

Práctica #1 Las transformaciones de la energía.

Leyes de conservación, en física, leyes que afirman que en un sistema cerrado que experimenta un proceso físico, determinadas cantidades medibles permanecen constantes. Muchos consideran las leyes de conservación como las leyes físicas más importantes. En el siglo XVIII, el químico francés Antoine Lavoisier fue el primero en formular una de estas leyes, la ley de conservación de la materia o masa. Esta ley afirmaba que en una reacción química, la masa total de los reactivos, más los productos de la reacción, permanece constante. El principio se expresó posteriormente en una forma más general, que afirma que la cantidad total de materia en un sistema cerrado permanece constante.

Hacia principios del siglo XIX, los científicos ya se habían dado cuenta que la energía aparece bajo distintas formas, como energía cinética, energía potencial o energía térmica, y sabían que puede convertirse de una forma a otra. Como consecuencia de estas observaciones, los científicos alemanes Hermann von Helmholtz y Julius Robert von Mayer y el físico británico James Prescott Joule formularon la ley de conservación de la energía. Esta ley, que afirma que la suma de las energías cinética, potencial y térmica en un sistema cerrado permanece constante, se conoce en la actualidad como primer principio de la termodinámica. En la mecánica clásica, las leyes fundamentales son las de conservación del momento lineal y del momento angular. Otra ley de conservación importante es la ley de conservación de la carga eléctrica.

En 1905, Albert Einstein demostró en su teoría de la relatividad especial que la masa y la energía son equivalentes. Como consecuencia, las leyes de conservación de la masa y de la energía se formularon de modo más general como ley de conservación de la energía y masa totales. La ley de conservación de la masa puede considerarse válida en las reacciones químicas (donde los cambios de masa correspondientes a la energía producida o absorbida no son medibles), pero no se cumple en las reacciones nucleares, donde la cantidad de materia que se convierte en energía es mucho mayor.

La existencia de leyes de conservación está relacionada con simetrías de la naturaleza. Esta relación también existe en el ámbito de las partículas elementales. Así ocurre, por ejemplo, en la conservación del número de bariones en las interacciones de partículas y en la conservación de la carga eléctrica.

Materia, en ciencia, término general que se aplica a todo lo que ocupa espacio y posee los atributos de gravedad e inercia. En la física clásica, la materia y la energía se consideraban dos conceptos diferentes que estaban detrás de todos los fenómenos físicos. Los físicos modernos, sin embargo, han demostrado que es posible transformar la materia en energía y viceversa, con lo que han acabado con la diferenciación clásica entre ambos conceptos (véase Masa; Relatividad). Sin embargo, al tratar numerosos fenómenos como el movimiento, el comportamiento de líquidos y gases, o el calor a los científicos les resulta más sencillo y práctico seguir considerando la materia y la energía como entes distintos.

Energía, capacidad de un sistema físico para realizar trabajo. La materia posee energía como resultado de su movimiento o de su posición en relación con las fuerzas que actúan sobre ella. La radiación electromagnética posee energía que depende de su frecuencia y, por tanto, de su longitud de onda. Esta energía se comunica a la materia cuando absorbe radiación y se recibe de la materia cuando emite radiación. La energía asociada al movimiento se conoce como energía cinética, mientras que la relacionada con la posición es la energía potencial. Por ejemplo, un péndulo que oscila tiene una energía potencial máxima en los extremos de su recorrido; en todas las posiciones intermedias tiene energía cinética y potencial en proporciones diversas. La energía se manifiesta en varias formas, entre ellas la energía mecánica, térmica, química, eléctrica, radiante o atómica. Todas las formas de energía pueden convertirse en otras formas mediante los procesos adecuados. En el proceso de transformación puede perderse o ganarse una forma de energía, pero la suma total permanece constante.

Un peso suspendido de una cuerda tiene energía potencial debido a su posición, puesto que puede realizar trabajo al caer. Una batería eléctrica tiene energía potencial en forma química. Un trozo de magnesio también tiene energía potencial en forma química, que se transforma en calor y luz si se inflama. Al disparar un fusil, la energía potencial de la pólvora se transforma en la energía cinética del proyectil.

Calor, en física, transferencia de energía de una parte a otra de un cuerpo, o entre diferentes cuerpos, en virtud de una diferencia de temperatura. El calor es energía en tránsito; siempre fluye de una zona de mayor temperatura a una zona de menor temperatura, con lo que eleva la temperatura de la segunda y reduce la de la primera, siempre que el volumen de los cuerpos se mantenga constante. La energía no fluye desde un objeto de temperatura baja a un objeto de temperatura alta si no se realiza trabajo.

Temperatura, propiedad de los sistemas que determina si están en equilibrio térmico. El concepto de temperatura se deriva de la idea de medir el calor o frialdad relativos y de la observación de que el suministro de calor a un cuerpo conlleva un aumento de su temperatura mientras no se produzca la fusión o ebullición. En el caso de dos cuerpos con temperaturas diferentes, el calor fluye del más caliente al más frío hasta que sus temperaturas sean idénticas y se alcance el equilibrio térmico. Por tanto, los términos de temperatura y calor, aunque relacionados entre sí, se refieren a conceptos diferentes: la temperatura es una propiedad de un cuerpo y el calor es un flujo de energía entre dos cuerpos a diferentes temperaturas.

Caloría, antigua unidad que sirve para medir las cantidades de calor. La caloría pequeña, o caloría-gramo (cal), suele definirse en ciencia e ingeniería como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de agua de 14,5 a 15,5 °C. A veces se especifica otro intervalo de temperaturas. La definición más habitual en termoquímica es que 1 caloría es igual a 4,1840 julios (J).

En ingeniería se emplea una caloría algo diferente, la caloría internacional, que equivale a 1/860 vatios-hora (4,1868 J). Una caloría grande o kilocaloría (Cal), muchas veces denominada también caloría, es igual a 1.000 calorías-gramo, y se emplea en dietética para indicar el valor energético de los alimentos.

James Prescott Joule (1818–1889), físico británico, nacido en Salford (Lancashire). Uno de los más notables físicos de su época, es conocido sobre todo por su investigación en electricidad y termodinámica. En el transcurso de sus investigaciones sobre el calor desprendido en un circuito eléctrico, formuló la ley actualmente conocida como ley de Joule que establece que la cantidad de calor producida en un conductor por el paso de una corriente eléctrica cada segundo, es proporcional a la resistencia del conductor y al cuadrado de la intensidad de corriente. Joule verificó experimentalmente la ley de la conservación de energía en su estudio de la conversión de energía mecánica en energía térmica.

Utilizando muchos métodos independientes, Joule determinó la relación numérica entre la energía térmica y la mecánica, o el equivalente mecánico del calor. La unidad de energía denominada julio se llama así en su honor; equivale a 1 vatio-segundo (véase Unidades eléctricas). Junto con su compatriota, el físico William Thomson (posteriormente lord Kelvin), Joule descubrió que la temperatura de un gas desciende cuando se expande sin realizar ningún trabajo. Este fenómeno, que se conoce como efecto Joule-Thomson, sirve de base a la refrigeración normal y a los sistemas de aire acondicionado.

Calor latente, relativo a un cambio de estado, es la energía térmica necesaria para que un kilogramo de una sustancia cambie de un estado de agregación a otro, suponiendo este cambio realizado de manera reversible a temperatura y a presión constantes. Se expresa en J·kg⁻¹. El concepto de calor latente fue introducido hacia 1761 por el químico británico Joseph Black.

Cuando una transferencia de energía térmica tiene lugar en un cuerpo, generalmente se modifica su temperatura. Sin embargo, la energía térmica también puede dar lugar a un cambio de fase sin que exista variación de la temperatura del cuerpo. Un cambio de fase, por ejemplo de líquido a gas, requiere que se realice un trabajo en contra de las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas del cuerpo, es decir,

hace falta que se suministre una cierta cantidad de energía a las moléculas para separarlas, aún cuando no se modifique la energía cinética de las mismas y, por tanto, la temperatura.

En el caso de sustancias puras se requiere una cantidad de energía térmica determinada para cambiar la fase de una sustancia dada. Esta energía térmica Q es proporcional a la masa m de la sustancia:

$$Q = m \cdot L$$

donde L es el calor latente de cambio de estado y es una constante característica de la sustancia y del cambio de fase que se trate.

Punto de ebullición, temperatura a la que la presión de vapor de un líquido se iguala a la presión atmosférica existente sobre dicho líquido. A temperaturas inferiores al punto de ebullición (p.e.), la evaporación tiene lugar únicamente en la superficie del líquido. Durante la ebullición se forma vapor en el interior del líquido, que sale a la superficie en forma de burbujas, con el característico hervor tumultuoso de la ebullición. Cuando el líquido es una sustancia simple o una mezcla azeotrópica, continúa hirviendo mientras se le aporte calor, sin aumentar la temperatura; esto quiere decir que la ebullición se produce a una temperatura y presión constantes con independencia de la cantidad de calor aplicada al líquido.

Presión de vapor, presión que ejerce el vapor en equilibrio con el líquido o el sólido que lo origina a determinada temperatura.

Todos los sólidos y líquidos producen vapores consistentes en átomos o moléculas que se han evaporado de sus formas condensadas. Si la sustancia, sólida o líquida, ocupa una parte de un recipiente cerrado, las moléculas que escapan no se pueden difundir ilimitadamente sino que se acumulan en el espacio libre por encima de la superficie del sólido o el líquido, y se establece un equilibrio dinámico entre los átomos y las moléculas que escapan del líquido o sólido y las que vuelven a él. La presión correspondiente a este equilibrio es la presión de vapor y depende sólo de la naturaleza del líquido o el sólido y de la temperatura, pero no depende del volumen del vapor; por tanto, los vapores saturados no cumplen la ley de Boyle–Mariotte.

La presión de vapor en los líquidos crece rápidamente al aumentar la temperatura; así, cuando la presión de vapor es igual a 1 atmósfera, el líquido se encuentra en su punto de ebullición ya que el vapor, al vencer la presión exterior, se puede formar en toda la masa del líquido y no sólo en su superficie.

Cuando un soluto no volátil se disuelve en un líquido disminuye la presión de vapor del disolvente, pues las moléculas de soluto, al ser de mayor volumen, se comportan como una barrera que impide el paso de las moléculas de disolvente al estado de vapor.

Presión atmosférica, la densidad del aire seco al nivel del mar representa aproximadamente un 1/800 de la densidad del agua. A mayor altitud desciende con rapidez, siendo proporcional a la presión e inversamente proporcional a la temperatura. La presión se mide mediante un barómetro y su valor, expresado en torrs, está relacionado con la altura a la que la presión atmosférica mantiene una columna de mercurio; 1 torr equivale a 1 mm de mercurio. La presión atmosférica normal a nivel del mar es de 760 torrs, o sea, 760 mm de mercurio.

Practica #2 Calor y temperatura.

Energía, capacidad de un sistema físico para realizar trabajo. La materia posee energía como resultado de su movimiento o de su posición en relación con las fuerzas que actúan sobre ella. La radiación electromagnética posee energía que depende de su frecuencia y, por tanto, de su longitud de onda. Esta energía se comunica a la materia cuando absorbe radiación y se recibe de la materia cuando emite radiación. La energía asociada al movimiento se conoce como energía cinética, mientras que la relacionada con la posición es la energía potencial. Por ejemplo, un péndulo que oscila tiene una energía potencial máxima en los extremos de su

recorrido; en todas las posiciones intermedias tiene energía cinética y potencial en proporciones diversas. La energía se manifiesta en varias formas, entre ellas la energía mecánica, térmica, química, eléctrica, radiante o atómica. Todas las formas de energía pueden convertirse en otras formas mediante los procesos adecuados. En el proceso de transformación puede perderse o ganarse una forma de energía, pero la suma total permanece constante.

Un peso suspendido de una cuerda tiene energía potencial debido a su posición, puesto que puede realizar trabajo al caer. Una batería eléctrica tiene energía potencial en forma química. Un trozo de magnesio también tiene energía potencial en forma química, que se transforma en calor y luz si se inflama. Al disparar un fusil, la energía potencial de la pólvora se transforma en la energía cinética del proyectil.

Calor, en física, transferencia de energía de una parte a otra de un cuerpo, o entre diferentes cuerpos, en virtud de una diferencia de temperatura. El calor es energía en tránsito; siempre fluye de una zona de mayor temperatura a una zona de menor temperatura, con lo que eleva la temperatura de la segunda y reduce la de la primera, siempre que el volumen de los cuerpos se mantenga constante. La energía no fluye desde un objeto de temperatura baja a un objeto de temperatura alta si no se realiza trabajo.

Caloría, antigua unidad que sirve para medir las cantidades de calor. La caloría pequeña, o caloría-gramo (cal), suele definirse en ciencia e ingeniería como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de agua de 14,5 a 15,5 °C. A veces se especifica otro intervalo de temperaturas. La definición más habitual en termoquímica es que 1 caloría es igual a 4,1840 julios (J).

En ingeniería se emplea una caloría algo diferente, la caloría internacional, que equivale a 1/860 vatioshora (4,1868 J). Una caloría grande o kilocaloría (Cal), muchas veces denominada también caloría, es igual a 1.000 calorías-gramo, y se emplea en dietética para indicar el valor energético de los alimentos.

Capacidad calorífica, energía necesaria para aumentar en un grado la temperatura de un cuerpo. Sus unidades son J·K⁻¹ o J·°C⁻¹.

Si un cuerpo intercambia cierta cantidad de energía térmica Q y se produce un incremento de temperatura ΔT , la relación entre ambas magnitudes es:

$$Q = C \cdot \Delta T$$

donde C es la capacidad calorífica del cuerpo. Aumentar o disminuir la temperatura de un gas encerrado en un recipiente se puede realizar a volumen o a presión constante, por lo que en el caso de las sustancias gaseosas se habla de capacidad calorífica a volumen constante, C_v , y de capacidad calorífica a presión constante, C_p .

La capacidad calorífica de un cuerpo es proporcional a la cantidad de masa presente:

$$C = m \cdot c$$

La constante c se denomina capacidad calorífica específica o, más comúnmente, calor específico y sólo depende del tipo de sustancia de que se trate, pero no de su cantidad. Es la energía necesaria para elevar en un grado la temperatura de un kilogramo de una sustancia.

Igualmente se puede utilizar el concepto de capacidad calorífica molar, que se define como la energía necesaria para elevar en un grado la temperatura de un mol de sustancia.

Calor específico, cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una unidad de masa de una sustancia en un grado. En el Sistema Internacional de unidades, el calor específico se expresa en julios por kilogramo y kelvin; en ocasiones también se expresa en calorías por gramo y grado centígrado. El calor

específico del agua es una caloría por gramo y grado centígrado, es decir, hay que suministrar una caloría a un gramo de agua para elevar su temperatura en un grado centígrado.

De acuerdo con la ley formulada por los químicos franceses Pierre Louis Dulong y Alexis Thérèse Petit, para la mayoría de los elementos sólidos, el producto de su calor específico por su masa atómica es una cantidad aproximadamente constante. Si se expande un gas mientras se le suministra calor, hacen falta más calorías para aumentar su temperatura en un grado, porque parte de la energía suministrada se consume en el trabajo de expansión. Por eso, el calor específico a presión constante es mayor que el calor específico a volumen constante.

Temperatura, propiedad de los sistemas que determina si están en equilibrio térmico. El concepto de temperatura se deriva de la idea de medir el calor o frialdad relativos y de la observación de que el suministro de calor a un cuerpo conlleva un aumento de su temperatura mientras no se produzca la fusión o ebullición. En el caso de dos cuerpos con temperaturas diferentes, el calor fluye del más caliente al más frío hasta que sus temperaturas sean idénticas y se alcance el equilibrio térmico. Por tanto, los términos de temperatura y calor, aunque relacionados entre sí, se refieren a conceptos diferentes: la temperatura es una propiedad de un cuerpo y el calor es un flujo de energía entre dos cuerpos a diferentes temperaturas.

Práctica #3 Cromatografía.

Compuesto químico, sustancia formada por dos o más elementos que se combinan en proporción invariable. El agua, formada por hidrógeno y oxígeno, y la sal, formada por cloro y sodio, son ejemplos de compuestos químicos comunes. Tanto los elementos como los compuestos son sustancias puras.

Mezcla, agregación de sustancias sin interacción química entre ellas. Las propiedades de las mezclas varían según su composición y pueden depender del método o la manera de preparación de las mismas.

Los componentes individuales en una `mezcla heterogénea' están físicamente separados y pueden observarse como tales. Estos componentes se pueden recuperar por procedimientos físicos, como la filtración, la decantación o la separación magnética.

Solubilidad, de una sustancia en un disolvente, es la cantidad de esa sustancia contenida en cien gramos de disolvente, a una temperatura y presión dadas.

Una disolución está saturada a una determinada presión y temperatura cuando contiene disuelta la máxima cantidad de soluto posible a esa temperatura. La concentración de soluto correspondiente a su disolución saturada expresa el grado de solubilidad de la sustancia en un disolvente determinado y a una temperatura dada.

En general, la solubilidad de las sustancias sólidas en agua aumenta con la temperatura.

Los gases se disuelven en los líquidos en una proporción que depende de la naturaleza de ambos. Las disoluciones de gases obedecen la ley de Henry, según la cual, a una temperatura dada, la masa de gas disuelto en una cantidad determinada de líquido es proporcional a la presión que el gas ejerce sobre la superficie del mismo.

Salvo excepciones, la solubilidad de los gases en agua disminuye al aumentar la temperatura.

Separación de mezclas. En una `mezcla homogénea' o disolución el aspecto y la composición son uniformes en todas las partes de la misma. El componente que está en mayor proporción y que generalmente es líquido se denomina disolvente, y el que está en menor proporción soluto. Las disoluciones pueden ser sólidas y gaseosas, pero la mayoría de ellas son líquidas. Para separar los componentes de una disolución se utilizan

técnicas como la cromatografía, la destilación o la cristalización fraccionada.

La cromatografía consiste en la distribución de un soluto entre una fase estacionaria y una fase móvil. En la de adsorción la fase estacionaria es un sólido, mientras que en la de partición es un líquido. En la cromatografía gaseosa la fase móvil es un gas.

La destilación consiste en la separación por calefacción y posterior condensación de los componentes de una mezcla cuando uno o más de ellos son volátiles.

La cristalización fraccionada se utiliza para separar una mezcla de dos sólidos cuya solubilidad es distinta a una temperatura dada.

Cromatografía, técnica de análisis químico utilizada para separar sustancias puras de mezclas complejas. Esta técnica depende del principio de adsorción selectiva (no confundir con absorción). La cromatografía fue descubierta por el botánico ruso, de origen italiano, Mijaíl Tswett en 1906, pero su uso no se generalizó hasta la década de 1930. Tswett separó los pigmentos de las plantas (clorofila) vertiendo extracto de hojas verdes en éter de petróleo sobre una columna de carbonato de calcio en polvo en el interior de una probeta. A medida que la disolución va filtrándose por la columna, cada componente de la mezcla precipita a diferente velocidad, quedando la columna marcada por bandas horizontales de colores, denominadas cromatogramas. Cada banda corresponde a un pigmento diferente.

La cromatografía en columna utiliza un amplio espectro de absorbentes sólidos, incluidas la sílice, la alúmina y la sílice gelatinosa. También los líquidos pueden ser absorbidos en estos sólidos y a su vez sirven como absorbentes (un proceso denominado cromatografía de reparto) permitiendo al químico elaborar columnas de diferentes propiedades para diversas aplicaciones. En la cromatografía con líquidos de alto rendimiento, una variante de esta técnica de uso frecuente hoy en día, se utilizan líquidos absorbidos en partículas muy pequeñas y uniformes, lo cual proporciona una sensibilidad bastante alta. Para llevar la mezcla a través de la columna se precisa una bomba. La cromatografía de capas finas es otra forma de cromatografía en columna en la cual el material absorbente reposa en un cristal o en una película de plástico.

En la cromatografía en papel, una muestra líquida fluye por una tira vertical de papel absorbente, sobre la cual se van depositando los componentes en lugares específicos. Otra técnica conocida como cromatografía gas-líquido permite la separación de mezclas de compuestos gaseosos o de sustancias susceptibles de vaporizarse por calor. La mezcla vaporizada es conducida mediante un gas inerte a través de un estrecho tubo en espiral que contiene una sustancia, por la que los componentes fluyen en diferentes proporciones, siendo detectados al final del tubo. Otro método es la cromatografía por infiltración gelatinosa, basado en la acción filtrante de un absorbente poroso de tamaño uniforme. Con este método se consigue separar y detectar moléculas de mayor masa molecular.

Práctica #6 El aire que nos rodea.

Teoría cinética. Con la llegada de la teoría atómica de la materia, las leyes empíricas antes mencionadas obtuvieron una base microscópica. El volumen de un gas refleja simplemente la distribución de posiciones de las moléculas que lo componen. Más exactamente, la variable macroscópica V representa el espacio disponible para el movimiento de una molécula. La presión de un gas, que puede medirse con manómetros situados en las paredes del recipiente, registra el cambio medio de momento lineal que experimentan las moléculas al chocar contra las paredes y rebotar en ellas. La temperatura del gas es proporcional a la energía cinética media de las moléculas, por lo que depende del cuadrado de su velocidad. La reducción de las variables macroscópicas a variables mecánicas como la posición, velocidad, momento lineal o energía cinética de las moléculas, que pueden relacionarse a través de las leyes de la mecánica de Newton, debería de proporcionar todas las leyes empíricas de los gases. En general, esto resulta ser cierto.

La teoría física que relaciona las propiedades de los gases con la mecánica clásica se denomina teoría cinética de los gases. Además de proporcionar una base para la ecuación de estado del gas ideal, la teoría cinética también puede emplearse para predecir muchas otras propiedades de los gases, entre ellas la distribución estadística de las velocidades moleculares y las propiedades de transporte como la conductividad térmica, el coeficiente de difusión o la viscosidad.

Composición del aire, es una mezcla de gases que rodea un objeto celeste (como la Tierra) cuando éste cuenta con un campo gravitatorio suficiente para impedir que escapen. La atmósfera terrestre está constituida principalmente por nitrógeno (78%) y oxígeno (21%). El 1% restante lo forman el argón (0,9%), el dióxido de carbono (0,03%), distintas proporciones de vapor de agua, y trazas de hidrógeno, ozono, metano, monóxido de carbono, helio, neón, kriptón y xenón.

Peróxido de hidrógeno, compuesto químico de hidrógeno y oxígeno, de fórmula H_2O_2 . El peróxido de hidrógeno anhidro en estado puro es un líquido incoloro en forma de jarabe con una densidad relativa de 1,44. Tiene sabor metálico y puede causar ampollas en la piel. El líquido solidifica a $-0,41\text{ }^{\circ}\text{C}$. Es inestable en disoluciones concentradas y el líquido en estado puro puede explotar si se calienta por encima de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Es soluble en agua en cualquier proporción y para usos comerciales se emplea en disoluciones acuosas del 3% y el 30%. Para ralentizar la descomposición del peróxido en agua y oxígeno, se le añaden sustancias orgánicas como la acetanilida y se almacena en botellas oscuras a baja temperatura.

El peróxido de hidrógeno se fabrica en grandes cantidades por electrólisis de disoluciones acuosas de ácido sulfúrico, de bisulfato ácido de potasio o de sulfato ácido de amonio. También se prepara por la acción de los ácidos sobre otros peróxidos, como los de sodio y bario.

Actúa como agente reductor y oxidante. Sus propiedades oxidantes se aprovechan para blanquear sustancias, como el pelo, marfil, plumas y materiales delicados que podrían dañarse empleando otros agentes. En medicina se utiliza en disoluciones acuosas al 3% como antiséptico y colutorio. También se usa en la restauración de los colores originales de cuadros oscurecidos al transformarse el plomo blanco de las pinturas en sulfuro de plomo negro. El peróxido de hidrógeno oxida el sulfuro de plomo y lo transforma en sulfato de plomo blanco. También es una fuente de oxígeno en la mezcla combustible de cohetes y torpedos. Como agente reductor sólo reacciona con productos químicos fácilmente reducibles como el óxido de plata y el permanganato de potasio (VII).

Lluvia ácida, dicese de la precipitación, normalmente en forma de lluvia, pero también en forma de nieve o niebla, que presenta un pH del agua inferior a 5,65. Ésta implica la deposición de sustancias desde la atmósfera durante la precipitación. Las sustancias acidificantes pueden presentar un carácter directamente ácido o pueden adquirir dicha condición por transformación química.

La preocupación por la lluvia ácida quedó de manifiesto por primera vez en foros internacionales de relevancia, como en la Conferencia de las Naciones Unidas sobre el Medio Ambiente Humano celebrada en Estocolmo (Suecia) en 1972. En este encuentro, el gobierno sueco presentó una ponencia titulada Polución del aire a través de las fronteras nacionales: el impacto del azufre del aire y la precipitación sobre el ambiente. En este estudio se ponía de manifiesto cómo los residuos oxidados de azufre, vertidos al aire por las instalaciones industriales alimentadas por combustibles fósiles situadas lejos de las fronteras suecas (en especial las centrales térmicas británicas), dañaban los ecosistemas del país nórdico al ser arrastrados por los vientos, transformándose en la atmósfera en ácido sulfúrico, y precipitar en el suelo y en las aguas interiores en forma de lluvia ácida.

La mayor parte de las sustancias acidificantes vertidas al aire son el dióxido de azufre y los óxidos de nitrógeno. Se comenta aquí, como ejemplo, la ruta de acidificación del azufre: una gran parte del dióxido de azufre es oxidado a trióxido de azufre, que es muy inestable y pasa rápidamente a ácido sulfúrico.

Indicador, en química, sustancia natural o sintética que cambia de color en respuesta a la naturaleza de su medio químico. Los indicadores se utilizan para obtener información sobre el grado de acidez o pH de una sustancia, o sobre el estado de una reacción química en una disolución que se está valorando o analizando. Uno de los indicadores más antiguos es el tornasol, un tinte vegetal que adquiere color rojo en las disoluciones ácidas y azul en las básicas. Otros indicadores son la alizarina, el rojo de metilo y la fenolftaleína; cada uno de ellos es útil en un intervalo particular de acidez o para un cierto tipo de reacción química.

Práctica #7 La respiración del hombre.

La respiración humana.

En los seres humanos y en otros vertebrados, los pulmones se localizan en el interior del tórax. Las costillas forman la caja torácica, que está delimitada en su base por el diafragma. Las costillas se inclinan hacia adelante y hacia abajo cuando se elevan por la acción del músculo intercostal, provocando un aumento del volumen de la cavidad torácica. El volumen del tórax también aumenta por la contracción hacia abajo de los músculos del diafragma. En el interior del tórax, los pulmones se mantienen próximos a las paredes de la caja torácica sin colapsarse, debido a la presión que existe en su interior. Cuando el tórax se expande, los pulmones comienzan a llenarse de aire durante la inspiración. La relajación de los músculos tensados del tórax permite que éstos vuelvan a su estado natural contraído, forzando al aire a salir de los pulmones. Se inhalan y se exhalan más de 500 cc de aire en cada respiración; a esta cantidad se denomina volumen de aire corriente o de ventilación pulmonar. Aún se pueden inhalar 3.300 cc más de aire adicional con una inspiración forzada, cantidad que se denomina volumen de reserva inspiratoria. Una vez expulsado este mismo volumen, aún se pueden exhalar 1.000 cc, con una espiración forzada, cantidad llamada volumen de reserva espiratoria. La suma de estas tres cantidades se llama capacidad vital. Además, en los pulmones siempre quedan 1.200 cc de aire que no pueden salir, que se denomina volumen de aire residual o alveolar.

Los pulmones de los humanos son rojizos y de forma piramidal, en consonancia con la forma de la cavidad del tórax. No son simétricos por completo, en el pulmón derecho se distinguen tres lóbulos y en el izquierdo dos, el cual presenta una cavidad donde se alberga el corazón. En el medio de cada uno de ellos está la raíz del pulmón, que une el pulmón al mediastino o porción central del pecho. La raíz está constituida por las dos membranas de la pleura, los bronquios, las venas y las arterias pulmonares. Los bronquios arrancan de los pulmones y se dividen y subdividen hasta terminar en el lobulillo, la unidad anatómica y funcional de los pulmones. Las arterias y las venas pulmonares acompañan a los bronquios en su ramificación progresiva hasta convertirse en finas arteriolas y vénulas de los lobulillos, y éstas a su vez en una red de capilares que forman las paredes de los alveolos pulmonares. Los nervios del plexo pulmonar y los vasos linfáticos se distribuyen también de la misma manera. En el lobulillo, los bronquiolo se dividen hasta formar los bronquiolos terminales, que se abren al atrio o conducto alveolar. Cada atrio se divide a su vez en sacos alveolares, y éstos en alveolos.

Los principales centros nerviosos que controlan el ritmo y la intensidad de la respiración están en el bulbo raquídeo (o médula oblongada) y en la protuberancia anular (o puente de Varolio) del tronco encefálico. Las células de este núcleo son sensibles a la acidez de la sangre que depende de la concentración de dióxido de carbono en el plasma sanguíneo. Cuando la acidez de la sangre es alta, se debe, en general, a un exceso de este gas en disolución; en este caso, el centro respiratorio estimula a los músculos respiratorios para que aumenten su actividad. Cuando la concentración de dióxido de carbono es baja, la respiración se ralentiza.

Un fallo circulatorio puede provocar anoxia en los tejidos del cuerpo cuando el volumen circulatorio es inadecuado o cuando la capacidad de transporte de oxígeno está alterada. Para consultar otras perturbaciones del sistema respiratorio, ver los artículos sobre las enfermedades en particular, como, por ejemplo, Asma bronquial; Síndrome de descompresión rápida; Bronquitis; Resfriado común; Difteria; Gripe; Pleuresía;

Neumonía; Tuberculosis.

Neutralización, en química, reacción de un ácido y una base para formar sal y agua.

Ácidos y bases, dos tipos de compuestos químicos que presentan características opuestas. Los ácidos tienen un sabor agrio, colorean de rojo el tornasol (tinte rosa que se obtiene de determinados líquenes) y reaccionan con ciertos metales desprendiendo hidrógeno. Las bases tienen sabor amargo, colorean el tornasol de azul y tienen tacto jabonoso. Cuando se combina una disolución acuosa de un ácido con otra de una base, tiene lugar una reacción de neutralización. Esta reacción en la que, generalmente, se forman agua y sal, es muy rápida.

Volumetría, también llamada valoración química, método químico para medir cuánta cantidad de una disolución se necesita para reaccionar exactamente con otra disolución de concentración y volumen conocidos. Para ello se va añadiendo gota a gota la disolución desconocida o 'problema' a la otra disolución (disolución valorada) desde un recipiente cilíndrico denominado bureta, hasta que la reacción finaliza. Según el tipo de reacción que se produzca, la volumetría será, por ejemplo, volumetría ácido-base, de oxidación-reducción o de precipitación. El final de la reacción suele determinarse a partir del cambio de color de un indicador, como papel de tornasol o una mezcla especial de indicadores denominada indicador universal.

pH, término que indica la concentración de iones hidrógeno en una disolución. Se trata de una medida de la acidez de la disolución. El término (del francés *pouvoir hydrogène*, 'poder del hidrógeno') se define como el logaritmo de la concentración de iones hidrógeno, H^+ , cambiado de signo:

$$pH = -\log [H^+]$$

donde $[H^+]$ es la concentración de iones hidrógeno en moles por litro. Debido a que los iones H^+ se asocian con las moléculas de agua para formar iones hidronio, H_3O^+ (véase Ácidos y bases), el pH también se expresa a menudo en términos de concentración de iones hidronio.

En agua pura a 25 °C de temperatura, existen cantidades iguales de iones H_3O^+ y de iones hidróxido (OH^-); la concentración de cada uno es 10^{-7} moles/litro. Por lo tanto, el pH del agua pura es $-\log(10^{-7})$, que equivale a 7. Sin embargo, al añadirle un ácido al agua, se forma un exceso de iones H_3O^+ ; en consecuencia, su concentración puede variar entre 10^{-6} y 10^{-1} moles/litro, dependiendo de la fuerza y de la cantidad de ácido. Así, las disoluciones ácidas tienen un pH que varía desde 6 (ácido débil) hasta 1 (ácido fuerte). En cambio, una disolución básica tiene una concentración baja de iones H_3O^+ y un exceso de iones OH^- , y el pH varía desde 8 (base débil) hasta 14 (base fuerte).

Práctica # 9 Partes por millón.

Disoluciones, en química, mezclas homogéneas de dos o más sustancias. La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de disolvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta. El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el disolvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido. El agua con gas es un ejemplo de un gas (dióxido de carbono) disuelto en un líquido (agua). Las mezclas de gases, como ocurre en la atmósfera, son disoluciones. Las disoluciones verdaderas se diferencian de las disoluciones coloidales y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular, y se encuentran dispersas entre las moléculas del disolvente. Observadas a través del microscopio, las disoluciones aparecen homogéneas y el soluto no puede separarse por filtración. Las sales, ácidos y bases se ionizan al disolverse en agua.

Algunos metales son solubles en otros en estado líquido y solidifican manteniendo la mezcla de átomos. Si en dicha mezcla los dos metales pueden solidificar en cualquier proporción, se trata de una disolución sólida.

Partes por millón. El resultado numérico de un análisis cuantitativo puede establecer la cantidad absoluta del

componente o un porcentaje de éste en la muestra. En este último caso puede expresarse como porcentaje en masa, concentración molar (moles de un componente disuelto por litro de disolución) o como ppm (partes por millón en masa). La exactitud de los resultados del análisis queda reflejada en el grado de concordancia con la cantidad real del elemento.

La precisión de los resultados la dará la posibilidad de repetir y reproducir el análisis. Los resultados son precisos cuando son fruto de mediciones repetidas y se dan en un estrecho margen de valores. Estos resultados se dice que son altamente reproducibles. La precisión no significa que los resultados sean exactos, ya que parte de los procedimientos de medición pueden desviarlos hacia valores más altos o más bajos que el valor real. A menudo la repetición del análisis encubre estos errores sistemáticos.

Los errores aleatorios tienden a corregirse entre ellos. La exactitud se suele lograr teniendo en cuenta la media de múltiples factores. Según el método empleado, puede ser necesario repetir las mediciones sólo tres o cuatro veces. Cuando en un proceso se conectan ordenadores o computadoras a los instrumentos analíticos, las mediciones se pueden repetir hasta 100.000 veces a gran velocidad; a esta técnica se la denomina señal promedio.

Práctica #11 Coloración del agua.

Importancia del proceso de clorar el agua.

Las impurezas suspendidas y disueltas en el agua natural impiden que ésta sea adecuada para numerosos fines. Los materiales indeseables, orgánicos e inorgánicos, se extraen por métodos de criba y sedimentación que eliminan los materiales suspendidos. Otro método es el tratamiento con ciertos compuestos, como el carbón activado, que eliminan los sabores y olores desagradables. También se puede purificar el agua por filtración, o por cloración o irradiación que matan los microorganismos infecciosos.

Depuración de aguas, nombre que reciben los distintos procesos implicados en la extracción, tratamiento y control sanitario de los productos de desecho arrastrados por el agua y procedentes de viviendas e industrias. La depuración cobró importancia progresivamente desde principios de la década de 1970 como resultado de la preocupación general expresada en todo el mundo sobre el problema, cada vez mayor, de la contaminación humana del medio ambiente, desde el aire a los ríos, lagos, océanos y aguas subterráneas, por los desperdicios domésticos, industriales, municipales y agrícolas.

Práctica #14 Acidez y basicidad en productos cotidianos.

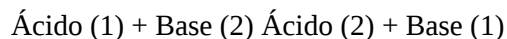
Ácidos y bases, dos tipos de compuestos químicos que presentan características opuestas. Los ácidos tienen un sabor agrio, colorean de rojo el tornasol (tinte rosa que se obtiene de determinados líquenes) y reaccionan con ciertos metales desprendiendo hidrógeno. Las bases tienen sabor amargo, colorean el tornasol de azul y tienen tacto jabonoso.

Una teoría más satisfactoria es la que formularon en 1923 el químico danés Johannes Brønsted y, paralelamente, el químico británico Thomas Lowry. Esta teoría establece que los ácidos son sustancias capaces de ceder protones (iones hidrógeno H^+) y las bases sustancias capaces de aceptarlos. Aún se contempla la presencia de hidrógeno en el ácido, pero ya no se necesita un medio acuoso: el amoníaco líquido, que actúa como una base en una disolución acuosa, se comporta como un ácido en ausencia de agua cediendo un protón a una base y dando lugar al anión (ion negativo) amida:



El concepto de ácido y base de Brønsted y Lowry ayuda a entender por qué un ácido fuerte desplaza a otro débil de sus compuestos (al igual que sucede entre una base fuerte y otra débil). Las reacciones ácido-base se

contemplan como una competición por los protones. En forma de ecuación química, la siguiente reacción de Ácido (1) con Base (2)



se produce al transferir un protón el Ácido (1) a la Base (2). Al perder el protón, el Ácido (1) se convierte en su base conjugada, Base (1). Al ganar el protón, la Base (2) se convierte en su ácido conjugado, Ácido (2). La ecuación descrita constituye un equilibrio que puede desplazarse a derecha o izquierda. La reacción efectiva tendrá lugar en la dirección en la que se produzca el par ácido-base más débil. Por ejemplo, HCl es un ácido fuerte en agua porque transfiere fácilmente un protón al agua formando un ion hidronio:



–En este caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha al ser la base conjugada de HCl, Cl^- , una base débil, y H_3O^+ , el ácido conjugado de H_2O , un ácido débil.

Al contrario, el fluoruro de hidrógeno, HF, es un ácido débil en agua y no transfiere con facilidad un protón al agua:



–Este equilibrio tiende a desplazarse a la izquierda pues H_2O es una base más débil que F^- y HF es un ácido más débil (en agua) que H_3O^+ . La teoría de Brønsted y Lowry también explica que el agua pueda mostrar propiedades anfóteras, esto es, que puede reaccionar tanto con ácidos como con bases. De este modo, el agua actúa como base en presencia de un ácido más fuerte que ella (como HCl) o, lo que es lo mismo, de un ácido con mayor tendencia a disociarse que el agua:



–El agua también actúa como ácido en presencia de una base más fuerte que ella (como el amoníaco):



Indicador, en química, sustancia natural o sintética que cambia de color en respuesta a la naturaleza de su medio químico. Los indicadores se utilizan para obtener información sobre el grado de acidez o pH de una sustancia, o sobre el estado de una reacción química en una disolución que se está valorando o analizando. Uno de los indicadores más antiguos es el tornasol, un tinte vegetal que adquiere color rojo en las disoluciones ácidas y azul en las básicas. Otros indicadores son la alizarina, el rojo de metilo y la fenolftaleína; cada uno de ellos es útil en un intervalo particular de acidez o para un cierto tipo de reacción química.

pH, término que indica la concentración de iones hidrógeno en una disolución. Se trata de una medida de la acidez de la disolución. El término (del francés *pouvoir hydrogène*, 'poder del hidrógeno') se define como el logaritmo de la concentración de iones hidrógeno, H^+ , cambiado de signo:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

donde $[\text{H}^+]$ es la concentración de iones hidrógeno en moles por litro. Debido a que los iones H^+ se asocian con las moléculas de agua para formar iones hidronio, H_3O^+ , el pH también se expresa a menudo en términos de concentración de iones hidronio.

En agua pura a 25 °C de temperatura, existen cantidades iguales de iones H_3O^+ y de iones hidróxido (OH^-); la concentración de cada uno es 10^{-7} moles/litro. Por lo tanto, el pH del agua pura es $-\log(10^{-7})$, que

equivale a 7. Sin embargo, al añadirle un ácido al agua, se forma un exceso de iones H_3O^+ ; en consecuencia, su concentración puede variar entre 10^{-6} y 10^{-1} moles/litro, dependiendo de la fuerza y de la cantidad de ácido. Así, las disoluciones ácidas tienen un pH que varía desde 6 (ácido débil) hasta 1 (ácido fuerte). En cambio, una disolución básica tiene una concentración baja de iones H_3O^+ y un exceso de iones OH^- , y el pH varía desde 8 (base débil) hasta 14 (base fuerte).

El pH de una disolución puede medirse mediante una valoración, que consiste en la neutralización del ácido (o base) con una cantidad determinada de base (o ácido) de concentración conocida, en presencia de un indicador (un compuesto cuyo color varía con el pH). También se puede determinar midiendo el potencial eléctrico que se origina en ciertos electrodos especiales sumergidos en la disolución.

Práctica #17 Cristales.

Cristal, porción homogénea de materia con una estructura atómica ordenada y definida y con forma externa limitada por superficies planas y uniformes simétricamente dispuestas. Los cristales se producen cuando un líquido forma lentamente un sólido; esta formación puede resultar de la congelación de un líquido, el depósito de materia disuelta o la condensación directa de un gas en un sólido. Los ángulos entre las caras correspondientes de dos cristales de la misma sustancia son siempre idénticos, con independencia del tamaño o de la diferencia de forma superficial.

La mayor parte de la materia sólida muestra una disposición ordenada de átomos y tiene estructura cristalina. Los sólidos sin estructura cristalina, como el vidrio, son amorfos. Debido a su estructura, son más parecidos a un líquido que a un sólido. Se conocen como líquidos superenfriados.

Cristalización.

El crecimiento cristalino se inicia cuando un cristal diminuto que se haya formado extrae de su entorno más material de su misma constitución. A veces, en ausencia de este primer cristal, o semilla, la cristalización no se produce, y la solución queda supersaturada, del mismo modo en que un líquido bajo su punto de solidificación está superenfriado. Cuando se produce una sustancia orgánica nueva, suele ser difícil formar el primer cristal salvo que se encuentre una sustancia isomórfica. La tendencia a la cristalización disminuye con la viscosidad creciente del líquido; si una disolución queda muy supersaturada o superenfriada se hace muy viscosa, y la cristalización deviene casi imposible. Un enfriado o una evaporación adicional del solvente produce primero un jarabe y luego un vidrio.

Solubilidad, de una sustancia en un disolvente, es la cantidad de esa sustancia contenida en cien gramos de disolvente, a una temperatura y presión dadas.

Una disolución está saturada a una determinada presión y temperatura cuando contiene disuelta la máxima cantidad de soluto posible a esa temperatura. La concentración de soluto correspondiente a su disolución saturada expresa el grado de solubilidad de la sustancia en un disolvente determinado y a una temperatura dada.

Concentración de una disolución.

Existen distintas formas de expresar la concentración de una disolución, pero las dos más utilizadas son: gramos por litro (g/l) y molaridad (M). Los gramos por litro indican la masa de soluto, expresada en gramos, contenida en un determinado volumen de disolución, expresado en litros. Así, una disolución de cloruro de sodio con una concentración de 40 g/l contiene 40 g de cloruro de sodio en un litro de disolución.

La molaridad se define como la cantidad de sustancia de soluto, expresada en moles, contenida en un cierto volumen de disolución, expresado en litros, es decir: $M = n/V$. El número de moles de soluto equivale al

cociente entre la masa de soluto y la masa de un mol (masa molar) de soluto. Por ejemplo, para conocer la molaridad de una disolución que se ha preparado disolviendo 70 g de cloruro de sodio (NaCl) hasta obtener 2 litros de disolución, hay que calcular el número de moles de NaCl; como la masa molar del cloruro de sodio es la suma de las masas atómicas de sus elementos, es decir, $23 + 35,5 = 58,5$ g/mol, el número de moles será $70/58,5 = 1,2$ y, por tanto, $M = 1,2/2 = 0,6$ M (0,6 molar).