



# textos

universitarios

Sabino José Menolasina Monrreal

4

## MEZCLAS HETEROGÉNEAS Y DISOLUCIONES



UNIVERSIDAD  
DE LOS ANDES  
VENEZUELA

MEZCLAS HETEROGÉNEAS Y DISOLUCIONES



PUBLICACIONES  
VICERRECTORADO ACADÉMICO



**UNIVERSIDAD DE LOS ANDES**  
Autoridades universitarias

**Rector**

Mario Bonucci Rossini

• **Vicerrectora Académica**

Patricia Rosenzweig Levy

• **Vicerrector Administrativo**

Manuel Aranguren Rincón

• **Secretario (E)**

Manuel Joaquín Morocoima

SELLO EDITORIAL PUBLICACIONES  
DEL VICERRECTORADO ACADÉMICO

• **Presidenta**

Patricia Rosenzweig Levy

• **Coordinadora**

Marysela Coromoto Morillo Moreno

• **Consejo editorial**

Patricia Rosenzweig Levy

Marysela Coromoto Morillo Moreno

María Teresa Celis

Marlene Bauste

Francisco Grisolfá

Jonás Arturo Montilva

Joan Fernando Chipia L.

María Luisa Lazzaro

Alix Madrid

COLECCIÓN TEXTOS UNIVERSITARIOS:  
CIENCIAS NATURALES

Sello Editorial Publicaciones del  
Vicerrectorado Académico

Los trabajos publicados en esta colección han sido rigurosamente seleccionados y arbitrados por especialistas en las diferentes disciplinas.

**COLECCIÓN TEXTOS  
UNIVERSITARIOS:  
CIENCIAS NATURALES**  
Sello Editorial Publicaciones  
Vicerrectorado Académico

MONOGRAFÍAS DE QUÍMICA BÁSICA Y APLICADA

4 MEZCLAS HETEROGÉNEAS Y  
DISOLUCIONES

Primera edición digital, 2024

© Universidad de Los Andes  
Sello Editorial Publicaciones del  
Vicerrectorado Académico  
de la Universidad de Los Andes  
© SABINO JOSÉ MENOLASINA MONRREAL

Hecho el depósito de ley  
Depósito Legal: ME2024000240

ISBN: 978-980-11-2189-3



**Corrección de estilo:**

Carlos Perdomo Ramírez

**Diagramación:**

Sabino José Menolasina Monrreal  
Marysela Coromoto Morillo Moreno

**Imágenes de la portada:**

Tomadas de: [https://cdn.pixabay.com/photo/2023/02/04/21/02/flask-7768168\\_1280.jpg](https://cdn.pixabay.com/photo/2023/02/04/21/02/flask-7768168_1280.jpg)

Universidad de Los Andes  
Av. 3 Independencia,  
Edificio Central del Rectorado,  
Mérida, Venezuela.  
[publicacionesva@ula.ve](mailto:publicacionesva@ula.ve)  
[publicacionesva@gmail.com](mailto:publicacionesva@gmail.com)  
<http://www2.ula.ve/publicaciones/academico>

**Prohibida la reproducción total o  
parcial de esta obra sin la  
autorización escrita de los autores y  
editores.**

Editado en la República Bolivariana de  
Venezuela

**COLECCIÓN DE TEXTOS UNIVERSITARIOS**

Esta colección contempla la edición de textos académicos que sirven de apoyo docente en las áreas del conocimiento existentes en la Universidad: Ciencias Humanísticas y Sociales, las Ciencias Naturales, la Ingeniería y la Tecnología, la Medicina y las ciencias de la salud y las ciencias agrícolas.

Entre los objetivos específicos de esta colección resaltan:

- Estimular la edición de libros al servicio de la docencia.
- Editar la obra científica de los profesores de nuestra Casa de Estudios.
- Publicar las investigaciones generadas en los centros e institutos de investigación.

Hasta ahora, un número considerable de textos universitarios ha sido publicado por miembros de nuestra planta profesoral, obras de las que se han beneficiado por igual estudiantes y docentes, en la búsqueda del mejoramiento de la calidad de nuestra educación de pre y posgrado.



**UNIVERSIDAD  
DE LOS ANDES**



**PUBLICACIONES  
VICERRECTORADO ACADÉMICO**

**MONOGRAFÍAS DE QUÍMICA BÁSICA Y APLICADA**

**4**

**MEZCLAS HETEROGÉNEAS  
Y DISOLUCIONES**



---

**PUBLICACIONES  
VICERRECTORADO ACADÉMICO**

Universidad de Los Andes  
Mérida 2024 - Venezuela



**MONOGRAFÍAS DE QUÍMICA BÁSICA Y APLICADA**

**4**

**MEZCLAS HETEROGÉNEAS  
Y DISOLUCIONES**

**SABINO JOSÉ MENOLASINA MONRREAL**

COLECCIÓN TEXTOS UNIVERSITARIOS:  
Ciencias Naturales

**Sello Editorial Publicaciones del Vicerrectorado Académico  
Universidad de Los Andes**



# ÍNDICE

<b>PRESENTACIÓN</b>	.....	09
<b>PREFACIO</b>	.....	13
<b>CAPÍTULO 1</b>	Mezclas heterogéneas.....	15
<b>CAPÍTULO 2</b>	Disoluciones .....	23
<b>BIBLIOGRAFÍA</b>	.....	75





# PRESENTACIÓN

En la actualidad, un gran número de campos científicos y tecnológicos requieren de conocimientos de Química. Sin embargo, nuestra sociedad en general tiene una visión poco favorable de la misma, debido a su desconocimiento y a las formas poco significativas de su aprendizaje que se imparten en bachillerato, lo cual conlleva a ser una de las disciplinas menos elegidas para estudiar en las Universidades.

En bachillerato, la asignatura de Química se enseña inadecuadamente y la forma como se enseña no es atractiva, lo cual origina que los alumnos no la puedan entender.

En las discusiones que se plantean relacionadas con la educación en Química siempre está la necesidad de libros de Química que se adapten a las particularidades de los estudiantes que inician sus estudios universitarios y que los mismos mantengan un buen nivel en el desarrollo de los conceptos básicos.

A pesar de la diversidad de buenos libros de Química General existentes en el mercado, pocos son los que reúnen las cualidades expresadas arriba. Muchos de estos libros no contemplan la preparación integral que tienen los estudiantes, ni las exigencias programáticas de los cursos que se dictan en nuestras Universidades sobre química básica y aplicada.

Debido a la forma en que han sido estructurado muchos de estos libros de química, el proceso de aprendizaje de la Química se ve afectado, dificultándolo y produciendo en el estudiante miedo y rechazo.

La colección: Monografías de Química Básica y Aplicada fue concebida tomando en consideración las inquietudes que han presentado un gran número de estudiantes que han realizado los cursos de química general y aplicada, y los cursos de fisicoquímica impartidos por mi persona durante casi treinta años de docencia en la Universidad de Los Andes, Venezuela, así como en otras Universidades latinoamericanas. Esta obra ha sido diseñada para ser utilizada por estudiantes universitarios, politécnicos y tecnológicos de aquellas carreras, entre cuyo diseño curricular se contemplen cursos de química básica y aplicada.

A diferencia de otros textos convencionales de química, esta obra está constituida por una serie de seis (6) monografías contentivas de uno o más temas relacionados entre sí, distribuidos en capítulos, donde se expone tópicos de interés en el aprendizaje de la Química básica y aplicada.

Al final de cada uno de los capítulos descritos en cada monografía hay una sección con ejercicios resueltos en su mayoría paso a paso y relacionados con los temas explicados con la finalidad de que sirvan de material de evaluación para los estudiantes.

La colección: Monografías de Química Básica y Aplicada está constituida por:

**MONOGRAFÍA 1:** LA MATERIA, SUS ESTADOS, PROPIEDADES,  
COMPOSICIÓN, TEORIAS Y LEYES QUE LA GOBIERNAN.

**MONOGRAFÍA 2:** ENLACE QUÍMICO

**MONOGRAFÍA 3:** FÓRMULAS, ECUACIONES QUÍMICAS Y NOMENCLATURA

*Monografía 4: Mezclas heterogéneas y disoluciones*

**MONOGRAFÍA 4: MEZCLAS HETEROGÉNEAS Y DISOLUCIONES****MONOGRAFÍA 5: EQUILIBRIOS QUÍMICOS****MONOGRAFÍA 6: ANÁLISIS QUÍMICO**

Esta colección de monografías consta de más de 550 ejercicios resueltos paso a paso y se espera que su utilización contribuya de una manera fácil en los diferentes programas de química básica y aplicada, para estudiantes interesados en carreras científicas ya sea química, biología, ingeniería, geología y carreras de ciencias de la salud como, medicina, farmacia y bioanálisis; reduciendo el costo de la adquisición de libros que se requieren para cumplir con los programas específicos.

En fin, en esta colección de monografías de química básica y aplicada, se busca que cada una sea explicativa y completa del material necesario para que el proceso de aprendizaje por parte del estudiante se le haga fácil, interesante y amigable.



# PREFACIO

La importancia de conocer y comprender las mezclas químicas en nuestra vida diaria radica en que forman parte de todos los sistemas biológicos e inorgánicos presentes en el planeta tierra.

Las disoluciones no sólo son los medios ordinarios en los que transcurren las reacciones químicas, sino que además son de uso corriente tanto en la industria como en la vida diaria, es imprescindible que los estudiantes universitarios en las áreas de ciencias básicas y aplicadas en el ciclo básico dominen los aspectos tanto teóricos como prácticos relacionados con ellas.

A partir de las pruebas diagnóstico que los profesores aplican a sus estudiantes al iniciar un curso universitario de química se ha podido detectar que no han adquirido el concepto adecuado de disolución en los cursos que realizaron en bachillerato y como consecuencia al inicio de sus carreras universitarias les surgen dudas y dificultades en la forma de interpretar los diferentes modos de expresar la concentración de una disolución, presentando además fallas en el dominio de las técnicas para su preparación. Asimismo, no comprenden o no recuerdan las leyes que gobiernan los procesos de disolución, ni sus aplicaciones. Profundizando en el análisis de estos datos; se ha observado, que no saben utilizar los conceptos y habilidades conseguidos en los estudios anteriores, no siendo capaces en la mayoría de los casos de generalizar.

La estructura didáctica de esta monografía sobre mezclas heterogéneas y disoluciones ha sido diseñada para despertar el interés y la curiosidad del estudiante por el tema, y que, con el menor esfuerzo posible, el estudiante adquiera los conocimientos necesarios que le permitan razonar y comprender los cálculos que realiza de los diferentes modos de expresar las concentraciones de las disoluciones.

El autor en esta monografía ha querido poner al alcance de profesores y alumnos un estudio detallado y actualizado sobre mezclas heterogéneas y disoluciones

Una vez estudiado los conceptos fundamentales presentes en la monografía, el estudiante podrá, resolver fácilmente una gran variedad de problemas planteados (alrededor de 60 ejercicios), 35% de los cuales están resueltos paso a paso y el resto con sus respuestas respectivas.

En el capítulo I, se describe que son las mezclas, como se clasifican, como se reconocen y muestra una variedad de aplicaciones de las mezclas heterogéneas en la industria.

En el capítulo II, se describe que son las disoluciones, sus aplicaciones en la industria, sus propiedades y factores que las afectan. Así como, los diferentes modos de expresar la concentración de una disolución.

# CAPÍTULO 1

## Mezclas heterogéneas

*Sabino José Menolasina Monrreal*

### 1.1. Introducción

En nuestro universo, en particular en nuestro planeta Tierra existe una gran variedad de sustancias las cuales pueden encontrarse en estado puro o formando **mezclas** con una o más sustancias [1-4].

La mayor parte de los materiales que encontramos diariamente están formados por mezclas de sustancias. La importancia de las mezclas en nuestra vida diaria radica en que forman parte de todos los sistemas biológicos e inorgánicos presentes en el planeta Tierra. Estas mezclas pueden clasificarse en **mezclas heterogéneas** y **mezclas homogéneas** y son esenciales en las industrias, con las mezclas homogéneas se alcanza un producto final ya que todos los componentes forman uno solo y con las mezclas heterogéneas se logra obtener otras materias primas que luego son utilizadas para el desarrollo de productos industriales específicos [2,3].

La industria química utiliza mezclas tanto heterogéneas como homogéneas para muchas innovaciones, que luego pueden aprovecharse en varias industrias de transformación. Las innovaciones en las mezclas químicas tienen un futuro lleno de oportunidades a nivel mundial, pues pueden aplicarse a varias industrias de procesamiento.

Las industrias de transformación que podrían beneficiarse de las innovadoras técnicas de mezcla química son la farmacéutica, alimentaria, cosmética, de minerales y agua.

En la actualidad, todas las industrias químicas utilizan como parte importante de sus actividades mezclas químicas en recipientes cerrados y en línea. Además, más de la mitad de la producción química se realiza en recipientes agitados por lotes.

## 1.2. Mezclas heterogéneas

Las mezclas heterogéneas se caracterizan porque las sustancias que las conforman no se distribuyen uniformemente entre sí. Sus componentes mantienen sus propiedades individuales y las propiedades físicas y químicas pueden variar en diferentes partes de la mezcla, debido a que no presenta una composición uniforme.

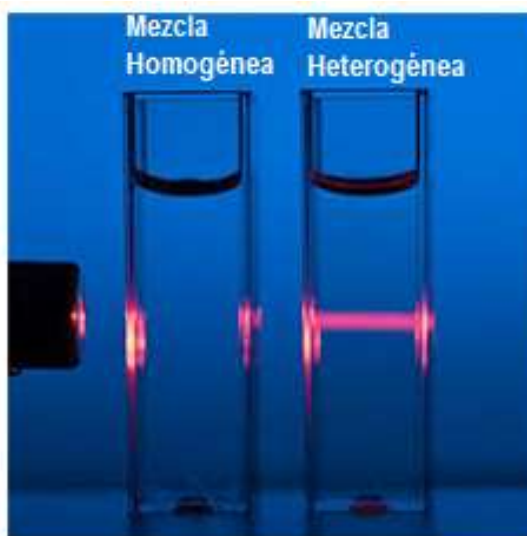
Este tipo de mezclas son importantes en numerosos aspectos de la vida diaria y la industria, permitiendo la combinación de diferentes sustancias para obtener características y funciones deseadas.

Las mezclas heterogéneas pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas.

En una mezcla heterogénea líquida o gaseosa el tamaño de las moléculas de una o más sustancias que forman parte de la mezcla es considerablemente grande hasta el punto de que pueden dispersar un rayo de luz que las atraviese (efecto Tyndall) e, incluso, pueden separarse de la mezcla después de un determinado tiempo por efecto de la fuerza de la gravedad [2,5].

El efecto Tyndall fue descrito por primera vez por el físico del siglo XIX John Tyndall. Se basa en la dispersión de la luz cuando un haz de luz pasa a través de un coloide (figura 1.1):





**Figura 1.1. Efecto Tyndall [6]**

Algunas mezclas heterogéneas parecen a simple vista como mezclas homogéneas. Sin embargo, presentan características completamente diferentes. Por ejemplo, el humo parece una mezcla homogénea gaseosa, sin embargo, es una mezcla heterogénea gaseosa de partículas de carbón y aire en la cual las partículas de carbón no se distribuyen uniformemente. Además, las partículas de carbón son lo suficientemente grandes como para dispersar la luz.

Otro ejemplo de una mezcla heterogénea gaseosa es el aire cargado con pequeñas partículas de polvo. Cuando en una noche clara se encienden una linterna, se logra observar la trayectoria de la luz a través del aire, esto se debe a que la misma es reflejada por las partículas de polvo presentes en la atmósfera.

La leche es otro ejemplo de mezcla heterogénea, pero, en este caso, de una mezcla heterogénea líquida. La leche está constituida por partículas con tamaños considerables que reflejan un rayo de luz cuando este la atraviesa. A estas mezclas heterogéneas líquidas se les denomina **coloides**. En estas mezclas coloidales, el

tamaño de las partículas disueltas está en el orden de  $10^{-6}$  a  $10^{-4}$  cm. A pesar de su tamaño considerablemente mayor al de las partículas presentes en una mezcla homogénea, logran vencer la fuerza gravitatoria y se mezclan tan bien que a simple vista lucen como si fueran en realidad mezclas homogéneas.

Existen otras mezclas, sobre todo del tipo líquidas, en las que a simple vista se observan las partículas de una o más sustancias presentes en las mismas, las cuales con el tiempo son afectadas por la fuerza de gravedad y precipitan pudiéndose, además, separarlas por un proceso de filtración. A este tipo de mezclas líquidas se les denomina **suspensiones** y el tamaño de sus partículas están en el orden de  $10^{-3}$  a  $10^{-2}$  cm.

### **1.2.1. Aplicaciones de las mezclas heterogéneas en la industria Farmacéutica**

En la industria farmacéutica las suspensiones son preparaciones de la droga finamente dividida, dispersa en vehículos líquidos. Se pueden utilizar por vía oral, parenteral o tópica. Por vía oral pueden ser utilizadas para proveer drogas en estado líquido a pacientes con dificultades de deglutir formas sólidas y, además, es más fácil ajustar la dosis según las necesidades de los pacientes y por lo general son preparadas con saborizantes. Para la administración parenteral, las suspensiones son estériles. Ej. Penicilina procaínica y benzatínica.

Existe una gran variedad de formas farmacéuticas que son mezclas heterogéneas semisólidas y sólidas [7,8], tales como:

- Cremas: son preparaciones aparentemente homogéneas y semisólidas consistentes en sistemas de emulsión opacos que están destinadas para su aplicación en la piel o ciertas mucosas con efecto protector, terapéutico o profiláctico.

- Ungüentos: son preparaciones aparentemente homogéneas y semisólidas destinadas a la aplicación externa sobre la piel o las mucosas. Se utilizan como emolientes o para aplicar ingredientes activos en la piel con fines protectores, terapéuticos o profilácticos, cuando se desea obtener cierto grado de oclusión.
- Pomadas: son preparados semisólidos para aplicación externa sobre la piel o las mucosas que habitualmente contienen sustancias medicinales.
- Geles: son preparaciones homogéneas claras y semisólidas a veces llamadas jaleas que poseen una fase líquida dentro de una matriz polimérica tridimensional con unión cruzada física o a veces química por medio de agentes gelificantes apropiados. Los geles se aplican a la piel o a ciertas mucosas para fines protectores, terapéuticos o profilácticos.
- Cápsulas, comprimidos, grageas, etc: son formas farmacéuticas sólidas, que contienen drogas con diluyentes adecuados o sin ellos, que se preparan por métodos de compresión o de moldeado y se administran por vía oral.

### **1.2.2. Aplicaciones de las mezclas heterogéneas en la industria Alimentaria**

En la industria alimentaria actualmente se ha experimentado un intenso proceso de diversificación y comprende desde pequeñas empresas tradicionales de gestión familiar, caracterizadas por una utilización intensiva de mano de obra, a grandes procesos industriales altamente mecanizados basados en el empleo generalizado de capital [9,10].

En la industria alimentaria, la mezcla heterogénea (coloides y suspensiones) de una variedad de sustancias es una operación común en la elaboración, la conservación y el envasado de alimentos con la finalidad de obtener un producto de

aspecto homogéneo y suave con una calidad uniforme y estable en un determinado tiempo. Por ejemplo, se emplean suspensiones acuosas de micro y nanopartículas de diferentes sales para el enriquecimiento de bebidas alimenticias y se emplean una variedad de aditivos para aumentar la estabilidad de los alimentos, entre los que se encuentran los preservadores o antisépticos (ácidos, esteres y sales orgánicas), los antioxidantes, emulsionantes, espesantes y cohesionantes entre otros.

### **1.2.3. Aplicaciones de las mezclas heterogéneas en la industria Cosmética**

En la actualidad en el mercado hay multitud de productos diferentes que son emulsiones cosméticas con un sin fin de aplicaciones y texturas que llaman la atención de los consumidores [11,12].

Este tipo de mezcla heterogénea, se emplean para: aumentar el número, las posibilidades y propiedades terapéuticas de los productos cosméticos que se pueden desarrollar.

Se caracterizan por:

- Por ser fáciles de extender y absorber por la piel.
- Hidratar la piel sin necesidad de aportar grasa excesiva.
- Disminuir la capacidad de irritar de algunos componentes cuando van en la fase interna.
- Facilitar la mezcla de dos componentes que se repelen y permiten incorporar varios principios activos fácilmente.
- Abaratar costes de fabricación al incluir un gran porcentaje de agua.

Tipos de emulsiones cosméticas:

Las emulsiones contienen dos fases una interna y otra externa, según su naturaleza las podemos clasificar en:

- Emulsiones O/W (aceite en agua): La fase interna contiene elementos liposolubles y las externas hidrosolubles.
- Emulsiones W/O (agua en aceite): La fase interna contiene elementos hidrosolubles y las externas liposolubles.
- Emulsiones múltiples: Son aquellas emulsiones en las cuales gotas de agua están incluidas en otra gota de aceite y ésta a su vez está dispersa en agua.

### **1.2.3. Aplicaciones de las mezclas heterogéneas en la industria de minerales y agua**

Existe una diversidad de materiales en la naturaleza. Por ejemplo, las rocas" son agregados de minerales que se han formado mediante algún proceso geológico. Están constituidas en general como mezclas heterogéneas de diversos materiales denominados minerales. Por otro lado, el petróleo es una fuente de energía y es también una mezcla heterogénea que se consigue en la naturaleza.

En la actualidad la industria pesada o industria básica está dedicada a la extracción y transformación de las materias primas, tales como las minas en que se extraen los minerales usados en la siderurgia, el petróleo y la fabricación de la maquinaria necesaria para tales fines, entre otras.



# CAPÍTULO 2

## Disoluciones

*Sabino José Menolasina Monrreal*

### 2.1. Introducción

En química las disoluciones son mezclas homogéneas, las cuales se caracterizan por no presentar el efecto Tyndall (no dispersa un rayo de luz que las atraviese), figura 1.1 (capítulo 1).

Las mezclas homogéneas están en todas partes. En medicina, se usan para soluciones intravenosas y medicamentos líquidos.

Las **disoluciones** pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas. Las disoluciones líquidas y gaseosas se caracterizan en que no dispersan un rayo de luz cuando esta las atraviesa. Es decir, no presentan el efecto Tyndall debido a que el tamaño de las partículas de las sustancias disueltas en dichas disoluciones es muy pequeño, menos de  $10^{-7}$  cm.

Por lo general, en una disolución la sustancia que se encuentra en menor proporción se suele denominar soluto, mientras que, a la sustancia que se encuentra en mayor proporción se le llama solvente.

Sin embargo, lo más correcto es considerar al soluto como el medio disperso en la disolución y al solvente como el medio dispersante.

## 2.2. Tipos de disoluciones

Las soluciones pueden existir en cualquiera de los tres estados de la materia. Es decir, las disoluciones pueden ser **gaseosas, líquidas o sólidas**.

### 2.2.1. Disoluciones gaseosas

En general los gases no reactivos o vapores pueden mezclarse en todas las proporciones para dar origen a disoluciones gaseosas.

Por ejemplo, el aire limpio, es decir, sin partículas de polvo, es un ejemplo de una disolución gaseosa, la cual está conformada principalmente por oxígeno, nitrógeno y pequeñas cantidades de otros gases.

Las disoluciones gaseosas de interés industrial son mezclas de gases que conforman un grupo amplio y diverso de productos desarrollados para su uso en industrias específicas [13-15].

Por ejemplo, las soluciones gaseosas se emplean:

- En la industria alimentaria:
  - Las mezclas de gases alimentarios se utilizan para retrasar el deterioro de los alimentos envasados al sustituir el aire en el paquete con una mezcla protectora de gases.
  - Se utilizan diferentes mezclas de gases para mejorar las características de muchas bebidas, desde vino hasta cerveza y refrescos.
- En la industria metalúrgica:

Se emplean una amplia gama de mezclas de gases para soldar y cortar, así como para el procesamiento por láser. Las mezclas de gases se mezclan continuamente en el sitio a partir de gases puros o se pueden suministrar productos premezclados en una variedad de tamaños de paquetes.



- En medicina: Un gas de respiración es una mezcla de elementos químicos gaseosos y compuestos utilizados para la respiración.

El componente esencial para cualquier gas de respiración es una presión parcial de oxígeno de entre aproximadamente 0,16 y 1,60 bar a la presión ambiental.

- El gas de respiración se utiliza en: máquinas anestésicas empleadas en pacientes bajo anestesia durante la cirugía.
- En el llenado de los cilindros de buceo con gases que no respiran aire, como nitrox, trimix y heliox.

El uso de estas mezclas de gases generalmente tiene como objetivo mejorar la seguridad general de la inmersión planificada, al reducir el riesgo de enfermedad por descompresión y/o narcosis de nitrógeno, y puede mejorar la facilidad para respirar. Se emplean en:

- En la fabricación y almacenamiento en atmósfera controlada:

Las mezclas de gases protectores pueden usarse para excluir el aire u otros gases de la superficie de los materiales sensibles durante el procesamiento. Los ejemplos incluyen la fusión de metales reactivos como el magnesio y el tratamiento térmico de aceros.

- En aplicaciones analíticas.

Las mezclas de gases de expansión se utilizan para probar y calibrar equipos de detección de gases al exponer el sensor a una concentración conocida de un contaminante.

En la industria, se utilizan para controlar procesos como la fabricación de semiconductores y en la investigación científica para estudiar la composición de la atmósfera.

### 2.2.2. Disoluciones líquidas

Muchas de las soluciones presentes en la naturaleza son líquidas. Estas soluciones pueden formarse disolviendo un gas, un líquido o un sólido en un líquido. El líquido utilizado como solvente puede ser un compuesto orgánico o inorgánico.

En la industria química, por ejemplo, para estudiar el petróleo, extraer colorantes o aceites esenciales es necesario emplear solventes orgánicos.

En nuestro planeta Tierra una de las sustancias más abundantes es el agua, la cual es considerada el solvente por excelencia en una gran variedad de soluciones líquidas, muchas de ellas de vital importancia para los sistemas biológicos.

Más del 90% de las reacciones químicas ocurren en soluciones y más del 95% de las reacciones químicas que ocurren en soluciones se dan en soluciones acuosas.

El agua de mar es una gran solución salina, tiene muchas sales disueltas, de allí se obtiene la sal que consumimos en las comidas, por otro lado, gracias a que el mar es una disolución acuosa, existe vida en el planeta, pues, muchos nutrientes disueltos en el agua fueron los alimentos de las primeras células, así como actualmente son nutrientes para algunas especies animales y vegetales que viven en el agua.

Las disoluciones líquidas tienen una variedad de aplicaciones:

- En la industria farmacéutica:

Las soluciones líquidas juegan un papel muy importante en la preparación de fármacos [16]. En las formas farmacéuticas (disoluciones), los principios activos se hallan en un grado de división máximo (molecular o iónico), disueltos en un vehículo que puede ser acuoso o hidroalcohólico.

Desde el punto de vista biofarmacéutico la disolución de los principios activos en los fluidos biológicos es un factor indispensable para poder atravesar las membranas biológicas y absorberse [17].

El empleo de las formas farmacéuticas disolución facilitan ese proceso. Muchas veces las formas farmacéuticas (disoluciones), resultan galénicamente irrealizables, ya sea por problemas de estabilidad de los principios activos en solución acuosa; bien porque el principio activo es poco soluble a la concentración en la que se utiliza para preparar el medicamento, o bien porque interesa acelerar, disminuir o prolongar la acción medicamentosa del fármaco [7]. Se recurre al empleo de sistemas dispersos (mezclas heterogéneas) los que por sus propiedades fisicoquímicas constituyen vehículos en los cuales se pueden obtener principios activos con elevado grado de dispersión, facilitando la dosificación y adecuando los requerimientos biofarmacéuticos previstos.

Por ejemplo, la producción comercial de soluciones orales hasta la presente fecha no ha sido exitosa debido a la inestabilidad de estas. Esto se traduce en que este tipo de soluciones líquidas solo pueden estar el mercado por un período corto de tiempo.

En termino generales, las disoluciones líquidas en la industria farmacéutica son empleadas:

- Como vehículos para productos farmacéuticos orales, parentales, tópicos, óticos, oftálmicos y nasales.
- Como excipientes, buffers, conservadores y como agentes de suspensión para una variedad de formas de dosificación líquida.

Sin embargo, estas disoluciones líquidas farmacéuticas deben ser elegidas cuidadosamente de modo que no interfieran con la actividad farmacológica del medicamento o la función normal del organismo.

- En medicina:

Se estudia el comportamiento de ciertos organismos a partir de la acción fisiológica que estos experimentan frente a ciertas soluciones líquidas como son las **soluciones isotónicas, hipotónicas e hipertónicas**.

Cuando se coloca una célula en una solución acuosa donde la concentración de agua es similar a la concentración de agua dentro de la célula, la célula no se encoge ni se hincha y se dice que la solución es una **solución isotónica**. Ejemplos de una solución isotónica son una solución 0,9% de cloruro de sodio o una de glucosa a 5%.

Por el contrario, si se coloca una célula dentro de una solución con una concentración más baja de productos impermeables, el agua se difundirá al interior de la célula produciendo un hinchamiento de esta. A este tipo de solución líquida que produce ese efecto en la célula se le llama **solución hipotónica**. Ejemplos de soluciones hipotónicas son aquellas donde la concentración, por ejemplo, de cloruro de sodio es menor de 0,9%.

Mientras que, si la solución donde se coloca la célula produce el efecto contrario, es decir hace que el flujo de agua se dirija hacia fuera de la célula, a dicha solución líquida se le conoce como **solución hipertónica** y ejemplos de ese tipo de solución serían aquellas soluciones acuosas en donde la concentración de cloruro de sodio es mayor a 0,9%.

### 2.2.3. Disoluciones sólidas

Es una solución en estado sólido de uno o más solutos en un solvente. Es considerada una solución en lugar de un compuesto siempre que la estructura cristalina del disolvente permanezca sin cambios al sustituirse sus átomos por los átomos de los solutos y además la mezcla permanece homogénea [18, 19].

La mayoría de los metales conocidos se utilizan combinándolos con otras sustancias para conseguir materiales de mayor dureza, resistencia mecánica, resistencia a la corrosión u otras propiedades.

Estos materiales se conocen con el nombre de aleaciones. En toda aleación se debe cumplir:

- Las sustancias para mezclarse deben ser completamente miscibles en estado líquido, para que al solidificar se origine un producto homogéneo.
- El producto obtenido (solución sólida), debe poseer carácter metálico; es decir, su estructura interna ha de ser igual que la de los metales.
- A la sustancia que aporta la mayor proporción se le denomina disolvente y a la(s) otra(s) solutos siempre y cuando la aleación cristalice según la misma red tridimensional del disolvente. Si lo anterior no se cumple, o sea, la red que se adopta es la de la sustancia que aporta menos parte de la mezcla, es a ésta a la que se denomina disolvente.

Las soluciones sólidas pueden ser de dos tipos [19]:

- De sustitución, cuando algunos átomos de la red cristalina del metal se encuentran sustituidos por átomos de otro metal diferente, es decir, cuando los átomos de las sustancias que conforman la aleación tienen la misma valencia y por tanto el número de electrones que ceden a la nube electrónica es el mismo, siendo sus electronegatividades lo más parecidas posibles.

Ejemplo: las aleaciones de cobre y níquel.

- De inserción, cuando en los espacios interatómicos de la red cristalina de un metal se introducen átomos extraños, es decir los átomos de soluto se introducen en los intersticios existentes en la red cristalina del disolvente.

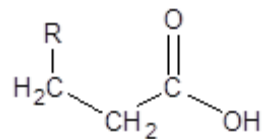
Ejemplo: la ferrita, donde se tienen átomos de carbono en los huecos de la red del hierro.

### 2.3. Solubilidad

La solubilidad de una sustancia que actúa como soluto se define como la cantidad máxima de la sustancia que puede ser disuelta en una cantidad determinada de un solvente determinado a una temperatura determinada. Esto quiere decir que la solubilidad de una sustancia va a depender de la naturaleza del solvente y de la temperatura a la cual se disuelve la sustancia.

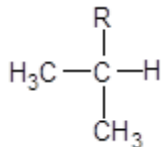
La solubilidad de una gran variedad de sustancias en el organismo juega un papel importante en el estado de salud que presenta un individuo.

Por ejemplo, la anemia que suele presentarse en algunas personas está relacionada con la solubilidad de la hemoglobina en la sangre [20,21]. La hemoglobina es una sustancia que existe en las células de la sangre responsables de transportar el oxígeno por nuestro cuerpo. En una persona con anemia la hemoglobina se encuentra estructuralmente de una forma diferente a la hemoglobina presente en la sangre de una persona normal. Este cambio estructural que sufre la hemoglobina en pacientes con anemia disminuye la capacidad de estas células de transportar oxígeno ya que las hace menos solubles en el torrente sanguíneo<sup>18</sup>. En la estructura normal de la hemoglobina se presenta el siguiente grupo funcional:



el cual ayuda a la solubilidad de la hemoglobina en el agua debido a la polaridad del grupo y a la habilidad de formar puentes de hidrógeno.

Mientras que en la estructura de la hemoglobina presente en las personas anémicas el grupo funcional se encuentra sustituido por un grupo hidrocarbonado:



El grupo hidrocarbonado no es polar, lo cual hace la molécula de hemoglobina menos soluble.

### 2.3.1. Factores que afectan a la solubilidad

La solubilidad de un soluto en una determinada solución acuosa puede ser afectada por varios factores:

- **Temperatura**

Al aumentar la temperatura de una solución la solubilidad del soluto generalmente se incrementa, lo cual permite que a dicha solución se le pueda agregar más soluto. Sin embargo, si bien hay sólidos y líquidos que aumentan su velocidad de disolución con la temperatura, otros sólidos, como el sulfato de calcio y el hidróxido de calcio disminuyen su velocidad de disolución cuando se incrementa la temperatura, mientras que los gases disminuyen su solubilidad en las soluciones donde se encuentran al aumentar la temperatura.

- **Presión**

En general, los cambios de presión no afectan la solubilidad de los solutos líquidos y sólidos. En cambio, cuando se tiene como soluto un gas, su solubilidad se ve afectada considerablemente con los cambios de presión. Este efecto que experimentan los gases como soluto en soluciones líquidas puede ser predicho por el principio de Le Chatelier.

Por ejemplo, las bebidas carbonatadas se producen disolviendo dióxido de carbono en la solución bajo presión. Mientras mayor sea la presión a la que se someta la solución, mayor será la solubilidad del dióxido de carbono. Es por eso que, al destapar una bebida carbonatada, la presión cae y la solubilidad del dióxido de carbono disminuye, observándose la salida súbita de una gran cantidad de burbujas.

- **Tamaño de las partículas del soluto.**

Cuanto más dividido está un soluto más rápido se disuelve, porque el agua tiene más iones a los que rodear para tirar de ellos. Favorecemos el desorden molecular y permitimos que la acción atractiva del disolvente sobre las moléculas de soluto sea mayor.

## 2.4. Tipo de disoluciones de acuerdo con su solubilidad

De acuerdo con la solubilidad, una solución líquida acuosa puede ser clasificada como:

- **Solución diluida.** Se caracteriza porque la concentración de soluto es muy pequeña con respecto al disolvente.
- **Solución concentrada.** En este tipo de solución hay bastante cantidad de soluto disuelto, pero el disolvente todavía puede seguir admitiendo más soluto.
- **Solución saturada.** Es aquella que a una temperatura determinada no puede seguir admitiendo más soluto. Si la temperatura aumenta, la capacidad para admitir más soluto aumenta.
- **Solución sobresaturada.** Se considera que una solución esta sobresaturada cuando estando saturada a una temperatura



determinada, se aumenta esta para poder echar más soluto, y se vuelve a bajar con cuidado para que no precipite. Si se le añade más soluto o se mueve bruscamente, precipita.

## 2.5. Modos de expresar la concentración de una solución

La concentración de un soluto en una solución es la cantidad de este disuelta en una cantidad determinada de un solvente o solución determinada. Existen distintas formas de expresar la concentración de una solución [22].

- Gramos/Litros
- Porcentaje peso/peso (p/p)
- Porcentaje peso/volumen (p/v)
- Molaridad (M) y Formalidad
- Normalidad (N)
- Fracción Molar (X)
- Partes por millón (ppm)

### 2.5.1 Peso de soluto por unidad de peso o volumen de solución

En las ciencias ambientales y de la Tierra se suele expresar la concentración de soluto en términos del peso de soluto por unidad de peso o volumen de solución. 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. Los contaminantes del aire generalmente son expresados en miligramos o microgramos del contaminante por litro o metro cúbico de aire:

$$\frac{g}{L} = \frac{g_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}}}$$

La concentración en gramos/Litro se calcula dividiendo la masa del soluto expresada en gramos entre el volumen de la disolución expresada en litros.

### 2.5.2. Porcentaje peso-peso (%p/p), porcentaje peso-volumen (%p/v)

En las ciencias médicas y biológicas frecuentemente se expresa la concentración del soluto en términos de porcentaje. Si la solución consiste en un soluto sólido y un solvente líquido, la concentración puede expresarse en porcentaje peso a peso o en porcentaje peso a volumen. Cuando se desea expresar la concentración en porcentaje peso a peso, es decir, gramos de soluto en 100 gramos de solución, se emplea la siguiente ecuación

$$\%P/P = \frac{g_{\text{solute}}}{g_{\text{solución}}} \times 100$$

donde los  $g_{\text{solución}} = g_{\text{solute}} + g_{\text{solvente}}$

Por ejemplo, una solución isotónica salina es 0,9% en peso de cloruro de sodio. Este tipo de soluciones son ampliamente utilizadas en Medicina como un medio de alimentación intravenosa o de drogas.

Cuando se desea expresar la concentración de una solución en términos de porcentaje peso a volumen, se emplea la siguiente ecuación

$$\%P/V = \frac{g_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}}} \times 100$$

Si se tiene una solución cuya concentración está expresada en %P/P y se desea expresarla en términos de %P/V, lo que se hace es multiplicar la ecuación en %P/P por la densidad de la solución (d).

$$d = \frac{g_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}}$$

### 2.5.3. Molaridad

La molaridad (M) se define como la cantidad de sustancia de soluto, expresada en moles (n), contenida en un cierto volumen de disolución, expresado en litros, es decir:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}}} = \frac{n}{V}$$

Donde  $n = g_{\text{solute}} / M_M$ , siendo  $M_M$  la masa molecular del soluto. Este modo de expresar la concentración de un soluto en una solución es el más utilizado en química. Tiene la desventaja de que en mediciones muy precisas depende ligeramente de la temperatura a la cual se prepara la solución. Si la solución es calentada o enfriada, sus volúmenes cambian, por lo que el número de moles de soluto por litro de solución también cambia.

Cuando se desea preparar un determinado volumen de una solución líquida (V) a una determinada concentración molar (M) a partir de un soluto sólido, se procede a determinar la cantidad en gramos de dicho soluto que debe diluirse hasta el volumen de solución (V). Para ello, se procede a determinar esa cantidad en gramos de soluto a partir de la ecuación anterior:

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}}} = \frac{n}{V} = \frac{g_{\text{solute}}}{M_M V} \rightarrow g_{\text{solute}} = MVM_M$$

Cuando se desea preparar un volumen determinado ( $V_d$ ) de una solución diluida de concentración molar ( $M_d$ ) de un determinado soluto a partir de una solución concentrada de ese soluto, cuya concentración está expresada en %P/P, y su densidad es conocida, se procede, en primer lugar, a determinar la concentración molar de la solución concentrada ( $M_c$ ). La concentración molar de la solución

concentrada ( $M_c$ ) se determina a partir de la siguiente ecuación:

$$M_c = \frac{\%d.10}{M_M}$$

y, en segundo lugar, el volumen de dicha solución ( $V_c$ ) que debe ser diluido para obtener el volumen deseado de la solución diluida de concentración predeterminada, se determina a partir de la siguiente ecuación:

$$M_c V_c = M_d V_d \rightarrow V_c = \frac{M_d V_d}{M_c}$$

Por ejemplo, cuando se desea preparar 250 mL de una solución 0,1 M de HCl a partir de una solución comercial de ese ácido de 35 %P/P y densidad 1,18 g/mL, se procede primero a determinar la concentración molar del ácido comercial a partir de la ecuación (7):

$$M_c = \frac{\%d.10}{M_M} = \frac{35 \times 1,18 \times 10}{35,5} = 11,63 \text{ mol/L}$$

y luego el volumen de esa solución comercial que debe ser diluido a partir de la ecuación (8):

$$V_c = \frac{M_d V_d}{M_c} = \frac{0,1 \times 0,25}{11,63} = 0,0022 \text{ L}$$

Esto quiere decir que se deben tomar 2,2 mL de la solución comercial y diluirse hasta un volumen de 250 mL con agua pura.

#### 2.5.4. Normalidad

En química analítica se suele usar la normalidad como modo de expresar la concentración de las soluciones. La normalidad de una solución se define como el número de equivalentes gramo de soluto disuelto en un litro de solución. Se le

denota con la letra mayúscula (N):

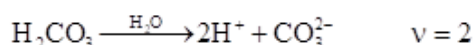
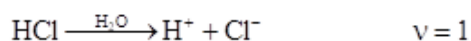
$$N = \frac{\text{equiv}}{V_{\text{solución}}}, \text{ donde } \text{equiv} = \frac{g_{\text{soluto}}}{P_E} \rightarrow N = \frac{g_{\text{soluto}}}{P_E V}$$

donde  $P_E$  es el peso equivalente del soluto, el cual se define como:

$$P_E = \frac{M_M}{\nu}$$

donde  $\nu$  son los equivalentes por mol, valor que dependerá de la naturaleza del soluto empleado para preparar la solución. Por lo tanto:

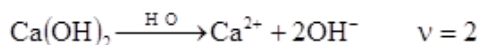
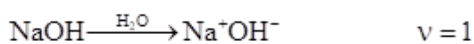
- Si se trata de un ácido se divide la masa de un mol del ácido ( $M_M$ ) entre el número de hidrógenos disociados:



$$P_{E(\text{HCl})} = \frac{36,5 \text{ g/mol}}{1 \text{ equiv/mol}} = 36,5 \text{ g/equiv}$$

$$P_{E(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{62 \text{ g/mol}}{2 \text{ equiv/mol}} = 31 \text{ g/equiv}$$

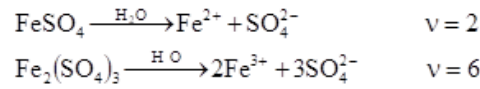
- Si se trata de un hidróxido, se divide la masa de un mol en el número de grupos oxhidrilos disociados:



$$P_{E(\text{NaOH})} = \frac{40 \text{ g/mol}}{1 \text{ equiv/mol}} = 40 \text{ g/equiv}$$

$$P_{E(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \frac{74 \text{ g/mol}}{2 \text{ equiv/mol}} = 37 \text{ g/equiv}$$

- Si se trata de una sal, se divide la masa de un mol entre el número total de aniones o cationes que libera al disociarse multiplicado por la carga de cada uno de estos iones



$$P_{\text{E(FeSO}_4)} = \frac{152 \text{ g/mol}}{2 \text{ equiv/mol}} = 76 \text{ g/equiv} \quad P_{\text{E(Fe}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{400 \text{ g/mol}}{6 \text{ equiv/mol}} = 66,7 \text{ g/equiv}$$

La normalidad de una solución de un determinado soluto puede ser diferente según los fines para los que se trate de utilizar la solución, debido a la variabilidad del concepto de equivalente.

Se sabe que una solución normal contiene un equivalente gramo del soluto disuelto por litro de solución y que un equivalente gramo del soluto es igual a los gramos de soluto divididos entre el peso equivalente y este, a su vez, se define como el cociente de la masa molecular del soluto entre los equivalentes por mol que va a depender de la naturaleza del soluto.

Por lo que se ve, esta definición de equivalente gramo del soluto no es tan sencilla y fácil de aplicar ya que el soluto puede intervenir en diferentes tipos de reacciones.

En las reacciones de neutralización el peso equivalente es igual a la masa molecular del soluto dividida entre el número de hidrógenos reactivos o grupos oxidrilos que posee la molécula de soluto.

En las reacciones de precipitación el peso equivalente corresponde al cociente de la masa molecular entre la carga total de cualquiera de los iones.

En las reacciones de oxidación y reducción el peso equivalente es el cociente entre la masa molecular y el número de electrones transferidos en dicha reacción.

### 2.5.5. Molalidad

La molalidad de una solución expresa el cociente entre el número de moles del soluto ( $n$ ) y los kilogramos de solvente ( $Kg_A$ ) y se denota con la letra minúscula  $m$ :

$$m = \frac{n}{Kg_A}$$

Cuando se prepara una solución molal no es necesario utilizar un matraz aforado como se emplea cuando se prepara una solución molar, sino que se puede hacer utilizando cualquier recipiente que pueda ser pesado en una balanza analítica.

La molalidad como modo de expresar la concentración de una solución es menos empleada que la molaridad, aunque puede medirse con mayor precisión y además no importan los cambios de temperatura que se puedan producir durante la preparación de la solución.

Por ejemplo, para preparar una solución acuosa 1 molal o 1m de sulfato de sodio ( $Na_2SO_4$ ) es necesario disolver 1 mol (142g) de la sustancia en 1000g de agua. Dependiendo de la naturaleza de la interacción soluto disolvente, el volumen final de la disolución será mayor o menor de 1000mL. También es posible, aunque muy improbable, que el volumen final sea de 1000mL.

### 2.5.6. Fracción molar

Es una cantidad adimensional que expresa la relación del número de moles de un componente  $i$  ya sea el soluto o solvente con el número de moles totales de los componentes presentes en la solución y se le denota con la letra mayúscula  $X$ :

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{totales}}}$$

En una solución formada por dos sustancias A y B. La fracción molar tanto de A como de B es menor que 1 y la suma de ambas es igual a 1:

$$X_A + X_B = 1$$

### 2.5.7. Partes por millón (ppm) y partes por billón (ppb)

**Una parte por millón (ppm)** es la cantidad de materia contenida en una parte sobre un total de un millón de partes. Puede estar expresado en m/m, m/v, o v/v.

**Una parte por billón (ppb)** es la cantidad de materia contenida en una parte sobre un total de mil millones de partes.

Tanto una **ppm** y una **ppb** pueden ser expresadas en diferentes relaciones de masa y volumen.

**Tabla 2.1. Diferentes unidades de ppm y ppb [Del autor]**

Nombre	Abreviatura	Peso	Peso-Volumen	Volumen
		$\mu\text{g/g}$	$\mu\text{g/mL}$	$\text{nL/mL}$
<b>Partes por millón</b>	ppm	$\text{mg/Kg}$	$\text{mg/L}$	$\mu\text{L/L}$
<b>Partes por billón</b>	ppb	$\text{ng/g}$	$\text{ng/mL}$	$\text{nL/L}$
		$\mu\text{g/Kg}$	$\mu\text{g/L}$	

Las unidades de partes por millón (ppm) y de partes por billón (ppb) son fundamentales en muchas áreas analíticas. En monitoreo ambiental, se usan para medir contaminantes en el aire y el agua.

En medicina, para denotar niveles de sustancias en fluidos corporales.



## 2.6. Disoluciones ideales

Una disolución ideal es aquella en la que, durante su formación, no hay absorción ni desprendimiento de calor y cumple con la ley de Raoult [23,24].

### 2.6.1. La ley de Raoult

La ley de Raoult es una relación empírica entre la presión de vapor de una solución y su composición [23]. Fue formulada por François Marie Raoult alrededor de 1866 cuando descubrió que el punto de congelación de una solución acuosa descendía en proporción de la concentración de un soluto (no electrolítico), y tuvo una importancia fundamental para el desarrollo de la teoría de las soluciones pese a que pocas soluciones reales la cumplen estrictamente.

Supongamos que se tiene una solución homogénea de  $n_A$  moles de un líquido puro A con  $n_B$  moles de un líquido puro B. Sean  $P_A$  o la presión de vapor del líquido puro A, y  $P_B$  o la del líquido puro B, ambas a la misma temperatura que la solución.

Entonces, la ley de Raoult establece que:

En una solución ideal la presión de vapor es igual a la sumatoria de las presiones de vapor de cada uno de los componentes, siendo la presión de vapor de cada componente en la solución ( $P_i$ ) igual al producto de la fracción molar de dicho componente ( $X_i$ ) en solución multiplicada por la presión de vapor del componente puro ( $P_i^\circ$ ).

$$P_{v(\text{solución})} = P_A + P_B$$

donde:

$$P_{v(\text{solución})} = P_A + P_B = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

Siendo:

$P_{v(\text{solución})}$  = Presión de la solución =  $P_S$

$P_B$  = Presión del soluto,  $X_B$  = fracción molar del soluto y  $P_B^0$  = Presión de vapor de la sustancia B pura.

$P_A$  = Presión del solvente,  $X_A$  = fracción molar del solvente y  $P_A^0$  = Presión de la sustancia A pura.

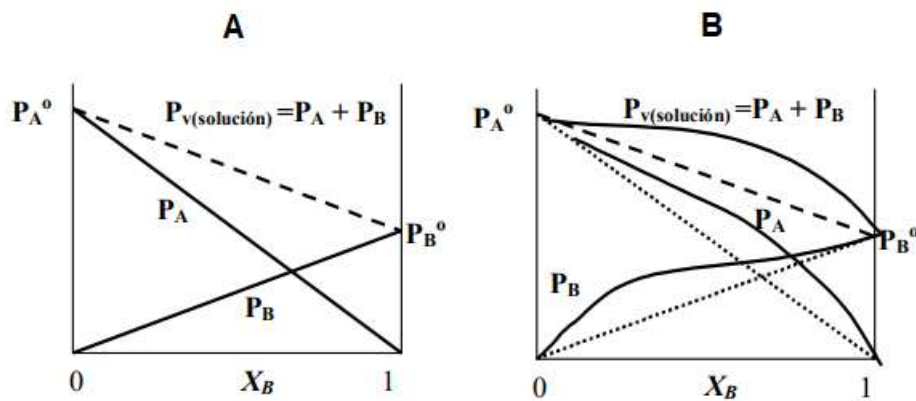
Estas relaciones entre  $P_A$ ,  $P_B$  y  $P_{v(\text{solución})}$  se representan en la figura 2.1a.

Algunas soluciones cumplen bastante bien la ley de Raoult, pero muchas muestran grandes desviaciones como se muestra en la figura 2.1b.

Sin embargo, se encuentra que es una ley límite correcta para todas las soluciones, cuando son muy diluidas, es decir,  $P_A \rightarrow X_A P_A^0$ , cuando  $X_A \rightarrow 1$ .

Por consiguiente, las relaciones termodinámicas que se obtienen a partir de la ley de Raoult valen en el límite de soluciones muy diluidas.

Las soluciones que cumplen la ley de Raoult se denominan soluciones ideales (figura 2.1a) y, las que no la cumplen, soluciones reales (figura 2.1b).



**Figura 2.1. Comportamiento de una solución ideal (A) y una solución real (B)**  
**[Del Autor]**

## 2.7. Propiedades coligativas de las soluciones

Las propiedades coligativas son aquellas propiedades de las soluciones que dependen de la concentración del soluto. Estas propiedades son:

- Descenso de la presión de vapor.
- Elevación del punto de ebullición.
- Disminución del punto de congelación.
- Presión osmótica.

### 2.7.1. Descenso de la presión de vapor

Si se considera una solución sencilla e ideal formada por dos sustancias A y B, una de las cuales actúa como soluto (B) y la otra como solvente (A) y donde el soluto puede ser un líquido o un sólido que se caracteriza por ser una sustancia no electrolítica y no volátil y el solvente un líquido volátil, se tiene que la misma debe cumplir con la ley de Raoult [23].

De acuerdo con esta ley, la presión de vapor de la solución debe ser igual a la sumatoria de las presiones de vapor de las sustancias que conforman dicha solución, de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$P_{\text{v(solución)}} = P_A + P_B$$

$$P_{\text{v(solución)}} = P_A + P_B = X_A P_A^{\circ} + X_B P_B^{\circ}$$

Como la solución está conformada por dos sustancias, se tiene que,  $X_A + X_B = 1$  y  $X_A = 1 - X_B$ , por lo que:

$$P_s = P_A + P_B = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ = X_B P_B^\circ + (1 - X_B) P_A^\circ$$

Si el soluto es una sustancia que es un no-electrolito y no volátil, se tiene que la  $P_B^\circ = 0$ , por lo que:

$$P_s = P_A^\circ - X_B P_A^\circ \rightarrow P_A^\circ - P_s = \Delta P = X_B P_A^\circ$$

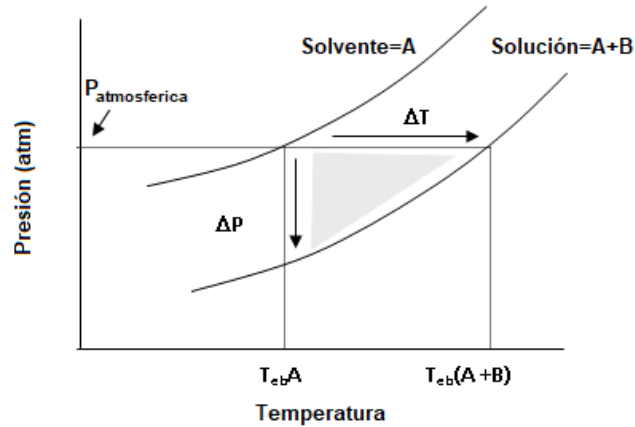
Esta ecuación muestra que al adicionar a un determinado solvente volátil una cantidad determinada de un soluto no-electrolito y no volátil, la presión de la solución resultante disminuye con respecto a la presión del solvente puro en una cantidad que es proporcional a  $X_B P_A^\circ$ .

### 2.7.2. Elevación de la temperatura de ebullición

Un descenso de la presión de vapor de la solución conlleva un aumento de la temperatura de ebullición de la misma con respecto a la temperatura de ebullición del solvente puro [25], debido a que, por definición, la temperatura de ebullición de la solución es la temperatura a la cual la presión de vapor de la solución es igual a la presión atmosférica.

Si la presión de la solución disminuye por efecto de la concentración del soluto con respecto a la presión del solvente puro, para que la misma se iguale a la presión atmosférica su temperatura de ebullición debe aumentar.

En la figura 2.1 se observa el comportamiento del descenso de la presión de vapor de la solución formada por A + B, con respecto a la presión de vapor del líquido puro A (solvente). Se observa que una disminución de la presión de vapor de la solución va acompañada con un aumento de la temperatura de ebullición.



**Figura 2.2. Comportamiento de las propiedades  $\Delta P$  y  $\Delta T_{eb}$  [22]**

El comportamiento observado en la figura 2.2, se asemeja al de un triángulo equilátero, en el cual la variación de sus lados guarda una relación proporcional entre sí, que, al introducir una constante de proporcionalidad, se convierte en la siguiente ecuación:

$$\Delta T \propto \Delta P \rightarrow \Delta T = C \Delta P$$

Considerando las ecuaciones anteriores a esta, se tiene que:

$$\Delta T = C X_B P_A^{\circ}$$

Si la solución es una solución muy diluida se tiene que:

$$X_B \approx \frac{n_B}{n_A}, \text{ donde } n_A = \frac{g_A}{M_A} = \frac{10^{-3} g_A}{M_A} \text{ y } X_B \approx \frac{n_B M_A 1000}{K g_A}$$

Conociendo que la molalidad se define como:  $n_{\text{soluto}}/K g_{\text{solvente}}$ , se tiene entonces que:

$$m_B = \frac{n_B}{K g_A} \longrightarrow X_B \approx m_B M_A 1000$$

Por lo tanto:

$$\Delta T = CM_A 1000 P_A^\circ m_B \longrightarrow CM_A 1000 P_A^\circ = K_b$$

$$\Delta T = K_b m_B$$

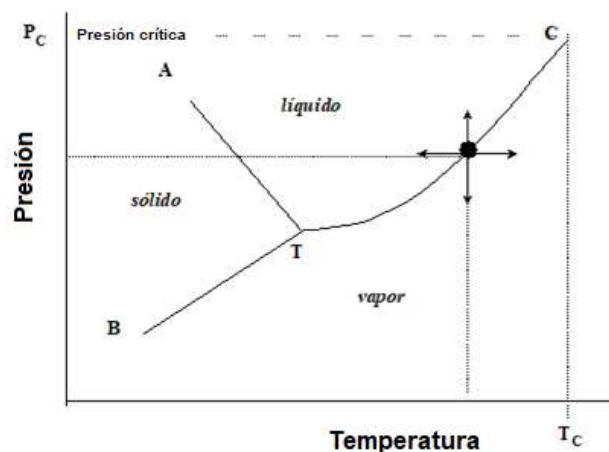
donde  $\Delta T$  representa la diferencia de temperatura que se origina como consecuencia de la elevación de temperatura de la solución con respecto a la temperatura del solvente;  $K_b$  es la constante ebulloscópica, la cual depende del solvente utilizado.

La ecuación anterior expresa la propiedad coligativa correspondiente a la elevación del punto de ebullición, en la cual se muestra que dicha propiedad depende directamente de la concentración del soluto.

### 2.7.3. Descenso de la temperatura de congelación

Esta propiedad coligativa puede ser explicada con los mismos argumentos utilizados para describir la propiedad coligativa anterior [22,24]. Lo único es que el diagrama que muestra el comportamiento de la propiedad coligativa "Descenso de la temperatura de congelación" es aquel que representa la curva de equilibrio sólido-líquido presente en el diagrama de fases de la sustancia utilizada como solvente.

En el caso de soluciones acuosas, se tiene que el diagrama de fases que se tiene que considerar es el diagrama de fases del agua, figura 2.3.

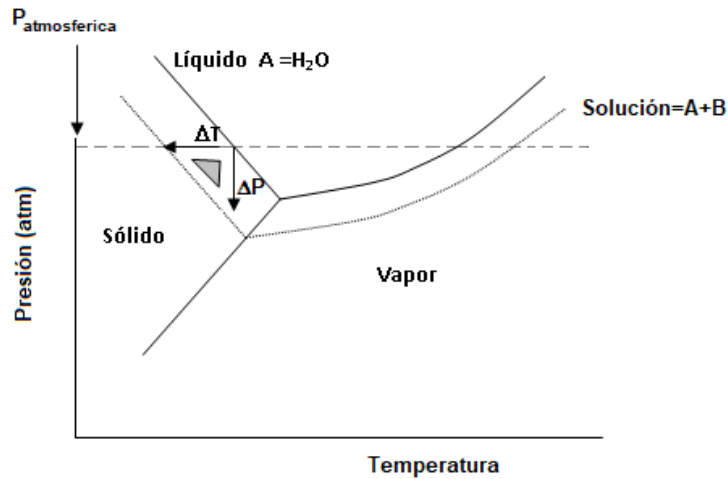


**Figura 2.3. Diagrama de Fases del Agua [22]**

El comportamiento observado en la curva de equilibrio sólido-líquido al añadir una determinada cantidad de soluto B a una determinada cantidad de agua (solvente A) para dar origen a una solución A+B, figura 2.3, se asemeja también al de un triángulo equilátero, en el cual la variación de sus lados guarda una relación proporcional entre sí. Siguiendo el mismo procedimiento utilizado para determinar la ecuación que define la propiedad coligativa aumento de la temperatura de ebullición, se tiene que:

$$\Delta T = K_c m_B$$

Esta ecuación expresa la propiedad coligativa correspondiente al descenso del punto de congelación de la solución, en la cual se muestra que dicha propiedad depende directamente de la concentración del soluto  $m_B$ , siendo  $\Delta T = \Delta T_{\text{cong}}$ , la disminución de la temperatura de congelación y  $K_c$  la constante crioscópica, la cual depende de la naturaleza del solvente.



**Figura 2.4. Comportamiento de las propiedades  $\Delta P$  y  $\Delta T_{\text{cong}}$  [22]**

#### 2.7.4. Presión osmótica

La ósmosis, es un proceso que permite el paso de pequeñas moléculas de solvente, a través de una membrana semipermeable que separa a dos soluciones con el mismo solvente, pero con concentraciones de soluto diferente, desde la solución más diluida a la solución más concentrada [26]. La ósmosis juega un papel muy importante en distintos procesos biológicos, debido a que la misma es responsable de que el agua y ciertos nutrientes pasen al interior de la célula o salgan al exterior de la misma.

La **presión osmótica**, se define como la presión que se debe aplicar para igualar el flujo de moléculas de solvente en ambas direcciones a través de la membrana semipermeable. Esta presión osmótica es un factor importante en el comportamiento de las células de la sangre. Estas células contienen una concentración relativamente alta de glucosa y sales iónicas, iones de sodio y potasio, iones de bicarbonatos y cloruros.



Si la célula es colocada en agua, las moléculas de agua comienzan a difundirse hacia el interior de la célula con la finalidad de contrarrestar el gradiente de concentración que se origina entre ambos lados de la membrana semipermeable.

La infusión masiva de agua dentro de la célula lleva a que se produzca una ruptura de la célula, debido a que la misma no puede almacenar tanta cantidad de agua. Este proceso de ruptura se le conoce como hemólisis.

Por el contrario, si las células de la sangre son colocadas en una solución que contiene una concentración en sales mayor a la que existe en el interior de la célula, ocurrirá una difusión de moléculas de agua desde el interior de la célula hacia el exterior de esta a través de la membrana celular.

Este fenómeno hace que la célula se deshidrate y se encoja. A este proceso se le conoce con el nombre de **crenación**.

Debido al comportamiento que exhiben las células de la sangre es que se debe tener mucho cuidado cuando se inyecta una solución vía intravenosa, ya que la misma debe tener una concentración iónica similar a la que se encuentra en el plasma sanguíneo. Es decir, la solución debe ser isotónica con la sangre.

La expresión matemática que se utiliza para describir la presión osmótica de una solución en la que el soluto es un no-electrolito, es la siguiente:

$$\Pi = MRT$$

donde:  $\Pi$  es la presión osmótica,  $M$  es la concentración molar de la solución,  $R$  es la constante universal de los gases igual a 0,082 atm L/K mol y  $T$  es la temperatura en grados Kelvin.

### 2.7.5. Propiedades coligativas de las soluciones que contienen como soluto una sustancia que es un electrolito

Cuando se tiene una solución, en la cual el soluto es un electrolito, se debe considerar que cada ion que resulta de la disociación de dicha sustancia afecta en si a las propiedades coligativas de la solución debido a que cada ion proveniente de la disociación actúa como un soluto independiente [2,22]. Esto significa que la concentración de cada ion afecta a las propiedades coligativas de una solución en la que estos iones se encuentren presentes. El efecto que causan estos iones sobre las propiedades coligativas se cuantifica a través de un factor denominado, factor de Van Hoff ( $i$ ):

$$i = 1 - \alpha + \alpha v$$

donde:  $\alpha$  = grado de disociación y  $v$  = número de iones disociados.

Para este tipo de solución, en donde el soluto es un electrolito las expresiones matemáticas que describen el comportamiento de sus propiedades coligativas son:

$\Delta P = iX_B P_A^\circ$	Descenso de la presión de vapor
$\Delta T = iX_B m_B$	Elevación de la temperatura de ebullición
$\Delta T = iX_C m_B$	Disminución de la temperatura de congelación
$\Pi = iMRT$	Presión Osmótica

## 2.8. Ejercicios relacionados con soluciones

1. Calcular la molaridad y la normalidad de una solución que contiene 9,8 gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en un litro de solución. La masa molecular del  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es 98, es decir,  $1 \text{ mol} = 98 \text{ g}$

**R:**  $98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$

$9.8 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } x \text{ moles}$

$x = 0.1 \text{ moles}$

$x = 0.1 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 / 1000 \text{ mL de solución} = 0,1 \text{ M.}$

Para calcular la normalidad se debe tomar en cuenta que la molécula del ácido sulfúrico tiene dos hidrógenos sustituibles, conociendo que  $N = vM$ , donde  $v$ , son los equivalentes igual a 2, se tiene que,  $N = 0,2 \text{ N de H}_2\text{SO}_4$ .

2. ¿Cuántos gramos de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  se necesitan para preparar 250 mL de solución de dicha sal, de concentración molar  $M = 2 \text{ mol/L}$ ?

**R:** 71,008 g

3. Calcular la molaridad y normalidad de la solución que contiene 10 g de NaCN en 250 mL de solución.

**R:** Molaridad:  $49 \text{ g de NaCN ----- } 1 \text{ mol de NaCN}$

$10 \text{ g de NaCN ----- } x \text{ moles}$

$x = 0,204 \text{ moles}$

$0.204 \text{ moles de NaCN ----- } 250 \text{ mL de solución}$

x moles de NaCN ----- 1 000 mL de solución

$$x = 0,816 \text{ moles NaCN} / 1000 \text{ mL de solución} = 0,816 \text{ M}$$

Normalidad: 49 g de NaCN ----- 1 equivalente de NaCN

10 g de NaCN ----- x equivalentes

$$x = 0,204 \text{ equivalentes}$$

0,204 equivalentes de NaCN ----- 250 mL de solución

x equivalentes de NaCN ----- 1 000 mL de solución

$$x = 0,816 \text{ equivalentes NaCN} / 1000 \text{ mL de solución} = 0,816 \text{ N}$$

4. ¿Cuántos mililitros de solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentración molar  $M = 0,75$  mol/L contienen exactamente 50 gramos de ácido?

**R:** 679,911 mL

5. Calcular: a) Cuántas moles de bisulfito de sodio ( $\text{NaHSO}_3$ ) hay en 25 ml de una solución 0.22 M; b) Cuántos gramos de bisulfito de sodio hay en esos 25 mL.

**R:**

a) 0,22 moles de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 1000 mL de solución

x moles de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 25 mL de solución

$$x = 0,0255 \text{ moles de NaHSO}_3$$

b) x g de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 0,22 moles

104 g de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 1 mol

$$x = 22,88 \text{ g de NaHSO}_3$$

22,88 g de NaHSO<sub>3</sub> ----- 1000 mL de solución

x g de NaHSO<sub>3</sub> ----- 25 mL de solución

x = 0,572 g de NaHSO<sub>3</sub>.

6. Se prepara una solución disolviendo 25 mL de solución de HCl al 32% P/P y D=1,16 g/mL en suficiente agua destilada hasta alcanzar un volumen de 200 mL. Calcular la concentración molar de esta solución.

**R:** 1,273 mol/L

7. El ácido láctico (H<sub>Lac</sub>) es el responsable del sabor ácido del “yogur”. La reacción de neutralización este ácido con agua de cal Ca(OH)<sub>2</sub> puede representarse por la siguiente reacción balanceada : Ca(OH)<sub>2</sub> + 2CH<sub>3</sub>OHCHCO<sub>2</sub>H → Ca(CH<sub>3</sub>OHCHCO<sub>2</sub>)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O. ¿Qué volumen (V<sub>2</sub>) de una solución de Ca(OH)<sub>2</sub> de concentración M<sub>2</sub> = 0,125 M se requiere para neutralizar todo el ácido láctico contenido en un volumen de solución (V<sub>1</sub>) = 3,50 L de una solución cuya concentración es M<sub>1</sub> = 0,650 M.

R: El proceso de neutralización se lleva a cabo cuando el número de moles del agua de cal y del ácido que reaccionan son iguales. Por lo tanto:

$$n_{\text{H}_{\text{LAC}}} = n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \rightarrow \text{conociendo que : } n = MV$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \rightarrow V_2 = \frac{M_1 V_1}{M_2} \rightarrow V_2 = \frac{0,650 \times 3,50 \text{L}}{0,125} = 9,10 \text{L}$$

8. Se añaden 200 mL de agua destilada a 200 mL de una solución de HNO<sub>3</sub> de concentración molar 1,5 mol/L. Determinar la concentración molar de la solución resultante.

**R:** 0,750 mol/L

9. Numerosos blanqueadores para lavandería contienen hipoclorito de sodio o de calcio como ingrediente activo. Una marca comercial, por ejemplo, contiene aproximadamente 52 g de NaClO por litro de solución. ¿Cuál es la molaridad de esta solución?

**R:**

74,5 g de NaClO ----- 1 mol de NaClO

52 g de NaClO ----- x moles

x = 0,697 moles por litro, o sea, M = 0,70 M.

10. ¿Cuántos mL de agua destilada habrá que añadirle a 500 mL de una solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de concentración molar M = 5 mol/L para que su concentración disminuya hasta 1,74 mol/L?

**R:** 928,57 mL

11. Se disuelven 20 g de NaOH en 560 g de agua. Calcular:

a) la concentración de la disolución en % en masa

b) su molalidad.

PA<sub>Na</sub> = 23; PA<sub>O</sub> = 16; PA<sub>H</sub> = 1.

**R:** a)

$$\%P/P = \frac{g_{\text{solute}}}{g_{\text{solución}}} \times 100 \quad \text{y} \quad g_{\text{solute}} + g_{\text{solvente}} = g_{\text{solución}}$$

$$\%_{\text{NaOH}} = \frac{20}{580} \times 100 = 3,45$$

b)

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{K_{\text{g solvente}}} \quad \text{y} \quad n_{\text{soluto}} = \frac{g_{\text{soluto}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{20\text{g}}{40\text{g mol}^{-1}} = 0,5 \text{ moles}$$

$$m = \frac{0,5 \text{ moles}}{0,56\text{Kg}} = 0,89$$

12. Se mezclan 200 mL de solución de HCl de concentración molar  $M = 10,17 \text{ mol/L}$  Con 700 mL de solución del mismo ácido de concentración 1 M. Determinar la concentración molar de la solución resultante.

**R:** 3,038 mol/L

13. Se dispone de un ácido nítrico comercial concentrado al 96,73 % en masa y densidad 1,5 g/mL. ¿Cuántos mL del ácido concentrado ( $V_C$ ) serán necesarios para preparar una disolución de 0,2 L ( $V_D$ ) y concentración 1,5 M ( $M_D$ ) de dicho ácido?  $M_{(\text{HNO}_3)} = 63\text{g/mol}$ .

**R:**

$$M_c = \frac{\% \cdot d \cdot 10}{M_M} = \frac{96,73 \times 1,5 \times 10}{63} = 23,03$$

$$M_C V_C = M_D V_D \rightarrow V_C = \frac{M_D V_D}{M_C} = 0,01303 \text{ L}$$

$$V_C = 13,03 \text{ mL}$$

14. ¿Cuántos mL de solución de HCl de concentración molar 2 mol/L, se necesitan para que reaccionen completamente 100 g de zinc?

**R:** 1.529,500 mL

15. Calcula la masa de nitrato de hierro (II),  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ , que hay en 100 mL de disolución acuosa al 6 %. Densidad de la disolución 1,16 g/mL.

**R:**

$$\%_{p/p} = \frac{g_{\text{soluta}}}{g_{\text{solución}}} \times 100 \quad \text{y} \quad d = \frac{m_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}}$$

$$m_{\text{solución}} = d \times V_{\text{solución}} = 1,16 \text{ g/mL} \times 100 \text{ mL} = 116 \text{ g}$$

$$g_{\text{Fe}(\text{NO}_3)_2} = \frac{\%_{p/p} \times g_{\text{solución}}}{100} = \frac{6 \times 116 \text{ g}}{100} = 6,96 \text{ g}$$

16. Se mezclan 80 mL de solución de HCl al 32% P/P y  $D = 1,16 \text{ g/mL}$  con 220 mL de solución del mismo ácido de concentración molar  $M = 0,75 \text{ mol/L}$ . Determine: A) Concentración molar de la solución final y B) % P/V de solución final.

**R:** A) 3,263 mol/L; B) 11,90%P/V

17. Se disuelven en agua 30,5 g de cloruro amónico ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) hasta obtener 0,5 l de disolución. Sabiendo que la densidad de esta es  $1027 \text{ kg/m}^3$ , calcular: a) La concentración de la misma en porcentaje en masa. b) La molaridad. c) La molalidad. d) Las fracciones molares del soluto y del disolvente.  $M_{(\text{NH}_4\text{Cl})} = 53,5 \text{ g/mol}$ .

**R:**

$$\text{a) } \%_{p/p} = \frac{g_{\text{soluta}}}{g_{\text{solución}}} \times 100 \quad \text{y} \quad d = \frac{m_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}}$$

$$m_{\text{solución}} = d \times V_{\text{solución}} = 1,027 \text{ g/mL} \times 500 \text{ mL} = 513,5 \text{ g}$$

$$\%_{p/p} = \frac{30,5 \text{ g}}{513,5 \text{ g}} \times 100 = 5,94\%$$



$$\text{b) } M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solución}}}, \quad n_{\text{soluto}} = \frac{g_{\text{soluto}}}{M_M}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{30,5 \text{ g}}{53,5 \text{ g/mol}} = 0,57 \quad \text{y} \quad M = \frac{0,57 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}}$$

$$M = 1,14 \text{ L}$$

$$\text{c) } m = \frac{n_{\text{soluto}}}{K g_{\text{solvente}}}, \quad n_{\text{soluto}} = \frac{g_{\text{soluto}}}{M_M}, \quad g_{\text{solvente}} = g_{\text{solución}} - g_{\text{soluto}}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{30,5 \text{ g}}{53,5 \text{ g/mol}} = 0,57 \quad \text{y} \quad g_{\text{solvente}} = 513,5 \text{ g} - 30,5 \text{ g} = 483 \text{ g}$$

$$m = \frac{0,57 \text{ moles}}{0,483 \text{ Kg}} = 1,18$$

$$\text{d) } X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{totales}}}, \quad X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{totales}}}, \quad n_{\text{totales}} = n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}$$

$$n_{\text{soluto}} = \frac{g_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{M_{\text{NH}_4\text{Cl}}} = \frac{30,5 \text{ g}}{53,5 \text{ g/mol}} = 0,57 \quad \text{y} \quad n_{\text{solvente}} = \frac{g_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{483 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$n_{\text{solvente}} = 26,83 \text{ moles. Entonces, } n_{\text{totales}} = 27,40 \text{ moles}$$

$$X_{\text{soluto}} = \frac{0,57}{27,40} = 0,02 \quad \text{y} \quad X_{\text{solvente}} = \frac{26,83}{27,40} = 0,98$$

18. ¿Cuántos mL de solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 80% P/P y  $D = 1,74 \text{ g/mL}$  se necesitan para que reaccionen completamente 50 g de zinc?

**R:** 53,87 mL

19. Un ácido sulfúrico concentrado de densidad  $1,8 \text{ g/mL}$  tiene una pureza del 90,5 %. Calcular: a) Su concentración en g/L; b) Su molaridad; c) El volumen necesario para preparar 0,25 L de disolución 0,2 M.  $M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 98 \text{ g/mol}$ .

**R:** De acuerdo con el valor de densidad, cada mL de solución pesa 1,8 g. Por lo tanto 1000 mL pesan 1800 g.

Conociendo el porcentaje de pureza, se tiene que por cada 100 g de solución hay 90,5 g de soluto. Por lo tanto, en 1800 g de solución que pesa un 1 L de solución existen:  $90,5 \times 1800 / 100 = 1629,00$  g de soluto. O sea que:

a) Su concentración en g/L es igual a 1629.

$$b) M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solución}}} \quad \text{y} \quad n_{\text{soluto}} = \frac{g_{\text{soluto}}}{M_M} = \frac{1629 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 16,63 \text{ moles}$$

$$M = \frac{16,63 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 16,63$$

$$c) M_c V_c = M_D V_D \rightarrow V_c = \frac{M_D V_D}{M_c} = \frac{0,2 \text{ mol/L} \times 0,25 \text{ L}}{16,63 \text{ mol/L}} = 0,003 \text{ L}$$

20. ¿Cuántos mililitros de solución de ácido clorhídrico 4,2 mol/L se necesitan para preparar 500 mL de solución del mismo ácido, pero con concentración igual a 0,1 mol/L?

**R:** 11,91 mL

21. En 40 g de agua se disuelven 5 g de ácido sulfhídrico,  $M_m (\text{H}_2\text{S}) = 34$  g/mol. La densidad de la disolución formada es  $1,08 \text{ g/cm}^3$ . Calcula: a) el porcentaje en masa; b) la molalidad; c) la molaridad.

**R:** conociendo lo g de soluto y de solvente, se tiene que los g de solución son 45 g. Por lo tanto:

$$\begin{aligned}
 \text{a) } \%_{p/p} &= \frac{g_{\text{soluto}}}{g_{\text{solución}}} \times 100 \rightarrow \%_{p/p} = \frac{5 \text{ g}}{45 \text{ g}} \times 100 = 11,11\% \\
 \text{b) } m &= \frac{n_{\text{soluto}}}{Kg_{\text{solvente}}} \text{ y } n_{\text{soluto}} = \frac{g_{\text{soluto}}}{M_M} = \frac{5 \text{ g}}{34 \text{ g/mol}} = 0,1471 \text{ moles} \\
 m &= \frac{0,1471 \text{ moles}}{0,04 \text{ Kg}} = 3,678 \\
 \text{c) } M &= \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solución}}} \text{ y } d = \frac{g_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}} \rightarrow V_{\text{solución}} = \frac{g_{\text{solución}}}{d} = \frac{45 \text{ g}}{1,08 \text{ g/mL}} = 41,66 \text{ mL} \\
 M &= \frac{0,1471 \text{ moles}}{0,0417 \text{ L}} = 3,528
 \end{aligned}$$

22. ¿Cuántos mL de solución de HCl al 32% p/p y densidad=1,16 g/mL se necesitan para preparar 250 mL de solución del mismo ácido de concentración molar igual a 1,25 mol/L.

**R:** 30,69 mL

23. Se desea preparar 1 L de disolución de HCl 0,5 M (solución C), a partir de una disolución A y una disolución B de HCl. La disolución A esta al 5% y tiene una densidad de 1,095 g/mL. La solución B tiene una concentración 0,1 M.

**R:** Para prepara la solución C a partir de las soluciones A y B, se tiene que plantear y desarrollar las siguientes ecuaciones:

$$\begin{aligned}
 n_A + n_B &= n_C, \text{ conociendo que } M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solución}}} \text{ se tiene :} \\
 M_A V_A + M_B V_B &= M_C V_C, \text{ donde : } V_C = V_A + V_B \\
 M_A (V_C - V_B) + M_B V_B &= M_C V_C, \text{ donde : } V_C = 1 \text{ L} \\
 M_B = 0,1; M_C = 0,5 \text{ y } M_A &= \frac{\% \cdot d \cdot 10}{M_{\text{HCl}}} = \frac{5 \times 1,095 \times 10}{36,5} = 1,5 \text{ M}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 M_A(V_C - V_B) + M_B V_B &= M_C V_C \\
 V_B(M_B - M_A) &= M_C V_C - M_A V_C \\
 V_B &= \frac{V_C(M_C - M_A)}{M_B - M_A} = \frac{1(0,5 - 1,5)}{0,1 - 1,5} \\
 V_B &= 0,714\text{L} \quad \text{y} \quad V_A = 1 - 0,714 = 0,286\text{L}
 \end{aligned}$$

De acuerdo con los resultados obtenidos anteriormente, se tiene que para preparar 1 L de solución C 0,5 M, se deben mezclar 0,714 L de la solución B con 0,286 L de la solución A.

24. Calcular la concentración molar de una solución de  $\text{NaClO}_3$  de concentración molar 3,5 mol/L y densidad = 1,21 g/mL.

**R:** 4,169 mol/Kg

25. Se prepara una solución disolviendo 18 gramos de sulfato de potasio en 100 mL de agua destilada, cuya densidad es aproximadamente igual a 1g/mL. Determine la concentración molar de esta solución.  $M_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 174 \text{ g/mol}$

**R:** Para determinar la molalidad de la solución debemos determinar los moles de soluto y los kg de solvente, conociendo la densidad de la solución y los gramos de soluto y aplicar la siguiente relación,  $m = n_{\text{soluto}}/\text{Kg}_{\text{solvente}}$ :

$$\begin{aligned}
 n &= \frac{g_{\text{K}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{K}_2\text{SO}_4}}, \quad d = \frac{m_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}}, \quad g_{\text{solvente}} = g_{\text{solución}} - g_{\text{soluto}} \\
 n &= \frac{18 \text{ g}}{174 \text{ g/mol}} = 0,1035; \quad m_{\text{solución}} = d \times V_{\text{solución}} = 1 \text{ g/mL} \times 100 \text{ mL} = 100 \text{ g} \\
 g_{\text{solvente}} &= g_{\text{solución}} - g_{\text{soluto}} = 100 \text{ g} - 18 \text{ g} = 82 \text{ g} \\
 m &= \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{Kg}_{\text{solvente}}} = \frac{0,1035}{0,082} = 1,262
 \end{aligned}$$

26. ¿Cuántos mililitros de solución de ácido sulfúrico al 98% P/P y  $D = 1,84$  g/mL, contienen exactamente 80 gramos del ácido.

**R:** 44,37 mL

27. Se tienen 500 mL de una solución de  $\text{BaCl}_2$  al 15 % P/P y densidad 1,11 g/mL. Determine la cantidad de  $\text{BaCl}_2$  que se le debe adicionar a la solución anterior para que su concentración sea igual al 20 % P/P.

**R:** Se conoce que  $d = m / V$ ; por lo tanto:  $m_{\text{solución}} = d \cdot V = 1,11 \text{ g/mL} \cdot 500 \text{ mL} = 555 \text{ g}_{\text{solución}}$ .

En la solución que se dispone hay:

15 g<sub>solute</sub> → 100 g<sub>solución</sub>

X<sub>1</sub> ← 555 g<sub>solución</sub>

X<sub>1</sub> = 83,25 g de  $\text{BaCl}_2$ . A dicha solución se le debe adicionar una cantidad X<sub>2</sub> de  $\text{BaCl}_2$  para que la solución resultante sea 20 % P/P.

Por lo tanto:

$$\% = \frac{\text{g}_{\text{solute}}}{\text{g}_{\text{solución}}} \cdot 100 \rightarrow 20\% = \frac{X_1 + X_2}{\text{g}_{\text{solución}} + X_2} \cdot 100 = \frac{83,25 + X_2}{555 + X_2} \cdot 100$$

$$0,2 \cdot (555 + X_2) = 83,25 + X_2 \rightarrow 111 + 0,2X_2 = 83,25 + X_2$$

$$0,8X_2 = 111 - 83,25 = 27,75 \rightarrow X_2 = 27,75 / 0,8 = 34,69 \text{ g}_{\text{solute}}$$

28. Se prepara una solución disolviendo 100 gramos de  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  en 200 mL de agua destilada. Determine su concentración molal.

**R:** 1,213 mol/Kg

29. Dosis altas de calcio pueden ayudar a las mujeres que sufren de problemas agudos durante la menstruación. La dosis diaria recomendada es de 0,6 a 1,3 g de calcio. El porcentaje de calcio presente en la leche es de 0,27% P/P. Si esta fuera la única fuente calcio ¿cuántos mL de leche diarios se tendría que tomar una mujer para ingerir el mínimo de la dosis recomendada? La densidad de la leche es de 0,97 g / mL

R: % P/P·d = % P/V. Por lo tanto, % P/V =  $0,27 \cdot 0,97 = 0,2619$ , o sea:

0,2619 g → 100 mL

0,6 g → X = 229,10 mL de leche debería tomar diariamente

30. En un laboratorio se requiere preparar una solución al 40% P/P de un soluto determinado para su uso en un proceso de síntesis. Se dispone de 200 mL de dicha solución al 15% P/P, cuya densidad es de 1,12 g/mL ¿Qué cantidad de soluto debe añadirse a esta solución para preparar la solución requerida al 40% P/P.

**R:** 93,26 g de soluto.

31. En algunas vaquerías descreman fraudulentamente la leche. Como la densidad tiende a incrementarse por encima del 1,031 g/mL (valor normal) durante el proceso fraudulento, suelen adicionar agua hasta recuperar ese valor normal. Sin embargo, muchas de esas vaquerías no saben que la leche normal es aproximadamente 0,3 molal y durante el proceso de control de calidad que se le hace a ese producto se encuentra que congela a -0,42 °C. Averiguar si el producto en cuestión ha sido adulterado y de ser así, determine

la cantidad de agua que han añadido a ese pro que presenta la densidad normal establecida. Datos:  $K_C = 1,86$ .

R: A partir de  $\Delta T$  y  $K_C$ , se puede hallar la concentración molal real del producto lácteo al que se le esta aplicando control de calidad:

El valor obtenido muestra que el producto fue diluido. Por la tanto, a partir de las relaciones entre molalidad concentrada y diluida se puede determinar la cantidad de agua que se le añadido:

$$m = \frac{n_{\text{soluta}}}{K_{\text{g}_{\text{solvente}}}} \rightarrow m_c \cdot K_{\text{g}_c} = m_d \cdot K_{\text{g}_{(\text{solvente añadidos})}}$$

$$\frac{0,3 \cdot 1 K_{\text{g}}}{m_d} = K_{\text{g}_{(\text{solvente añadidos})}} \rightarrow K_{\text{g}_{(\text{solvente añadidos})}}$$

$$K_{\text{g}_{(\text{solvente añadidos})}} = 1,3286$$

La cantidad de agua que adicionaron fue:

$$1328,6 \text{ g} - 1000 \text{ g} = 328,6 \text{ g}.$$

32. Al neutralizarse una muestra de 10 mL de HCl con una solución de NaOH de concentración molar  $M = 0,2 \text{ mol/L}$ , se gastaron exactamente 17 mL de la solución básica. Determine la concentración molar de la solución ácida.

**R:** 0,340 mol/L

33. El etanol y el metanol forman una solución ideal. La presión de vapor del etanol es de 44,5 mmHg y la del metanol 88,7 mmHg a 20 °C. Determine las presiones de vapor de cada componente en la solución, la presión total de la

la misma conociendo que la solución esta conformada por 30 g de etanol y 50 g de metanol y la composición en la fase de vapor. Datos: las masas moleculares del etanol y metano son respectivamente: 46 y 32 g/mol.

**R:** A partir de las masas del etanol (E) y metanol (M) y sus respectivas masas moleculares ( $M_E$  y  $M_M$ ) se determinan las fracciones molares:

Aplicando la ley de Raoult:

$$P_{V_E} = X_E P_E^o \rightarrow P_{V_E} = 0,2944 \cdot 44,5 = 13,10 \text{ mmHg}$$

$$P_{V_M} = X_M P_M^o \rightarrow P_{V_M} = 0,7056 \cdot 88,7 = 62,59 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{total}} = P_{V_E} + P_{V_M} \rightarrow P_{\text{total}} = 13,10 + 62,59 = 75,69 \text{ mmHg}$$

Para determinar la composición en la fase de vapor se aplica la ley de Dalton:

$$P_{V_E} = X_{E(\text{vapor})} \cdot P_{\text{total}} \quad \text{y} \quad P_{V_M} = X_{M(\text{vapor})} \cdot P_{\text{total}}$$

Por lo tanto:

$$X_{E(\text{vapor})} = \frac{P_{V_E}}{P_{\text{total}}} \quad \text{y} \quad X_{M(\text{vapor})} = \frac{P_{V_M}}{P_{\text{total}}}$$

$$X_{E(\text{vapor})} = \frac{P_{V_E}}{P_{\text{total}}} = \frac{13,10}{75,69} = 0,1730 \quad \text{y} \quad X_{M(\text{vapor})} = \frac{P_{V_M}}{P_{\text{total}}} = \frac{62,59}{75,69} = 0,8269$$

O sea que en la fase de vapor se tendrá 17,30 % de Etanol y 82,70% de metanol.

34. Cuántos gramos de hidróxido de magnesio se requieren para neutralizar 10 mL de solución de HCl al 32% P/P y densidad=1,16 g/mL.

**R:** 2,974 g



35. En un laboratorio de Análisis Instrumental se requiere preparar 5 L de una solución de sulfato de sodio 2,4M ( $d_R=1,20$  g/mL). Sin embargo, en dicho laboratorio solo se cuenta con una gran cantidad de una solución de sulfato de sodio 2,4N ( $d=1,15$  g/mL) y con cristales de sulfato de sodio decahidratado. El jefe del laboratorio requiere que tanto la solución de sulfato de sodio 2,4 N como los cristales de sulfato de sodio decahidratado sean utilizados para preparar la solución de interés. Determine el volumen de la solución de sulfato de sodio 2,4N y la masa de los cristales de sulfato de sodio decahidratado que se requieren para tal fin.

R: Para la resolución de problema se requiere realizar dos balances de masas, uno con respecto a la masa de la solución resultante y otro con respecto a la masa del soluto resultante:

- Balance de masa con respecto a la solución resultante

Consideremos como solución A, a la solución de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  2,4 N ( $d_A = 1,15$  g/mL) y como producto B, a los cristales de sulfato de sodio decahidratado ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ). Por lo tanto:

Masa solución A ( $m_A$ ) + masa del producto B ( $m_B$ ) = Masa de la solución resultante ( $m_R$ )

Las masas  $m_A$  y  $m_R$  pueden ser definidas en función de las densidades de las soluciones llevando las unidades del volumen de mL a L y  $m_B$  es simplemente una incógnita la cual denominaremos Y. Por lo tanto:

$$d_A = \frac{m_A}{V_A} \rightarrow m_A = d_A \cdot V_A \cdot 1000 \rightarrow m_A = 1,15 \cdot V_A \cdot 1000 = 1150V_A$$

$$d_R = \frac{m_R}{V_R} \rightarrow m_R = d_R \cdot V_R \cdot 1000 \rightarrow m_R = 1,20 \cdot 5 \cdot 1000 = 6000 \text{ g}$$

$$m_B = Y$$

$$1150V_A + Y = 6000g \quad (1)$$

- Balance de masa con respecto al soluto resultante

Masa del soluto en la solución A ( $g_A$ ) + masa del soluto puro del producto B ( $g_B$ ) = masa del soluto resultante ( $g_R$ )

Las masas  $g_A$ ,  $g_B$  y  $g_R$  se definen a través de las ecuaciones de normalidad, %P/P y molaridad respectivamente:

$$N_A = \frac{\text{equiv}}{V_A} = \frac{g_A}{PE \cdot V_A} \rightarrow g_A = N_A \cdot PE \cdot V_A$$

$$g_A = 2,4 \cdot 142 / 2 \cdot V_A \rightarrow g_A = 170,4V_A$$

El peso molecular del  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  es 142 g/mol y el del  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  es 322 g/mol. Por lo tanto:

$$322 \longrightarrow 142$$

$$100 \longrightarrow X = 100 \cdot 142 / 322 = 44,1\%$$

$$\%(\text{pureza}) = \frac{g_B}{g_{\text{cristales}}} \cdot 100 \rightarrow g_B = \%( \text{pureza} ) \cdot g_{\text{cristales}} / 100$$

$$g_B = \frac{44,1 \cdot Y}{100} \rightarrow g_B = 0,441Y$$

$$M_R = \frac{n_R}{V_R} = \frac{g_R}{PM \cdot V_R} \rightarrow g_R = M_R \cdot PM \cdot V_R$$

$$g_R = 2,42 \cdot 142 \cdot 5 \rightarrow g_R = 1704g$$

O sea que:

$$g_A + g_B = g_R$$

$$170,4V_A + 0,441Y = 1704 \text{ g} \quad (2)$$

Representando las ecuaciones obtenida de los balances de masas se tiene:

$$(1) \quad 1150V_A + Y = 6000 \text{ g}$$

$$(2) \quad 170,4V_A + 0,441Y = 1704 \text{ g}$$

Multiplicando la ecuación (1) por -0,44:

$$\begin{array}{r} -507,16 - 0,441Y = -2646 \\ 170,4V_A + 0,441Y = 1704 \\ \hline -336,75V_A = -942 \end{array}$$

$$V_A = 2,797 \text{ L}$$

Sustituyendo este valor de  $V_A$  en en la ecuación (1) se tiene que  $Y = 2783,07 \text{ g}$ .

Por lo tanto, para preparar la solución resultante se requiere emplear 2,797 L de la solución A y 2,783 Kg de los cristales de sulfato de sodio decahidratados.

36. Al reaccionar 4 g de una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  con un exceso de solución de cloruro de bario, se obtuvieron 4,08 g de sulfato de bario. Determine el % P/P de la solución ácida.

**R:** 40,86%

37. Seleccione la opción en que se encuentren indicados correctamente los valores de concentración de soluciones de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de diferentes concentraciones:

i)  $5 \text{ M} < 5 \text{ N} < 5 \% \text{ P/V}$

ii)  $5 \text{ M} > 5 \text{ N} > 5 \% \text{ P/V}$

iii)  $5 \% \text{ P/V} > 5 \text{ M} > 5 \text{ N}$

iv)  $5 \% \text{ P/V} < 5 \text{ M} < 5 \text{ N}$

v) Ninguna de las anteriores.

Nota: Debe expresar razonadamente la opción que seleccione

R: La respuesta correcta es la iv) ya que:  $5 \text{ N} > 5 \text{ M} > 5 \% \text{ P/V}$ .

38. ¿Cuántos mL de solución de ácido fosfórico al 70% y  $D = 1,53 \text{ g/mL}$  reaccionan completamente con 2 g de calcio?

**R:** 3,04 mL

39. Una mezcla de NaCl y sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) con masa total de 20 g, se disuelve en agua suficiente para obtener 250 mL de solución. La presión osmótica de la solución es de 10 atm a  $23 \text{ }^\circ\text{C}$ . Determine el % P/P de NaCl en la mezcla.

**R:** Se tiene una mezcla de un electrolito (NaCl) y un no electrolito (sacarosa). Por lo tanto, se debe considerar el factor Van Hoff (i) para el electrolito, siendo este factor igual a:

$i = 1 - \alpha + \alpha \cdot v$ , donde  $\alpha$  es el grado de disociación, el cual es igual a 1 por tratarse de un electrolito fuerte y  $v$  es el número de iones del electrolito en la solución que en este caso es igual a 2. El valor de  $i$  es igual a 2.

Si se considera que hay  $X$  gramos de  $\text{NaCl}$  y  $Y$  gramos de sacarosa, se tiene que:

$X + Y = 20$ . Por lo tanto, podemos considerar que la cantidad en gramos de  $\text{NaCl}$  es igual a  $20 - Y$ .

Aplicando la fórmula de la presión osmótica ( $\Pi$ ) se tiene que la:

$$\Pi_{\text{solución}} = \Pi_{\text{NaCl}} + \Pi_{\text{sacarosa}}$$

$$\Pi_{\text{NaCl}} = i \cdot M_{\text{NaCl}} \cdot R \cdot T = \frac{i \cdot (20 - Y) \cdot R \cdot T}{PM_{\text{NaCl}} \cdot V}$$

$$\Pi_{\text{sacarosa}} = M_{\text{sacarosa}} \cdot R \cdot T = \frac{Y \cdot R \cdot T}{PM_{\text{sacarosa}} \cdot V}$$

$$\Pi_{\text{solución}} = \frac{i \cdot (20 - Y) \cdot R \cdot T}{PM_{\text{NaCl}} \cdot V} + \frac{Y \cdot R \cdot T}{PM_{\text{sacarosa}} \cdot V}$$

Sustituyendo en la ecuación anterior los valores que se dan en el ejercicio se tiene que  $Y = 18,58$  y  $X = 1,42$ . Es decir que:

$20 \text{ g} \longrightarrow 100\%$	$20 \text{ g} \longrightarrow 100\%$
$1,42 \text{ g} \longrightarrow \% \text{NaCl}$	$18,58 \text{ g} \longrightarrow \% \text{sacarosa}$
$\% \text{NaCl} = 7,1\%$	$\% \text{sacarosa} = 92,9\%$

40. ¿Cuántos gramos de una muestra de magnesio con 78% de pureza reaccionan completamente con 100 mL de solución de ácido nítrico de concentración 2 mol/L?

**R:** 3,115 g.

41. Cuál es la concentración en ppm de iones  $\text{Pb}^{2+}$  contenidos en una muestra fisiológica que contiene 0,00025 %P/V.

**R:** 2,5 ppm.

42. ¿A cuántos g/L equivale una concentración de vitamina B12 de 200 microgramos por mililitro?

**R:** 0,2 g/L

43. Qué volumen de  $\text{HNO}_3$  concentrado  $d = 1,42 \text{ g/mL}$  y 69,5% P/P en  $\text{HNO}_3$  contiene 14,2 g de  $\text{HNO}_3$ .

**R:** 14,39 mL

44. Cuando se disuelve 1 g de urea  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  en 200 g de un disolvente el punto de congelación disminuye en 0,250 °C. Cuando se disuelven 1,50 g de una sustancia X, que es un no electrolito, en 125 g del mismo disolvente A, el punto de congelación disminuye en 0,200 °C. Determine la masa molecular de la sustancia X.

**R:** 180 g/mol

45. Calcular el punto de congelación y el de ebullición a 1atm de una solución que contiene 2,6 g de urea  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  en 50 g de agua conociendo que  $K_B = 0,52$  y  $K_C = 1,86$ .

**R:**  $T_{c(\text{solución})} = -1,61 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $T_{eb(\text{solución})} = 100,451 \text{ }^\circ\text{C}$ .

46. Determine la presión de vapor a  $35 \text{ }^\circ\text{C}$  de una solución preparada disolviendo 20,2 g de sucrosa  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  en 60,5 g de agua. La presión de vapor del agua pura a  $35 \text{ }^\circ\text{C}$  es 42,20 mmHg.

**R:**  $P_{v(\text{solución})} = 41,47 \text{ mmHg}$

47. ¿Cuál es el punto de ebullición de una solución que contiene 0,152 g de glicerol  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ , en 20 g de agua?

**R:**  $T_{eb(\text{solución})} = 100,064 \text{ }^\circ\text{C}$

48. Una solución acuosa de un compuesto molecular congela a  $-0,086 \text{ }^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es la molalidad de la solución?

**R:**  $m = 0,046 \text{ mol/kg}$

49. La sustancia Safrole está contenida en el aceite del azafrán y es utilizada en algunos casos para darle aroma a un determinado tipo de cerveza. Una cantidad de 2,39 mg de Safrole fue disuelta en 10,3 mg de éter difenílico. La solución presenta un punto de congelación de  $25,70 \text{ }^\circ\text{C}$ . Calcular la masa molecular de dicha sustancia, conociendo que el punto de congelación del éter difenílico es de  $26,84 \text{ }^\circ\text{C}$  y la constante crioscópica es igual a  $8 \text{ }^\circ\text{C/m}$ .

**R:** 1.628,34 g/mol

50. El dextran es un carbohidrato polimérico producido por cierta bacteria, el cual es utilizado como sustituto del plasma sanguíneo. Una solución acuosa que contiene 0,582 g de dextran en 106 mL de solución a 21 °C tiene una presión osmótica de 1,47 mmHg. Determine la masa molecular del dextran.

**R:** 68.469,33 g/mol

51. En determinada montaña de los páramos andinos el punto de ebullición del agua es de 95 °C. Qué cantidad en gramos de cloruro de sodio debe ser añadida a 1 Kg de agua para llevar la temperatura de ebullición a 100 °C. Considere que dicha sal se disocia completamente.

**R:** 281,25 g NaCl

52. La nicotina tiene una fórmula empírica de  $C_5H_7N$ , una solución de 0,524 g de nicotina en 12 g de agua hierve a 100,14 °C a 760 mmHg. ¿Cuál es la fórmula molecular de la nicotina?

**R:**  $C_{10}H_{14}N_2$

53. Por análisis se comprobó que la progesterona, hormona femenina, contiene 9,5 % de H, 10,2 % de O y 80,3 % de C. Una solución de 1 gramo de la hormona en 10 gramos de benceno congela a 3,88 °C. ¿Cuál es la fórmula molecular de la progesterona? Asuma  $K_c = 5,10$  para el benceno, conociendo que el benceno congela a 5,5 °C.

**R:**  $C_{21}H_{30}O_2$



54. Un líquido puro tiene una presión de vapor de 40 mmHg a 25 °C. Cuál será la presión de vapor de una solución que contiene 2 moles de un soluto no-electrolito y no volátil en 20 moles de dicho líquido puro, suponiendo que la solución se comporta idealmente.

**R:**  $P_{v(\text{solución})} = 36,36 \text{ mmHg}$

55. Una solución de cierta proteína en agua contiene 4,6 g de soluto por litro. La solución tiene una presión osmótica de 3,10 mmHg a 20 °C. Determine la masa molecular de la proteína, así como el punto de congelación de la solución.

**R:** 27.109 g/mol

56. En un laboratorio de análisis químico se requiere preparar una solución al 15% de un soluto determinado para ser utilizada en un análisis específico. Se dispone de 90 g de dicha solución al 5% ¿Qué cantidad de soluto debe añadirse a esta solución para preparar la solución requerida al 15%.

**R:** 10,59 g

57. Para obtener una solución de ácido ortofosfórico con una densidad de 1,25 g/mL, se mezclan cuatro soluciones de este ácido de diferentes concentraciones. De la primera se toman 100 g de solución que es 0,25 molal y tiene una densidad de 1,15 g/mL, de la segunda se toman 50 mL de solución que contiene 8000 mg de soluto por 100 mL de solución, de la tercera se toman 150 mL de la solución cuya concentración es 0,5 M y de la cuarta se toman 80 g de solución de 500 ppm y densidad 1,125 g/mL. ¿Cuál es la concentración final en términos de M, N, %P/P, y m?

**R:** M = 0,30; N = 0,90; %P/P = 2,35; m = 0,25

58. Los alcanos normales son hidrocarburos de fórmula  $C_nH_{2n+2}$ . Las plantas sintetizan selectivamente alcanos con un número impar de átomos de carbono. En el agua de lluvia, en verano abundan más los alcanos de número impar de carbonos. Este hecho sugiere que en verano los alcanos presentes en el aire provienen principalmente de las plantas. En invierno, la concentración de alcanos disminuye y no predominan los alcanos de número impar, de lo que se deduce que el origen de los alcanos en invierno no son las plantas sino probablemente la actividad humana. La concentración de  $C_{29}H_{60}$  en el agua de lluvia en verano es 34 ppb. Hallar la molaridad del  $C_{29}H_{60}$ .

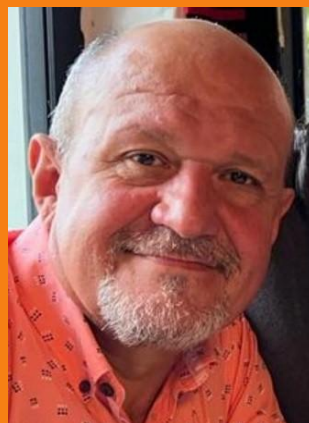
R: 83 nM

# Bibliografía

1. Petrucci R, Herring F. Química General, Prentice hall 8° edición; 2003.
2. Atkins P, Jones L. Principios de Química: los caminos del descubrimiento. 3ra ed. Buenos Aires: Médica Panamericana; 2006.
3. Chang R. Principios Esenciales de Química General. 4ª edición McGraw-Hill; 2006.
4. Masterton WL, Hurley CN. Química Principios y Reacciones. 4ª edición Thomson Ed, 2003.
5. Morcillo J. Temas básicos de Química. Publicado por Alhambra Universidad; 1991. ISBN 10: 8420507822, ISBN 13: 9788420507828.
6. <https://www.icoftalmologia.es/es/noticias/john-tyndall-una-mente-maravillosa/>.
7. Van der Merwe J, Steenekamp J, Steyn D, Hamman J. The role of functional excipients in solid oral dosage forms to overcome poor drug dissolution and bioavailability. *Pharmaceutics*. 2020; 12(5): pp. 393.
8. Modi AD, Modi DM. The tale of pharmaceutical excipient selection: from the laboratory to the industrial scale. *Pharma Science Monitor*. 2022; 13(2): pp. 1-20.
9. Dickinson E, Pawlowski K. Effect of i-carrageenan on flocculation, creaming, and rheology of a protein-stabilized emulsion. *J Agric Food Chem*. 1997; 45: pp. 3799.
10. Evans DF, Wennerström H. *The Colloidal Domain. Where Physics, Chemistry, Biology and Technology Meet*. VCH Publishers, N.York; 1994.
11. Sinko PJ. *Martins's Physical Pharmacy and Pharmaceutical Sciences*. Lippincott Williams & Wilkins. Sixth edition; 2011.
12. Tejada Romero CR. *Emulsionantes y Fabricación e Cosméticos*. Universidad de Sevilla. (Trabajo Fin de Grado); 2016.

13. [http://www.anaesthesia.med.usyd.edu.au/resources/lectures/gas\\_supplies\\_c lt/gasmixing.html](http://www.anaesthesia.med.usyd.edu.au/resources/lectures/gas_supplies_c lt/gasmixing.html)
14. El manual de ingeniería biomédica. 2ª edición editada por Joseph D. Bronzino. Springer Science & Business Media; 2000.
15. [http://www.wilhelmsen.com/services/maritime/companies/buss/BUSS\\_Pres room/Documents/Span%20Gases](http://www.wilhelmsen.com/services/maritime/companies/buss/BUSS_Pres room/Documents/Span%20Gases).
16. Martin A. Fenómenos de solubilidad y distribución, Farmacia física y ciencias farmacéuticas, Lippincott Williams and Wilkins, sexta edición; 2011.
17. Savjani KT, Gajjar AK, Savjani JK. Drug Solubility: Importance and Enhancement Techniques. International Scholarly Research Network ISRN Pharmaceutics. 2012; 2012: pp. 1-10. Article ID 195727, 10 pages doi:10.5402/2012/195727
18. Callister WD. Materials Science and Engineering: An Introduction, 7th edition, New York: John Wiley & Sons; 2006. ISBN 0-471-73696-1.
19. Pollock DD. Physical properties of materials for engineers. CRC press; 2020.
20. Sáenz GF, et. al. Diagnóstico de hemoglobinopatías y de trastornos afines. Enfoque poblacional del problema. Bol Of Sanit Pamm. 1981; 90(2): pp. 127-143.
21. Ghosh K, Ghosh K, Agrawal R, Nadkarni AH. Recent advances in screening and diagnosis of hemoglobinopathy. Expert Review of Hematology. 2020; 13(1): pp. 13-21.
22. Menolasina, SJ. Fisicoquímica en el campo farmacéutico y del bioanálisis. Venezuela: Consejo de Publicaciones ULA; 2005 ISBN 980-11-0893-2
23. Raoult FM. Loi générale des tensions de vapeur des dissolvants" (Ley general de las presiones de vapor de los solventes), Comptes rendus. 1886; 104: pp.1430-1433.
24. Burgot JL. Ideal Solutions. In: The Notion of Activity in Chemistry. Springer, Cham; 2017. [https://doi.org/10.1007/978-3-319-46401-5\\_8](https://doi.org/10.1007/978-3-319-46401-5_8).
25. Castellan GW. Fisicoquímica. Pearson Educación; 2000.
26. Voet D, Voet JG, Pratt CW. Fundamentals of biochemistry. Wiley. p. 30; 2001. ISBN 9780471417590.





Nacido en Valera, Estado Trujillo, Venezuela, en el año 1960, el profesor Sabino José Menolasina Monrreal, es Licenciado en Química, 1984, Universidad de Los Andes (ULA), Mérida-Venezuela; Especialista en Química Aplicada: Mención Electroquímica, 1991, (ULA), Mérida-Venezuela; PhD en Química, 1996, University of Bath (Inglaterra).

Profesor Titular de la ULA, Mérida-Venezuela, (1989-2016); Profesor (Docente Ocasional) de la Escuela Superior de Chimborazo (ESPOCH), Ecuador, (2016-2018). Profesor (Postgrado) en la ESPOCH y en la Universidad Técnica de Ambato (UTA), Ecuador, (2019).

Director de varias tesis de postgrado (Doctorado y Maestría) y pregrado en la ULA. Autor de más de 20 publicaciones en revistas científicas nacionales e internacionales. Autor de varios libros: Fundamentos y Aplicaciones de Electroquímica (2004); Físicoquímica en el campo farmacéutico y del bioanálisis (2005); Manual de Prácticas de Laboratorio de Físicoquímica (2006); Química general aplicada a las Ciencias de la Salud (2009).

Autor de capítulos en libros: Capítulo 11: Electroquímica con electrodos, en el libro de Físicoquímica para Ciencias de la Salud (1997); Capítulo 10: Nanotecnología aplicada en el campo de Ciencias de la Salud, en el libro Nanopartículas: Fundamentos y Aplicaciones (2015).

Campo de investigación: Electroquímica aplicada en el campo de la Ingeniería Química y ciencias de la salud. Fue miembro de varias sociedades científicas nacionales e internacionales.

Ha sido galardonado en varios programas de estímulo a la docencia e investigación: Reconocimientos y Estímulos del Reglamento de Evaluación Integral al Desempeño del Personal Académico de la ESPOCH (2017); Programa Estimulo a la Docencia Universitaria (PED) de la ULA (2015); Distinción “Dr. Mariano Picón Salas” en su segunda clase, por sobresaliente trayectoria en docencia universitaria, ULA (2013); Programa de Estímulo al Investigador de la ULA (PEI-ULA) (1998-2015); Reconocimiento por trayectoria como autor de libro en la ULA (2010); Sistema de promoción del Investigador (SPI) Nivel I, Nivel II (1998-2000); Profesor meritorio, Nivel III, CONABA (2000); Reconocimiento académico CONADES (1998).



ISBN: 978-980-11-2189-3



9 789801 121893