



La materia en la naturaleza

TEMARIO

CON ESCEPTICISMO: ¿Cambios físicos y químicos? 15

CONCEPTOS FUNDAMENTALES: LA MATERIA 17

Sustancias puras y mezclas 18

TE TOCA A TI: Sustancias puras y mezclas 19

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS 19

Propiedades físicas intensivas 19

HERRAMIENTA: Sistema Internacional de Unidades 20

Solubilidad 20

Densidad 20

Punto de fusión (ebullición) 20

Capacidad calorífica específica 21

Viscosidad 21

TE TOCA A TI: Denso y viscoso 21

Propiedades químicas intensivas 21

TE TOCA A TI: Busca otras propiedades 22

MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS 22

Filtración 22

Destilación 22

DESCÚBRELO TÚ: contenido alcohólico en algunas bebidas 23

Cristalización 23

DESCÚBRELO TÚ: Cristalización fraccionada 24

Extracción 24

DESCÚBRELO TÚ: Cafeína en una bebida de cola 21

Cromatografía 21

DESCÚBRELO TÚ: Colorantes en la gelatina 26

TE TOCA A TI: Otros procesos de separación 26

DEL PASADO: Metales, elementos; gemas, mezclas 27

CTS Industrial: Destilación del petróleo 28

El proceso de formación del petróleo 28

Importancia económica del petróleo 29

Destilación del gas natural 29

PROBLEMAS Y ACTIVIDADES 30

BIBLIOGRAFÍA 33



CON ESCEPTICISMO:

¿Cambios físicos y químicos?

Es bastante generalizada la tendencia a clasificar los fenómenos naturales en dos grandes bloques: uno que agrupa a los de carácter físico y en otro a los de naturaleza química. El libro clásico de Samuel Glasstone (1946) toca el tema con suma prudencia, al decir (ver el subrayado):

“Con el propósito de su estudio, se ha encontrado conveniente dividir los fenómenos naturales en dos clases:

Una consiste de cambios de naturaleza aparentemente permanente, que involucran la transformación de una forma de materia en otra (QUÍMICA);

Otros son cambios temporales, generalmente resultantes de la alteración de las condiciones externas (FÍSICA)”.

Así, para Glasstone, el motivo de la clasificación era sólo de conveniencia para el estudio de los fenómenos. Dicha moderación se ha disipado posteriormente, cuando centenas de libros definen de manera formal e insisten en diferenciar tajantemente los fenómenos físicos de los químicos, a través de aseveraciones como las siguientes:

- Un **cambio físico** es aquel en que no cambia la identidad química de la materia aunque, en todo caso, cambie su forma. La transformación física no es permanente, ya que mediante un cambio en las condiciones externas puede volverse al estado inicial del sistema con un gasto menor de energía. Doblar una hoja de papel es un cambio físico. Otro ejemplo es un cambio de fase o de estado de agregación (cuando una sustancia pasa del estado líquido al sólido o al gaseoso, entre otros). En todo cambio físico la sustancia conserva su identidad química. Papel o papel doblado, son celulosa. Hielo y vapor de agua tienen

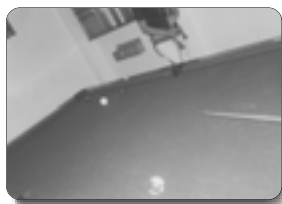


Figura 1.1

Colisión de dos bolas de billar. Un fenómeno físico.



Ilustración 1.2

Formación de herrumbre, un cambio químico.



Figura 1.3

Agua líquida y hielo. ¿Se trata de la misma forma de materia?

algunas propiedades diferentes, pero ambos son muestras de agua que pueden reaccionar químicamente como tal.

- Un **cambio químico** es aquel en donde una clase de materia se transforma en otra, a través de una reacción química. Por ejemplo, el hierro, Fe, reacciona con el oxígeno, O₂, para formar herrumbre u óxido de hierro (III), Fe₂O₃. Podemos asegurar que se trata de un cambio químico porque las propiedades de los reactivos (hierro: metal; oxígeno: gas incoloro) son notablemente diferentes a las del producto (óxido de hierro: sólido marrón quebradizo). Para que la herrumbre pueda convertirse otra vez en hierro y oxígeno gaseoso se necesita efectuar nuevamente un cambio químico. Los materiales originales, hierro y oxígeno, no pueden separarse de la herrumbre mediante ningún cambio físico.

En otro libro de la época, Linus Pauling (1947) define como propiedades químicas de las sustancias a “aquellas que se refieren a su comportamiento en las reacciones químicas” y a éstas como “los procesos por los cuales unas sustancias se transforman en otras”. Así, todo estaría posiblemente claro si pudiéramos caracterizar en forma nítida lo que significa “la transformación de una forma de materia en otra”. ¿Cómo podemos asegurar mediante la observación que ha ocurrido un cambio químico? ¿Qué significa eso de que “una forma de materia se transforme en otra”? Los siguientes ejemplos pueden ayudarnos a establecer más firmemente el debate, al fomentar en ti el escepticismo sobre este tema:

1. ¿Qué argumentos puedes dar para sostener que, al congelarse, el agua líquida no se ha transformado en una nueva forma de materia? ¿Algo más que la reversibilidad del proceso al aumentar nuevamente la temperatura? ¿Es convincente que la congelación no es un fenómeno químico? ¿Cómo podrías demostrar con argumentos observacionales que el hielo y el agua líquida están formados por la misma clase de materia?
2. No cabe duda que las propiedades de hierro y oxígeno son absolutamente diferentes a las de la herrumbre. Parece tratarse éste de un cambio químico. ¿Pero no es cierto que las propiedades del agua líquida y del vapor de agua son también diferentes? Por ejemplo, una es un líquido y la otra un gas; la densidad de una es más de mil veces mayor que la de la otra, lo mismo que su viscosidad; el vapor de agua sí reacciona con el carbón para dar gas de agua (mezcla de CO y H₂), cuestión que no es posible lograr con el agua líquida. ¿Son de verdad ambas muestras de la misma sustancia: agua?
3. El diamante se transforma lentamente en grafito, que es la forma alotrópica más estable del carbono. La transformación implica un rearrreglo importante de las posiciones de los átomos, así como la ruptura y creación de múltiples enlaces, a pesar de que la energía neta necesaria es relativamente pequeña. ¿Se trata de un fenómeno químico? No cabe duda de que diamante y grafito son sustancias diferentes, y no sólo en su precio. Pero, ¿acaso no son similares las propiedades químicas de los dos alótropos? ¿No son la misma sustancia al estar formados ambos por átomos de carbono solamente?
4. Al variar las condiciones externas, por ejemplo un cambio de temperatura o de presión, el vapor de agua se transforma en agua líquida. Se argumenta que esta reversibilidad permite caracterizar al fenómeno como físico. No obstante, existen reacciones químicas reversibles que transitan de los reactivos a los productos mediante cambios en las condiciones externas. Un ejemplo es la reacción de dimerización del NO₂ para dar N₂O₄.¹ ¿Existen argumentos basados en la observación para diferenciar a uno u otro fenómeno como físico o químico?

¹ El dióxido de nitrógeno puede obtenerse en una campana de gases al añadir ácido nítrico concentrado a una moneda de cobre. Si dicho gas se colecta en una jeringa, puede observarse la reacción de dimerización por un cambio de coloración al aplicar presión o cambiar la temperatura.

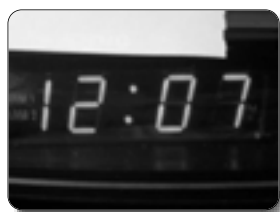


Figura 1.4

El oscurecimiento en una carátula de un reloj digital ¿es un fenómeno químico?

5. Cuando en la carátula de un reloj digital se ennegrecen algunos segmentos debido al paso de la corriente eléctrica, mostrándonos la hora, 12:07AM, ¿ocurre una reacción química? ¿Qué ha pasado en el cristal líquido de la carátula? ¿Se trata solamente de un fenómeno de acomodación física de las moléculas que hace cambiar su apariencia? ¿Se forman nuevas moléculas?
6. Normalmente, al calentar una sustancia líquida llega a ocurrir la vaporización de la misma, fenómeno que se caracteriza como un cambio físico. No obstante, al calentar un huevo crudo, directamente o en un baño María, éste se convierte en un sólido (huevo cocido). ¿Se trata éste de un fenómeno físico también o de un fenómeno químico? Si escogiste la última alternativa, ¿qué reacción química ha ocurrido en este caso?

Parece existir una diferencia “sutil” entre los cambios físicos y los químicos. Ciertamente, en ocasiones hay una barrera difusa entre ambos. La manera de diferenciarlos requiere identificar una nueva forma de materia, producto de una reacción química. Sin embargo, dicha cuestión sólo puede dilucidarse mediante el estudio minucioso de la estructura microscópica de la materia, lo cual no es accesible por los métodos ordinarios de observación. Así, hemos de resignarnos a perder la posibilidad de definir el concepto desde un punto de vista puramente observacional, para introducirnos en las entrañas del lejano microcosmos. Al adentrarnos en este libro en el estudio de la estructura atómica y molecular quizás desarrollemos más elementos de juicio para distinguir con más certeza los cambios físicos de los químicos.

Por lo pronto, estas definiciones han sido útiles para avanzar en el estudio de los fenómenos naturales. El propósito al incorporarlas en este texto es establecer modelos extremos sobre el comportamiento de la materia. Los científicos son muy afectos a sentar dicotomías u oposiciones entre dos conceptos (física-química, ácido-base, donadores-aceptores, covalencia-ionicidad), cuestión que hay que tomar siempre con cautela.



Figura 1.5

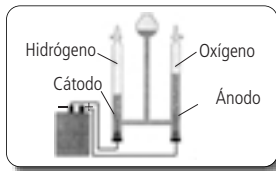
Collage de muestras de materia de un laboratorio químico.

No obstante, en ciencia resulta elemental no confundir los modelos con la realidad. Quizá podamos encontrar casos reales de transformaciones de la materia que se adapten cercanamente a la definición ya sea del modelo de cambio físico o del químico, pero nada más. El hecho de que no exista una frontera claramente definida entra ambos nos habla, afortunadamente, de la unidad del conocimiento científico.

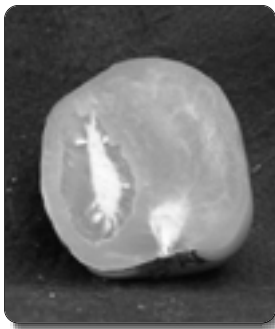
CONCEPTOS FUNDAMENTALES: LA MATERIA

Los protagonistas en la química son los elementos, sus compuestos y los sistemas que forman; en una palabra, esta ciencia se encarga del estudio de la materia.² Es por esto que uno de sus conceptos básicos es el de **materia**. Todas las transformaciones químicas tienen lugar en muestras ordinarias de materia. La forma en la que está estructurada es la que determina sus propiedades físicas y químicas, la manera en la que puede reaccionar y, en ocasiones, las posibilidades de su utilización.

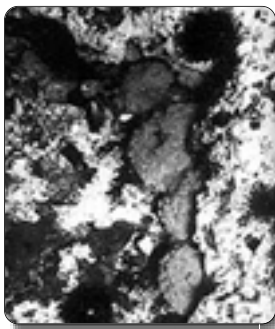
² Hay que aclarar que la química se ocupa de las propiedades de la llamada “materia ordinaria”, es decir, la que se encuentra a temperaturas, presiones y gravedad moderadas (ver la sección PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS, página 19). En las estrellas, por ejemplo, donde las temperaturas son de millones de grados y la fuerza de gravedad es inmensa, la materia no se presenta en su forma ordinaria (átomos, moléculas, etcétera). En esas condiciones su comportamiento no se da a través de transformaciones químicas.

**Figura 1.6**

Cuando una muestra de agua se somete a electrólisis, se producen siempre ocho gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno. La relación de volúmenes de ambos gases es siempre 2:1.

**Figura 1.7**

Dentro de un tomate pueden distinguirse a simple vista por lo menos tres fases, la de la pulpa, la de la piel y la de las semillas. Se trata de una mezcla heterogénea.

**Figura 1.8**

Fotografía al microscopio electrónico de una muestra de fundición de acero maleable. Pueden observarse los granos de hierro y las porciones de grafito. Lo que a simple vista parece una mezcla homogénea puede resultar finalmente una mezcla heterogénea.

Sustancias puras y mezclas

La materia puede clasificarse por su constitución química en sustancias puras y mezclas. Entre las primeras podemos identificar a los elementos y a los compuestos, según puedan descomponerse o no en sustancias más simples mediante métodos químicos, tema sobre el que profundizaremos en el segundo capítulo.

Una **sustancia pura** es una muestra de materia que no puede ser separada en otras mediante cambios físicos.

La composición química de una sustancia pura está suficientemente definida, o es constante. Por ejemplo, cuando se descompone químicamente el agua siempre se obtienen ocho gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno, no importa la procedencia ni el estado físico en que se encuentre el agua original. En el vidrio utilizado en las fibras ópticas, la composición también es constante, 44 gramos de silicio por cada 100 gramos de fibra.

Por su parte, una **mezcla** contiene dos o más sustancias. Cada sustancia de la mezcla mantiene su identidad química. Una de las características de las mezclas es que las sustancias que las forman se pueden separar mediante cambios físicos (ver la sección MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS en la página 22). Contrario a lo que ocurre con las sustancias puras, la composición de las mezclas puede cambiar continuamente. Por ejemplo, alcohol y agua pueden mezclarse en cualquier proporción y pueden separarse gracias a una destilación (cambio físico).

En la tabla 1.1 se resumen las diferencias entre las mezclas y los compuestos puros.

Dentro de las mezclas las tenemos homogéneas y heterogéneas. En una **mezcla homogénea** las propiedades son las mismas en cualquier porción de la mezcla. Un ejemplo lo constituyen las **disoluciones**, como la que se forma cuando se disuelve azúcar en agua. En una **mezcla heterogénea**, los componentes individuales permanecen físicamente separados y, en ocasiones, se pueden ver como tales. Un ejemplo de ello es una ensalada, donde la lechuga, el tomate y el pepino se pueden identificar claramente.

Otro ejemplo de una mezcla heterogénea, mucho más sutil, es el caso de cierto tipo de aceros, que solamente mediante el microscopio puede observarse que están formados por dos sustancias diferentes: granos de hierro y partículas rugosas de grafito.

Las propiedades de los compuestos son distintas cuando éstos se encuentran puros o cuando forman una mezcla, debido a la presencia de impurezas. Prueba de ello está en el color de las gemas, como veremos más adelante, o en muestras de vidrio, con las que se pueden formar fibras ópticas cuando están en estado puro, o lentes con diversas propiedades en función de la adición de impurezas especiales.

Tabla 1.1

Características de las mezclas y de los compuestos puros.

Mezclas	Compuestos puros
Pueden separarse en sus componentes mediante cambios físicos	No pueden separarse en sus componentes por cambios físicos
Su composición puede variarse de manera continua al agregar uno de sus componentes	Su composición es constante la mayor parte de las veces.
Sus propiedades están ciertamente relacionadas con las de sus componentes	Sus propiedades no están relacionadas con las de los elementos que los constituyen químicamente



TE TOCA A TI:

Sustancias puras y mezclas

A partir de tus conocimientos previos, indica si los siguientes materiales corresponden a un elemento, un compuesto puro o una mezcla:

- | | |
|---------------------|-------------------------|
| a) Agua de mar | f) Hierro |
| b) Un pedazo de oro | g) Gasolina |
| c) Vapor de agua | h) Pintura de aceite |
| d) Madera | i) Mercurio |
| e) Ácido acético | j) Aire |
| | k) Aceite para cocinar |
| | l) Bicarbonato de sodio |
| | m) Magnetita |

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

Las **propiedades** de una sustancia son sus cualidades características. Son las que permiten afirmar, con base en la observación, si estamos frente a una sustancia determinada u otra.

Un atributo básico de la materia es el de poseer **masa**. Ésta es una de sus propiedades más fundamentales. Sobre la superficie de la Tierra, la presencia de masa en un cuerpo se refleja en la atracción del planeta sobre él, de acuerdo con la ley de gravitación. Así de la masa deriva entonces el concepto de **peso**.

Las propiedades pueden clasificarse en **extensivas e intensivas**. Las primeras dependen de la dimensión de la muestra (su masa o su volumen, por ejemplo) y las segundas no cambian en función del tamaño de la muestra (la densidad, entre muchas otras), es decir, son características de las sustancias y no de muestras particulares de ellas, por lo que les dedicaremos más atención.

Propiedades físicas intensivas

Las propiedades físicas más evidentes son las que se detectan con los sentidos. Por ejemplo, del aspecto visual de la sustancia surgen las siguientes:

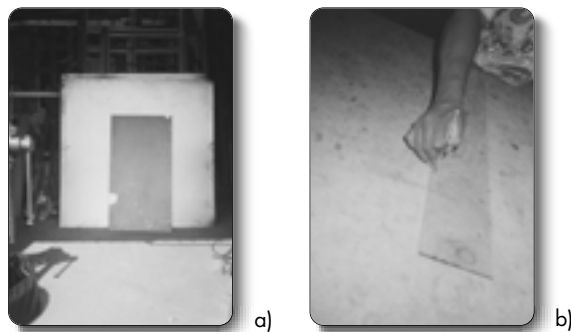
- Estado de agregación (si es sólida, la forma de los cristales, etcétera);
- Color.

El resto de los sentidos agrega otras propiedades:

- Olor;
- Sabor;
- Rugosidad;
- Naturaleza quebradiza (estas dos últimas si la sustancia es sólida).

Las propiedades de este tipo no se afectan sustancialmente por el tamaño de la muestra, siempre que ésta sea de magnitud razonable, por lo que son intensivas. Existen otras propiedades no tan simples que se pueden apreciar también con los sentidos, como:

- La maleabilidad (viabilidad con la que una sustancia puede transformarse en láminas delgadas mediante martilleo),

**Figura 1.9**

Los metales son dúctiles y maleables. a) metal en placa y filamento, la sustancia más dura es el diamante, pues raya al resto. b) diamante rayando vidrio)

- La ductilidad (facilidad para estirar en material en forma de hilo) o
- La dureza (propiedad relativa a la capacidad de una sustancia de rayar a otras).

Muchas otras propiedades pueden medirse con precisión y expresarse numéricamente. Incluimos a continuación algunas de ellas y te dejamos investigar algunas otras más. En relación con las unidades en las que se expresan los valores de estas propiedades, revisa la sección “HERRAMIENTA: Sistema Internacional de Unidades”.



HERRAMIENTA:³

Sistema Internacional de Unidades

En este libro se utiliza el Sistema Internacional de Unidades. Todos los detalles necesarios del mismo se encuentran en el Apéndice 1.

En la descripción de las propiedades físicas se han utilizado para el volumen dos unidades diferentes: el litro (para el que usaremos el símbolo L) y el centímetro cúbico (cm^3). El litro no es una unidad recomenda-

da por el Sistema Internacional de Unidades, pero en este libro la utilizaremos como equivalente al decímetro cúbico (dm^3). Recuerda que:

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &= 1 \text{ dm}^3 \\ 1 \text{ dm}^3 &= 1000 \text{ cm}^3 \\ 1 \text{ mL} &= 1 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Solubilidad

La masa máxima de sustancia sólida que se disuelve en 100 g de disolvente, a cierta temperatura.

Ejemplo: la solubilidad del cloruro de sodio en agua, a 25°C es de 39.12 g.

Densidad

La masa de sustancia contenida en la unidad de volumen.

Ejemplo: la densidad del cloruro de sodio es de $\delta\rho = 2.163 \text{ g/cm}^3$ o 2.163 g/mL .

Punto de fusión (ebullición)

Temperatura a la que la sustancia líquida solidifica (a la que la sustancia líquida hierve).

Ejemplo: A 101.325 kPa de presión, el agua funde a $T_f = 0^\circ\text{C}$ y hierve a $T_b = 100^\circ\text{C}$.

**Figura 1.10**

Aparato Fisher para determinar los puntos de fusión de los sólidos.

³ Las “HERRAMIENTAS” abordan el desarrollo de habilidades matemáticas, de nomenclatura, de lógica o de manejo de unidades, que no tienen que ver directamente con el contenido en cuestión, pero que son indispensables para la resolución de problemas.

Capacidad calorífica específica

Cantidad de energía que hace elevar la temperatura de un gramo de sustancia en un grado centígrado. Siempre que se usa el término “específico” en el SI nos referimos a un gramo de sustancia.

Ejemplo: A 4°C, la capacidad calorífica específica del agua líquida es $C_p = 4.184 \text{ J}/(\text{g } ^\circ\text{C})$.

Viscosidad

En dos capas de un fluido, una de las cuales se mueve y la otra no, la viscosidad (o, más formalmente, coeficiente de viscosidad cinemática) se refiere a la resistencia que opone la capa en reposo a la que está en movimiento. El coeficiente de viscosidad cinemática es la fuerza (en Newtons), por unidad de área (metros cuadrados), requerida para mantener una diferencia unitaria en la velocidad de las dos capas (un metro sobre segundo).

Ejemplo: La viscosidad para el N_2 gaseoso a 0 °C es $\eta = 1.781 \times 10^{-5} \text{ kg}/(\text{m s})$.



TE TOCA A TI:

Denso y viscoso

El aceite y el agua son dos sustancias que no se mezclan. ¿Cuál de ellas es más densa? ¿Cuál es más viscosa?

Para determinar cual es más densa, recuerda que al ponerlas juntas, la más densa quedará en la parte inferior del recipiente, mientras que la menos densa quedará en la parte superior.

Para conocer cuál es más viscosa basta con ponerla entre dos dedos y frotarlos uno contra el otro. Aquella que presente más resistencia será más viscosa. Otra manera es medir el tiempo de caída de un balón en una columna con una altura dada de líquido. Las sustancias más viscosas tienen tiempos de caída mayores.

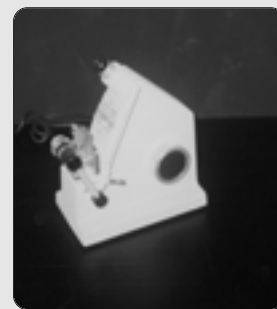


Figura 1.11
Viscosímetro de bola rodante.

Averigua ¿por qué se utiliza el aceite como lubricante en los motores de los coches y no se utiliza el agua? ¿qué es un aceite multigrado?

Propiedades químicas intensivas

Las propiedades químicas de las sustancias son las que se refieren a su comportamiento en las reacciones químicas.

Este tema se aborda con más profundidad en el capítulo 5. Basta por ahora dar algunos ejemplos simples:

- Los metales alcalinos tienen la propiedad de reaccionar violentamente con el agua produciendo hidróxidos.
- Los halogenuros de los metales alcalinos fundidos se descomponen por electrólisis.
- Los metales se combinan con el oxígeno para producir óxidos.
- Los hidrocarburos se queman en presencia de aire y producen dióxido de carbono y agua.



TE TOCA A TI:

Busca otras propiedades

Busca una definición de las siguientes propiedades y un ejemplo de su valor para una sustancia determinada a ciertas condiciones, dado en unidades del SI:

1. Tensión superficial
2. Momento dipolar
3. Coeficiente de conductividad térmica
4. Compresibilidad isotérmica

MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

En la naturaleza, la gran mayoría de las sustancias se encuentran formando mezclas de muy diversos tipos. En multitud de casos hacemos uso de las sustancias que forman parte de una mezcla. Por ejemplo:

- Tomamos el principio activo de una medicina, que está mezclado con otros componentes y con el excipiente;
- En el hogar usamos limpiadores cuyos antisépticos están mezclados con detergentes y con agua, como vehículo.

No obstante, en muchas ocasiones es necesario, o sencillamente deseable, obtener por separado a las sustancias componentes de una mezcla, o conocer la composición de dicha mezcla. A eso se dedica el **análisis químico**.

Los componentes de una mezcla pueden concentrarse o separarse de la misma mediante procesos de separación.

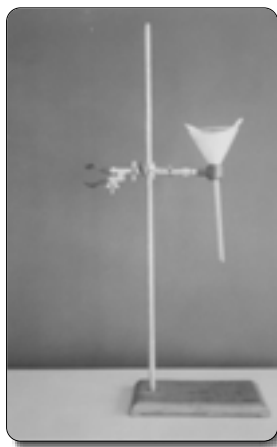
Un **proceso de separación** es el que se lleva a cabo cuando se trata una mezcla para obtener ya sea cada uno de sus componentes, o mezclas más sencillas de algunos de éstos.

Filtración

Es el más sencillo de los métodos de separación. Se utiliza siempre que se desea separar un sólido de un líquido. A lo que en un laboratorio de química se llama filtrar, en la cocina se denomina colar; si en la cocina usamos un colador o un cedazo, en el laboratorio usamos un embudo con papel filtro.

Destilación

Consiste en llevar una mezcla líquida a ebullición en un matraz de destilación. La mezcla puede estar compuesta únicamente por líquidos **miscibles** (que se disuelven por completo uno en otro) o puede contener también algún sólido disuelto. Cada uno de los líquidos en la mezcla conserva su tendencia a evaporarse y hierve al alcanzar la cercanía de su temperatura de ebullición. El vapor que se desprende inicialmente está compuesto principalmente por el líquido con menor temperatura de ebullición (L_1). Este vapor se hace pasar por un refrigerante o condensador, y se colecta en un recipiente (ver figura 1.13). Mientras la temperatura se mantiene más o menos constante, el vapor está compuesto casi exclusivamente por L_1 . Al haberse evaporado todo L_1 , la temperatura se eleva, hasta alcan-

**Figura 1.12**

Embudo con papel filtro.

zar la temperatura de ebullición del siguiente líquido, L_2 , que podrá recolectarse en otro recipiente, y así sucesivamente. Los sólidos que hubiera en la mezcla, permanecerán en el matraz.

DESCÚBRELO TÚ:⁴

Contenido alcohólico en algunas bebidas

¿Qué porcentaje de alcohol se encuentra presente en las bebidas alcohólicas?

Los principales componentes que se encuentran en estas bebidas son el alcohol y el agua. Estos dos líquidos tienen diferentes puntos de ebullición: a nivel del mar el del alcohol (etanol) es 78.5°C y el del agua, 100°C . Esto permite utilizar el método de destilación para separar el alcohol en cada una de las mezclas de una manera bastante sencilla, ya que éste hierve antes que el agua. Para realizar una destilación, se necesita un equipo semejante al mostrado en la figura 1.13.

Material

- Cerveza, brandy, ron
- Matraz de bola con “t” de destilación
- Termómetro de vidrio
- Refrigerante con mangueras
- 2 soportes universales
- 2 pinzas de tres dedos con nuez
- Mechero
- 1 anillo de hierro
- Tela de alambre con asbesto
- Probeta recolectora

Procedimiento

Elige una bebida y coloca 30 mL en el matraz de bola. Inicia la destilación.

Vigila la temperatura del vapor generado, y asegúrate que colectas únicamente el líquido que ebulle a 78.5°C (menor si no estás al nivel del mar).

Para cada una de las bebidas, mide en una probeta el volumen de etanol obtenido en la destilación y calcula el porcentaje en volumen de alcohol contenido en cada una de ellas.

Guarda el etanol para un uso futuro.

Con esta información, realiza los cálculos necesarios para responder la pregunta inicial.



Figura 1.13
Equipo de destilación del laboratorio químico.

Cristalización

Este proceso se utiliza principalmente cuando se desea separar a un sólido disuelto (**soluto**) en un disolvente. La solubilidad de un soluto en un disolvente tiene generalmente un límite, que se mide en unidades de masa de soluto por unidades de masa o volumen de disolvente a una temperatura dada. A este límite se le conoce como **saturación** y decimos que una disolución está saturada, si no acepta la solubilización de más soluto. Así por ejemplo, se sabe que la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) es de 39.12 g en 100 g de

⁴ La sección “DESCÚBRELO TÚ” es una invitación a realizar trabajo experimental mediante la propuesta de una pregunta iniciadora a la cual hay que responder. La respuesta no se incluye, para que sea producto de la indagación práctica. En ocasiones, los materiales o procedimientos podrán ser modificados por ti, con la ayuda de tu profesor, en caso de no disponer exactamente de los que se mencionan en la obra.

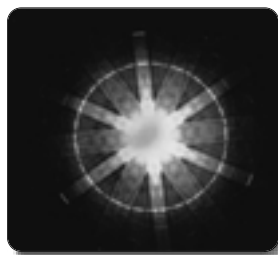


Figura 1.14
Cristales al microscopio.

agua, a 25°C. Si el volumen de disolvente disminuye mientras la temperatura se mantiene constante, el soluto tenderá a **crystalizar**. Como generalmente la solubilidad de un soluto aumenta con la temperatura, una disminución en ella también favorece la cristalización del soluto.

Es posible que si se tienen dos o más solutos presentes en una disolución, al evaporar parcialmente el disolvente cristalice sólo uno de ellos, el menos soluble. Éste puede separarse por filtración, para luego seguir evaporando el disolvente hasta la cristalización de un segundo soluto, y así sucesivamente. A este proceso repetitivo, en el que logran separarse entre sí solutos de una disolución gracias a sus distintas solubilidades, se le llama **cristalización fraccionada**.

DESCÚBRELO TÚ: Cristalización fraccionada

¿Cuál es más soluble en agua, el azúcar o la sal?

Tu sabes, por experiencia, que ambas sustancias son bastante solubles en agua, pero para conocer la respuesta a la pregunta, te sugerimos llevar a cabo el siguiente experimento, que puede realizarse aun en la cocina de tu casa.

Material

- Azúcar
- Sal
- Taza medidora
- Pocillo para calentar
- Estufa
- Filtros para café
- Vaso de vidrio
- Refrigerador

Procedimiento

Disuelve $\frac{1}{4}$ de taza de azúcar y $\frac{1}{4}$ de taza de sal en una taza de agua. Calienta y agita hasta que logres la diso-

lución total de ambas. (Si observas que queda una muy pequeña cantidad de cristales sin disolverse, o alguna impureza, pasa la mezcla a través de un papel filtro para café).

Coloca ahora esta disolución en un vaso de vidrio (ten precaución para que el calor no rompa el vidrio) y cúbrelo, para mantenerla libre de polvo. Déjala en reposo varios días en el refrigerador, durante los cuales podrás ir observando la aparición paulatina de cristales.

Al cabo de unos días, cuando ya no se aprecie el aumento en la cantidad de cristales formados, separa los cristales filtrando la mezcla con un filtro para café. En este caso, y *sólo en este caso* en el que las sustancias problema son conocidas e inofensivas, utiliza alguno de tus sentidos para identificar la naturaleza de los cristales.

¿Puedes ahora contestar la pregunta? ¿Requieres experimentar más?



Figura 1.15
Embudo de separación.

Extracción

El agua no es miscible en algunos líquidos, como el aceite, o en algunos disolventes orgánicos, como el cloroformo. Siempre que se agite a estos líquidos con intención de mezclarlos, éstos vuelven a separarse en dos fases al quedar en reposo. Este fenómeno, unido a la mayor o menor solubilidad en agua de cierto tipo de solutos comparada con su solubilidad en otros disolventes orgánicos no miscibles en agua, constituye la base de un método de separación conocido como **extracción**.

Supongamos que tenemos una disolución acuosa en la que se hallan disueltos dos solutos, uno de los cuales, S_1 , es soluble en cloroformo (o algún otro disolvente no miscible en agua) y el otro, S_2 , no. Al añadir cloroformo sobre esta disolución acuosa y agitar, S_2 permanecerá en el agua, mientras que S_1 será **extraído**, al menos parcialmente, por el cloroformo. Este procedimiento se lleva a cabo en un embudo de separación, como el que se muestra en la figura 1.15. Qué tanto S_2 permanezca en el agua y qué tanto pase al cloro-

formo, dependerá de la particular afinidad que tenga S_2 por cada uno de estos dos disolventes. Por lo general, es necesario repetir el proceso varias veces, separando las dos fases y añadiendo cloroformo puro de nuevo a la disolución acuosa.

DESCÚBRELO TÚ: Cafeína en una bebida de cola

Con la colaboración de Rosa María González Muradas.

¿Hay cafeína en la Coca-Cola®?

La cafeína es una sustancia orgánica cuya fórmula condensada es: $C_8H_{10}N_4O_2$ y cuya fórmula desarrollada es la de la figura 1.16.

Esta sustancia es soluble en agua. Sin embargo tiene más afinidad por algunos disolventes orgánicos, como el cloroformo, $CHCl_3$, que a su vez es casi inmisible en agua. Se sabe también que forma cristales en forma de aguja y que tiene un punto de fusión de $238^\circ C$.

Es posible entonces, mediante una **extracción**, separar a la cafeína de una disolución acuosa, como puede ser una Coca-Cola o un café, utilizando cloroformo. Al evaporar el disolvente se obtendrá un sólido que podrás identificar por su forma cristalina y punto de fusión.

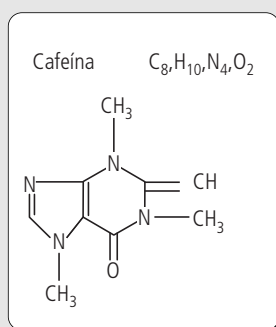


Figura 1.16
Fórmula desarrollada de la cafeína.

Material:

- Embudo de separación
- Cloroformo
- Coca-cola y/o café preparado
- Cápsula de porcelana
- Parrilla de calentamiento
- Campana de extracción

Procedimiento

Coloca 50 mL de Coca-Cola en un embudo de separación y agrega 50 mL de cloroformo. Agita diez veces, abriendo la llave del embudo después de cada agitación (para liberar la presión generada por la agitación). Deja reposar hasta que haya una buena separación de las dos fases. Vacía en una cápsula de porcelana el cloroformo que contiene la cafeína extraída.

Destila el cloroformo de la disolución al baño María (guarda el destilado para llevar a cabo otro experimento) hasta que el sólido disuelto quede seco en el matraz. En caso, evapora a sequedad sobre una parrilla, dentro de una campana de extracción (los vapores de cloroformo son tóxicos).

Identifica el residuo sólido obtenido. ¿Cómo podrías saber que es cafeína?

Puedes realizar el experimento con café preparado y comparar los sólidos extraídos en ambos casos.

Cromatografía

Esta es una de las técnicas de separación que más ha evolucionado con la tecnología moderna. Los principios de la cromatografía se emplean para separar sólidos de sólidos (en disolución), líquidos de líquidos y gases de gases. La idea fundamental de la cromatografía es que los componentes de la mezcla que se desean separar se distribuyen entre dos fases, una de las cuales es fija o estacionaria y la otra, la fase móvil, se desplaza a través de la primera. A este paso de la fase móvil a través de la estacionaria se le conoce como proceso de **elución**.

La raíz *chromos* (color) en la palabra cromatografía tiene razones puramente históricas. Parece sugerir que el color es lo que distingue a los componentes de la mezcla, y lo que los hace separables, pero el color no tiene nada que ver en ello.

La primera descripción detallada de una cromatografía se atribuye a Michael Tswett, un bioquímico ruso, quien aisló la clorofila de una mezcla de pigmentos vegetales, en



Figura 1.17

Columna cromatográfica. Según eluye la mezcla, se colocan varios recipientes para recibir a sus diferentes componentes.

1906. Colocó una pequeña muestra en la parte superior de una columna empacada con polvo de carbonato de calcio y enseñó a eluir la muestra con éter de petróleo (ver figura 1.17). A medida que la muestra iba descendiendo por la columna, se iba separando en distintas bandas que se desplazaban a velocidades diferentes. Las bandas tenían diversos colores, debido a la naturaleza de los pigmentos de la mezcla, de ahí el nombre dado al proceso, aun cuando los colores eran accidentales y nada tenían que ver con el principio del método.

DESCÚBRELO TÚ: Colorantes en la gelatina

Con la colaboración de Rosa María González Muradas

¿Cuántos colorantes puedes identificar en un polvo para preparar gelatina?

Los colorantes utilizados en los alimentos están formados por moléculas orgánicas bastante complejas. Las diferencias en los colores de distintas sustancias son causadas por diferencias en la estructura molecular que también hacen ligeramente distinta su solubilidad. Estas diferencias son las que nos permiten aplicar el método de la **cromatografía en columna** para separar una mezcla de este tipo de sustancias. Realizarás la separación en una microcolumna.



Figura 1.18

Microcolumna de este experimento.

Material:

- Polvo de gelatina de color fuerte (uva, frambuesa, etc.)
- Pipeta Pasteur
- Algodón
- Silica gel (para cromatografía en columna)
- Alcohol etílico
- Cloruro de sodio

Procedimiento:

Coloca una pequeña torunda de algodón en el fondo de una pipeta Pasteur (cuida que no penetre en el capilar). Rellena con sílica-gel hasta el tercio superior de la pipeta e introduce otra torunda de algodón.

Disuelve un poco de polvo de gelatina de sabor en una mezcla alcohol-agua en iguales proporciones de volumen y agita para disolver.

Agrega dos gotas de la disolución anterior dentro de la microcolumna.

Agrega 5 mL de disolución de cloruro de sodio al 1%.

¿Cuántos colorantes diferentes logras identificar?



TE TOCA A TÍ:

Otros procesos de separación

1. Consulta en libros de química otro tipo de procesos de separación diferentes a los enunciados. A continuación te damos algunas ideas:
 - Centrifugación
 - Separación isotópica
 - Destilación por arrastre de vapor

- Electroforesis
- Precipitación electrostática

2. Investiga de qué forma se llevan a cabo en la industria las operaciones de filtrado, destilación y extracción. Cita ejemplos de aplicación en algún proceso industrial específico.

DEL PASADO:⁵

Metales, elementos; gemas, mezclas

Hay varios metales “nativos”, como el oro, la plata o el platino, que existen en la naturaleza en forma elemental, es decir, como elementos más o menos puros. Otros metales se encuentran naturalmente en forma de minerales. En los minerales, los metales están combinados con otros elementos y forman compuestos. De los minerales se puede extraer el metal, pero para ello hay que hacer una serie de transformaciones químicas que dependen del mineral en cuestión.

La metalurgia es el estudio del comportamiento físico y químico de los elementos metálicos y sus mezclas (aleaciones). La metalurgia extractiva es el conjunto de disciplinas que se utilizan para extraer metales de sus yacimientos. También incluye su transformación posterior para que puedan ser utilizados con diferentes propósitos.

Hace quizá seis mil años comenzó la extracción del cobre, el primer metal obtenido en minas. Desde entonces, la obtención de los metales se convirtió en algo indispensable para la evolución de las distintas civilizaciones y se dejó atrás a la “Edad de Piedra”. Durante siglos, la metalurgia fue un saber empírico relacionado, en muchos de sus aspectos, con rituales, magia y sobre todo con la alquimia, en occidente. Desde la antigüedad más remota la metalurgia ha sido una de las actividades a la que el hombre ha dedicado grandes esfuerzos.

Los metales extraídos han tenido siempre distintas utilidades. Para los incas, el oro era una representación del Sol, su principal divinidad. El cobre, el bronce —aleación de cobre y estaño— y el hierro por ejemplo, se empleaban principalmente en la construcción de utensilios de defensa y caza, mientras que el oro y la plata para hacer adornos y joyas.

La metalurgia avanzó notablemente en Latinoamérica durante el período colonial. Uno de los propósitos de la metrópoli fue la extracción de metales preciosos, por lo que propició el conocimiento sobre estos temas y

el asentamiento aquí del liderazgo mundial en diversas ramas de la mineralogía. En la Nueva España, gracias al ingenio de Bartolomé de Medina, se ideó el proceso de amalgamación en frío de la plata con mercurio, en 1555, el cual fue vuelto a descubrir en Austria por el barón De Born dos siglos más tarde. Muy diversos adelantos minero-metalúrgicos se dieron asimismo en el Reino del Perú. En 1792 se instala en la Nueva España el Real Cuerpo de Minería, dirigido por Fausto de Elhúyar. Quizás don Fausto haya sido el primer profesor de química en Hispanoamérica.

Las piedras preciosas que coronan las piezas de oro y plata son las gemas, minerales de gran belleza, durabilidad y rareza. Su especial atractivo ha fascinado a todas las sociedades de todas las épocas, como lo ha hecho el brillo y el color del oro. Los pueblos primitivos les asociaron capacidades maravillosas, desde curativas hasta mágicas.

El uso de las piedras preciosas en joyería comenzó en las antiguas civilizaciones orientales. El Imperio Romano, relacionado comercial y bélicamente con el mundo oriental, se contagió de este gusto por las joyas y adoptó exageradamente su uso. El contacto de los reinos europeos con el mundo oriental durante las cruzadas, llevó a Europa multitud de gemas desconocidas hasta entonces. En América, el caudal de piezas del Museo del Oro, en Colombia o Perú, o el tesoro de Monte Albán o de Palenque, en México, son muestra del uso de las piedras preciosas y el oro en utensilios de adorno y rituales.

Las gemas tienen características particulares que las distinguen. Comparemos el zafiro, de color azul, con el rubí, de brillante color rojo. La composición química de ambos es el corundum: Al_2O_3 (óxido de aluminio). No se trata ahora de un elemento, sino de un compuesto formado por la combinación química de dos elementos. Cuando está puro, este compuesto es incoloro ¿por qué entonces una de las piedras preciosas men-



Figura 1.19

Figurilla de oro del Museo del Oro del Banco de la República, en Bogotá, Colombia.



Figura 1.20

Cristal de roca.

⁵ La sección “DEL PASADO” recoge un pasaje histórico sobre un tema o un personaje crucial en el desarrollo de la ciencia. La idea es que te percares de que la actividad científica es desarrollada por seres de carne y hueso, quizás un poco más incisivos y con más conocimientos y suerte que el resto de los mortales.

**Figura 1.21**

La esmeralda. Se trata del mineral llamado “berilo” (un aluminosilicato de berilio: $3\text{BeO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{SiO}_2$) en el que una pequeñísima fracción del aluminio está sustituido por cromo.

cionadas es roja y la otra es azul? La diferencia se debe a impurezas de otros átomos metálicos. En el rubí, algunos iones aluminio, Al^{3+} , han sido reemplazados por

cromo, Cr^{3+} (ion que se denomina “cromóforo”, porque es el responsable del color), mientras que en el zafiro las impurezas son de titanio y hierro. Igualmente, el aguamarina y el jade toman su color por un mecanismo similar, pero el metal que provoca la impureza es el hierro; en la turquesa y la malaquita es el cobre. Todas estas gemas son sustancias impuras. La impureza es lo que les da la belleza, por lo que, en estos casos no resulta importante separar la mezcla que forma las gemas para obtener sustancias puras.

En la tabla 1.2 se presenta una serie de gemas, su fórmula química, el color y el cromóforo responsable.

Tabla 1.2

Algunas gemas.

Gema	Fórmula	Color	Cromóforo
Granate	$(\text{Mg}, \text{Fe(III)})_2\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$	Rojo	Fe^{2+}
Amatista	SiO_2	Violeta	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{4+}$ (IV)
Aguamarina	$\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$	Azul	$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$
Diamante	C	Claro	Ninguno
Esmeralda	$\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$	Verde	Cr^{3+}
Alejandrina	Al_2BeO_4	Rojo/Verde	Cr^{3+}
Rubí	Al_2O_3	Rojo	Cr^{3+}
Crisolita	$(\text{Mg}, \text{Fe(III)})_2\text{SiO}_4$	Amarillo/Naranja	Fe^{2+}
Zafiro	Al_2O_3	Azul	$\text{Fe}^{2+}/\text{Ti}^{4+}$ (IV)
Ópalo	$\text{SiO}_2\cdot\text{H}_2\text{O}$	Opalescente	Ninguno
Topacio	$\text{Al}_2\text{SiO}_4(\text{OH}, \text{F})$	Incoloro	Ninguno
Turquesa	$\text{CuAl}_6(\text{PO}_4)_4(\text{OH})_8\cdot 4\text{H}_2\text{O}$	Azul	Cu^{2+}



CTS⁶ Industrial:

Destilación del petróleo

El petróleo es una mezcla en la que coexisten las fases sólida, líquida y gaseosa. La mayor parte de sus componentes son hidrocarburos (nombre que se da a los compuestos que solamente presentan carbono e hidrógeno), aunque contiene también compuestos con otros elementos adicionales, como nitrógeno, azufre, oxígeno o metales. A través de procesos de transformación industrial se obtienen de él productos de alto valor, como combustibles, lubricantes, ceras, disolventes y derivados petroquímicos.

El proceso de formación del petróleo

El petróleo es el producto de descomposición de la materia orgánica proveniente de plantas y animales, acumulada en cuencas marinas y lacustres, y sometida a procesos geoquímicos durante cientos de millones de años. La sedimentación y el enterramiento propiciaron poco a poco la formación de un ambiente rocoso. En los poros microscópicos de esta roca sedimentaria, la

⁶ Este libro utilizará frecuentemente la sección “Ciencia–Tecnología–Sociedad” (CTS). Su pretensión es mostrar la utilidad de los aspectos científicos y tecnológicos para el desarrollo social. Su contenido variará, para incluir temas de la química y la tecnología en el hogar, la industria, el cuidado ambiental, la salud y los nuevos materiales, entre otros.

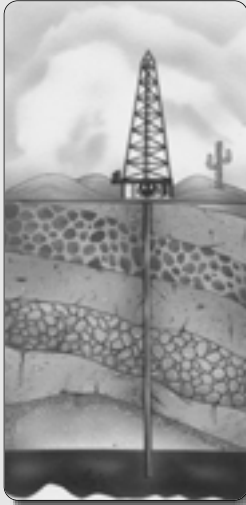


Figura 1.22
Esquema de un entrapamiento de petróleo. En cada pozo es diferente la proporción de gas natural y de petróleo crudo.

descomposición formó hidrocarburos gaseosos y ello propició una gran elevación de la presión.

Las formaciones geológicas en las que existe petróleo son entrapamientos (ver figura 1.22) con los siguientes dos elementos:

- a) Una roca almacenadora, con petróleo dentro de sus poros. En la parte superior se encuentra el **gas natural** (petróleo gaseoso) y debajo el llamado **petróleo crudo** (petróleo líquido).
- b) Una fractura geológica, un domo salino o una roca impermeable a su alrededor, que evita que el petróleo fluya hacia la superficie o hacia los lados.

Basta hacer una perforación (pozo, ver figura 1.23) para que la alta presión del entrapamiento lleve al petróleo crudo y al gas natural hacia la superficie. Por supuesto, la profundidad y la naturaleza geológica de las capas que haya que perforar hace más o menos costosa y factible la construcción del pozo.

Llega un momento en que el petróleo empieza a dejar de fluir hacia la superficie, lo cual no quiere decir que el pozo se haya agotado, ya que la roca sigue empapada del fluido, sino que la presión ha disminuido. Lo que procede entonces es iniciar la recuperación secundaria del crudo, que consiste de la inyección profunda de agua (la densidad del petróleo es menor y flota en aquella), o bien la recuperación mejorada, mediante la inyección de vapor, gases, surfactantes, polímeros, entre otros procesos que están actualmente a prueba.

Finalmente, el pozo se agota, tarde o temprano. Se estima que las reservas mundiales de petróleo durarán todavía unas cuantas décadas, de tal forma que antes de concluir el siglo XXI seguramente la humanidad tendrá que enfrentarse a un mundo sin este recurso.



Figura 1.23
Pozo de petróleo en Venezuela.

Importancia económica del petróleo

El petróleo es la fuente más importante de la energía mundial. En 1995 se produjeron 3.81×10^{17} J de energía en todo el mundo, de los cuales 1.5×10^{17} J procedieron del petróleo crudo (39.2%) y 0.82×10^{17} J del gas natural (21.5%), es decir, 60.7% de la energía mundial proviene actualmente del petróleo.

Es notablemente diferente la distribución de países con mayor producción y con mayor consumo del petróleo (ver tabla 1.3). Este punto de la comercialización del crudo adquiere entonces una importancia estratégica capital para las relaciones entre el primero y el tercer mundos.

Tabla 1.3

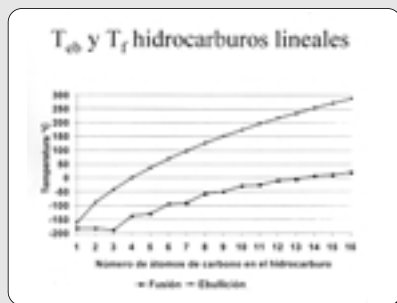
Los diez primeros países productores y consumidores de petróleo crudo en el mundo en 1998. Los datos son millones de barriles diarios (MMBPD). Un barril de petróleo son 159 L.

PRODUCCIÓN		CONSUMO	
País	MMBPD	País	MMBPD
Arabia Saudita	8.28	Estados Unidos	17.72
Comunidad de Estados Independ.	7.09	Japón	5.72
Estados Unidos	6.34	China	3.32
Irán	3.61	Rusia	2.93
China	3.2	Alemania	2.87
Noruega	2.77	Italia	1.97
Venezuela	3.12	Corea del Sur	1.96
México	3.01	Francia	1.91
Reino Unido	2.63	Reino Unido	1.84
Emiratos Árabes	2.28	México	1.0

En 1995, América Latina contribuyó a la producción mundial con 8.10 millones de barriles diarios, que correspondió a 13% del total. Entre los países de la región destacan Venezuela (2.75 millones) y México (2.62). En un segundo plano están Argentina (0.72), Brasil (0.70), Colombia (0.59) y Ecuador (0.39).

Destilación del gas natural

La figura 1.24 presenta las temperaturas de fusión y ebullición de los hidrocarburos gaseosos y líquidos de uno a dieciséis átomos de carbono. Podemos ver que el más ligero, llamado metano, permanece como líquido sólo en un pequeño intervalo de 20° , entre -182°C , que es su temperatura de fusión, y -162°C , la de ebullición.

**Figura 1.24**

Intervalo de temperaturas a las que los hidrocarburos saturados permanecen en estado líquido, a presión atmosférica normal. La curva inferior corresponde a la temperatura de fusión y la de ebullición está en la superior.

Entre tanto, el hidrocarburo de 16 átomos de carbono es un líquido entre 18°C y 287°C. Es precisamente la diferencia en las temperaturas de ebullición la que puede aprovecharse para separarlos mediante destilación.

La instalación industrial que aprovecha las diferentes temperaturas de ebullición de los hidrocarburos más ligeros (de uno a cuatro átomos de carbono) para separarlos se llama planta criogénica. Lleva ese nombre debido a las bajas temperaturas necesarias para mantener líquido al gas natural y proceder a su destilación.

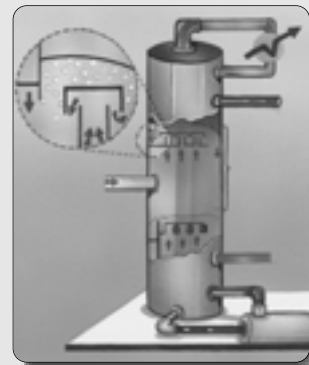
Criogenia: la producción de bajas temperaturas o el estudio de los fenómenos a baja temperatura.

En efecto, el gas natural que sale del pozo petrolero se condensa mediante refrigeración y se alimenta como líquido a la serie de torres de destilación industrial del proceso criogénico. En cada una de las torres (ver figura 1.25) se alimenta calor al líquido de los fondos de la torre en un rehervidor, lo que lo convierte en vapor que sube debido a su baja densidad. A la vez, en el condensador se elimina calor del vapor del domo de la torre, lo que lo licua y lo hace descender al reinyectarlo a la torre.

De esta manera, a lo largo de la torre existe un líquido descendente y un vapor ascendente que se ponen en contacto íntimo en sus “platos”. La muestra el detalle de un plato, en que el vapor penetra por debajo y burbujea en el líquido que descende del plato superior, mantenido allí por la altura de un vertedero. En un plato, el vapor que sale hacia arriba es más rico en los

Figura 1.25

Torre desmetanizadora. El gas natural se alimenta como líquido a la mitad de la torre. El vapor del domo es licuado en un condensador y vuelto a alimentar. El líquido del fondo se evapora en un rehervidor. En la parte superior izquierda se observa el detalle del paso de líquido y vapor en un plato de la torre desmetanizadora.



componentes más volátiles de la mezcla, mientras que el líquido que descende al plato inferior está enriquecido en los componentes pesados. Ésta es la razón de que la temperatura en cada plato de la torre sea ligeramente diferente a la del anterior: los platos más altos tienen una temperatura menor que los más bajos. La acción del conjunto de platos, que pueden ser de unos pocos a una centena, es concentrar en los domos al componente más volátil, en este caso el metano.

El resultado final obtenido en la torre desmetanizadora es un condensado en lo alto del domo constituido casi únicamente por metano y un líquido del fondo que es una mezcla del resto de los hidrocarburos. Ésta se alimenta entonces a la segunda torre (ver figura 1.26) que separará el segundo hidrocarburo y así, sucesivamente cada uno de los componentes esenciales del gas natural.

Más adelante en este libro quedará claro cómo estas sustancias gaseosas son cimiento de la industria petroquímica actual.

**Figura 1.26**

Planta criogénica.

PROBLEMAS Y ACTIVIDADES

1. Indica si los siguientes procesos te parecen cambios físicos o cambios químicos, es decir, sugiere si se forma en ellos, o no, una nueva sustancia. Discute con tus compañeros y con tu profesor. Por cierto, no te preocupes si aparecen discrepancias graves al respecto.
 - a) Deformación de un plástico moldeable;
 - b) Ennegrecimiento de un cristal líquido por el paso de la corriente;
 - c) Mantequilla que se enrancia;
 - d) Incandescencia del alambre de tungsteno de un foco;
 - e) Hidratación de una sal anhidra;
 - f) Imanación de un pedazo de hierro por el contacto con un imán;
 - g) Calentamiento del agua para bañarse;
 - h) Horneado de un pastel;
 - i) Corrosión de la varilla en un edificio;
 - j) Preparación de un té;
 - k) Cocción de un huevo;
 - l) Luxación de un hueso;
 - m) Floración de una planta;
 - n) Combustión del alcohol;
 - o) Un golpe de raqueta sobre una pelota;
 - p) Refinación de la gasolina;
 - q) Secado de una pintura aplicada sobre la pared;
 - r) Verter agua de una jarra sobre un vaso;
 - s) Combustión de una vela;
 - t) Engrapado de una hoja de papel;
 - u) Quitar una mancha con un líquido orgánico;
 - v) Sufrir una quemadura de la piel al asolearse.
2. Clasifica las siguientes propiedades como físicas o químicas:
 - a) Inflamabilidad
 - b) Densidad
 - c) Volatilidad
 - d) Tendencia a la corrosión
 - e) Temperatura de rocío
 - f) Tendencia a la oxidación
3. Clasifica las siguientes como sustancias puras o como mezclas:
 - a) Tinta de tu pluma
 - b) Café en una taza
 - c) Cubo de azúcar
 - d) Pedazo de cal
 - e) Yeso
 - f) Latón
 - g) Anillo de plata
 - h) Bolsa de polietileno
 - i) Bolsa llena de detergente comercial
4. Indica si las siguientes propiedades son intensivas o extensivas:
 - a) El color azul del sulfato de cobre hidratado sólido
 - b) La masa de un pedazo de acero
 - c) El importe de la gasolina cuando llevas un auto va a la gasolinera
 - d) La temperatura de fusión del tungsteno de los focos
 - e) El color amarillo de la luz de sodio
 - f) El volumen que ocupa un gramo de cierta margarina
 - g) La energía química almacenada en un gramo de cierto petróleo
 - h) El volumen de hielo en diferentes muestras
5. El *Journal of Chemical Education* es la revista más prestigiada en educación de la química. Consulta alguno de los siguientes artículos para llevar a cabo un experimento de cromatografía, sea en columna o en papel, con la ayuda de tu profesor (los artículos están ordenados del

más reciente al más antiguo y al final de cada uno se incluyen tres números, que corresponden a: año de aparición, volumen de la revista y página inicial):

- a) Anwar, Jamil; Nagra, Saeed Ahmad; Nagi, Mehnaz Thin-Layer Chromatography: Four Simple Activities for Undergraduate Students, 1996 73 977.
 - b) Rowe, H. Alan. An inexpensive gel-filtration chromatography experiment: A simple biochemical laboratory exercise for high school and undergraduate students who make their own column and apply simple detection techniques. 1993 70 415
 - c) Reynolds, Ronald C.; O'Dell, C. Allen. A thin-layer and column chromatography experiment adapted for use in secondary schools: A quick, safe, colorful, convenient introduction to two basic techniques. 1992 69 989.
 - d) Wigman, Larry S.; Kelsch, Catherine T. Separation science and chromatography: A colorful introduction. 1992 69 991.
 - e) Lehky, Pavel. Simple, inexpensive and reliable do-it-yourself chromatography columns. 1977 54 227.
 - f) Wyler, Hugo; Chevreux, Pierre. Simple chromatography column. 1978 55 270.
 - g) McCullough, Thomas; Lechtenberg, Andre. A short, intensive experiment in paper chromatography. 1970 47 141.
 - h) Stiles, D. A. Experiments in paper chromatography. 1970 47 688.
6. Sugiere un método para separar los componentes de las siguientes mezclas (Discute tus propuestas con el profesor):
 - a) Mezcla de gis pulverizado y sal de mesa.
 - b) Disolución de azúcar en agua.
 - c) Disolución de sal en una mezcla de alcohol y agua.
 - d) Aceite esencial a partir de cortezas de limón.
 7. Con la ayuda de una balanza y un termómetro, diseña un experimento mediante el cual puedas confirmar la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 25°C. Estima luego la solubilidad del azúcar o del bicarbonato de sodio en agua a la misma temperatura.
 8. El yodo sólido es algo soluble en agua si se agrega además un poco de yoduro de potasio. Observa el color de la disolución acuosa de yodo. Agrega un poco de tetracloruro de carbono, agita, y ve qué sucede. Idea entonces un método para separar al yodo de una disolución acuosa. Al terminar, recupera el tetracloruro de carbono por medio de una destilación. Para las preguntas 9 a 15, consulta el apéndice 1.
 9. Expresa las siguientes cantidades con prefijos del SI. La idea es que siempre resulte una cantidad con uno, dos o tres dígitos antes del punto decimal, seguida de una unidad con prefijo.
 - a) 524400 g
 - b) 0.000134 m
 - c) 0.000724 s
 - d) 0.0012 mol
 - e) 23345 K
 - f) 345250 kg
 - g) 101325 Pa
 10. Elimina los prefijos del SI en las siguientes propiedades o cantidades y escríbelas en términos de unidades básicas, o derivadas, en notación científica exponencial.
 - a) Tiempo de vida media del uranio-238, $\tau_{1/2} = 142$ Ps.
 - b) Presión atmosférica al nivel del mar, $P = 0.1013$ MPa.
 - c) Energía necesaria para vaporizar un kilogramo de agua $E = 2257500$ J.
 - d) Coeficiente de expansión térmica del benceno, a presión atmosférica y 20°C, $\alpha = 1.237$ (kK)⁻¹.
 11. Expresa las siguientes cantidades en la unidades indicadas:
 - a) 0.00217 s en μ s
 - b) 0.008 MJ en mJ
 - c) 0.000000017 mg en ng
 - d) 131800 cm³ en m³
 - e) 7.96 m² en mm²
 12. A partir de la definición dada para la viscosidad, que involucra una fuerza por unidad de área y de intervalo de velocidad, deriva que las unidades de esta propiedad son kg/(m s).

13. En la siguiente ecuación, calcula las unidades de la constante de los gases, R ; V es un volumen en metros cúbicos, P es la presión en pascales, n la cantidad de sustancia, en mol, y T la temperatura en Kelvin.

$$R = \frac{PV}{nT}$$

14. Busca en la biblioteca un manual o un libro de datos que tenga tablas de propiedades de las sustancias y recoge los siguientes datos expresados en las unidades del Sistema Internacional:
- Densidad del osmio sólido
 - Temperatura de fusión del benceno
 - Temperatura de sublimación del CO_2 sólido
 - Capacidad calorífica del aluminio sólido
 - Viscosidad del tetracloruro de carbono, CCl_4
 - Tensión superficial del agua líquida
 - Solubilidad del carbonato de sodio en agua
15. Transforma las propiedades anteriores a las siguientes unidades (si no conoces alguna busca su significado):
- g/cm^3
 - $^\circ\text{C}$
 - $^\circ\text{C}$
 - $\text{cal}/(\text{g } ^\circ\text{C})$
 - poise
 - dina/cm^2
 - kg de soluto por cada dm^3 de agua.

BIBLIOGRAFÍA

- Glasstone, S., *Textbook of Physical Chemistry*, Macmillan, Nueva York, 2ª edición, 1946.
- McGlashan, M.L., *Physicochemical Quantities and Units*, Royal Institute of Chemistry, London, 1971.
- Mortimer, R.G., *Physical Chemistry*, Benjamin, California, 1993.
- Nassau, K., The causes of color, *Sci. Am.* **243**[4], 106-123, 1980.
- Pauling, L., *General Chemistry*, W.H. Freeman, San Francisco, 1947.
- Pauling, L., *Química General*, Aguilar, Madrid, 1977.

ÍNDICE CAPÍTULO 1**A**

Agua

gas de, 16

Aguamarina, 28

Alotrópica

forma, 16

Análisis químico, 22

B

Barril de petróleo, 29

Bronce, 27

C

Cafeína, 25

Cambio

físico, 15

químico, 16

Capacidad calorífica específica, 21

Centrifugación, 26

Cloruro de sodio

densidad, 8

solubilidad, 23

Cobre, 27

Color, 19

Compuesto, 18

Condensador, 30

Conductividad térmica, 22

Corundum, 27

Criogenia, 30

Criogénica

planta, 30

Cristalización, 23

Cristalización fraccionada, 24

Cromatografía, 25

ejemplos de procesos de separación, 30

Cromóforo, 28

D

Densidad, 20

Destilación, 22

Torre de, 30

Disoluciones, 18

Disolvente, 23

Ductilidad, 20

Dureza, 20

E

Electroforesis, 26

Elemento, 18

Elhúyar, Fausto de, 27

Elución, 25

Embudo de separación, 25

Energía

mundial, 29

Estado de agregación, 19

Extracción, 24

F

Fenómeno

físico, 15

químico, 16

Filtración, 22

G

Gas natural, 29

Gemas, 27

Glasstone, Samuel, 15

H

Hexadecano, 30

Hidrocarburos

temperaturas de fusión y ebullición,
30

Hierro, 27

J

Jade, 28

L

Litro, 20

M

Malaquita, 28

Maleabilidad, 19

Masa, 19

Materia, 17

clasificación de la, 18

Medina, Bartolomé de, 27

Metales, 27

Nativos, 27

Metalurgia, 27

Metano, 29

Mezcla, 18

Heterogénea, 18

Homogénea, 18

Mezclas, 18

procesos de separación, 22

Minerales, 27

Miscibilidad, 22

Momento dipolar, 22

O

Olor, 19

Oro, 27

Óxido

de aluminio, 27

de hierro(III), 26

P

Pauling, Linus, 16

Peso

y masa, 19

Petróleo, 28

Entrampamiento, 29

Petróleo crudo, 29

Producción y consumo mundial, 29

Piedras preciosas, 27

Plata, 27

Platino, 27

Plato

de una torre de destilación, 30

Pozo de petróleo, 29

Precipitación electrostática, 26

Producto, 26

Propiedades

Extensivas, 19

Físicas, 19

Intensivas, 19

Químicas, 21

Propiedades de las sustancias, 19

Punto de ebullición, 20

Punto de fusión, 20

R

Reactivo, 16

Recuperación mejorada de crudo, 29

Recuperación secundaria de crudo, 29

Rehervidor, 30

Rubí, 27

Rugosidad, 19

S

Sabor, 19

Saturación, 23

Separación, 22

Separación isotópica, 26

Sistema Internacional de Unidades, 20, 32

Solubilidad, 20, 23

Solute, 23

Sustancias

pura, 18

impuras, 28

T

Tensión superficial, 22

Torre de destilación, 30

Tswett, Michael, 25

Turquesa, 28

V

Vapor

arrastre de, 26

Viscosidad, 21

Z

Zafiro, 27