

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Diferenciar sustancias puras y mezclas.
- Separar los diversos componentes de una sustancia.
- Reconocer y utilizar algunos materiales de laboratorio.
- Reconocer la presencia de disoluciones.
- Definir y medir la concentración de los componentes de una disolución.
- Interpretar el concepto de solubilidad, medirla y saber qué factores influyen en ella.

Antes de empezar

1. Clasificación básica de la materia
Sustancias puras
Mezclas
2. Las disoluciones
Diversas clases de disoluciones
Solute y disolvente
Concentración
Propiedades de la disolución
3. La solubilidad
El concepto
Medida de la solubilidad
Variabilidad de esta magnitud
4. Mezclas y disoluciones en el laboratorio
Instrumentos
Separación de componentes
Preparando disoluciones

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

Antes de empezar

Buscando la sustancia pura



En la charca de la imagen queremos extraer una sustancia pura: **el agua**. ¿Cómo lo conseguiremos?

Filtrando el agua conseguiríamos quitarle las partículas en suspensión. Evaporando el líquido y condensándolo después el vapor le quitaríamos las restantes impurezas. Pero, ¿qué es realmente una sustancia pura?

Recuerda

No olvides repasar, de la quincena anterior, las propiedades de los diferentes estados de la materia.

Puedes ver, como apoyo, los contenidos de esta quincena del Proyecto Ulloa en la URL:
<http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa2/3eso/secuencia2/menu.html>

1. Clasificación básica de la materia

Sustancias puras (I)

Llamamos **sustancia pura** a cualquier material que tiene unas propiedades características que la distinguen claramente de otras. Algunas de estas propiedades son difíciles de medir como **color, olor, sabor**; pero otras se pueden determinar con exactitud, por ejemplo la **densidad** o las **temperaturas de fusión y ebullición** en unas condiciones dadas. Como ejemplo, el agua pura obtenida en la actividad que proponíamos inicialmente sería transparente, sin olor ni sabor. Además, su densidad sería 1 g/cm^3 a la temperatura de 15°C , su temperatura de fusión 0°C y la ebullición se produciría a 100°C (todo ello a la presión de una atmósfera).

A veces no es fácil afirmar si una sustancia es pura o no. Realiza el ejercicio adjunto para comprobarlo. A ser posible sin leer las explicaciones situadas al pie, basándote tan solo en tus conocimientos previos. Sólo después de que hayas contestado debes leer este pie para comprobar tus respuestas.

En algunos casos, se puede percibir a simple vista que una sustancia tiene componentes diferentes por el color o forma diferente de cada uno de ellos. Cuando no es tan evidente, debemos guiarnos por las propiedades específicas de cada sustancia pura. En este ejercicio nos basamos principalmente en las temperaturas características de cambio de estado para distinguir si una sustancia es pura o no. No obstante hay otras propiedades específicas de cada sustancia pura que hubieran podido utilizarse en otros casos como el comportamiento ante cuerpos cargados eléctricamente o ante imanes.

Tampoco debemos confundir sustancia pura y sustancia simple. Algunas sustancias puras son simples (se denominan **elementos**), pero otras, que llamamos **compuestos**, se pueden descomponer en elementos.

¿Cómo es posible que un compuesto sea una sustancia pura si se puede descomponer en otros componentes? No olvidemos que la sustancia pura venía definida por ciertas propiedades. Un compuesto puro respeta esta condición. A continuación trataremos de explicar la diferencia entre elementos y compuestos.

¿Son sustancias puras?

El aire en lugares no contaminados

El agua de mar sin arena

El mercurio de algunos termómetros

Una madera de caoba pura

El dióxido de carbono

El acero

El aire está formado por nitrógeno (78%), oxígeno (21%) y otros gases en proporciones mucho menores. Cada uno de ellos conserva diferentes temperaturas de condensación. No es una sustancia pura.

El agua de mar es salada, como podemos constatar si la dejamos secar sobre nuestra piel, pues nos deja una costra de sal. No es por tanto una sustancia pura.

El mercurio de los termómetros de laboratorio, cuando está en buen estado, es una sustancia pura que se solidifica a -39°C y hierve a 357°C .

Una madera de caoba pura está compuesta por diferentes componentes como se ve a simple vista.

El dióxido de carbono es un gas que se licúa a -57°C y se solidifica a -78°C . Es por tanto una sustancia pura.

El acero está formado por hierro, carbono y, generalmente, algún otro metal. Cada uno conserva diferentes temperaturas de cambio de estado.

Sustancias puras y mezclas

Sustancias puras (II): Elementos y compuestos.

Algunas sustancias puras no se pueden descomponer de ninguna forma en otras más simples, son los **elementos**. En la naturaleza podemos encontrar 91 clases diferentes de elementos y nuestros científicos han logrado producir casi treinta más, aunque son muy inestables y se desintegran espontáneamente, la mayor parte de forma casi instantánea. Algunos de estos elementos nuevos, capaces de subsistir miles de años, se emplean en aplicaciones como la obtención de energía o la radioterapia (al final de la quincena doce se incluye alguna explicación al respecto)

Todas las demás sustancias que conocemos se forman por combinación de esos 91 elementos, formando los **compuestos**. Las sustancias puras de este tipo se pueden descomponer mediante procesos que más adelante llamaremos reacciones químicas en los elementos que las forman. Una vez que separamos sus elementos se pierden las propiedades que definían la sustancia pura, manifestándose las propiedades de cada elemento por separado.

Por ejemplo: todos sabemos que la temperatura de ebullición del agua como sustancia pura es de 100°C . Si mediante una reacción química la escindimos en sus elementos componentes, hidrógeno y oxígeno, cada uno de estos tendrá una temperatura de ebullición diferente (-163°C para el oxígeno y -253°C para el hidrógeno).

¿Dónde radica la diferencia profunda entre un elemento y un compuesto? En la estructura microscópica de cada uno. Todos sabemos que la partícula está compuesta por partículas diminutas en movimiento. Llamaremos **moléculas** a esas partículas. En realidad, cada molécula puede estar formada por otras más pequeñas unidas entre sí. Llamaremos **átomos** a estas partículas más pequeñas. En la siguiente quincena los estudiaremos con cierta profundidad. Por el momento nos basta con saber que las **moléculas de los elementos están formadas por uno o más átomos iguales**, propios del elemento en cuestión. Sin embargo, las moléculas de los compuestos están formadas por átomos de elementos diferentes.

En la columna de la derecha vemos ejemplos de algunos elementos y algunos compuestos.

La molécula del **elemento** oxígeno está formada por dos átomos de oxígeno unidos entre sí.



La molécula del **compuesto** monóxido de carbono está formada por un átomo de oxígeno unido a un átomo de carbono.



La molécula del **elemento** neon está formada por un único átomo de neon.



La molécula del **compuesto** cloruro de hidrógeno está formada por un gran átomo de cloro, unido a un átomo de hidrógeno (el más pequeño de los dos).



En estos ejemplos la diferencia de tamaño entre los átomos se corresponde de un modo aproximado con el de los átomos de cada uno de los elementos. El hidrógeno es el de átomos más pequeños y el cloro es el de átomos más grandes entre estos elementos. No obstante, el color es falso: no se puede atribuir un color a los átomos. Los hemos dibujado con colores diferentes sólo para entender que se trata de átomos diferentes.

Tampoco debemos pensar que los átomos sean esferas macizas. Como aprenderemos en la siguiente quincena, los átomos son esencialmente espacio vacío.

Sustancias puras y mezclas

Mezclas

Una mezcla está formada por la unión de varias sustancias puras que conservan propiedades independientes. Si se pueden distinguir ópticamente sus componentes, la mezcla se llama **heterogénea**. En las mezclas heterogéneas sus componentes se pueden separar de forma sencilla, es decir con ayuda de algunas herramientas, pero sin necesidad de usar energía. Solemos decir que es posible su separación **mecánica**. Sistemas como el filtrado, para eliminar partículas sólidas de un líquido o un gas; la decantación, para permitir que se separen líquidos diferentes según su densidad etc., son ejemplos de separación de mezclas heterogéneas. Más adelante, en esta misma quincena, veremos estos métodos con más detalle.

Cuando la mezcla se realiza directamente entre moléculas y no podemos distinguir sus componentes se dice que la mezcla es **homogénea**. Este tipo de mezcla también se llama **disolución**. Podemos distinguirla de una sustancia pura porque los componentes tienen diferentes temperaturas de fusión o ebullición. Esta diferencia nos permitirá separar sus componentes mediante el calor, provocando el cambio de estado de la sustancia que deseamos separar de las restantes. La separación de los integrantes de una disolución requiere normalmente medios más sofisticados y mayor gasto de energía que la separación de partes de una mezcla heterogénea.

Pueden confundirnos los **coloides**, mezclas heterogéneas que necesitarían un microscopio para separar sus componentes. Un zumo, la leche, la sangre, son cuerpos con un aspecto homogéneo a simple vista que nos puede engañar. Con el uso del microscopio podemos ver, por ejemplo, cómo la sangre está formada por un líquido (el plasma) con muchas células flotando en él (glóbulos rojos y blancos, plaquetas...). Los coloides suelen ser bastante inestables (la leche se "corta", la sangre se coagula).

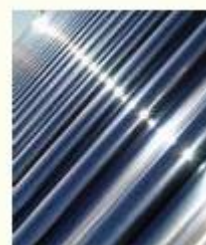
En la escena adjunta podemos apreciar las diferencias entre diferentes tipos de mezclas. Notemos como las disoluciones tienen un aspecto de sustancia pura que nos puede confundir algunas veces. ¿Cómo distinguir el agua pura de un agua con sal o alcohol? Por supuesto que una forma sencilla es el sabor; pero cuando esto no es suficiente (hay algunas sales y alcoholes con muy poco sabor), provocar el cambio de estado nos revelará la existencia de componentes diferentes.



El granito es una mezcla heterogénea en la que podemos distinguir fácilmente que está compuesto por diversas sustancias (cuarzo, feldespato y mica).



La mayonesa es también una mezcla heterogénea, a pesar de que a simple vista no se distinguen sus componentes (a menos que tengamos un microscopio) se trata de un coloide. Si la dejamos reposar cierto tiempo acaba "cortándose", al separarse huevo y aceite.



En el acero, como en el agua salada, no podemos ver sus componentes separados ni con un microscopio. Son mezclas homogéneas (disoluciones).

Sustancias puras y mezclas

2. Las disoluciones

Diversas clases de disoluciones

Ya hemos aclarado que una **disolución** es una **mezcla homogénea**, es decir, que sus componentes están mezclados a nivel molecular y no se distinguen ópticamente. Como la proporción de cada componente es variable (agua más o menos salada, vino con más o menos graduación de alcohol), podríamos decir que hay infinitas clases de disoluciones.

Sin embargo, hay una clasificación interesante según el estado físico de los componentes de la disolución. En la tabla inferior vemos ejemplos de disoluciones de sustancias en diferentes estados:

Estado	Sólido	Líquido	Gaseoso
Sólido	Aleaciones	Amalgama	Hielo
Líquido	Agua salada	Vino	Lagos
Gaseoso	Aire contaminado	Aire húmedo	Aire seco

Para entender la tabla, observemos que en la primera columna se nos indica el estado en que observamos la disolución (que coincide con el de alguno de sus componentes) y en la primera fila se indica el estado del segundo componente.

Observamos que todas las combinaciones son posibles. Las aleaciones y amalgamas son muy utilizadas en la industria. Las disoluciones de sólidos en líquidos o de líquidos en líquidos se emplean en gran cantidad en la actividad química y farmacéutica. Disoluciones de gases en líquidos como la del oxígeno en el agua hacen posible la vida de peces y plantas marinas. La disolución de todo tipo de sustancias en el aire es un factor determinante de contaminación ambiental.

No obstante, debido a la facilidad de manipulación y a su amplia utilización en los laboratorios de Química, en adelante prestaremos especial atención a las disoluciones que se nos presentan en fase líquida, es decir, disoluciones de sólidos, líquidos o gases en otra sustancia en fase líquida. Las magnitudes que definamos y los cálculos que realicemos son, sin embargo, extrapolables a cualquiera de los otros casos.

Ejemplos de disoluciones



El bronce es una aleación de cobre y estaño. Su descubrimiento tuvo gran importancia en nuestra Prehistoria.



La amalgama de mercurio (líquido) y plata (sólido) ha sido muy utilizada para empastes dentales. Como el mercurio podría ser tóxico, su uso se está abandonando.



El hielo normal contiene aire disuelto que le da el color blanco. El iceberg de la foto se ve azul por carecer casi de aire disuelto en él.



El agua salada del mar contiene muchas sales disueltas en agua. En el caso del Mar Muerto, hay tanta sal que es muy fácil flotar.

Soluto y disolvente

En una disolución llamamos comúnmente **disolvente** al componente más abundante, denominándose **soluto** cada una de las demás sustancias. Si en una disolución de dos componentes ambos están a la par, se considera como disolvente al que más veces cumple esta función en otros casos.

Hay sustancias que actúan de disolvente para determinadas clases de cuerpos. Por ejemplo, el agua es un buen disolvente para casi todo tipo de sales y ácidos. El alcohol, sin embargo es muy buen disolvente para sustancias orgánicas como grasas o petróleo. A su vez, el agua es muy buen disolvente para el alcohol.

Cuando en una disolución hay muy poco soluto, la disolución es **diluida**. El agua potable tiene diversas sales disueltas; pero todas ellas en muy pequeña proporción, por lo que se puede considerar una disolución diluida.

Cuando la proporción de soluto es considerable se dice que es **concentrada**. El aire, por ejemplo, se podría considerar una disolución concentrada de oxígeno en un disolvente más abundante que es el nitrógeno.

A veces una sustancia no se puede disolver en otra en cualquier cantidad. Si ya hemos alcanzado la máxima cantidad de soluto que se puede disolver, la disolución está **saturada**. A veces es posible disolver un poco más de soluto sobre esta máxima cantidad. Diremos que la disolución está **sobresaturada**. Esta situación es inestable. Cualquier circunstancia externa (agitación, un ligero golpe) bastará para desestabilizarla y que aparezca el exceso de sustancia disuelta como un precipitado en el fondo del recipiente o como un gas que escapa de la mezcla.

Advirtamos que, en algunos casos, una disolución puede ser a la vez diluida y saturada, cuando el soluto es realmente poco soluble. Una minúscula cantidad de carbonato de calcio es lo máximo que podemos disolver en un vaso de agua. La disolución será diluida (muy poco soluto) y, a la vez, saturada, pues ya no es posible disolver más carbonato.

Esta clasificación es puramente cualitativa. A continuación nos ocuparemos de los aspectos cuantitativos, es decir de la medida numérica de las proporciones de solutos y disolvente.



En la imagen superior vemos, en primer lugar, una serie de vasos de vino mezclado con agua. Resulta evidente que la proporción del soluto evoluciona de izquierda (disolución diluida) a derecha (solución concentrada).

Después vemos un líquido en el que se ha disuelto un sólido (sal en agua, por ejemplo). En el fondo del recipiente se ha depositado algo del sólido (se denomina **precipitado** a este sólido sobrante). La disolución está saturada.

Seguramente habremos tomado alguna vez un refresco con burbujas. Estas son burbujas de dióxido de carbono, sobrante de la disolución.

Sustancias puras y mezclas

Concentración

Una disolución viene caracterizada por la naturaleza de las sustancias que la forman y por la concentración de cada una de ellas. Llamamos **concentración** de un componente de una disolución a la magnitud que mide la proporción de dicho componente dentro de la mezcla.

Hay muchas formas de medir la concentración, por ahora usaremos las siguientes:

Concentración en % en masa: Es la cantidad de gramos del componente que encontramos en 100 g de disolución.

Concentración en % en volumen: Es la cantidad de mililitros del componente que encontramos en 100 ml de disolución.

Concentración en gramos por litro: Es la cantidad de gramos del componente que encontramos en un litro de disolución.

En la columna de la derecha vemos cómo se determina cada uno de estos valores de la concentración.

Aunque en todos los casos pueden aplicarse las tres formas de medir esta magnitud, existen algunas costumbres muy extendidas sobre su uso:

El cálculo del tanto por ciento en volumen se utiliza particularmente para disoluciones entre líquidos cuando la mezcla resulta aditiva, es decir cuando el volumen de la disolución es la suma simple de los volúmenes de los componentes. Se utiliza mucho para medir la cantidad de alcohol en los licores, llamándola entonces **graduación**. Un vino de 12° tiene un 12% de alcohol en su volumen.

El cálculo de la concentración en gramos por litro se utiliza muchas veces cuando se trata de un soluto sólido en un disolvente líquido. Por ejemplo, el agua del Mar Mediterráneo tiene una concentración de sales mayor de los 30 g/l.

La medida en tanto por ciento en masa se emplea en cualquier tipo de disoluciones, pero se utiliza especialmente cuando hablamos de disoluciones en sólidos. Como ejemplo citemos el caso del bronce, aleación de cobre y estaño: si el estaño está en una concentración del 20 % el bronce es ideal para hacer campanas; si alcanza el 27%, es un bronce ideal para pulirlo como espejo.



Concentración en % en masa

Medimos la masa del soluto: M_{sol}
y la masa total de la disolución M
(masa de disolvente + masa de soluto)
Después aplicamos la fórmula:

$$C\% = \frac{M_{sol}}{M} \cdot 100$$

Ejemplo: $M_{sol} = 10 \text{ g}$
 $M_{disolvente} = 25 \text{ g}$

$$\text{Concentración: } \frac{10}{35} = 28,57\%$$

Concentración en % en volumen

Medimos el volumen del soluto: V_{sol}
y el volumen total de la disolución V
(No es seguro que $V = V_{sol} + V_{disol}$).
Después aplicamos la fórmula:

$$C\% = \frac{V_{sol}}{V} \cdot 100$$

Ejemplo: $V_{sol} = 34 \text{ ml}$
 $V_{disolución} = 51 \text{ ml}$

$$\text{Concentración: } \frac{34}{51} = 66,67\%$$

Concentración en gramos/litro

Medimos la masa del soluto en gramos
y el volumen de la disolución en litros.
Habrá que dividir por 1000 si se mide en
mililitros (en casi todas las probetas).
Después aplicamos:

$$C_{g/l} = \frac{M_{sol}}{V}$$

Ejemplo: $M_{sol} = 18 \text{ g}$
 $V_{disolución} = 0,076 \text{ l}$

$$\text{Concentración: } \frac{18}{0,076} = 236,84 \text{ g/l}$$

Propiedades de la disolución

Aunque los componentes de una disolución mantengan propiedades diferenciadas, el hecho de la disolución hace que la mezcla adquiera algunas propiedades nuevas o que cambie propiedades de los componentes. Mencionaremos los siguientes casos:

1.- Alteración de los puntos de fusión y ebullición:

La temperatura a la que ocurre la fusión del disolvente desciende respecto a la que tendría en estado puro, mientras aumenta la temperatura de ebullición. Estas variaciones aumentan de forma proporcional a la concentración del soluto. Un caldo muy salado hierve a una temperatura más elevada que un caldo más soso.

2.- Cambio de propiedades eléctricas:

En algunos casos, las sustancias se vuelven conductoras de la electricidad al producirse la disolución, aunque previamente no lo fuera ninguna de ellas. Por ejemplo, mientras el agua salada no conduce la electricidad y la sal tampoco, si las mezclamos en disolución, la mezcla resultante sí que conduce la electricidad tal como se explica en la imagen adjunta. Esta propiedad se puede utilizar para separar los elementos que forman el compuesto salino. Si, por ejemplo, la sal que descomponemos es un cloruro de plata podemos hacer que la plata de la sal se deposite **sobre el electrodo negativo dándole un "baño de plata"**.

3.- **La ósmosis:** Este fenómeno se da cuando una disolución de una sustancia en un líquido está separada de otra de diferente concentración por una membrana semipermeable (que deja pasar sólo el disolvente, pero no el soluto). En este caso, el disolvente pasa del lado con menor concentración al otro (**ósmosis**) hasta que se equilibre la concentración del soluto a ambos lados de la membrana. Esto ocurre suponiendo que en los dos lados de la membrana existe la misma presión. Si ejercemos una presión mayor en el lado de más concentración se puede lograr la ósmosis inversa, que el disolvente pase del lado de mayor concentración al menos concentrado. La ósmosis inversa se emplea mucho en la separación industrial de componentes de una disolución, por ejemplo en la potabilización de aguas.

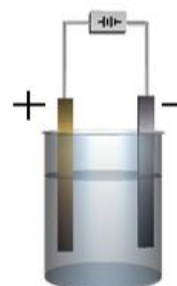
Además, la ósmosis nos permite entender algunos fenómenos biológicos interesantes, como la alteración de los glóbulos rojos de la sangre que se explica en la imagen de la derecha.

¿Por qué usamos sal contra el hielo?



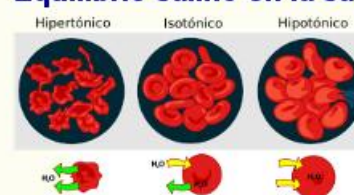
Cuando están previstas grandes heladas, se arroja sal en las calles. Al disolverse la sal en el agua, baja el punto de fusión, lo que dificulta la formación de hielo.

La electrólisis



Vemos un electrodo de cobre y otro de cinc sumergidos en agua y unidos a una pila. Si el agua es pura no pasa corriente, pero si tiene sal disuelta pasa la corriente y se descompone la sal.

Equilibrio salino en la sangre



Cuando el plasma sanguíneo lleva demasiada sal, los glóbulos rojos adelgazan (el plasma es hipertónico). Si el plasma tiene poca sal, los glóbulos engordan absorbiendo agua (el plasma es hipotónico). Si la sal tiene la misma concentración en los glóbulos y el plasma (se llama entonces plasma isotónico) los glóbulos rojos permanecen estables.

Sustancias puras y mezclas

3. La solubilidad

El concepto

La **solubilidad** es la propiedad de algunas sustancias de disolverse en otras. En el agua, por ejemplo, se disuelven muy bien muchos ácidos, el alcohol y el amoníaco; pero no se disuelve en absoluto el aceite, el petróleo o la acetona. Sin embargo el aceite o el petróleo se disuelven muy bien en acetona.

Podríamos decir que hay disolventes especializados, el agua es muy buena para disolver ciertos tipos de sustancias que, en una quincena posterior, calificaremos como compuestos iónicos; mientras que la acetona es muy buena para disolver compuestos orgánicos (compuestos derivados del carbono muy relacionados con la Biología).

A veces, la solubilidad es total. Los ejemplos que hemos citado de sustancias solubles en el agua lo son en cualquier proporción. También lo son los metales de cualquier aleación o las mezclas de gases. Igualmente, la incapacidad de disolverse del aceite en el agua es prácticamente total. **En todos estos casos, la solubilidad es una propiedad cualitativa.** Existe o no existe.

En otras ocasiones, sobre todo cuando hablamos de disoluciones en líquidos o en gases, la solubilidad es cierta dentro de ciertos límites. Si echamos varias cucharadas de azúcar en la leche, llega un momento en que el azúcar se deposita en el fondo. Ya no puede disolverse más. La cantidad de soluto que se puede disolver puede depender de circunstancias externas, como veremos más adelante, pero también de su naturaleza y de lo fragmentado que esté el soluto que tratemos de disolver: en general la mayor fragmentación supone mayor facilidad para la disolución. También influye el grado de agitación. Por eso revolver la leche ayuda a disolver el azúcar. No obstante, en muchos casos es imposible evitar la saturación. Llega un momento en que el disolvente no admite más soluto.

Cuando existe un límite para ella, la solubilidad es una propiedad cuantitativa. Se puede medir. A continuación nos ocuparemos de comprobar cómo se mide la solubilidad.

Ejemplos de solubilidad e insolubilidad



El aceite es insoluble en agua. No se disuelve en ella en proporción apreciable.



El alcohol se puede mezclar con el agua en cualquier proporción. Es totalmente soluble. Por eso hay bebidas de distinta graduación alcohólica.



La sal se disuelve en el agua, pero no en cualquier proporción. Si echamos demasiada sal se deposita en el fondo del vaso. En este caso la solubilidad tiene un límite.

Sustancias puras y mezclas

El concepto

Cuando existe un límite a la cantidad de soluto que podemos diluir en cierto disolvente, la **solubilidad** es la máxima concentración de soluto que puede haber en la disolución **en unas condiciones dadas de presión y temperatura**.

En lugar de utilizar las ya conocidas unidades de concentración, para la solubilidad es más común emplear la siguiente:

Medimos la **solubilidad** como la cantidad de gramos del soluto que podemos disolver en 100 gramos de disolvente.

En la tabla adjunta podemos ver las importantes diferencias de solubilidad entre diferentes solutos y disolventes.

Solutos	Disolvente	
	Agua	Alcohol (etanol)
Cloruro de sodio	35,9	<0,01
Yodo	0,03	20,5
Azúcar	179	0,9
Oxígeno	0,05	0,04
Dióxido de carbono	1,7	5,8
Cloruro de calcio	71,5	<0,01

Los datos de esta tabla son válidos a la presión de 1 atmósfera y temperatura de 20°C.

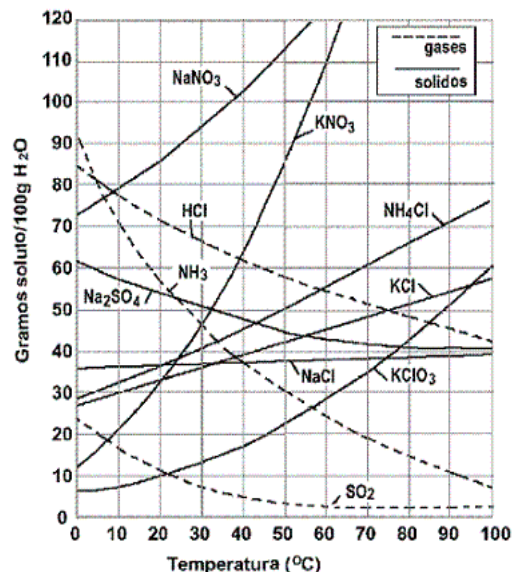
Variación de esta magnitud

Como ya hemos señalado, los solutos sólidos, en general, se disuelven mejor si están más **fragmentados**. Tanto para solutos sólidos como líquidos es beneficiosa la **agitación** que permite el contacto molecular.

Además, influyen las circunstancias externas:

La temperatura: Con algunas excepciones, **los sólidos aumentan su solubilidad al aumentar la temperatura**. Sin embargo, **cuando disolvemos gases en líquidos, la solubilidad disminuye casi siempre cuando aumenta la temperatura**. En la gráfica adjunta vemos cómo varía la solubilidad de ciertas sustancias en agua a la presión de una atmósfera al cambiar su temperatura.

La presión: La variación de la presión no afecta a la disolución de sólidos en líquidos, pero sí a la de los gases. Cuando un gas, situado sobre un líquido, experimenta una presión creciente, la tendencia de sus moléculas a mezclarse con las del líquido (es decir, a disolverse) también aumenta. El británico William Henry demostró que la solubilidad de los gases en un líquido es directamente proporcional a la presión a la que se encuentran.



Estas gráficas de la solubilidad en función de la temperatura se denominan **curvas de solubilidad**.

4. Mezclas y disoluciones en el laboratorio

Instrumentos

Instrumentos de laboratorio que utilizamos para trabajar con mezclas y disoluciones son:

Contenedores: Frascos, cristalizadores, vasos de precipitado, tubos de ensayo, matraces erlenmeyer y kitsato.

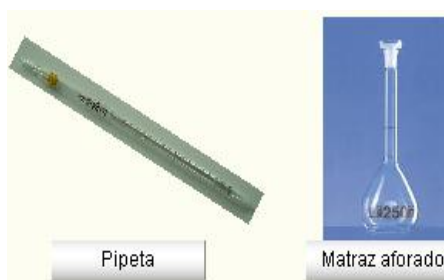
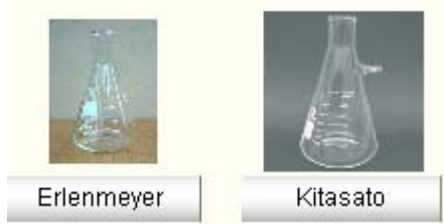
Los frascos, generalmente con cierres herméticos, son el modo más utilizado de almacenar productos químicos. Cristalizadores y vasos de precipitado se utilizan como contenedores de líquido. En los primeros, su gran superficie facilita la evaporación de líquidos y la cristalización de las sales que contengan. Los tubos de ensayo se emplean para el manejo de pequeñas cantidades de reactivos líquidos. El cuello estrecho de los erlenmeyer y kitsato dificulta la evaporación. La salida lateral del kitsato permite la conexión de extractores de gases.

Herramientas: Embudos, espátula, mortero, cuentagotas, agitador, filtros, embudos de decantación, destiladores, trompa de agua, peras de succión. La utilidad de la mayoría de estos aparatos es obvia. De los decantadores y destiladores hablaremos en otro apartado. Señalemos tan sólo la utilidad de las peras de succión y la trompa de agua como creadores de vacío y, por tanto, aspiradores de líquidos.

Aparatos de medida: Balanzas, probetas, pipetas, matraces aforados.

En los aparatos de medida es muy importante considerar la precisión, determinada por la sensibilidad del aparato, es decir, por la magnitud más pequeña que puede medir. Tomemos un ejemplo: si una balanza tiene una sensibilidad de una décima de gramo, la precisión al medir una masa no puede ser menor que esa décima de gramo.

La pipeta y el matraz aforado que vemos a la derecha son instrumentos para lograr una buena precisión en el manejo de líquidos. .



Separación de componentes



Un ejemplo donde vemos la utilidad clara de la separación de componentes de una mezcla heterogénea. Se trata de una depuradora de aguas residuales. En primer plano, piscinas de decantación, donde los residuos más grasos flotarán sobre el agua.

Los diversos componentes de las **mezclas heterogéneas** se pueden separar por medios **mecánicos**:

Filtrado para separar cuerpos sólidos de un líquido; decantación para separar líquidos según su densidad específica; atracción magnética para separar partículas férricas de una mezcla; lixiviación para separar componentes por sus diferentes propiedades de solubilidad; tamizado para separar partículas sólidas por su tamaño, etc. En la imagen adjunta vemos dos embudos de decantación. En el primero hay agua y aceite mezclados, en el segundo ya se han separado por su diferente densidad.



Los componentes de las **mezclas homogéneas** son más difíciles de separar. Lo normal es separar sus componentes por medio de cambios de estado (cada componente mantiene temperaturas diferentes de cambio de estado) o las cromatografías.



A la izquierda vemos el resultado de una cromatografía de una disolución sobre una tira de papel. Es fácil contar los diferentes componentes de la disolución por las franjas de diferentes colores que se han producido. Este sistema permite identificar los componentes de la disolución, más que separarlos de forma efectiva.

Dos métodos de separación muy usados:

Filtrado



El filtrado para extraer partículas sólidas de un líquido se basa en que las partículas sólidas son mucho más grandes que las moléculas del líquido. En el laboratorio es frecuente utilizar el conjunto de la figura: sobre un embudo Büchner de porcelana se dispondrá el filtro. El líquido caerá al kitasato dispuesto bajo el embudo. A la derecha del kitasato vemos la conexión con una trompa de agua. El vacío que ésta crea produce una succión sobre el líquido, acelerando el filtrado.

Destilación



Las sustancias que componen una disolución mantienen diferentes temperaturas de fusión y ebullición. Esta diferencia se puede aprovechar para separar sus componentes. Arriba vemos un equipo de destilación preparado para extraer diferentes componentes de la disolución según su temperatura de ebullición. Obsérvese el serpentín intermedio, donde el vapor se condensa antes de llegar al erlenmeyer.

Sustancias puras y mezclas

Preparando disoluciones

Gran parte de los productos químicos que se utilizan en la vida diaria forman parte de una disolución. Por eso es interesante que entendamos cómo se preparan. Nos concentraremos en las disoluciones en estado líquido, que son las más habituales en los laboratorios. Seguiremos las siguientes etapas:

1.- **Elección adecuada del material** que vamos a utilizar. Se trata de garantizar la precisión necesaria para nuestros propósitos. Vemos a continuación una muestra típica de este material:



2.- **Realizar los cálculos de masas y volúmenes** necesarios en el proceso, teniendo en cuenta la precisión de las medidas. Aunque los vasos de precipitado y los erlenmeyer suelen contener una graduación, no es muy precisa. Las probetas permiten precisar muchas veces hasta 0,5 ml y las pipetas hasta 0,1 ml. Los matraces aforados tienen una marca en un cuello estrecho que permiten obtener muy buena precisión, típicamente con un error menor del 1% de la medida o menos aún. En cuanto a las masas, las balanzas normales de laboratorio suelen tener una sensibilidad de 0,1 g y las de gran precisión (difíciles de manejar) están graduadas hasta 0,001 g.

3.- **Realizar la mezcla con cuidado**. Suele ser buena idea utilizar inicialmente una cantidad menor de lo necesario del disolvente y completarlo al final, añadiendo disolvente con una pipeta o incluso con un cuentagotas, hasta que el matraz aforado nos de la medida exacta. Finalmente, debemos agitar la mezcla hasta la perfecta disolución. Un error muy típico consiste en excederse un poco en este último paso y "arreglarlo" vertiendo el exceso. Si procedemos así, al deshacernos del exceso, también nos deshacemos de algo de soluto, por lo que no habremos obtenido la concentración de soluto deseada.

Un ejemplo de preparación de una disolución:

OBJETIVO

Vamos a preparar 250 ml de disolución de sal común (cloruro sódico) en agua con una concentración de 20 g/l.

La disolución tendrá 20 g de sal en cada litro, es decir cada 1000 ml. Haciendo la proporción:

$$\frac{20 \text{ g}}{1000 \text{ ml}} = \frac{X}{250 \text{ ml}} \text{ o sea } X = \frac{20 \cdot 250}{1000} = 5 \text{ g}$$

Pondremos el **vidrio de reloj** en la balanza y anotaremos su peso. Con ayuda de la **espátula**, añadiremos sal hasta que el aumento sea de 5 g.

Material necesario



Balanza



Vidrio de reloj
Espátula



Soluto

Preparando la disolución

En el **vaso de precipitados** colocaremos una cantidad de agua suficiente para disolver los 5 g de sal, pero claramente por debajo de los 250 ml, por ejemplo unos 150 ml. Echamos la sal y usamos el **agitador** para disolverla bien. Luego, vertimos la disolución en la **probeta** y vamos añadiendo agua para completar 250 ml. Usando la **pipeta** para los últimos mililitros la precisión será mayor. Usaremos de nuevo el agitador para que la disolución sea perfecta.:

Nuevo material necesario



Calculando el tanto por ciento

Pesamos el **matraz aforado** de 250 ml vacío, vertemos en su interior la disolución. Deberá llegar hasta la marca del matraz. Lo pesamos de nuevo. La diferencia con la medida anterior será la masa de la disolución. Supongamos que es de 252 g. Como contiene 5 g de sal, el tanto por ciento se calculará:

$$\frac{5 \text{ g}}{252 \text{ g}} = \frac{X}{100 \text{ g}} \text{ o sea: } X = \frac{5 \cdot 100}{252} = 1,98 \%$$

Matraz aforado:





Para practicar

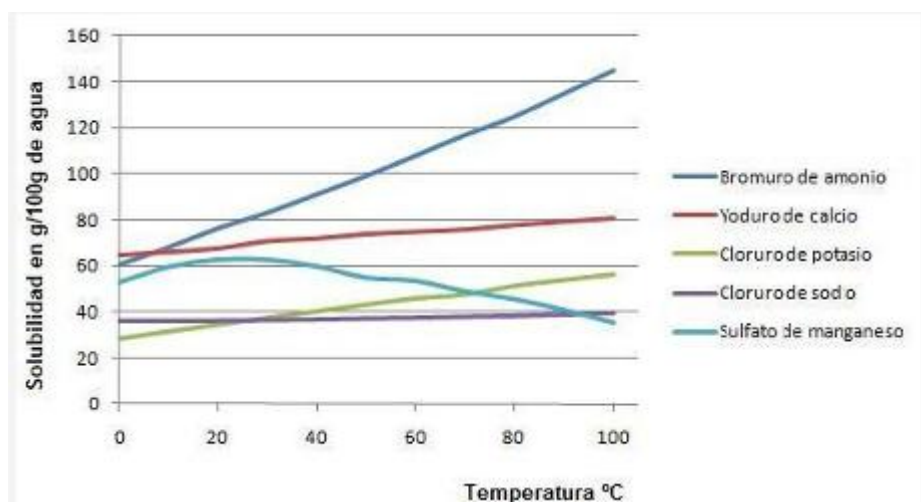
Ejercicios con calculadora

Estos ejercicios pretenden que te familiarices con la aplicación numérica de las leyes que establecían la potencia consumida y el calor producido en una resistencia eléctrica. Debes recordar bien las leyes implicadas, saber despejar la incógnita solicitada y cambiar las unidades de las magnitudes cuando sea preciso.

1. En una disolución hay 5 g de soluto y 40 g de disolvente líquido. La disolución ocupa 44 ml. Calcula la concentración del soluto en tanto por ciento en masa y en gramos por litro.
2. Una disolución de alcohol en agua ocupa 21 ml. Destilando, obtenemos 14 ml de alcohol puro. ¿Cuál era la concentración en tanto por ciento en volumen?
3. Disolvemos 4 g de sal en agua, obteniendo una disolución de 7,41% de concentración de la sal en porcentaje de la masa. La disolución tiene una densidad de 1,02 g/ml. ¿Cuánto vale la concentración en gramos por litro?
4. Añadimos, gramo a gramo, cierta sal sobre 280 g de disolvente. La máxima cantidad de sal que logramos disolver es de 20 g ¿Cuánto vale su solubilidad en ese disolvente?
5. La solubilidad de una sustancia en agua es de 19g por cada 100 g de agua. ¿Cuánta sal puede precipitarse si echamos 15,5 gramos de sal en 50 ml de agua y agitamos apropiadamente la mezcla?
6. Determina, con ayuda de la gráfica de solubilidad, la cantidad de cloruro de potasio (KCl) que se puede disolver a 10 °C en 1 l de agua ¿Y si aumentamos la temperatura a 75°C?
7. Una disolución de amoníaco (NH_3) en 300 ml de agua está saturada a la temperatura de 10°C ¿Cuánto gas amoníaco se puede desprender si aumentamos la temperatura a 50°C?
8. Calcula cuánto dióxido de azufre (SO_2) se puede disolver en 200 ml de agua a 5°C y 1,5 atmósferas de presión.
9. Queremos preparar 250 ml de una disolución de azúcar en agua de 50 g/l de concentración ¿Cuánto azúcar necesitamos?
10. Utilizando ácido sulfúrico de 1,3 g/ml de densidad y 75% de pureza, ¿cuántos mililitros de él necesitaremos para preparar 280 ml de disolución del ácido en agua de 40 g/l de concentración.
11. Disolvemos 47 g de una sustancia que ocupa 66,7 ml en 220 ml de agua. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcula la concentración en tanto por ciento en masa y en volumen.

Sustancias puras y mezclas

12. Disolvemos 44 g de una sustancia en agua. El volumen de la disolución es de 250 ml. Calcula la concentración en gramos por litro.
13. En una botella de cierto ácido se indica: concentración 10%; densidad: 1,5 g/l. Determina la concentración en gramos por litro.
14. Necesitamos preparar 300 g de disolución de cloruro sódico en agua con un 22% de concentración ¿Cuánta sal y cuánta agua necesitamos?. ¿Cuál será el volumen mínimo de la disolución?
15. Cierta bebida tiene una concentración de alcohol de 45% en volumen. Añadiendo agua queremos preparar 100 ml de una bebida más suave, con un 15% de concentración ¿Qué volumen de la primera bebida y de agua pura necesitamos?
16. Disolvemos cierta sal en 330 ml de agua. Echando 30 g de sal observamos un precipitado cuya masa es de 4,37 g ¿Cuánto vale la solubilidad de la sal en el agua?
17. Un gas tiene una solubilidad de 8 g por cada 100 g de agua a la presión de una atmósfera ¿Cuánto gas se disolverá en un litro de agua en un lugar en que la presión es de 1,2 atmósferas?
18. Teniendo en cuenta las siguientes curvas de solubilidad, ¿Cuál de estas sustancias es más soluble a 0°C? ¿A qué temperatura deja de ser cierto? ¿Hay alguna sustancia cuya solubilidad baje al calentarla?



Sustancias puras y mezclas

Ejercicios sin calculadora

En estos ejercicios debes demostrar que entendiste bien los conceptos eligiendo la respuesta correcta, buscando las palabras que faltan o completando ciertas frases.

19. Resumen sobre sustancias puras. Completa las siguientes frases.

Una sustancia pura se caracteriza porque siempre tiene ciertas (1)_____ inmutables. Algunas son difíciles de medir, pero otras como la (2)_____ y las (3)_____ de (4)_____ y ebullición se pueden determinar fácilmente.

Las sustancias puras están formadas por pequeñas partículas iguales entre sí que llamamos (5)_____. Cada molécula puede estar formada por uno o varios (6)_____ enlazados.

Hay dos clases de sustancias puras: (7)_____, en las que todos los (8)_____ son iguales, y (9)_____, cuyas moléculas tienen átomos de diferentes (10)_____.

20. Asocia cada sustancia con su clasificación adecuada:

El sulfuro sódico	Es una mezcla heterogénea de diferentes metales
El gel de baño	Es una disolución de sólido en líquido
El bronce	Es una sustancia pura (elemento)
Una moneda de dos euros	Es una disolución de varios metales
El uranio	Es una sustancia pura (compuesto)
El combustible gas natural	Es una mezcla heterogénea líquida de tipo coloide
Agua azucarada	Es una disolución de gases en gases
La sangre	Es una mezcla heterogénea, coloide muy viscoso

21. Separa los componentes que deseamos en cada una de estas mezclas

- Estamos buscando oro en el lodo de un río
 - Es una mezcla heterogénea en la que podemos utilizar el tamizado
 - Es una mezcla heterogénea en la que podemos utilizar la atracción magnética
 - Es una mezcla homogénea en la que podemos utilizar el tamizado
 - Es una mezcla homogénea en la que podemos utilizar la cromatografía

- Queremos obtener agua pura a partir de agua de mar limpia
 - Es una disolución en la que aplicaré la destilación para obtener agua pura
 - Es una disolución en la que sólo tengo que esperar la evaporación
 - Es una mezcla heterogénea en la que puedo obtener la sal mediante un filtrado
 - Es una mezcla heterogénea en la que podré utilizar la decantación

Sustancias puras y mezclas

3. Queremos comprobar cuántos componentes hay en la tinta de una pluma estilográfica

- a) Es una disolución en la que podré emplear la cromatografía en papel
- b) Es una disolución en la que podré emplear el filtrado
- c) Es una mezcla heterogénea en la que podré emplear la decantación
- d) Es una mezcla heterogénea en la que podré obtener sus componentes por filtrado

4. Queremos eliminar la sal común de un conglomerado de tierra cercana al borde del mar

- a) Es una disolución en la que podré emplear la cromatografía
- b) Es una mezcla heterogénea en la que podré emplear la lixiviación
- c) Es una mezcla homogénea en la que podré emplear el tamizado
- d) Es una mezcla heterogénea en la que puedo aplicar la decantación

5. Queremos separar el vino del aceite que se nos ha caído en una jarra de vino

- a) Es una mezcla heterogénea en la que podremos aplicar la decantación
- b) Es una mezcla heterogénea en la que podremos aplicar el tamizado
- c) Es una mezcla homogénea en la que podremos emplear la destilación
- d) Es una disolución en la que podremos aplicar el filtrado

6. Queremos obtener aire seco a partir de aire húmedo

- a) Es una disolución donde podremos aplicar el cambio de estado
- b) Es una disolución en la que podremos aplicar la cromatografía en papel
- c) Es una mezcla heterogénea en la que podemos separar los componentes por filtrado
- d) Es una mezcla heterogénea en la que podemos separar los componentes por decantación

7. Queremos separar la nata que contiene un recipiente de leche

- a) Es una mezcla heterogénea donde podemos aplicar la decantación y el filtrado
- b) Es una mezcla homogénea en la que podemos aplicar un cambio de estado
- c) Es una mezcla homogénea en la que podemos aplicar un filtrado
- d) Es una mezcla heterogénea en la que podemos aplicar una cromatografía

Para saber más



El tratamiento de las aguas

Uno de los temas más importantes de trabajo en el campo de la **ingeniería ambiental** es el tratamiento de las aguas.

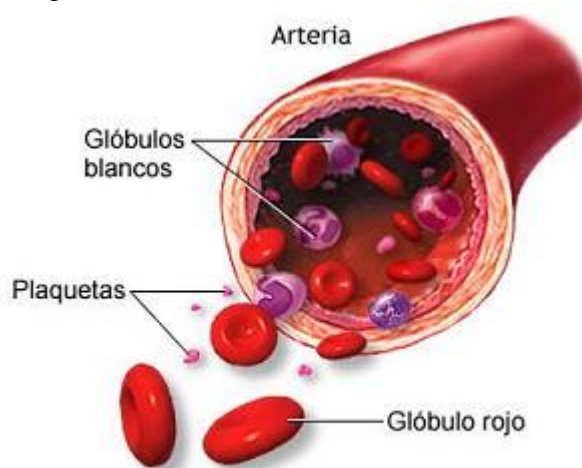
Con este término nos referimos a dos cosas bien diferentes: la depuración de las aguas residuales (dirección de Internet: http://es.wikipedia.org/wiki/Depuraci3n_de_aguas_residuales), con el propósito de eliminar de las aguas todo lo que pueda ser considerado un contaminante ambiental (restos orgánicos e inorgánicos, metales pesados, compuestos químicos tóxicos...), y la potabilización de las aguas (dirección: http://es.wikipedia.org/wiki/Estaci3n_de_tratamiento_de_agua_potable), destinada a obtener agua para el consumo humano, proceso más exigente que el anterior.

Mientras en la depuración de las aguas tratamos de eliminar muchos componentes nocivos de las aguas ya utilizadas por el hombre, en la potabilización, además de ser más rigurosos con la eliminación de sustancias tóxicas, se introducen también componentes que logren que el agua sea más apta para el consumo humano, por ejemplo, desinfectantes que la mantengan limpia de gérmenes.

A veces encontramos recursos naturales de agua que precisan muy poco tratamiento químico. Este es el caso de las aguas minerales naturales (http://es.wikipedia.org/wiki/Agua_mineral). Se suelen encontrar en el subsuelo profundo, por lo que poseen muy pocos microorganismos que puedan ser peligrosos para nosotros. Además poseen sustancias disueltas que pueden tener valor terapéutico (hierro, sulfatos, bicarbonatos, magnesio).

Una mezcla muy importante para nosotros: la sangre

La sangre (dirección en Internet: <http://es.wikipedia.org/wiki/Sangre>), vital para transportar nutrientes a nuestras células, puede ser considerada como una gran mezcla heterogénea.



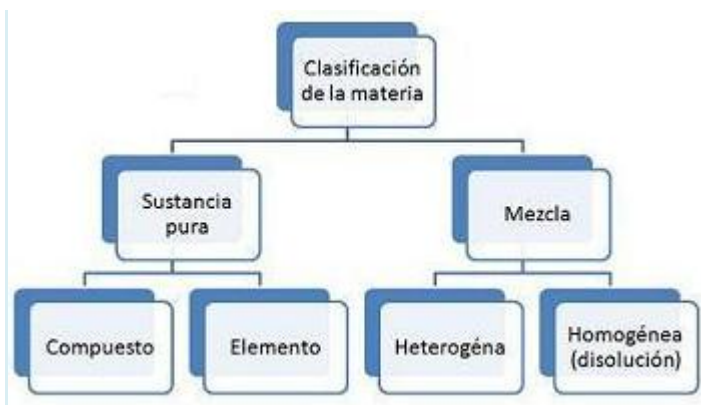
Esta mezcla contiene corpúsculos visibles por el microscopio como los que vemos en la imagen y una disolución, el plasma, que contiene un 91% de agua, un 8% de proteínas y un 1% de diversas sustancias (sales, hormonas, etc.).

Como ya hemos citado al hablar de las propiedades de las disoluciones, los glóbulos rojos o eritrocitos poseen una membrana semipermeable que permite que pase agua del plasma hacia ellos o viceversa dependiendo de la salinidad del medio.

Sustancias puras y mezclas



Recuerda lo más importante



Las **disoluciones** pueden presentarse en fase sólida, líquida o gaseosa. El componente más abundante es el **disolvente**; cada uno de los otros es un **soluto**.

Las disoluciones pueden ser **diluidas**, si el soluto es muy escaso; **concentradas**, si el soluto tiene una proporción importante; **saturadas**, si ya no se admite más soluto en la disolución. Este caso se da principalmente en disoluciones en fase líquida. Una disolución puede ser a la vez diluida y saturada, cuando el soluto es muy poco soluble

La **concentración de un soluto** mide su proporción en la disolución. Se puede medir en **gramos del soluto por cada litro de disolución, en tanto por ciento en masa o en tanto por ciento en volumen**.

Llamamos **solubilidad** de un soluto en un disolvente a la concentración de la disolución saturada de ese soluto. Normalmente se expresa en **gramos de soluto por cada 100 g de disolvente**.

Variación de la solubilidad: La solubilidad de los sólidos en líquidos tiene a aumentar con la temperatura en la mayoría de los casos; pero la de los gases disminuye al calentarse la disolución. En las disoluciones de gases en líquido, la solubilidad es directamente proporcional a la presión que ejerce el gas sobre la disolución.



Las sustancias puras están formadas por partículas idénticas. Se distinguen porque sus propiedades (densidad, puntos de cambio de estado) tienen valores bien definidos. Pueden ser elementos o compuestos.

Elementos



Oxígeno

Neón

Sus moléculas están formadas por átomos idénticos, aunque pueden tener más de uno por molécula.

Compuestos



Monóxido de carbono Cloruro de hidrógeno

Están formados por moléculas iguales, pero los átomos de esas moléculas no son todos del mismo elemento.



Las mezclas están formadas por la adición de varias sustancias puras. Cada una de las cuales conservará sus propiedades por separado.

Según su aspecto óptico y la forma en que se separan sus componentes, las mezclas se clasifican como heterogéneas o como homogéneas (disoluciones)



Autoevaluación

1. Calcular cuánto alcohol hay en una botella de licor de 40% de concentración en volumen si contiene 602 ml de licor.
2. ¿Qué concentración de sal en % en masa se logra disolviendo 50 g de sal en 340 ml de agua?
3. Una disolución de ácido sulfúrico de concentración 330 g/l tiene una densidad de 1,4 g/ml. ¿Cuánto vale su concentración en % en masa?
4. Para preparar 560 ml de disolución de hidróxido sódico en agua con una concentración de 120 g/l. ¿Cuántos gramos de soluto puro necesitamos?
5. ¿Cuál es la solubilidad de cierta sal en agua si en 280 ml de agua se pueden disolver 30 g de sal?
6. **Preparamos una disolución saturada de nitrato de potasio (KNO_3) en 500 ml de agua a 50 °C. ¿Cuánto nitrato se depositar si la temperatura baja a 18°C?**
7. ¿Cuál de estas sustancias no es una sustancia pura: 1.-Cloruro sódico; 2.- Acero; 3.- Oxígeno; 4.- Agua destilada.
8. ¿Cuál de estas sustancias es una disolución?: 1.- Cobre; 2.- Leche; 3.- Zumo de limón; 4.- Agua limpia.
9. ¿Qué procedimiento usarías para separar los componentes del bronce: 1.- Tamizado; 2.- Cambio de estado; 3.- Decantación; 4.- Cromatografía.
10. El mar está saturado de gas CO_2 disuelto. Si sube la temperatura: 1.- Aumenta el CO_2 en la atmósfera; 2.- Disminuye; 3.- Se disuelve mejor en el mar; 4.- Ninguno de estos efectos.

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. Concentración = 113,64 g/l
2. C% = 66,67%
3. Concentración = 75,47 g/l
4. Solubilidad = 7,14 g.solute/100g.disolvente
5. Masa = 6 g
6. Masa1 = 300 g; Masa2 = 500 g
7. Masa = 120 g
8. Masa = 60 g
9. Masa = 14,5 g
10. Volumen = 273 ml
11. Concentración (masa) = 17,6%; En volumen: 23,26%
12. Concentración 366,67 g/l
13. Concentración = 150,25 g/l
14. Sal = 66 g; agua = 234 g; volumen mínimo = 234 ml
15. 33,33 ml de alcohol y 66,67 ml de agua pura
16. Solubilidad = 6,1 g / 100 g disolvente
17. Masa = 96 g

Soluciones de los ejercicios para practicar

18. A 0°C la sustancia más soluble es el yoduro de calcio; a unos 10°C el bromuro de amonio es más soluble; Por encima de 20°C la solubilidad del sulfato de manganeso desciende
19. Una sustancia pura se caracteriza porque siempre tiene ciertas propiedades inmutables. Algunas son difíciles de medir, pero otras como la densidad y las temperaturas de fusión y ebullición se pueden determinar fácilmente. Las sustancias puras están formadas por pequeñas partículas iguales entre sí que llamamos moléculas. Cada molécula puede estar formada por uno o varios átomos enlazados. Hay dos clases de sustancias puras: elementos, en las que todos los átomos son iguales, y compuestos, cuyas moléculas tienen átomos de diferentes elementos.
20. El sulfuro sódico → Es una sustancia pura (compuesto)
El gel de baño → Es una mezcla heterogénea, coloide muy viscoso
El bronce → Es una disolución de varios metales
Una moneda de dos euros → Es una mezcla heterogénea de diferentes metales
El uranio → Es una sustancia pura (elemento)
El combustible gas natural → Es una disolución de gases en gases
El agua azucarada → Es una disolución de sólido en líquido
La sangre → Es una mezcla heterogénea líquida de tipo coloide
21. 1. (a); 2. (a); 3. (a); 4. (b);
5. (a); 6. (a); 7. (a)

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

- 1.** Volumen = 240,8 ml
- 2.** Concentración = 13 %
- 3.** Concentración = 23,57%
- 4.** Masa = 67,2 g
- 5.** Solubilidad 10,71 g.sal /100g. agua
- 6.** Masa = 275 g
- 7.** Es la respuesta 2.
- 8.** Es la respuesta 4
- 9.** Es la respuesta 2
- 10.** Es la respuesta 1

No olvides enviar las actividades al tutor ►