, denominada constante de los gases. Empíricamente, se vio que esta ecuación no se verifica experimentalmente a temperaturas bajas o a altas presiones. Para qué valores de  $p$  o  $T$  de un gas este ya no resulte bien descrito por el modelo de gas ideal depende de la estructura de las moléculas que lo componen, y se estudiará con más detalle en la *unidad 3*. De todos modos, la ecuación de estado de los gases ideales es una herramienta muy poderosa para realizar predicciones de propiedades de gases y se empleará muchísimo a lo largo del curso.

En el caso de tratarse de una mezcla ideal de gases ideales, la **presión parcial** de un gas en la mezcla **se define** como  $p_i = y_i p$  donde,  $y_i$  es la **fracción molar** del gas  $i$ . La presión ( $p$ ) total ejercida por la mezcla de gases es la suma de

<sup>2</sup> Actualmente existen métodos computacionales que tienen en cuenta las interacciones entre las moléculas. Si bien no estudian sistemas del tamaño de un mol de partículas, son capaces de obtener valores para un número apreciable de partículas que permite determinar valores muy cercanos al valor medio de las propiedades calculadas.

<sup>3</sup> Conocida a veces como Ley de Clapeyron-Mendeleev; el primero postuló la ecuación de estado en 1834 y el segundo determinó el valor de la constante  $R$  en 1874.



las presiones parciales de sus componentes. Ya que la mezcla es de gases ideales, las interacciones entre partículas son despreciables tanto para los componentes puros como para la mezcla, y la presión parcial es la presión que ejercería el gas si el mismo estuviera solo en el recipiente a igual temperatura que en la mezcla (Ley de Dalton).

Esta mirada macroscópica y empírica al comportamiento de los gases, pudo complementarse más adelante con una mirada microscópica de los mismos. Esta se basa en una teoría en la cual se toma como suposición fundamental que un gas ideal es aquel en el cual las moléculas que lo componen no interactúan entre sí. Esta teoría se conoce como teoría cinética de los gases ideales.

Más específicamente, la teoría cinética de los gases ideales intenta explicar las propiedades macroscópicas a partir de las propiedades microscópicas de las moléculas. Esta teoría se basa en ciertas premisas que son:

- i) las moléculas son partículas puntuales de masa  $m$ .
- ii) las moléculas se mueven al azar en todas las direcciones, chocando con las paredes del recipiente.
- iii) las moléculas no interactúan entre sí (esto es equivalente a decir que la energía potencial del gas es nula).

Dado que se tiene un conjunto enorme de moléculas, cada una con velocidades, y, por ende, energías cinéticas diferentes, es conveniente definir la **energía cinética media** de una molécula de gas que es:

$$\langle \varepsilon_c \rangle = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle \quad (2)$$

donde  $m$  es la masa molecular y  $\langle v^2 \rangle$  es la **velocidad cuadrática media (el promedio de las velocidades al cuadrado)**. A partir de esta ecuación, simplemente multiplicando por el número de Avogadro, puede obtenerse la energía cinética de un mol de gas, la cual resulta:

$$E_c = N_A \langle \varepsilon_c \rangle = N_A \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle \quad (3)$$

donde  $N_A$  es el número de Avogadro.

Esta ecuación no tiene demasiado valor en sí misma, dado que es imposible conocer todas las velocidades como para poder calcular el valor medio que interviene en la ecuación. La utilidad de la misma se hace evidente, si se trata de lograr una definición en términos microscópicos de la presión. La presión de un sistema macroscópico se define como  $p = F/A$ , donde  $F$  es la fuerza que se ejerce sobre una determinada área  $A$ . Con el auxilio de las suposiciones de la teoría cinética de los gases es posible deducir que:

$$pV = N_A \frac{1}{3} m \langle v^2 \rangle \quad (4)$$

Esta es una ecuación muy importante porque vincula magnitudes microscópicas (como velocidades) con magnitudes macroscópicas, como la presión y el volumen.

Por suerte, la historia no termina aquí, porque puede combinarse esta ecuación, con la expresión (que se puede considerar empírica) de la ecuación de estado de gases ideales  $pV = nRT$ , que para un mol sería  $pV = RT$ , y se obtiene:

$$RT = N_A \frac{1}{3} m \langle v^2 \rangle \quad (5)$$

y por ende, que

$$E_c = \frac{3}{2} pV = \frac{3}{2} RT \quad (6)$$

Esta ecuación es muy importante, porque **indica que la energía cinética de un gas ideal sólo depende de la temperatura**. Esta ecuación da una interpretación microscópica de la variable **temperatura**, como asociada en forma directa a la **energía cinética**, es decir **a la velocidad cuadrática media** de las partículas que componen un sistema.

La ecuación que vincula la energía cinética con la temperatura permite obtener valores medios de las velocidades al cuadrado (velocidades cuadráticas medias) para gases ideales. Sin embargo, no permite obtener información acerca de las velocidades de moléculas individuales. Como se dijo anteriormente resulta imposible conocer estos valores, pero existe una información relevante que nos da la denominada función de distribución de velocidades.

Una función de distribución es una función que nos dice cómo están distribuidos los valores de una dada magnitud. A modo de ejemplo, se podría construir la función de distribución de edades de los alumnos del curso, simplemente contando cuántos alumnos hay de cada edad.

La función de distribución de velocidades fue deducida por Maxwell y Boltzmann (1859 y 1871). Está dada por la siguiente expresión:

$$p(v) = 4\pi \left( \frac{m}{2\pi kT} \right)^{3/2} v^2 \exp\left( \frac{-mv^2}{2kT} \right) \quad (7)$$

donde  $p(v)$  es la probabilidad asociada a una dada velocidad  $v$ .

La función se muestra cualitativamente en la Figura 2 para el nitrógeno gaseoso, a tres temperaturas distintas. Se puede ver que al aumentar la temperatura aumenta la probabilidad de tener velocidades mayores.

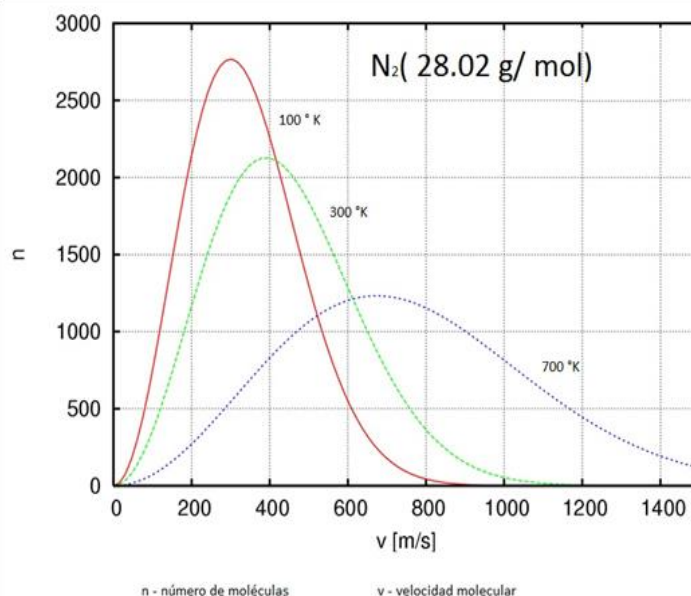


Figura 2. Función de distribución de velocidades para el  $N_2$  a diferentes valores de  $T$ .

Las características más importantes de esta función son que tiende a cero tanto para valores de velocidad cero como para valores de velocidad muy altos, que

la curva se desplaza a valores mayores de velocidad cuanto mayor es la temperatura, y que el área bajo la curva es siempre la misma.

**Un ejemplo interesante de las consecuencias de la distribución de velocidades de un gas es la velocidad de desplazamiento de las moléculas de gas que componen la atmósfera.** La velocidad de desplazamiento es la velocidad mínima con que debe lanzarse un cuerpo desde la Tierra para vencer la atracción gravitatoria de ésta. Dicho valor es  $1,13 \times 10^4 \text{ m s}^{-1}$ . Sabiendo que la raíz cuadrada de la velocidad cuadrática media del  $\text{H}_{2(g)}$  a la temperatura de la alta atmósfera es de  $1908 \text{ m s}^{-1}$  ¿cuál de estas afirmaciones te parece que es la correcta?

- a) Todas las moléculas de hidrógeno se escapan de la Tierra.
- b) Ninguna molécula de hidrógeno se escapa de la Tierra.
- c) Algunas moléculas de hidrógeno se escapan de la Tierra

### 1.1.2.5 Energía potencial

La energía potencial total de un sistema está dada por todas las interacciones presentes entre los átomos que componen el mismo<sup>4</sup>. Es posible analizar, en el caso más simple, la interacción entre dos átomos aislados, mediante una curva de energía potencial, como se ejemplifica en la Figura 3 para dos átomos de hidrógeno.

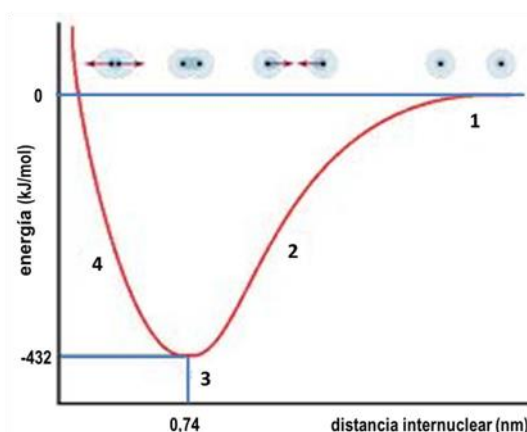


Figura 3. Curva de energía potencial para dos átomos de hidrógeno.

La curva tiene varios aspectos para comentar:

- i) a grandes distancias (átomos infinitamente separados) la interacción tiende a cero (situación 1 marcada en el gráfico).
- ii) a medida que disminuye la distancia (situación 2) la curva refleja la interacción atractiva entre los átomos (disminuye la energía potencial) hasta llegar a un mínimo (situación 3). El valor absoluto de la diferencia de energía entre el mínimo y los átomos infinitamente separados nos da una idea de la intensidad de la interacción y se denomina **energía de unión**. Una energía de unión muy grande implica una interacción interatómica muy intensa.
- iii) a distancias muy pequeñas la interacción se hace repulsiva (sube la energía potencial, situación 4).

<sup>4</sup> Muchas veces la experiencia previa permite despreciar algunas interacciones que no son relevantes para el fenómeno químico en estudio (como por ejemplo la atracción gravitatoria entre La Tierra y los átomos y moléculas de la mayoría de los experimentos de laboratorio).



Las interacciones entre átomos se pueden estudiar usando diferentes modelos (que se verán en las unidades 2 y 3). A pesar de que todas las interacciones entre átomos que componen cualquier material obedecen siempre a las mismas leyes fundamentales, es conveniente realizar una clasificación de las mismas. Una clasificación cualitativa de las interacciones presentes en un dado material se presenta a continuación. Esta clasificación no es perfecta, y como siempre pueden aparecer casos que no encajen exactamente en la misma, pero es la situación habitual en química:

1) Se entiende por **enlace** o **unión covalente** a la interacción que mantiene firmemente unidos a los átomos en una molécula y se caracteriza por la existencia de una densidad electrónica significativa entre los átomos unidos (alta probabilidad de encontrar electrones en la región internuclear). A modo de ejemplo, podemos mencionar el enlace entre los átomos de N en la molécula de  $N_2$ .

2) El **enlace iónico** o **unión iónica** proviene de la existencia de fuerzas electrostáticas entre iones: cationes, cargados positivamente y aniones, cargados negativamente. A pesar de que estas interacciones son comparables en magnitud a las covalentes, no dan origen a moléculas sino a sistemas extendidos (por ejemplo, a redes cristalinas) compuestos por iones. A modo de ejemplo, podemos mencionar el NaCl (sal de mesa).

3) El **enlace metálico** se da en elementos que tienden a compartir electrones, y maximizar el número de vecinos, formando una red cristalina compuesta por cationes, con una nube deslocalizada de electrones actuando como adhesivo. También en este caso se trata de un fenómeno colectivo que ocurre en un sistema extendido. A modo de ejemplo, podemos mencionar el cobre sólido.

4) **Interacciones intermoleculares** son las interacciones entre moléculas o iones moleculares, de magnitud menor que las que mantienen unidos a los átomos dentro de una molécula (covalentes). Permiten explicar la existencia de distintos estados de agregación (sólido, líquido, gaseoso) de una sustancia, además de otros fenómenos que se estudiarán en la unidad 3. A modo de ejemplo, podemos mencionar las interacciones que mantienen unidas entre sí las moléculas de  $H_2O$  en el hielo o las interacciones entre un medicamento y una proteína.

5) Un último tipo de enlace químico es el denominado **enlace de coordinación**. Este tipo de interacción se da usualmente entre un átomo o ion central, que se denomina aceptor, y a su alrededor moléculas o aniones, que se denominan donores. Este tipo de enlace tiene órdenes de magnitud muy variables. A modo de ejemplo, podemos mencionar la interacción entre un átomo de Fe y el  $O_2$  en la proteína transportadora de oxígeno, la hemoglobina.

Como en toda clasificación, las fronteras a veces pueden ser difusas. En este contexto, puede discutirse cómo clasificar las interacciones que mantienen unidas la doble hélice del ácido desoxirribonucleico (ADN) (Figura 4). Piense si esas interacciones son intermoleculares o no. Otra manera de pensarlo es decidir si la doble hélice del ADN es una sola molécula o son dos.

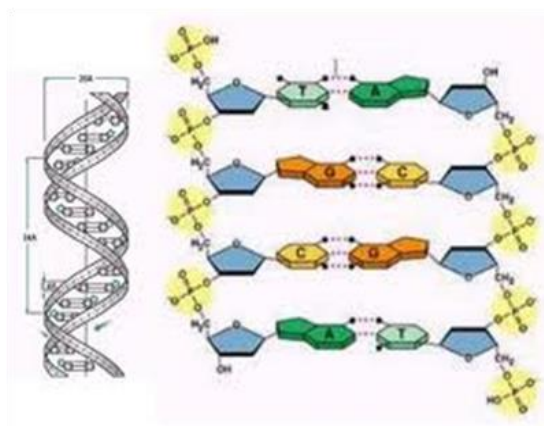


Figura 4. Esquema de las interacciones que mantienen unidas la doble hélice del ácido desoxirribonucleico (ADN).

La magnitud de las uniones químicas se puede expresar en distintas **unidades de energía**.

La forma más común de expresarla es mediante la energía correspondiente a un mol de uniones, en kJ/mol. También se puede emplear la energía de una sola unión, y en este caso, es habitual usar unidades de joule (J) o de electrón-volt (eV). Conversiones útiles son:  $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

Las uniones covalentes, iónicas, y metálicas son por lo general del orden de 100-1000 kJ/mol, mientras que las uniones intermoleculares son típicamente del orden de 1-20 kJ/mol.

La energía cinética es del orden de  $RT$  (como ya vimos en el caso de los gases ideales). A temperatura ambiente, ese valor es aproximadamente 2,5 kJ/mol.

Cabe destacar en este contexto que, para considerar una interacción como fuerte (como por ejemplo la unión covalente en el  $\text{H}_2$ ) o débil, se debe comparar la energía potencial asociada con la energía cinética media de las partículas que forman el sistema, la que está relacionada con la temperatura. Por esa razón se puede decir que en la Tierra la molécula de  $\text{H}_2$  presenta una unión “fuerte”, mientras que, en el Sol, que está a temperaturas mucho más altas, dicha unión será relativamente débil respecto a la energía cinética media de las partículas. En el centro del Sol no es posible encontrar  $\text{H}_2$  molecular, ya que esta molécula se halla disociada en átomos dada la elevada temperatura reinante (más aún, en el interior del Sol la temperatura es tan alta que los átomos se disocian en núcleos y electrones).

Otro ejemplo es que a las interacciones intermoleculares presentes en el hielo las consideramos fuertes a las temperaturas de un congelador, mientras que pueden considerarse débiles a temperatura ambiente, y de hecho el hielo se funde en esas condiciones, mientras que permanece estable en el congelador.

Cualitativamente, se puede decir que una interacción es fuerte cuando  $E_{\text{potencial}} \gg RT$ .

Ahora que se han visto los conceptos fundamentales, se puede volver atrás y tratar de pensar un poco la definición de **molécula**, que es clave en química.

Una molécula se puede pensar como un conjunto de átomos unidos por

interacciones covalentes, que mantiene su identidad en distintas condiciones. Por ejemplo, dos átomos de H y un átomo de O constituyen una molécula de  $H_2O$ , dado que las uniones H–O son muy fuertes, comparadas con  $RT$  a temperatura ambiente, y la molécula de  $H_2O$  mantiene su identidad en el agua líquida, en un cubito de hielo o interactuando con un ion  $Na^+$  o una proteína.

Sin embargo, hay situaciones un poco menos claras, por ejemplo, en sistemas muy grandes. Uno de estos casos puede ser en una proteína donde hay numerosas interacciones covalentes, pero también interacciones más débiles entre una parte de la proteína y otra (del mismo tipo que las interacciones intermoleculares), las que resultan ser fundamentales para determinar la estructura global de la proteína. Esto mismo ocurre para muchas otras macromoléculas biológicas o sintéticas como los polímeros.

En general, en un dado material pueden coexistir distintos tipos de interacciones. Comprenderlas cualitativamente es uno de los objetivos de la química, que en esta materia se tratarán más en detalle en las unidades 2 y 3.

### 1.1.2.6 Fenómenos químicos

Se pueden racionalizar todos los fenómenos químicos en términos de las interacciones presentes en el sistema. Es posible pensar la química como un juego de lego, en el cual los componentes del juego serían los átomos/moléculas, o eventualmente electrones. Los cambios en las interacciones presentes en los átomos/moléculas que componen un sistema dan lugar a un fenómeno químico, por ejemplo, una reacción química o un cambio de fase.

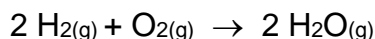
Las reacciones químicas son procesos en los cuales hay reordenamiento de enlaces covalentes y/o transferencia de electrones, es decir que en general hay modificaciones en la distribución de electrones involucrados en los enlaces. En la actualidad, las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**, una taquigrafía útil para describirlas, en las cuales se denotan los reactivos y productos y los denominados coeficientes estequiométricos que indican el número de partículas de cada sustancia que reacciona<sup>5</sup>. Estos coeficientes son cruciales, dado que todas las predicciones que se realizan en química dependen de los mismos. Los coeficientes estequiométricos se determinan mediante lo que se denomina **balanceo** de la ecuación. Este procedimiento se puede realizar por simple inspección en casos sencillos, pero es necesario prestar cuidadosa atención.

La formación de agua a partir de  $H_2$  y  $O_2$  en fase gaseosa, es un ejemplo, en el cual se rompen interacciones covalentes H–H y O–O y pasan a formarse

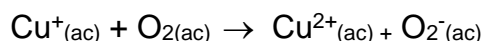
<sup>5</sup> Heredamos esta forma de estudiar las reacciones químicas de la Revolución de la Química, cuyo punto cúlmine suele ubicarse en los estudios realizados por Antoine y Marie-Anne Lavoisier a fines del siglo XVIII. La pareja repitió una serie de experimentos que la Teoría del Flogisto no podía explicar del todo bien. Esta teoría suponía que todo material que experimenta combustión contiene una sustancia hipotética llamada flogisto. Tomando como supuestos fundamentales la conservación de la masa (y por ende haciendo uso de la balanza) y un orden taxonómico de clasificación de los elementos, elaboraron una teoría que dio comienzo al programa de la química moderna: buscar cuáles son los elementos y a partir de cuáles se forman los compuestos (lo cual se asentó en una nueva nomenclatura, que indica explícitamente los elementos constituyentes). De esta manera, refutaron la teoría del flogisto, y lo publicaron en un artículo en 1786.

La estequiometría (cálculo de relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en una reacción química) tal como la conocemos, pues, toma como supuestos la existencia de elementos puros que se combinan para formar distintos compuestos, y la conservación de la masa. ¿Conoce alguna crítica moderna a estos supuestos?

interacciones covalentes H–O.



En el caso de la siguiente reacción en medio acuoso (identificado por “ac”)

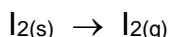


no se rompen enlaces covalentes, sino que ocurre una transferencia de un electrón entre una especie, el catión cuproso y el oxígeno, para dar un catión cúprico y una especie denominada superóxido.

Las reacciones químicas tienen en general asociados intercambios de energía grandes (comparados con  $RT$ ). Como se verá más adelante, las reacciones que ocurren absorbiendo energía se denominan endotérmicas (absorben energía térmica al producirse) y las que liberan energía térmica, exotérmicas.

Otros tipos de fenómenos químicos son los denominados fenómenos no reactivos, en las cuales el sistema molecular mantiene su identidad y sólo se alteran las energías potenciales debidas a las interacciones intermoleculares. En este contexto, podemos mencionar los cambios de fase, y la mayoría de los procesos de formación de soluciones.

Un ejemplo es la sublimación (pasaje de sólido a gas), del  $\text{I}_2$  que se puede pensar como un fenómeno en el que se rompen interacciones entre las moléculas de  $\text{I}_2$  presentes en el sólido para pasar al gas, manteniendo inalteradas las interacciones covalentes I-I en cada molécula de  $\text{I}_2$ .



¿Cuáles son todos los procesos posibles de cambio de fase? Búsquelos en algún libro o en internet.

En la formación de soluciones, una sustancia llamada soluto se disuelve en otra llamada solvente o disolvente. En muchos casos esto ocurre sin romper uniones covalentes, involucrando solamente interacciones intermoleculares, como por ejemplo, cuando se disuelve la sacarosa (azúcar común) en agua. En otros casos, la disolución involucra romper y/o formar enlaces químicos, como por ejemplo, disolver HF en  $\text{H}_2\text{O}$  y en ese caso la disolución implicaría un fenómeno reactivo.

Las energías asociadas a las transformaciones de fase y a los fenómenos de disolución no reactivos, son, en general, menores que las correspondientes a las reacciones químicas.

Esta clasificación simple de los fenómenos químicos sirve para analizar situaciones más complejas, en las cuales pueden ocurrir simultáneamente muchos procesos químicos. Por ejemplo, en un ser vivo ocurren muchísimas reacciones químicas a la vez (como es el caso de la respiración), y también procesos de cambio de fase (como en la sudoración). Los procesos atmosféricos también son un ejemplo en el cual hay involucrados numerosos fenómenos químicos.

### 1.1.2.7 Órdenes de magnitudes químicas

Para situarse resulta interesante pensar en órdenes de magnitud importantes en química. Ya hablamos de energías, ¿qué pasa con distancias o tiempos?

Las distancias de unión asociadas a enlaces covalentes son típicamente de alrededor de 0,1-0,2 nanómetro ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ), o también se suelen expresar en una unidad llamada angstrom ( $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$ ). Por esa razón, la química de sistemas pequeños (cientos o miles de átomos) recibe el nombre de nanoquímica. El término nano está muy de moda en la química actual. En sólidos iónicos o metálicos, las distancias entre átomos son también del mismo orden.

En cuanto a tiempos, la escala de tiempo de los movimientos de vibración es del orden de los femptosegundos ( $1 \text{ fs} = 10^{-15} \text{ s}$ ). Los movimientos rotacionales y traslacionales son más lentos, y pueden ir de los picosegundos ( $1 \text{ ps} = 10^{-12} \text{ s}$ ) a los nanosegundos ( $1 \text{ ns} = 10^{-9} \text{ s}$ ) o todavía más lentos.

### 1.1.2.8 Factibilidad y velocidad de los fenómenos químicos

Hay fenómenos químicos que ocurren espontáneamente en ciertas condiciones y otros que no. Todos sabemos, por ejemplo, que el gas de la hornalla se quema en presencia de oxígeno, o que los cubitos de hielo sacados del congelador se funden a temperatura ambiente. Poder predecir qué fenómenos ocurren espontáneamente y cuáles no es el ámbito de estudio de la termodinámica (que veremos en la unidad 5). Ya podemos ir adelantando que la factibilidad estará fuertemente influida por los cambios energéticos que ocurren en el proceso, relacionados a su vez con las uniones químicas que se forman o se rompen. Sin embargo, veremos en la unidad 5 que los cambios energéticos no son el único protagonista.

Los estados estables de un sistema macroscópico se denominan estados de equilibrio. Los estados de equilibrio comprenden equilibrio térmico (relacionado con la temperatura del sistema), equilibrio mecánico (relacionado con la presión del sistema), y equilibrio químico (relacionado con la composición del sistema).

Por otro lado, aun cuando un proceso sea espontáneo, el mismo puede ocurrir muy lentamente. Las velocidades a las que ocurren las reacciones químicas son el área de estudio de la cinética química, que veremos en la unidad 4. Las velocidades de reacción también están determinadas por los cambios energéticos que ocurren en una reacción.

### 1.1.3 OBJETIVOS

Cuando usted termine de estudiar los contenidos de esta Unidad deberá ser capaz de:

- Reconocer distintos fenómenos químicos.
- Identificar las interacciones que determinan los distintos fenómenos químicos.
- Identificar las interacciones que se modifican en los distintos fenómenos químicos.
- Realizar predicciones cuantitativas acerca de la relación entre masas de reactivos y productos consumidos/generados en un fenómeno químico.
- Relacionar la energía cinética con la temperatura en forma cualitativa.
- Hacer predicciones cuantitativas de energía cinética en relación con temperatura y velocidades, para el caso de los gases ideales.



- Utilizar la ecuación de estado de los gases ideales para predecir cambios en volumen, temperatura o presión, y para calcular la cantidad de materia contenida en un determinado volumen.
- Comprender la importancia del balance entre energía cinética y energía potencial en los fenómenos químicos.
- Reconocer en la química la existencia de un nivel macroscópico y otro microscópico, y manejar la potencialidad y los límites de la conexión entre esos dos niveles de análisis para el caso de los gases.
- Diferenciar entre leyes fenomenológicas y modelos teóricos.

#### 1.1.4 BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, Jones. Principios de Química. Los caminos del descubrimiento, 3º edición, Editorial Médica Panamericana 2007, Fundamentos.
- Atkins. The Four Laws that drive the Universe, Oxford University Press, 2007.
- Brown, Le May, Bursten. Química, la ciencia central, novena edición, Pearson Prentice Hall, 2004, capítulo 1.
- Hawking, Stephen. A Brief History of Time, Bantam Books, 1988
- “Química computacional: simulaciones matemáticas del comportamiento de átomos y moléculas”, E. Leiva, D.A. Estrin, Ciencia Hoy, nro especial año de la Química, 21, 2011.
- Construyendo con átomos y moléculas. Grupo Indigo. Editorial Eudeba, Buenos Aires, 2005.
- Bunge, Mario. La Ciencia. Su método y su filosofía, Ed. Panamericana, 1996
- Heler, Mario. Ética y ciencia: la responsabilidad del martillo, Editorial Biblos, Buenos Aires, 1998.

## 1.2 SERIE DE PROBLEMAS

### 1.2.1 Teoría cinética y Gases Ideales

#### Problema 1 (Para resolver de forma autónoma)

El volumen ocupado por un mol de hidrógeno a 1 bar fue medido a varias temperaturas, obteniéndose estos resultados:

$T / ^\circ\text{C}$	-100	- 50	0	50	100	150
$\bar{V} / \text{dm}^3$	14,182	18,291	22,398	26,505	30,722	34,908

- Grafique  $\bar{V}$  vs.  $T$  utilizando una escala adecuada
- Discuta la forma de la curva obtenida. ¿Qué valor le asigna a la pendiente?
- Suponiendo que el  $\text{H}_2$  permanece como gas en todo el intervalo de temperatura, obtenga el valor de  $T$  para el cual  $\bar{V} = 0$ . ¿Es correcto utilizar la ecuación de estado del gas ideal en estas condiciones? ¿Puede reducirse a cero el volumen de un gas por compresión?
- Comente la utilidad práctica de la linealidad entre  $\bar{V}$  y  $T$  a presión constante para la confección de un termómetro. Busque en libros o en internet el diseño de un termómetro que aproveche ese principio.

**Rta:** b)  $0,0829 \text{ dm}^3/\text{mol } ^\circ\text{C}$ ; c)  $T = - 271 ^\circ\text{C}$

#### Problema 2 (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

Un recipiente de un litro se evacua desde una presión de 740 Torr hasta  $10^{-6}$  Torr a  $20 ^\circ\text{C}$ . Calcular:

- la masa de aire extraída.
- el número de moléculas que quedan en el recipiente.

Suponga que la composición volumétrica del aire es 78%  $\text{N}_2$ , 21%  $\text{O}_2$  y 1% Ar y comportamiento ideal.

**Rta:** a) 1,17 g; b)  $3,30 \times 10^{13}$  moléculas

Link Video Explicación:

[https://drive.google.com/file/d/1yuqxdxjJUHYPcBcTh5pnr3oW1-Q650P/view?usp=share\\_link](https://drive.google.com/file/d/1yuqxdxjJUHYPcBcTh5pnr3oW1-Q650P/view?usp=share_link)

#### Problema 3 (Desafíos Adicionales)

Suponga un recipiente conteniendo un gas a  $20 ^\circ\text{C}$  y 1 bar. Bruscamente se eleva la temperatura de las paredes del recipiente a  $50 ^\circ\text{C}$ . Al cabo de un cierto tiempo el gas contenido en el mismo alcanza dicha temperatura. Describa microscópicamente cómo adquiere el sistema esa temperatura.

#### Problema 4 (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

Considere un recipiente de nitrógeno a  $20 ^\circ\text{C}$  y 1 bar, y diga en qué condiciones experimentales debe estar un recipiente con oxígeno para que las velocidades cuadráticas medias sean iguales.

**Rta:**  $T = 334,8 \text{ K}$

### Problema 5 (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

Se tienen 4 recipientes idénticos de  $10 \text{ dm}^3$ , conteniendo cada uno 1 mol de nitrógeno a  $27^\circ\text{C}$ . Se realizan los siguientes cambios:

- En el primer recipiente el gas se comprime hasta un volumen de  $1 \text{ dm}^3$  a  $T$  constante.
- En el segundo recipiente se aumenta la temperatura del gas a  $327^\circ\text{C}$  a  $V$  constante.
- En el tercer recipiente se introduce un mol más de nitrógeno a  $T$  y  $V$  constantes.
- En el cuarto recipiente se agrega un mol de hidrógeno a  $T$  y  $V$  constantes.

Indicar cualitativamente qué efecto tiene cada uno de esos cambios sobre:

- la energía cinética molecular media.
- la velocidad molecular media.
- la presión parcial de nitrógeno
- la presión total del sistema

### 1.2.2 Distribución de velocidades

#### Problema 6 (Desafíos Adicionales)

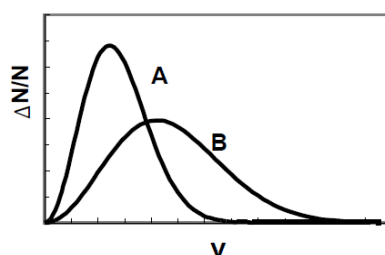
Suponga que en un curso de Química con 500 alumnos se tiene la siguiente distribución de notas:

Nota	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
nº alumnos	9	25	37	55	86	102	97	48	22	13	6

Construya la curva de distribución de notas, determine (gráficamente) la nota más probable y calcule la nota media. ¿Qué tan distintos son ambos valores?

#### Problema 7 (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

Las curvas representan dos distribuciones de velocidades moleculares de una misma muestra gaseosa en dos condiciones experimentales distintas A y B.



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta y por qué?

- La energía cinética media en A es mayor que en B.
- La temperatura en B es mayor que en A.
- La presión en A es mayor que en B (considerar volumen constante).

Link Video Explicación:

[https://drive.google.com/file/d/10o-RbY67nHuJaAr9iEoYja4t1jcyd0v4/view?usp=share\\_link](https://drive.google.com/file/d/10o-RbY67nHuJaAr9iEoYja4t1jcyd0v4/view?usp=share_link)

## Problema 8 (Desafíos Adicionales)

Atención: este problema apunta a poder expresar de forma correcta el contenido aprendido (algo muy importante, por ejemplo, para el examen final, pero sobre todo para cualquier aspecto de la actividad profesional, incluyendo la académica). ¡Preste atención al vocabulario!

El concepto de temperatura está ligado a la velocidad de las moléculas. Dado que en un gas hay moléculas con velocidades mucho mayores y otras con velocidades mucho menores que la velocidad cuadrática media, discuta si tiene sentido la siguiente afirmación:

“Un gas a temperatura T está formado por moléculas con una distribución determinada de temperaturas. Existen moléculas con temperaturas muy superiores a T y otras con temperaturas muy inferiores a T, siendo T la temperatura media”.

### 1.2.3 Fenómenos químicos. Estequiometría

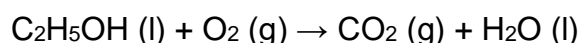
#### Problema 9 (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

Analice los siguientes fenómenos químicos, indicando si son reacciones químicas, transformaciones de fase, o formación de soluciones, e identificando las interacciones involucradas en el proceso. Si se trata de reacciones químicas, balancéelas. Si en algún caso esta notación presenta inconvenientes para describir el fenómeno, analícelo.

- i)  $\text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$
- ii)  $\text{I}_{2(s)} + \text{CCl}_{4(l)} \rightarrow \text{I}_{2(sn)}$
- iii)  $\text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Na}^+_{(ac)} + \text{Cl}^-_{(ac)}$
- iv)  $\text{HF}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(ac)} + \text{F}^-_{(ac)}$
- v)  $\text{Cu}^+_{(ac)} + \text{Fe}^{3+}_{(ac)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(ac)} + \text{Fe}^{2+}_{(ac)}$
- vi)  $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- vii)  $\text{HNO}_{(ac)} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- viii)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(g)}$
- ix)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- x)  $\text{hemoglobinaFe(II)}_{(ac)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{hemoglobinaFe(II)O}_{2(ac)}$

#### Problema 10 (Para resolver de forma autónoma)

El etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) se quema en el aire según la ecuación:

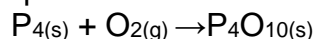


Balancee la ecuación y determina el volumen de aire en litros a 35,0 °C y 790 Torr que se requieren para quemar 287 mL de etanol ( $\delta = 0,791 \text{ g mL}^{-1}$ ). Suponga que el aire contiene 21,0 % V/V de  $\text{O}_2$ .

**Rta:**  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (l) + 3 \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (g) + 3 \text{H}_2\text{O} (l)$ ;  $1,71 \cdot 10^3 \text{ L}$  de aire.

**Problema 11 (Desafíos Adicionales)**

Considere la siguiente reacción química:

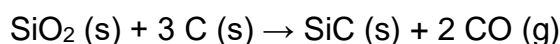


- Balancee la ecuación.
- Si se parte de 1,72 g de fósforo, ¿qué cantidad de este óxido de fósforo se obtiene? Asuma un rendimiento de 100%, y exprese el resultado en moles y en masa.
- Para discutir en clase.* Experimentalmente se conoce que el rendimiento de esta reacción no supera el 89,5%. Explique qué motivos pueden llevar a un rendimiento menor al 100%.

**Rta:** ii) 0,0139 mol; 3,94 g

**Problema 12 (Para resolver de forma autónoma)**

El carburo de silicio, SiC, se conoce comúnmente como *carborundum*. Esta sustancia dura, empleada comercialmente como abrasivo, se fabrica calentando SiO<sub>2</sub> y C a altas temperaturas:



- ¿Qué masa de SiC puede formarse si se permite que reaccionen 3,00 g de SiO<sub>2</sub> y 4,50 g de C?
- ¿Cuál reactivo es el limitante y cuánto queda del reactivo en exceso suponiendo que la reacción procedehasta consumir todo el reactivo limitante?
- Si se hubieran obtenido 1,32 g de SiC a partir de las masas de reactivos indicadas en a), ¿cuál hubierasido el porcentaje de rendimiento de la reacción?

**Rta:** a) 2,00 g de SiC; b) limitante: SiO<sub>2</sub> y quedan 2,70 g de C sin reaccionar; c) 66 %.

**1.2.4 Energía potencial y cinética. Órdenes de magnitud****Problema 13 (Puede requerir alguna guía extra, en clase)**

- Busque en tablas, o en internet, el valor de la energía de unión H-H en la molécula de H<sub>2</sub>.
- Suponga que la temperatura ambiente en la Tierra es de 25 °C. La temperatura en el Sol se ha estimado entre 6000 °C en la superficie hasta 15.000.000 °C en el núcleo. Calcule el valor de RT en esas situaciones. Compare el valor de energía de unión con los valores de RT y explique por qué el H<sub>2</sub> es una molécula estable en la Tierra y no en el núcleo del Sol. Esquematícelo en un diagrama de energía potencial.

**Rta:** ii) 25 °C, RT = 2,45 kJ/mol; 6.000 °C, RT = 52,15 kJ/mol; 15.000.000 °C, RT = 1,24\*10<sup>5</sup> kJ/mol

Link Video Explicación:

[https://drive.google.com/file/d/1DK7LOI8rdqsawMV6xnS7\\_Nbq4bU0KM2y/view?usp=share\\_link](https://drive.google.com/file/d/1DK7LOI8rdqsawMV6xnS7_Nbq4bU0KM2y/view?usp=share_link)

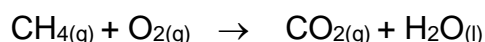


### Problema 14 (Desafíos Adicionales)

Las energías de sublimación de los halógenos, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, y I<sub>2</sub>, son 3,3, 10,2, 14,8, y 20,9 kJ/mol, respectivamente. Las energías de la unión covalente de los halógenos F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, y I<sub>2</sub>, son 158,78, 242,58, 192,81 y 151,09 kJ/mol, respectivamente. Indique a qué proceso corresponden la energía de sublimación y la energía de unión, y analice comparativamente los órdenes de magnitud de cada una.

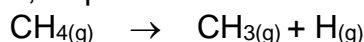
### Problema 15 (Desafíos Adicionales)

La siguiente reacción química de combustión del metano en fase gaseosa ocurre de manera espontánea, con un cambio de energía asociado de -890 kJ/mol, es decir, liberando energía.



- Balancee la ecuación.
- Identifique las uniones covalentes, y diga cuáles se forman y cuáles se rompen.

Por otro lado, la reacción siguiente, requiere de 435 kJ/mol para ocurrir:



Trate de explicar las siguientes observaciones experimentales, en una primera aproximación, en base a los valores de energía citados (retomaremos la cuestión en la Unidad 5):

- El metano aislado a temperatura ambiente es estable. En cambio, en presencia de oxígeno (y con ayuda de una chispa), el metano no es estable a temperatura ambiente.
- Aproveche la ocasión, y discuta el significado químico de la palabra estabilidad.

### Problema 16 (Puede requerir alguna guía extra, en clase)

Calcule la raíz cuadrada de la velocidad cuadrática media del H<sub>2</sub> y del O<sub>2</sub> a 20 °C suponiendo válida la teoría cinética de los gases ideales. Calcule el tiempo necesario para que las moléculas recorran una trayectoria de 1 mm, y compare este tiempo con el tiempo característico de una vibración y de una rotación.

Rta: H<sub>2</sub> = 1905 m/s      5,25\*10<sup>-7</sup> s  
O<sub>2</sub> = 478 m/s      2,09\*10<sup>-6</sup> s

Link Video Explicación:

[https://drive.google.com/file/d/1nN4GYGbsCU1UoOzZPPwbAjLPOhie69oe/view?usp=share\\_link](https://drive.google.com/file/d/1nN4GYGbsCU1UoOzZPPwbAjLPOhie69oe/view?usp=share_link)

### Problema 17 (Desafíos Adicionales)

Compare el tamaño de un neutrón, un átomo, una molécula pequeña, la doble hélice del ADN y alguna célula. Puede usar como referencia el sitio web "Scale of the Universe 2" (<http://htwins.net/scale2/>; se puede pasar al español haciendo click en "Other languages" en la parte inferior de la página).

## 1.3 TRABAJO PRÁCTICO DE LA UNIDAD 1

### 1.3.1 INTRODUCCIÓN AL TRABAJO EXPERIMENTAL I: aplicación de la cristalización como método de purificación de sustancias químicas. *Modalidad domiciliaria.*

#### 1.3.1.1 OBJETIVOS

- Aprender operaciones básicas de un laboratorio de química como medir masas, volúmenes y temperatura, separar un sólido por filtración y purificar un sólido por cristalización
- Adquirir conceptos básicos sobre compuestos cristalinos, influencia de la temperatura y solubilidad
- Purificar cloruro de sodio a partir de sal de mesa por cristalización
- Purificar sacarosa a partir de azúcar común por cristalización

#### 1.3.1.2 BIBLIOGRAFÍA y MATERIAL COMPLEMENTARIO

- Química, R. Chang. McGraw-Hill, 12<sup>va</sup>. ed, 2017.
- Video: [TP1\\_2\\_sal\\_y\\_azucar](#): ver en el campus

#### 1.3.1.3 INTRODUCCIÓN

Antes de avanzar, es importante recordar que una solución es una mezcla homogénea de dos o más componentes. Al componente minoritario se lo denomina soluto y al mayoritario solvente. La cristalización se utiliza en el laboratorio de química como técnica de purificación de sustancias sólidas. A su vez, existen varias técnicas de cristalización, pero una de las más comunes consiste en la disolución completa de un sólido impuro (soluto) en una cantidad mínima de solvente en caliente y luego, esa solución resultante se deja enfriar lentamente. A medida que la temperatura va disminuyendo los cristales se van formando con alta pureza, mientras que las impurezas que contenía el sólido inicialmente permanecen en la solución que rodea el sólido (Figura 1). Esta solución remanente también es llamada “aguas madres” o “solución saturada”, este concepto lo retomaremos en los próximos párrafos. Pero ¿por qué el sólido cristalizado no contiene las impurezas que presentaba inicialmente? En el cristal, sus componentes (ya sean átomos, moléculas o iones, eso dependerá de la sustancia en cuestión) se encuentran ordenandos en el espacio de manera geométrica y periódica, y en una situación ideal de “cristal perfecto”, las impurezas quedan excluidas de la estructura cristalina. Una variable muy importante a tener en cuenta para garantizar la formación de material cristalino con alto grado de pureza es la velocidad del proceso de formación de los cristales. Para que esto ocurra, el enfriamiento debe ser lo más lento posible para que el ordenamiento de los componentes del cristal se desarrolle sin defectos o alteraciones que puedan favorecer la presencia de impurezas.

Luego del proceso de cristalización se obtiene el sólido cristalizado purificado, que se separa por filtración y las impurezas quedan en las aguas madres. Para algunas sustancias es necesaria la aplicación de otras estrategias para poder remover de manera eficaz las impurezas del sólido de interés durante el proceso de cristalización. Por ejemplo, en los sólidos iónicos, las impurezas que involucren iones de tamaño similar a los iones del compuesto de interés suele ser muy difíciles de remover del sistema durante el proceso de cristalización y por ello, con frecuencia están presentes en la red cristalina del sólido que resulta de la cristalización. La Figura 2 resume el procedimiento experimental completo de cristalización.

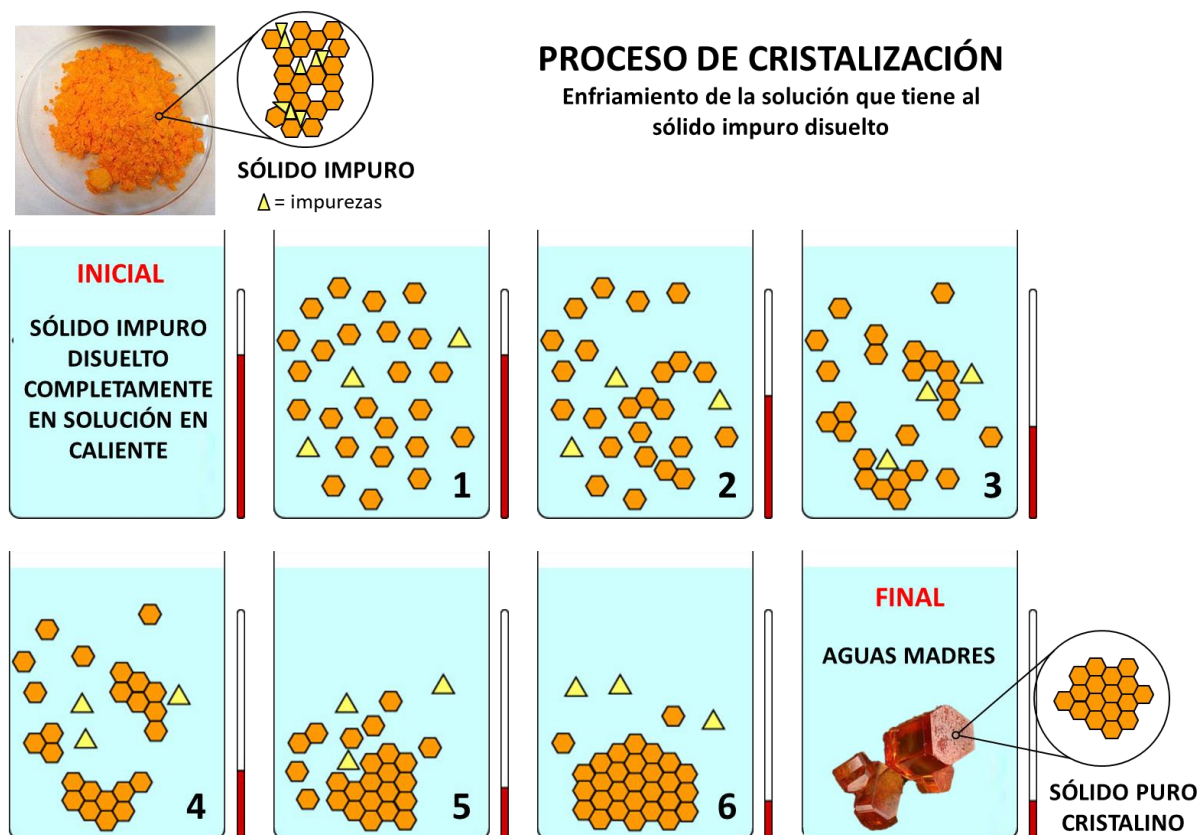


Figura 1. Esquematización del proceso de cristalización partiendo de la situación inicial con la solución en caliente del sólido impuro y finalizando con la cristalización del sólido puro luego del enfriamiento de la solución. Situaciones 1 a 6 corresponden a esquemas del proceso. El hexágono naranja representa al sólido puro y el triángulo amarillo a la impureza. La varilla con la barra roja representa un termómetro cuya temperatura va descendiendo. Las aguas madres en la etapa final contienen las impurezas solubles y parte del soluto disuelto.

Una solución saturada es aquella que contiene la mayor cantidad de soluto que puede disolverse a una dada presión y temperatura. El soluto que no pueda ser disuelto precipitará. La concentración de soluto de la solución saturada se la denomina solubilidad,  $s$ . Por otra parte, se llama solución sobresaturada a aquella en la cual la concentración de soluto es mayor al valor de  $s$ , lo cual implica que el sistema está en una situación fuera del equilibrio. Si una solución sobresaturada se deja en reposo un tiempo suficiente, precipitará una fracción del soluto suficiente para que la concentración remanente alcance el valor de equilibrio,  $s$ . La solubilidad se expresa típicamente en concentración molar, es decir,  $s$  es la molaridad de la disolución saturada de dicho soluto. Puede expresarse también en otras unidades como % p/v, o sea gramos de soluto en 100 mL o % p/p, o sea gramos de soluto en

100 g. Los datos de solubilidad para una dada sustancia en un determinado solvente en función de la temperatura tienen mucha utilidad práctica. Las tablas de solubilidad en función de la temperatura o los diagramas que vinculan ambas magnitudes (s vs. T) suelen utilizarse en el laboratorio en el contexto de experimentos de cristalización. En la Figura 3 se muestran curvas de solubilidad para diferentes sustancias. Este tema se estudiará de manera más detallada en el Unidad 10 de la materia.

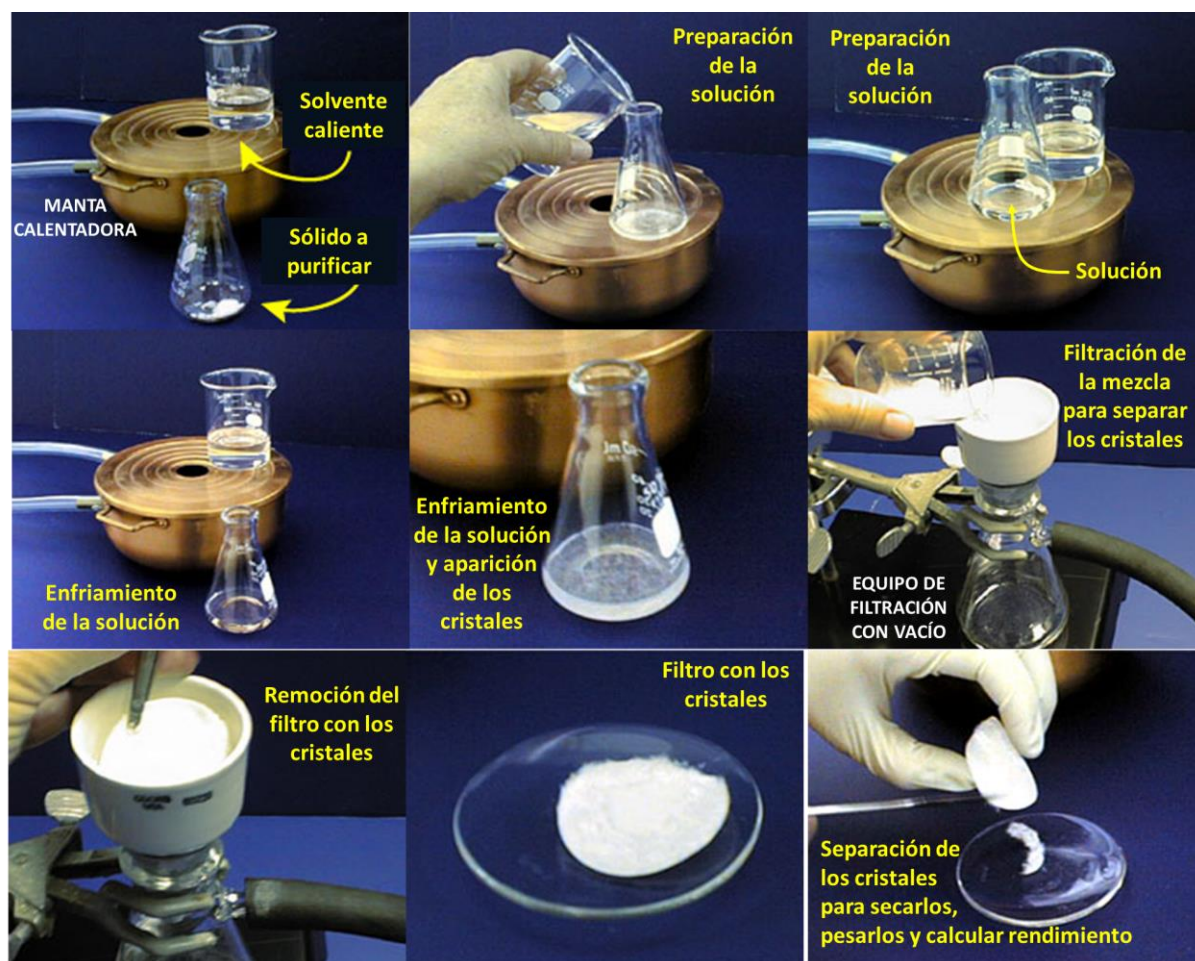


Figura 2. Paso a paso de un experimento de cristalización.



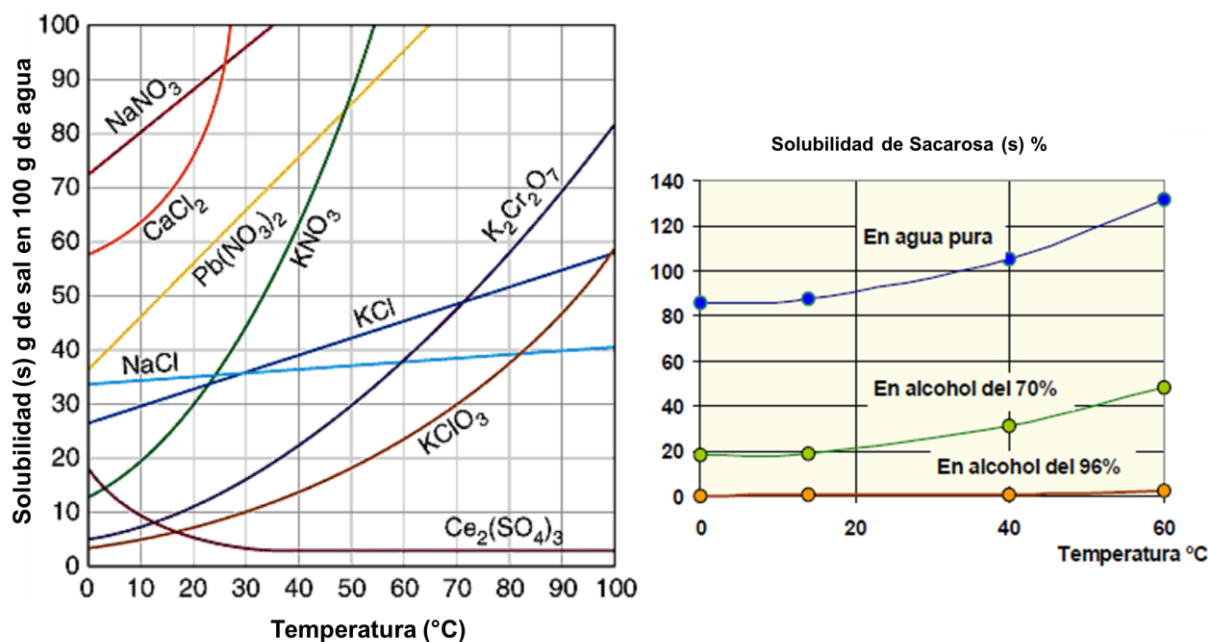


Figura 3. Curvas de solubilidad. Izquierda: diferentes sales inorgánicas. Derecha: sacarosa en diferentes solventes

#### 1.3.1.4 PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL: purificación de cloruro de sodio y sacarosa por cristalización

Este trabajo práctico está diseñado para realizarse de manera domiciliaria. El objetivo es el desarrollo de un experimento que permitirá, por un lado, la purificación de cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) a partir de sal común de mesa; por otro, la purificación de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) a partir de azúcar común. Tanto la sal de mesa como el azúcar común poseen como componentes principales los compuestos de interés. Ambas se comercializan con pureza suficiente para ser consumidas sin riesgos, pero presentan algunas impurezas en pequeñas cantidades y aditivos, como por ejemplo sustancias antiaglutinantes, y otras sales en el caso de la sal de mesa. Las impurezas y aditivos son inocuas para el consumo humano. Durante el proceso de cristalización se llevará a cabo la purificación de los compuestos de interés y las impurezas y aditivos quedarán disueltos en las aguas madres o serán removidos por filtración en alguna etapa del mismo. La manera de identificar si el proceso de purificación se ha realizado correctamente será a través de la evaluación de la calidad de los cristales obtenidos.

**IMPORTANTE.** Recordar que el desarrollo del trabajo experimental debe ser registrado a través de notas y/o fotografías de la misma manera que se procede en el laboratorio. Ese material será vital para la elaboración del informe.



#### 1.3.1.4.1 Materiales

- Sal común
- Azúcar común refinada
- Recipiente adecuado para calentar tipo olla o jarrito
- Anafe, hornalla, aparato de microondas, pava eléctrica o cualquier otro dispositivo para calentar agua
- Agua común
- Cucharas y espumaderas
- Recipiente medidor o algún recipiente de referencia de medida de volumen
- Embudo plástico común, embudo para filtro tipo Melita o embudo fabricado con una botella de plástico ([ver video para explicación](#) en el campus)
- Papel de cocina o servilleta de papel
- Recipientes de vidrio limpios como frascos de mermelada o de yogur tipo Dahi.

#### 1.3.1.4.2 Cristalización de cloruro de sodio (NaCl)

1. En un recipiente de vidrio que esté bien limpio agregar agua hasta completar aproximadamente la mitad de su volumen. Se puede usar un frasco de mermelada o un recipiente de yogurt tipo Dahi o un vaso de vidrio también.
2. Agregar sal y revolver con una cuchara. Las cantidades de referencia son las siguientes: para un frasco de yogur, la mitad de su volumen es aproximadamente 100 mL (o 100 g) y la sal que debe agregarse es 35 g lo que equivale a 3 cucharadas soperas aproximadamente. Preguntas para pensar: según el gráfico de la Figura 3, **¿cuál es la solubilidad de la sal (NaCl) a una temperatura de 20 °C y cuál a 100 °C? ¿Por qué para esta cristalización no tiene mucho sentido calentar la solución resultante? ¿Sería importante poder saber la temperatura de trabajo?**
3. Dejar decantar los sólidos que no se hayan solubilizado.
4. Filtrar los sólidos insolubles utilizando un embudo y filtro para café tipo Melita o un embudo fabricado con una botella de plástico y filtro para café o papel de cocina ([ver video explicativo](#)).
5. Dejar cristalizando en un lugar donde el recipiente pueda quedar inalterado. Evitar mover. Preferentemente colocar debajo de algún estante o equivalente, para evitar que caiga polvo a la solución.
6. Una vez que se observen los cristales remover cuidadosamente de las aguas madres. Observar sus características como, forma, tamaño, lados, caras, vértices, color, opacidad, etc. (Figura 4). **Tengan paciencia, el proceso de cristalización de NaCl puede demorar unos 10 días** por ello, recomendamos comenzar con esta parte del TP lo antes posible.

### 1.3.1.4.3 Cristalización de sacarosa (azúcar común, $C_{12}H_{22}O_{11}$ )

1. Colocar en una olla o jarrito apto para calentar, dos tazas de azúcar y una de agua.
2. Poner a calentar sin dejar de revolver hasta que se disuelva el soluto. Tener cuidado de no continuar calentando luego de la disolución dado que se pueden dar a lugar otros procesos indeseados.
3. Retirar del fuego y agregar media taza más de azúcar y revolver.
4. Con cuidado, volcar la solución resultante a uno o dos (dependiendo del volumen) recipientes de vidrio que estén bien limpios. Se pueden usar frascos de mermelada o recipientes de yogurt tipo Dahi o vasos de vidrio también.
5. Dejar cristalizando en un lugar donde el recipiente pueda quedar inalterado. Evitar mover. Preferentemente colocar debajo de algún estante para evitar que caiga polvo a la solución. Preguntas para pensar: según el gráfico de la Figura 3, **¿qué diferencias observa entre la curva de solubilidad del NaCl y la de la sacarosa?** **¿Por qué el diseño experimental en cada una de las cristalizaciones es diferente?**
6. Una vez que se observen los cristales remover cuidadosamente de las aguas madres. Observar sus características como, forma, tamaño, lados, caras, vértices, color, opacidad, etc. (Figura 4). **Tengan paciencia**, el proceso de cristalización de la sacarosa puede demorar, mínimo, entre 5 a 7 días por ello, recomendamos comenzar con esta parte del TP lo antes posible.

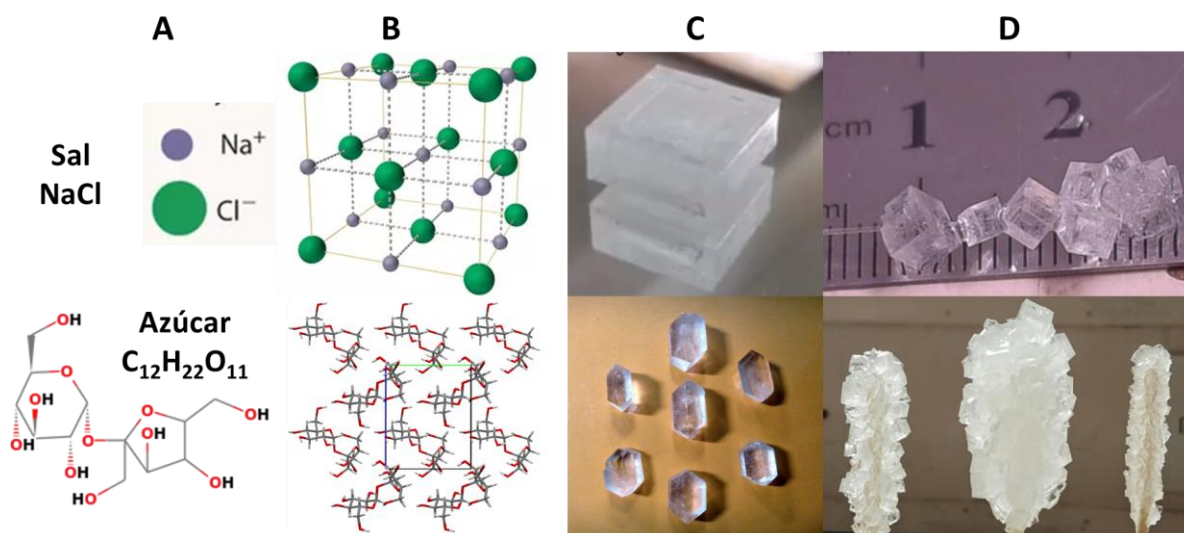


Figura 4. Estructura cristalina y cristales de sal y azúcar. A: estructura; B: estructuras cristalinas; C: monocristales; D: policristales

### 1.3.2 INTRODUCCIÓN AL TRABAJO EXPERIMENTAL II: calibración del material volumétrico. *Modalidad laboratorio presencial*

#### 1.3.2.1 OBJETIVOS

- Conocer los distintos materiales volumétricos disponibles.
- Comparar la precisión y exactitud del material volumétrico.
- Aplicar conceptos básicos referentes a la incerteza de una medida.

#### 1.3.2.2 BIBLIOGRAFÍA Y MATERIAL COMPLEMENTARIO

- Daniel C. Harris, Análisis Químico Cuantitativo. Editorial Reverte, 3ra. Edición (6ta. ed. inglés), 2006.
- Química, R. Chang. McGraw-Hill, 12<sup>va</sup>. ed, 2017.
- [“Introducción al trabajo experimental”](#)
- [“Material de Laboratorio”](#)

#### 1.3.2.3 INTRODUCCIÓN

Todos los instrumentos de medición tienen algún tipo de escala para medir cantidades. Los fabricantes en general certifican ciertos límites de tolerancia con respecto a la cantidad verdadera; por ejemplo, una pipeta aforada de 10 ml está certificada para verter  $(10,00 \pm 0,02)$  ml si se usa adecuadamente.

La calibración es el proceso de determinar la cantidad real que corresponde a la cantidad indicada en la escala del instrumento.

Todo el material volumétrico está calibrado a una temperatura especificada, y para utilizarse de una manera determinada. La temperatura influye en el calibrado de dos formas: en primer lugar, porque el volumen ocupado por la masa de un líquido varía con ésta, y, en segundo lugar, porque el volumen del material volumétrico es variable, debido a la tendencia del vidrio a dilatarse o a contraerse en función de la temperatura. Es por eso que algunas piezas de vidrio vienen rotuladas con la temperatura a la cual se deben utilizar.

Cuando se desea la máxima exactitud posible en un determinado análisis, es necesario calibrar el material volumétrico que se emplea. A causa de la modificación del volumen de los líquidos y del vidrio con los cambios de temperatura se deben volver a calibrar los materiales volumétricos cuando vayan a utilizarse a temperatura diferente de aquella para la que fueron calibrados. Además, **el material volumétrico** puede degradarse por el uso y la mala manipulación, es por esto que **deberá ser periódicamente** calibrado. (Esto no significa que cada vez que se necesita medir algo haya que realizar la medida 10 veces y hacer un tratamiento estadístico de los datos, sino que el material calibrado tiene cierta confiabilidad en la medida, es decir que cuando se mida se va a tener un cierta incerteza en la medida).

**La calibración es el conjunto de operaciones que establecen la relación entre el volumen contenido o dispensado y el volumen indicado por el instrumento. El calibrado se realiza determinando la masa de agua vertida por el recipiente o contenida en él, y utilizando la densidad de ese líquido para**

**convertir masa en volumen.** Deben evitarse situaciones ambientales extremas, procurando que la calibración se realice bajo condiciones similares a las de uso del material que se va a calibrar. Se deben evitar las corrientes de aire y reducir en lo posible la duración de la ejecución de las medidas u otras condiciones que pudieran favorecer la evaporación.

### 1.3.2.4 PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

#### 1.3.2.4.1 Reconocimiento del material de laboratorio

Para realizar esta parte del trabajo práctico utilizaremos una serie de material anexo al que se accederá a través de los *links* (enlaces) insertados en el texto.

- Para reconocer los distintos materiales con los que se trabaja en un laboratorio en Química General lea detalladamente el siguiente documento: “[Material de Laboratorio](#)”. **Identifique, entre el material que recibe en su cajón, y el que trajo Ud. mismo/a, los diversos materiales descritos en ese documento.**
- El material volumétrico está descrito en el capítulo 5.2 *Material de Vidrio*, del documento “[Introducción al trabajo experimental](#)”. Lea este apartado.
- Para completar el estudio, mire los siguientes videos cortos<sup>6</sup> que integran los contenidos leídos previamente:
- Material de contención: [Vaso de precipitado y Erlenmeyer](#)
- Material volumétrico: [Probeta](#), [Pipeta Graduada](#), [Pipeta Aforada](#) y [Matraz aforado](#)

#### 1.3.2.4.2 Uso de material volumétrico

##### 1.3.2.4.2.1 Descripción del esquema de trabajo que se seguirá para estudiar el uso de material volumétrico

Se llevará a cabo la calibración de material volumétrico, de acuerdo a la idea base descrita en las páginas 26 y 27. Dado que la precisión y la exactitud en la medición de un volumen dependen del material utilizado, se calibrarán distintos materiales, comparando los resultados en cuanto a exactitud y precisión.

El desarrollo del TP consistirá, entonces, en la medición de la masa de 10 ml de agua medidos con: a) Una pipeta graduada de 10 ml; b) una pipeta aforada de 10 ml; c) una probeta de 50 ml y d) un vaso de precipitados de 50 ml. En caso caso, se llevarán a cabo diez mediciones sucesivas, convirtiendo los valores medidos de masa en sus correspondientes volúmenes, a través de la densidad conocida del agua a la temperatura de trabajo.

##### 1.3.2.4.2.2 Descripción detallada de las medidas experimentales

Las medidas deberán efectuarse en un lugar a temperatura estable, libre de corrientes de aire y luz directa del sol. El elemento de medida volumétrico y el agua deberán estar a la misma temperatura, y ésta no debe variar más de  $\pm 0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$  mientras la medición se lleva a cabo.

<sup>6</sup> modificados de los realizados por: [www.masterd.es](http://www.masterd.es)

1. Lave y seque el material volumétrico a utilizar. El material se considerará limpio cuando el agua escurra sin dejar gotas dentro del mismo. En el caso de las pipetas, verifique cuidadosamente si se trata de material de simple o de doble aforo. Antes de realizar las medidas, se debe registrar la temperatura del agua que se va a utilizar. Para ello, lave un vaso de precipitados de 250 ml, llénelo con agua destilada y registre la temperatura del agua colocando un termómetro en su interior; ésta es el agua que utilizará para la calibración.

Para el registro de las masas pueden seguirse dos caminos alternativos (siga en este sentido las instrucciones de su JTP):

2. Tome un vaso de precipitados de 250 ml, lávelo y enjuáguelo con agua. Coloque el vaso de precipitados en el plato de una balanza granataria ( $\pm 0,01$  g) y lleve la tara a cero.
3. Mida 10 ml de agua con alguno de los materiales enumerados anteriormente, enrasando correctamente en cada caso. Vuelque el líquido en el vaso previamente tarado (esta operación debe realizarla fuera de la balanza) y luego pese el vaso con su contenido. Registre la masa obtenida en su cuaderno de laboratorio.
4. Una vez registrada la medida, vierta el agua utilizada en el vaso original y tare nuevamente el vaso, ahora con el líquido remanente en su interior.
5. Repita los pasos 3 y 4 al menos nueve veces para ese material, registrando en cada caso la masa de agua medida ( $m_i$ ).
6. Repita el procedimiento (4 a 5) para los otros 3 materiales volumétricos.

o bien:

2. Tome diez tubos de ensayo, lávelos, enjuáguelo con agua y séquelos. Rotule cada tubo de ensayo del 1 al 10 y ubíquelos en una gradilla.
3. Lleve la gradilla con los 10 tubos de ensayo a la balanza (granataria,  $\pm 0,01$  g); determine y registre la masa de cada uno de los tubos vacíos (tara).
4. De vuelta en su mesada, mida 10 ml de agua con alguno de los materiales enumerados anteriormente, enrasando correctamente en cada caso. Vuelque el líquido en el tubo rotulado 1. Repita el procedimiento otras 9 veces, vertiendo en cada caso el líquido en otro tubo rotulado.
5. En la misma balanza utilizada previamente, vuelva a pesar los tubos 1 a 10 cargados con los 10 ml de agua.
6. Calcule por diferencia y registre la masa de agua contenida en cada tubo.
7. Repita el procedimiento (2 a 6) para los otros 3 materiales volumétricos

#### 1.3.2.4.2.3 Tratamiento matemático de los resultados experimentales

1. Transforme cada una de las masas ( $m_i$ ) en magnitudes de volumen ( $V_i$ ). Para ello utilice el valor de la densidad del agua a la temperatura de trabajo, obteniendo el valor correspondiente de la tabla de la página siguiente.



T (°C)	$\delta$ (g/cm <sup>3</sup> )	T (°C)	$\delta$ (g/cm <sup>3</sup> )	T (°C)	$\delta$ (g/cm <sup>3</sup> )
1	0,99989	11	0,99968	21	0,99808
2	0,99994	12	0,99958	22	0,99786
3	0,99998	13	0,99946	23	0,99762
4	1,00000	14	0,99933	24	0,99738
5	1,00000	15	0,99919	25	0,99713
6	0,99999	16	0,99903	26	0,99686
7	0,99996	17	0,99886	27	0,99659
8	0,99991	18	0,99868	28	0,99631
9	0,99985	19	0,99849	29	0,99602
10	0,99977	20	0,99829	30	0,99571

2. Para cada material, obtenga la media de los volúmenes experimentales  $\bar{V}$

$$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^N x_i}{N}$$

Cálculo de la media:

3. Para cada material, obtenga la desviación estándar de los volúmenes experimentales (s)

$$s = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N (x_i - \bar{x})^2}{N - 1}}$$

Cálculo de la desviación estándar:

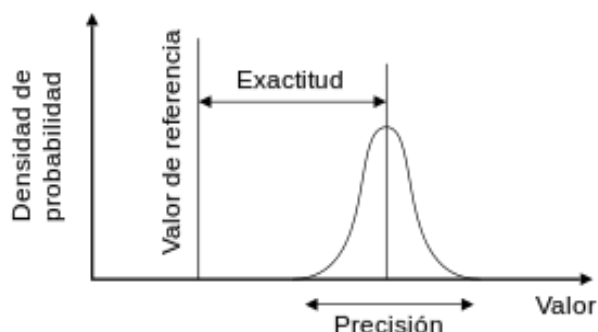
Para más detalle sobre el significado de la media y la desviación estándar consultar la sección 6.5.3 y 6.5.4 del documento [“Introducción al trabajo experimental”](#).

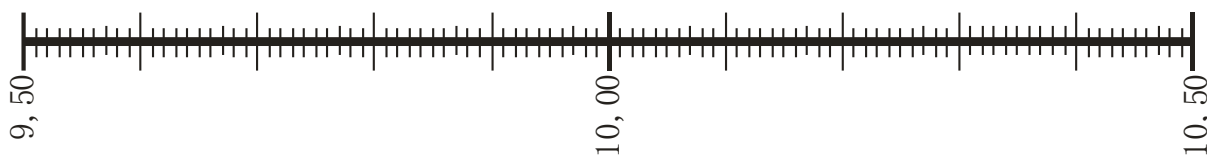
4. Utilice las rectas dibujadas más abajo (o en el formulario del informe) para ubicar en cada una de ellas:

- los valores individuales ( $V_i$ ) obtenidos en cada caso (escoja la escala conveniente en cada caso)
- los valores promedios obtenidos ( $\bar{V}$ ) en cada caso
- al valor promedio súmele y réstele la desviación estándar (s) y márkuelos en la misma recta.

5. Compare la amplitud del intervalo correspondiente a  $\pm s$  para los distintos casos. **Discuta acerca de la precisión y exactitud de cada material.**

Recuerde que:





En la siguiente recta, escoja una escala apropiada y represente con distintos colores los valores de  $\bar{V}$ ,  $\bar{V} + s$  y  $\bar{V} - s$  obtenidos para c/u de los materiales calibrados.

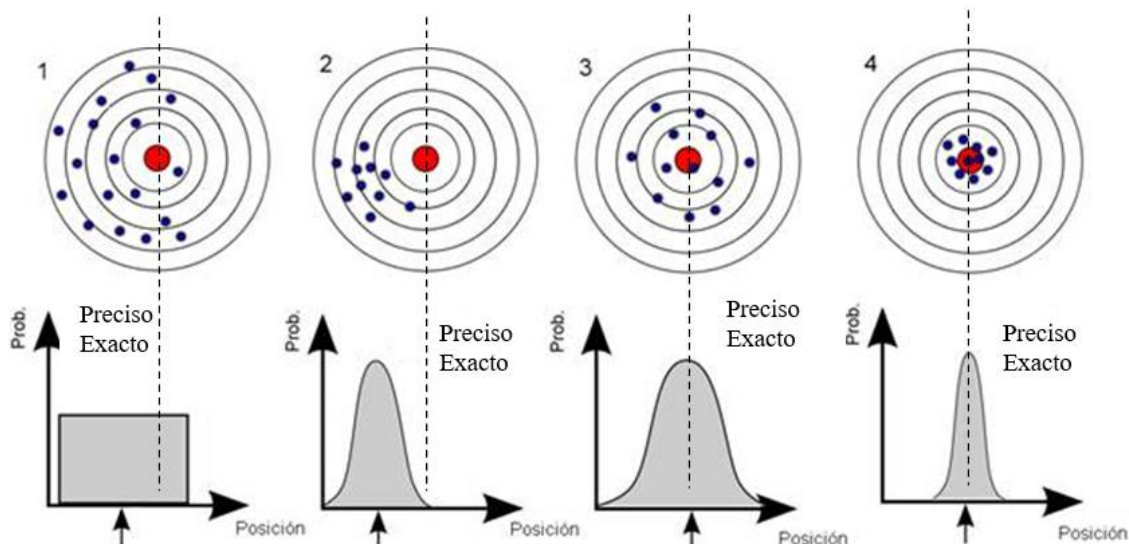


### 1.3.2.5 Cuestionario

1) Imagine una situación en la que Usted debe informar la concentración de un compuesto en diversas soluciones, C, en unidades arbitrarias. Cada concentración fue obtenida por un método distinto, del cual se conoce el error porcentual Y% asociado. Informe la concentración de la muestra con su respectivo error para cada caso, considerando una cifra significativa.

	C	Error Y%	Concentración C informada
<b>Método 0 – Ejemplo</b>	20,56479	1%	$20,6 \pm 0.2$
<b>Método 1</b>	0,03679215	10 %	$\pm$
<b>Método 2</b>	9451,11561	3 %	$\pm$
<b>Método 3</b>	2,731487	0,7 %	$\pm$
<b>Método 4</b>	$2,3689 \times 10^{-2}$	0,2 %	$\pm$

2) Tachar lo que no corresponda (preciso y/o exacto) en los cuatro "blancos", y dar un ejemplo de material volumétrico en función de lo realizado en la experiencia de laboratorio.



Ejemplo				
Material Volumétrico				

3) Se desea medir el diámetro de una moneda. Se dispone para ello de una regla graduada en mm y de un calibre con precisión de 0,05 mm. ¿Qué instrumento debe utilizar si la precisión de la medida debe ser mejor del 1%?

4) Se desean preparar dos soluciones A y B, para ello se cuenta con las siguientes instrucciones:

Solución A: tomar 10 ml de solución madre de  $\text{CoSO}_4$  0,1 M y diluir hasta [...].

Solución B: tomar 10,00 ml de solución madre de  $\text{CoSO}_4$  0,1 M y diluir hasta [...].

Indique cuál es la diferencia conceptual entre ambos volúmenes y cuál es el material volumétrico de laboratorio indicado para medir cada uno.

5) Se realiza la calibración de una pipeta aforada de 10 ml por pesada a una temperatura de 25,0 °C. Las masas, medidas en gramos, son:

9,98; 9,97; 9,98; 9,96; 9,99; 9,95; 9,97; 9,97; 9,96; 9,97.

a) Calcule la media y la desviación estándar para el volumen desalojado por la pipeta. Densidad del agua a 25,0 °C,  $\delta = 0,997044 \text{ g/cm}^3$ . Puede considerar que el dato de densidad no aporta error a la medida.

b) ¿Alguno de los valores informados se encuentra fuera de la media  $\pm$  la desviación estándar? Si es así, ¿qué conviene hacer con ese dato?

6) Dos personas miden un triángulo con una regla que tiene una incerteza de  $\pm 0,5$  mm.

La primera de ellas (operador A) obtiene los siguientes resultados:

Medida 1 base: 53,5 mm y altura 100,0 mm

Medida 2 base: 54,0 mm y altura 99,5 mm

La segunda (operador B):

Medida 1 base: 53,5 mm y altura 99,5 mm

Medida 2 base: 54,0 mm y altura 101,5 mm

a) Calcule la superficie del triángulo en cada caso.

b) Calcule la incerteza en las medidas de superficie.

c) Determine para cada operador si es admisible la diferencia entre las medidas en base al error con que se puede medir. ¿Qué debería hacer el segundo operador?

## Modelo de INFORMES de los Trabajos Prácticos de la UNIDAD 1

### PARTE I. INTRODUCCIÓN AL TRABAJO EXPERIMENTAL: aplicación de la cristalización como método de purificación de sustancias químicas

#### 1. Purificación de cloruro de sodio y sacarosa por cristalización:

##### 1.1 Objetivos:

---

---

---

---

---

##### 1.2 Fundamento del método de purificación:

---

---

---

---

---

---

---

##### 1.3 Resultados obtenidos durante la purificación de NaCl y discusión

Describe brevemente el procedimiento realizado. Comente si tuvo algún inconveniente. Comente si observó o no impurezas en el proceso de purificación. Adjunte una foto del/los cristal/es y descríbalos brevemente. En base a las observaciones discuta si los objetivos del trabajo práctico fueron logrados. Describa qué tipo de sólido cristalino es el NaCl (para este punto puede ayudarse con el contenido de las clases teóricas de la Unidad 2). Discuta por qué considera que no se utilizó calentamiento para la purificación de este sólido. Incluya sugerencias, si es que tiene, para la purificación del NaCl.

#### 1.4 Resultados obtenidos durante la purificación de sacarosa y discusión

Describa brevemente el procedimiento realizado. Comente si tuvo algún inconveniente. Comente si observó o no impurezas en el proceso de purificación. Adjunte una foto del/los cristales y realice su descripción brevemente. En base a las observaciones discuta si los objetivos del trabajo práctico fueron logrados. Describa qué tipo de sólido cristalino es la sacarosa y compare con respecto al del NaCl (para este punto puede ayudarse con el contenido de las clases teóricas de la Unidad 2). Discuta por qué considera que utilizó calentamiento para la purificación de este sólido. Incluya sugerencias, si es que tiene, para la purificación de la sacarosa.

#### 1.5 Conclusiones

---

---

---

---

#### 1.6 Bibliografía

---



## PARTE II. INTRODUCCIÓN AL TRABAJO EXPERIMENTAL: calibración del material volumétrico

### 1 Objetivos:

-----

-----

-----

-----

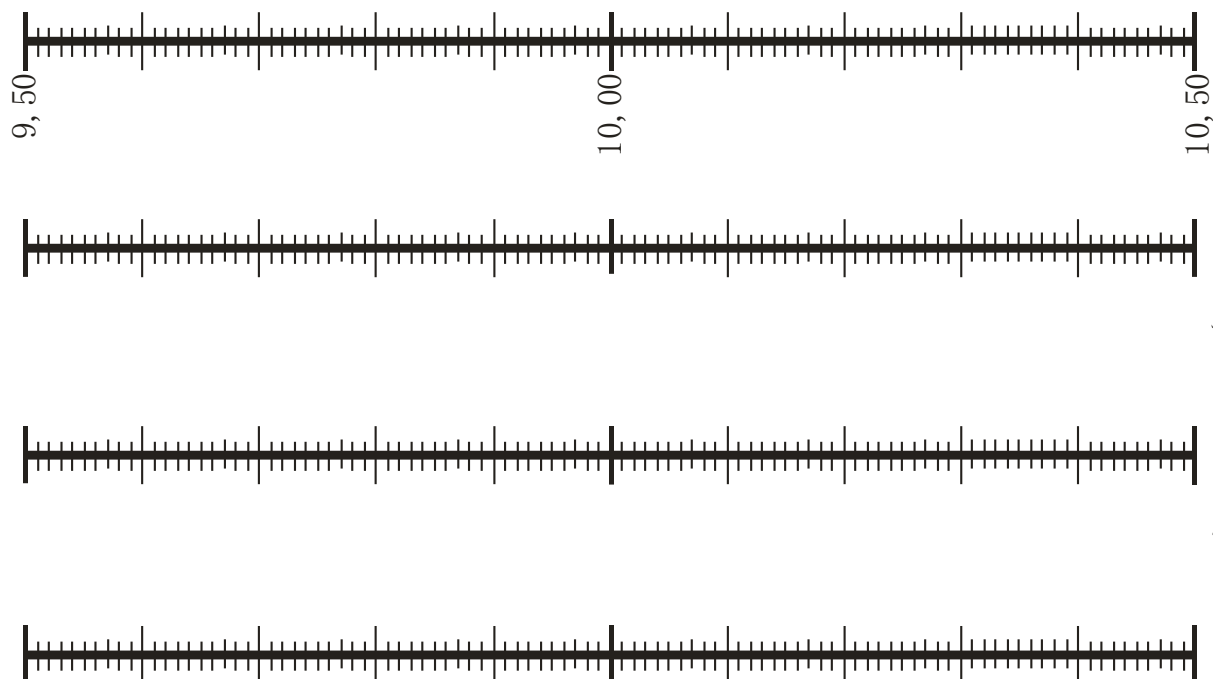
-----

-----

### 2 Tabla de datos: Medida de 10 ml con diferente material volumétrico de vidrio.

Material			Material			Material			Material		
Temp (°C)			Temp (°C)			Temp (°C)			Temp (°C)		
$\delta$ H <sub>2</sub> O			$\delta$ H <sub>2</sub> O			$\delta$ H <sub>2</sub> O			$\delta$ H <sub>2</sub> O		
N	m <sub>i</sub> (g)	V <sub>i</sub> (ml)	N	m <sub>i</sub> (g)	V <sub>i</sub> (ml)	N	m <sub>i</sub> (g)	V <sub>i</sub> (ml)	N	m <sub>i</sub> (g)	V <sub>i</sub> (ml)
1			1			1			1		
2			2			2			2		
3			3			3			3		
4			4			4			4		
5			5			5			5		
6			6			6			6		
7			7			7			7		
8			8			8			8		
9			9			9			9		
10			10			10			10		
Media (V)			Media (V)			Media (V)			Media (V)		
Desv. (s)			Desv. (s)			Desv. (s)			Desv. (s)		

### 3 Gráficas de distribución.



### 4 Comparación gráfica de precisión y exactitud del material utilizado ( $\bar{V} \pm s$ )



Código de colores:

### 5 Observaciones

-----

-----

-----

-----

-----

### 6 Conclusiones

-----

-----

-----

-----

-----

-----

### 7 Bibliografía

-----