

Soluciones

María de la Luz Velázquez Monroy & Miguel Ángel Ordorica Vargas

Introducción

Las reacciones químicas de los organismos vivos se llevan a cabo en solución, por lo tanto las propiedades de las soluciones afectan las reacciones químicas e influyen en la Fisiología de los seres vivos. La mayoría de las sustancias biológicas tanto intracelulares como extracelulares, se encuentran en forma de solución o en estado coloidal. Las soluciones y los coloides pertenecen al grupo de los llamados *Sistemas Dispersos*.

Sistemas Dispersos

Se llama así a la materia que está formada por la mezcla de dos o más sustancias, mediante la dispersión de partículas de una o más sustancias en el interior de otra. La sustancia o sustancias que se dividen se denominan **componentes dispersos o discontinuos**, y la sustancia en que se dispersan es el **componente dispersor o continuo**. Las propiedades de los sistemas dispersos resultan de la combinación de las propiedades de las sustancias componentes por un lado, y del tamaño de las partículas de él o los componentes discontinuos por otro. Con base en el tamaño de las partículas dispersas, los sistemas dispersos se clasifican en **Mezclas, Coloides y Soluciones**.

1. *Mezclas*. También se denominan *Dispersiones Gruesas* porque en ellas es posible identificar cada componente individual de la dispersión. Por tal motivo, tienen propiedades diferentes en distintos puntos de su extensión, y se dice que son *sistemas heterogéneos*.

En las mezclas, las partículas dispersas son visibles a simple vista o al microscopio, porque están *constituidas* por agregados de un gran número de moléculas. Presentan opacidad o turbidez porque las partículas obstruyen el paso de la luz. El diámetro de las partículas dispersas es mayor de $2\ \mu\text{m}^1$. Debido al gran tamaño de las partículas dispersas, los componentes de las mezclas se pueden separarse por filtración simple y no atraviesan membranas semipermeables. Además, son inestables porque sedimentan fácilmente. Ejemplos de mezclas son la arena o arcilla suspendidas en agua y el aceite en agua.

2. *Coloides*. En estas dispersiones, los componentes individuales no se pueden identificar con facilidad pero las propiedades siguen siendo diferentes en distintos puntos de su extensión, y como sistemas siguen siendo heterogéneos.

Las partículas coloidales son invisibles a simple vista y al microscopio normal, pero visibles en el ultramicroscopio, están constituidas por agregados de un número pequeño de moléculas, incluso pueden ser macromoléculas individuales. Algunos coloides presentan opalescencia porque las partículas son muy pequeñas para detener la luz, pero lo bastante grandes para dispersarla. La dispersión de la luz se manifiesta en el fenómeno de **Tyndall**². El diámetro de las partículas dispersas es menor de $2\ \mu\text{m}$ pero mayor de $1\ \text{nm}^3$. Sus componentes no pueden separarse por métodos de filtración ordinarios, sólo con ultracentrifugación a velocidades de 1×10^4 a 1×10^5 r.p.m. Las partículas coloidales presentan movimiento **Browniano**⁴, provocado por el choque con las moléculas del componente dispersor. El área de superficie de la interfase entre el componente disperso y el dispersor es muy grande. Las membranas semipermeables retienen las par-

tículas del componente disperso. Entre los coloides de interés están las proteínas de la sangre y las del citoplasma.

3. *Soluciones*. En las soluciones no es posible identificar los componentes individuales, las partículas del componente disperso se encuentran uniformemente distribuidas por todo el volumen del componente dispersor, o sea son *sistemas homogéneos*, con las mismas propiedades en toda su extensión.

En una solución, las partículas dispersas son invisibles a simple vista, al microscopio y aún al ultramicroscopio, ya que son partículas de dimensiones atómicas con diámetro menor de 1 nm. Las soluciones no presentan opalescencia porque las partículas disueltas no dispersan la luz pero si pueden absorberla y tener color. Los componentes no pueden separarse por filtración ni ultracentrifugación. Las partículas dispersas no pueden detectarse por métodos ópticos y atraviesan las membranas permeables. Son ejemplos de soluciones la solución salina fisiológica, glucosa, urea, aminoácidos de la sangre y leche.

Soluciones

Una solución es una dispersión homogénea de dos ó más sustancias químicas. La homogeneidad hace que las soluciones se consideren como *sistemas monofásicos*, o sea, aquellos que presentan las mismas propiedades físicas y químicas en toda su extensión. Por ejemplo si se mezclan agua y Cloruro de Sodio (NaCl) el NaCl se distribuye en todo el solvente hasta que su concentración es la misma en cualquier parte de la solución. Los componentes de las soluciones se dividen en un *solvente* y uno o más *solutos*.

Se denomina *Solvente* a la sustancia en la cual se dispersa molecularmente el soluto. También se le conoce como componente *continuo* o *dispersor*. Por otra parte, el *Soluto* es la sustancia o sustancias que se dispersan molecularmente en el solvente; se acostumbra denominarlos componentes *dispersos* o *discontinuos*. Cuando se mezclan sustancias miscibles en toda proporción, por ejemplo gases, o alcohol y agua, se denomina solvente al componente que se encuentra en mayor cantidad.

En Bioquímica, las soluciones acuosas son las más importantes porque todos los procesos químicos que se estudian se efectúan en forma de solución, con agua como solvente.

Al proceso de formación de una solución, o sea a la dispersión de un soluto en un solvente se le llama *Disolución*. Durante la disolución se debe suministrar energía para romper las fuerzas que mantienen unidas las partículas de soluto entre sí, y separarlas en iones o moléculas individuales, separadas por moléculas del solvente. En general, la energía que se requiere para romper los enlaces entre las partículas del soluto es aportada por la que se libera cuando interactúan las moléculas de soluto y solvente.

Solubilidad

Es la capacidad de una sustancia de disolverse en otra. Se mide como la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en un volumen definido de solvente, a una temperatura y presión determinadas. En el caso de mezcla de gas en gas, la solubilidad es ilimitada, mientras que en el resto de las soluciones existe un límite a la cantidad de soluto que se puede disolver en un volumen deter-

minado de solvente. La solubilidad se mide como el *Coefficiente de solubilidad* o simplemente *Solubilidad*. Cuando se reporta la solubilidad es necesario especificar las condiciones de presión y temperatura. Para los gases se acostumbra medir por 1 ml de solvente a la presión de 1 atmósfera. Para los líquidos y sólidos, la solubilidad se reporta en g de soluto por 100 g de solvente.

Tabla 1. Coeficientes de Solubilidades Agua a 25 °C

Soluto	Coefficiente
N ₂	0.013 ml
O ₂	0.022 ml
CO ₂	0.510 ml
CO	0.72 ml

Factores que Modifican la Solubilidad

Temperatura. En el caso de líquidos y sólidos, la solubilidad en agua aumenta al aumentar la temperatura, en cambio para los gases, la solubilidad disminuye cuando aumenta la temperatura. Un ejemplo del efecto ambiental de este factor es caso de las industrias que vierten agua caliente al mar, ríos o lagos, la cual se considera contaminante ya que disminuyen la solubilidad del O₂ y la cantidad de O₂ disuelto, como consecuencia los organismos aeróbicos mueren ahogados o sufren limitación en su desarrollo.

Presión. La presión prácticamente no afecta la solubilidad de líquidos y sólidos en agua, pero si aumenta la solubilidad de los gases. La solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a su presión parcial⁵. En la práctica médica es común el uso de aire enriquecido con O₂ ya que aumentando la presión parcial del Oxígeno se aumenta su solubilidad y por tanto la cantidad que se transporta, lográndose mantener el aporte adecuado de O₂ cuando se presenta insuficiencia respiratoria. En condiciones extremas, como en buzos que llegan a respirar a presiones de más de 8 atmósferas, la presión parcial de gases como el N₂ aumenta 8 veces al igual que su solubilidad, por lo que un descenso brusco de la presión total (descompresión) disminuye la solubilidad a tal grado que se liberar N₂ gaseoso en la sangre, dando lugar a embolias de consecuencias graves.

La presión atmosférica al nivel del mar es de 760 mm de Hg. La ciudad de México se encuentra a una altura promedio de 2260 m sobre el nivel del mar con una presión atmosférica promedio de 585 mm de Hg, debido a ello la presión parcial de O₂ en la Ciudad de México es menor que al nivel del mar y para mantener un grado de oxigenación adecuado, los seres vivos desarrollan mecanismos compensadores, como el aumento de la capacidad respiratoria y de la cantidad de hemoglobina circulante. En anestesia, es muy importante controlar la solubilidad de los gases que se utilizan, para lograr el máximo efecto, sin dañar al paciente.

Estructura química. La capacidad de las sustancias para disolverse en líquidos, depende de que las interacciones soluto – solvente provean suficiente energía para dispersar el soluto. Si la estructura química de soluto y solvente no son afines, entonces no podrán interactuar y el soluto será insoluble en el solvente, como sucede con el aceite y el agua. Cuando el solvente es orgánico, la solubilidad de gases no polares aumenta al aumentar la temperatura. Este efecto se debe a que existen interacciones entre soluto y solvente, pero son muy débiles y el aumento de temperatura proporciona la energía necesaria para la dispersión.

Soluciones

En otros casos, el gas no puede interactuar con el solvente en forma molecular pero al reaccionar químicamente con él, forma un compuesto con mayor solubilidad. Tal es el caso del CO₂ no polar; como molécula, interactúa muy poco con el agua polar sin embargo, la reacción:



permite la disolución de una mayor cantidad de CO₂ en forma de ácido carbónico H₂CO₃. Lo mismo sucede con otros gases como HCl y NH₃. Un caso especial de este comportamiento lo presenta el Oxígeno. La molécula de O₂ no es polar y por lo tanto es poco soluble en agua. Para poder adquirir suficiente Oxígeno del aire, los seres vivos tienen moléculas como la Hemoglobina que reaccionan con el Oxígeno y lo mantienen unido, así la cantidad de O₂ que puede contener la sangre no depende sólo de su solubilidad en esta, también influye la cantidad de hemoglobina.

Por lo que respecta a las soluciones en agua, en el tema de agua mencionamos en forma breve, el efecto de la estructura química del soluto sobre la forma como interactúa con el agua. En este momento, vale la pena reforzar algunos aspectos particulares.

Solutos iónicos. Los solventes polares como el agua, tienen dipolos cuyo extremo positivo atrae a los iones negativos del soluto y el extremo negativo atrae a los iones positivos de soluto, estos enlaces llamados ión - dipolo, individualmente son débiles pero en grandes cantidades, como sucede en las soluciones, aportan suficiente energía para vencer la atracción electrostática que mantiene unidos a los iones en el cristal sólido. En la solución, cada ión está rodeado por muchas moléculas de solvente por lo que se dice que está *solvatado*, si el solvente es agua, entonces está *hidratado*.

Por otro lado para que un solvente pueda disolver compuestos iónicos debe tener también una constante dieléctrica elevada, que le permita disminuir la atracción entre iones de carga opuesta, una vez que se encuentran solvatados. El H₂O debe sus relevantes propiedades como solvente de sustancias iónicas, a su polaridad y su elevada constante dieléctrica. Además, el agua forma “puentes de hidrógeno”, lo que le permite disolver también compuestos polares, aunque no sean iónicos.

Concentración de las Soluciones

Se llama *Concentración* de una solución a la relación entre las cantidades de soluto y solvente que la forman. Existen dos formas generales de expresar esta relación; en una se expresa la cantidad de soluto en relación con la cantidad de solución; en la otra, se expresa respecto de la cantidad de solvente. Las formas más comunes de expresar la concentración se encuentran en el primer grupo y son: *Molaridad*, *Normalidad*, *Osmolaridad*, *Fracción Molar* y *Porcentuales*. Entre las formas más útiles del segundo tipo están la *Molalidad* y la *Osmolalidad*.

Formas de Expresión de la Concentración de Solute por Cantidad de Solución

Molaridad. Se define como el número de *moles* de soluto en un litro de solución. Se representa con la letra **M** y sus unidades son mol l⁻¹. Vale la pena recordar aquí que un *mol* es la cantidad de sustancia, que contiene el número de Avogadro (N_A) de partículas elementales, átomos, iones o moléculas y que N_A es igual a 6.022 × 10²³, el número de átomos en exactamente 12 g del isótopo 12 del carbono (¹²C).

Soluciones

Debido a que la escala de pesos atómicos está basada en el ^{12}C , un mol de cualquier sustancia es la cantidad en gramos igual a su peso molecular.

Normalidad. Es el número de *Equivalentes Químicos* (eq) de soluto, disueltos en un litro de solución. Se representa con la letra **N** y sus unidades son eq l^{-1} .

El equivalente químico es la cantidad de una sustancia que contiene un mol de valencias, por tal motivo, el cálculo del equivalente químico de una sustancia depende del tipo de reacción en que va a participar. En reacciones ácido - base la valencia será igual al número de protones donados por el ácido o aceptados por la base, en cambio, en reacciones de óxido - reducción será el número de electrones que gana o pierde un átomo o molécula.

El peso equivalente químico se calcula dividiendo el peso molecular entre la valencia del compuesto en la reacción considerada, y el equivalente químico será la cantidad en gramos igual al peso equivalente de la sustancia. Debido a ello, Molaridad y Normalidad están relacionadas a través de la valencia:

$$M = \frac{N}{\text{Valencia}} \quad \text{y} \quad N = M \times \text{Valencia}$$

Osmolaridad. La Osmolaridad se define como el número de *Osmoles* de soluto por litro de solución. Se representa con el símbolo **Os** y tiene unidades de Osmol l^{-1} .

El *Osmol* es la cantidad de soluto que ejerce una presión osmótica igual a la de un mol de partículas disueltas, que es de 22.4 atmósferas a 25 °C. cuando los solutos no se disocian **Os** y **M** son iguales, pero en solutos disociables, **Os** depende del *grado de disociación*.

Fracción Molar. Es la fracción del total de moles de sustancias en una solución, que representa el número de moles de un componente particular. Su símbolo es x y se calcula dividiendo el número de moles del *iesimo* componente (n_i) entre el número total de moles en la solución (**N**):

$$x_i = \frac{n_i}{N}$$

donde:

$$N = \sum_i n_i$$

Como se puede ver en la ecuación, la fracción molar es un número adimensional y la suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución siempre vale uno.

Porcentuales. Se expresa la concentración como partes de soluto por cada cien partes de solución. Según las unidades en que se expresen las partes de soluto y solvente la concentración porcentual puede tener múltiples formas, las más comunes son:

1. Porcentaje peso en peso. Es el número de gramos de soluto en 100 g de solución; es la forma en que se expresa la pureza de los reactivos químicos. Se representa como %p/p
2. Porcentaje volumen en volumen. Es el número de mililitros de soluto en 100 mililitros de solución. Se representa como %v/v.

Soluciones

3. Porcentaje peso en volumen. Es el número de gramos de soluto en 100 mililitros de solución; es la forma más común. Se representa como %p/v. Cuando no se habla de pureza se usa sólo % para esta concentración.
4. Moles por ciento. Es el número de moles de soluto disuelto en 100 mililitros de solución. Se representa como moles%.
5. Milimoles por ciento. Es el número de milimoles de soluto disuelto en 100 mililitros de solución. Un milimol es la milésima parte de un mol. Se representa como mmoles%.
6. Miliequivalentes por ciento. Es el número de miliequivalentes químicos de soluto en 100 mililitros de solución. Un miliequivalente químico es la milésima parte del peso de un eq. Esta forma de expresar la concentración es muy utilizada en química clínica. Se representa como meq%.

Formas de Expresión de la Concentración de Soluto por Cantidad de Solvente

Molalidad. Es el número de moles de soluto disueltos en 1000 gramos de solvente. Se representa con la letra **m** y sus unidades son mol kg^{-1} .

La principal ventaja de esta forma de expresar la concentración es que su valor no cambia con la temperatura, como sucede con la Molaridad, pero como en el trabajo práctico es más fácil medir volúmenes que masas, sólo se emplea la molalidad cuando se sabe que la temperatura va a cambiar durante el proceso a estudiar.

Osmolalidad. La Osmolalidad se define como el número de Osmoles de soluto por kilogramo de solvente. Como los procesos biológicos se llevan a cabo siempre a temperatura prácticamente constante, esta forma de expresar la presión osmótica casi no se usa en Bioquímica.

Propiedades de las Soluciones

Las propiedades de las soluciones se pueden clasificar en varias categorías: Constitutivas, Aditivas, Dinámicas y Coligativas.

Propiedades Constitutivas

Son las que adquieren las soluciones debido a las sustancias que las forman, como resultado de la combinación de las propiedades de los componentes. Dentro de este grupo, se encuentran propiedades de gran importancia biológica, como el poder oxidante - reductor, la naturaleza ácida o básica, la capacidad electrolítica y otras como color, olor, sabor, etc.

Propiedades Aditivas

Se dice que son aditivas las propiedades cuyo valor se puede calcular sumando la cantidad de la misma característica en cada uno de los componentes. En forma estricta, las propiedades aditivas son ideales, las soluciones reales no tienen propiedades aditivas. De las propiedades comunes, la que más se aproxima a la aditividad es la masa.

Propiedades Dinámicas

Difusión, Diálisis y Ósmosis, constituyen las propiedades dinámicas de las soluciones. La característica común a todas ellas es que se presentan únicamente cuando existe una diferencia de concentración entre soluciones.

Difusión es el proceso mediante el cual las moléculas de soluto tienden a igualar la concentración, distribuyéndose uniformemente por todo el espacio del que disponen, hasta formar un medio homogéneo. En los líquidos la velocidad de difusión es afectada por varios factores, como:

1. Diferencia de concentración
2. Naturaleza de la sustancia que difunde
3. Naturaleza del medio en que difunde.
4. Área de difusión.
5. Tamaño de las partículas.
6. Temperatura.

Diálisis. Cuando se coloca una membrana en un sistema donde un soluto está difundiendo, este seguirá haciéndolo, únicamente si le es posible atravesar la membrana. El proceso de difusión a través de una membrana recibe el nombre de *Diálisis*. La velocidad de Diálisis depende de los factores ya señalados para la Difusión, y además de la naturaleza de la membrana. Las membranas dialíticas (celofán y colodión), son permeables al agua y a solutos cristaloides, pero no a coloides.

Ósmosis. Cuando dos soluciones de diferente concentración están separadas por una membrana semipermeable, a través de la cual el soluto no puede difundir, se lleva a cabo la difusión del solvente de la solución de menor concentración a la de mayor concentración. La difusión de solvente a través de la membrana se denomina *Ósmosis*. De no existir una fuerza que se oponga al paso del solvente, la ósmosis continuará hasta que se alcance el equilibrio de concentración.

Propiedades Coligativas

Las propiedades coligativas son las que tienen las soluciones por el sólo hecho de ser soluciones. Su valor depende del número total de partículas de soluto por unidad de volumen, sin importar que se trate de moléculas, iones o átomos, y de las propiedades fisicoquímicas del solvente. Las propiedades coligativas son:

1. Descenso de la Presión de Vapor
2. Elevación de la Temperatura de Ebullición
3. Descenso de la Temperatura de Congelación
4. Presión Osmótica.

Descenso de la Presión de Vapor. Se llama Presión de Vapor, a la presión parcial que ejerce el vapor en equilibrio con un sólido o líquido, a una temperatura definida. Cuando en un líquido se disuelve un soluto no volátil, o sea, un soluto con presión de vapor cero, la presión de vapor de la solución resultante (P_s) es menor que la del solvente puro (P°) la disminución (ΔP) es proporcional a la fracción molar del soluto (x_{solute}).

Soluciones

$$\Delta P = P_S - P^\circ = -x_{\text{soluto}} P^\circ$$

de donde

$$P_S = P^\circ - x_{\text{soluto}} P^\circ = P^\circ(1 - x_{\text{soluto}}) = P^\circ x_{\text{solvente}}$$

En la **Figura 1** se ilustra este efecto utilizando el diagrama de fases del agua. A una temperatura (T) el agua pura tiene una presión de vapor P° , mientras que la misma temperatura, la solución tiene una presión menor P_S .

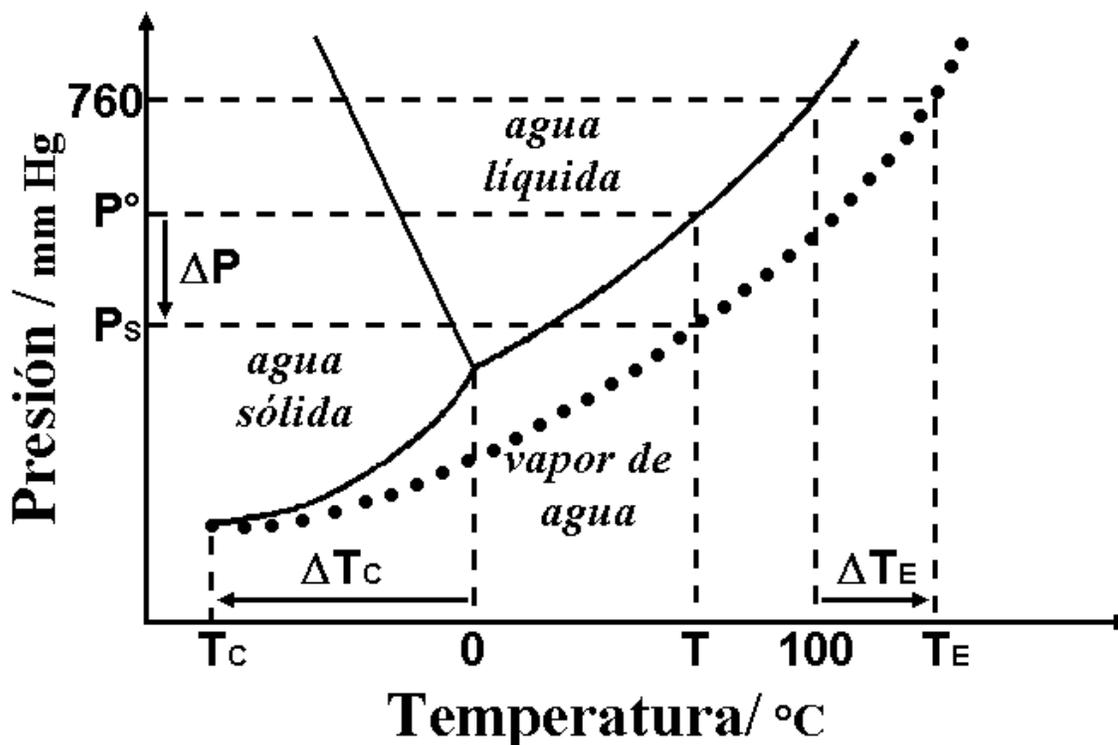


Figura 1. Diagrama de equilibrio de fases del agua pura (líneas continuas), en el que se ilustra la relación entre el descenso de la presión de vapor (ΔP) el aumento en la temperatura de ebullición (ΔT_E) y el descenso de la temperatura de congelación (ΔT_C) de las soluciones (línea punteada)

Elevación de la Temperatura de Ebullición. La temperatura de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica. Como en las soluciones la presión de vapor disminuye, para igualar la presión atmosférica, deben calentarse hasta una temperatura mayor que la del solvente puro (T_0). La magnitud del aumento depende de la concentración de partículas expresada como molalidad para evitar la influencia del cambio de temperatura, y de la constante ebulloscópica (K_{EB}) del solvente.

$$\Delta T = T_{\text{solución}} - T_0 = K_{EB} m$$

de donde

Soluciones

$$T_{\text{solución}} = T_o + K_{EB}m$$

Descenso de la Temperatura de Congelación. La temperatura de congelación es la temperatura a la cual el líquido se encuentra en equilibrio con el sólido. Al igual que para la temperatura de ebullición, la magnitud del descenso depende de la molalidad y de la constante crioscópica (K_C) del solvente.

$$\Delta T = T_{\text{solución}} - T_o = -K_C m$$

de donde

$$T_{\text{solución}} = T_o - K_C m$$

Esta propiedad es muy usada para la determinación de la concentración y el peso molecular de solutos.

Presión Osmótica. Es la presión necesaria para impedir el paso del solvente de la solución diluida a la concentrada. La Presión Osmótica (π) se puede calcular usando la Molaridad (M) de la solución como:

$$\pi = MRT$$

donde:

R = Constante de los Gases = $8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
 T = Temperatura absoluta = $^{\circ}\text{C} + 273.15$

Clasificación de las Soluciones

Según su estado físico. Existen 9 combinaciones de estado físico de soluto y solvente.

Por lo general el estado físico de la solución está determinado por el del solvente. Las soluciones más importantes son las que se forman en líquidos: gas en líquido, líquido en líquido y sólido en líquido.

Tabla 2. Tipos de sistemas dispersos

SOLUTO	SOLVENTE	EJEMPLO
Sólido	sólido	Aleaciones metálicas
Sólido	líquido	Disoluciones salinas o azúcar en agua
Sólido	gas	Yodo sublimado en aire o naftaleno o alcanfor
Líquido	sólido	Gel de sílice hidratado Mercurio en Cu o Zn
Líquido	líquido	Solución de alcohol en agua, gasolina en petróleo
Líquido	gas	Niebla, nubes, aerosoles Agua en aire
Gas	sólido	Hidrógeno en paladio o en otros Metales Aire en piedra pómez
Gas	líquido	Solución de ácido carbónico en agua, Dióxido de carbono en refresco
Gas	gas	Aire, gas combustible, Mezcla de gases en la atmósfera

Por número de componentes. Para que un sistema sea considerado como una solución, debe tener al menos dos componentes, o sea como mínimo debe ser un sistema binario. Si tiene tres será ter-

Soluciones

ciario, sí cuatro cuaternario, etc. Si tiene muchos componentes entonces se dice que es un sistema multi componente.

Según es grado de saturación. Tomando como referencia la solubilidad del soluto, se tienen soluciones *Saturadas, Sobresaturadas, Concentradas, Diluidas y Muy diluidas.*

- a) *Saturada*: Una solución está saturada cuando contiene la máxima cantidad de soluto que la cantidad presente de solvente puede disolver, en las condiciones de presión y temperatura existentes. Por lo general, este tipo de soluciones existe en equilibrio con un exceso de soluto, que está fuera de la solución en forma de precipitado, del cual las moléculas de soluto se intercambian constantemente.
- b) *Sobresaturada*. Es una solución que contiene una cantidad de soluto mayor de la que el solvente puede disolver a la temperatura actual y por lo tanto es inestable, cualquier disturbio la hace precipitar.
- c) *Concentrada*. Una solución concentrada contiene una cantidad menor de soluto que la necesaria para saturarla a la temperatura en que se encuentra, pero que se aproxima a ella. En forma práctica, se consideran concentradas las soluciones de concentración mayor a 1 M.
- d) *Diluida*. Las soluciones diluidas contienen una pequeña fracción del total de soluto que pueden disolver. En la práctica la concentración de una solución diluida es menor de 1M pero mayor de 0.01 M.
- e) *Muy diluidas*. Son aquellas cuya concentración es menor a 0.01 M.

Según la naturaleza química del soluto. Las soluciones pueden ser moleculares, atómicas y electro-líticas.

- a) *Moleculares*. Son las soluciones en las que las partículas del soluto están formadas por moléculas completas como las de azúcares, urea, alcohol, O₂ y N₂.
- b) *Atómicas*. El soluto está constituido por átomos individuales como en las aleaciones metálicas o los gases nobles en agua.
- c) *Electrolíticas o iónicas*. El soluto se encuentra en forma de partículas con carga eléctrica ó iones. En agua, las sales, ácidos y bases fuertes forman soluciones electrolíticas. Las soluciones electrolíticas son capaces de conducir la corriente eléctrica.

NOTAS

¹ μm es el símbolo del *micrómetro*, cuyo valor es igual a la millonésima parte de un metro, $1\mu\text{m} = 1 \times 10^{-6} \text{ m}$.

² Este fenómeno se presenta cuando un haz de luz pasa a través de un coloide. Las partículas coloidales son suficientemente grandes para dispersar la luz, permitiendo observar la trayectoria del haz de luz dentro del coloide. Se llama así en honor del físico irlandés **John Tyndall** (1820-1893) quien lo investigó en 1869.

Soluciones

³ nm es el símbolo del *nanómetro*, igual a la milmillonésima parte del metro, $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$.

⁴ Llamado así en honor del botánico escocés Rober Brown quien lo descubrió al observar al microscopio granos de polen suspendidos en agua, en 1827.

⁵ La presión parcial de un gas es la fracción de la presión total que ejerce dicho gas, como parte de una mezcla de gases.