
QUÍMICA

Bachillerato Internacional

Sistemas Materiales
Técnicas Analíticas

Jorge Rojo Carrascosa

<http://www.profesorjrc.es>

Índice general

1. SISTEMAS MATERIALES	2
1.1. TIPOS DE SISTEMAS MATERIALES	2
1.1.1. MAPA CONCEPTUAL SISTEMAS MATERIALES	3
1.1.2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN	5
1.1.2.1. MÉTODOS DE SEPARACIÓN MECÁNICOS	5
1.1.2.2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN FÍSICOS	5
1.2. DISOLUCIONES	6
1.2.1. FORMAS CUANTITATIVAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN	6
1.2.1.1. PORCENTAJE EN MASA	7
1.2.1.2. PORCENTAJE EN VOLUMEN	7
1.2.1.3. GRAMOS POR LITRO	7
1.2.1.4. FRACCIÓN MOLAR	7
1.2.1.5. MOLARIDAD	7
1.2.1.6. MOLALIDAD	8
1.3. SOLUBILIDAD	8
1.4. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES	10
1.4.1. PRESIÓN OSMÓTICA	10
1.4.2. DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR	10
1.4.3. ASCENSO EBULLOSCÓPICO	10
1.4.4. DESCENSO CRIOSCÓPICO	11
2. TÉCNICAS ANALÍTICAS	12
2.1. CROMATOGRAFÍA	12
2.1.1. TIPOS DE CROMATOGRAFÍA	13
2.2. ESPECTROFOTOMETRÍA Y COLORIMETRÍA	14
2.3. ESPECTROCOPIA INFRARROJA	15
2.4. PROBLEMAS RESUELTOS	17

Capítulo 1

SISTEMAS MATERIALES

La materia presenta dos tipos de propiedades, las propiedades extensivas y las propiedades intensivas. Las propiedades extensivas dependen de la cantidad y forma de la materia. Por ejemplo: peso, volumen, longitud, energía potencial, calor, . . . , sin embargo, las propiedades intensivas tienen que ver más con la estructura química interna de la materia, como la temperatura, punto de fusión, punto de ebullición, calor específico, concentración, índice de refracción, . . .

Las propiedades intensivas pueden servir para identificar y caracterizar una sustancia pura, es decir, aquella que está compuesta por un solo tipo de molécula, como, por ejemplo, el agua, que está formada solo por moléculas de agua (H_2O), o el azúcar, que solo la conforman moléculas de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

1.1. TIPOS DE SISTEMAS MATERIALES

Un sistema químico consiste en cualquier combinación de componentes químicos que es objeto de estudio y/o análisis con fines específicos. Los sistemas pueden ser abierto, cerrados o aislados. En química se denomina *fase* a toda materia o masa *homogénea* del sistema que estamos estudiando, por lo tanto, las sustancias puras y mezclas homogéneas, cada una constituye una sola fase, de aquí que puedan existir mezclas homogéneas o heterogéneas dependiendo de la existencia de una o más fases respectivamente. La interfase es el medio que separa dos fases (puede ser monofásico, difásico, trifásico, etc.). Los *componentes* son las diferentes sustancias que están presentes en el sistema y los *constituyentes* son los diferentes elementos que forman las diferentes sustancias que dan lugar a un sistema químico.

Una disolución de sal en agua, por ejemplo, es un sistema químico homogéneo (ve-

mos un fase) en el que los componentes son la sal y el agua y los constituyentes son el sodio, cloro, hidrógeno y oxígeno. Los componentes químicos de un sistema pueden presentarse en sus fases sólida, líquida o gaseosa. Un sistema no puede contener más de una fase gaseosa, pero sí puede tener varias fases líquidas y sólidas. Una aleación de cobre y níquel, por ejemplo, contiene dos fases sólidas; una mezcla de tetracloruro de carbono y agua tiene dos fases líquidas.

1.1.1. MAPA CONCEPTUAL SISTEMAS MATERIALES

El siguiente mapa conceptual nos muestra como podemos distinguir y separar cualquier sistema químico.

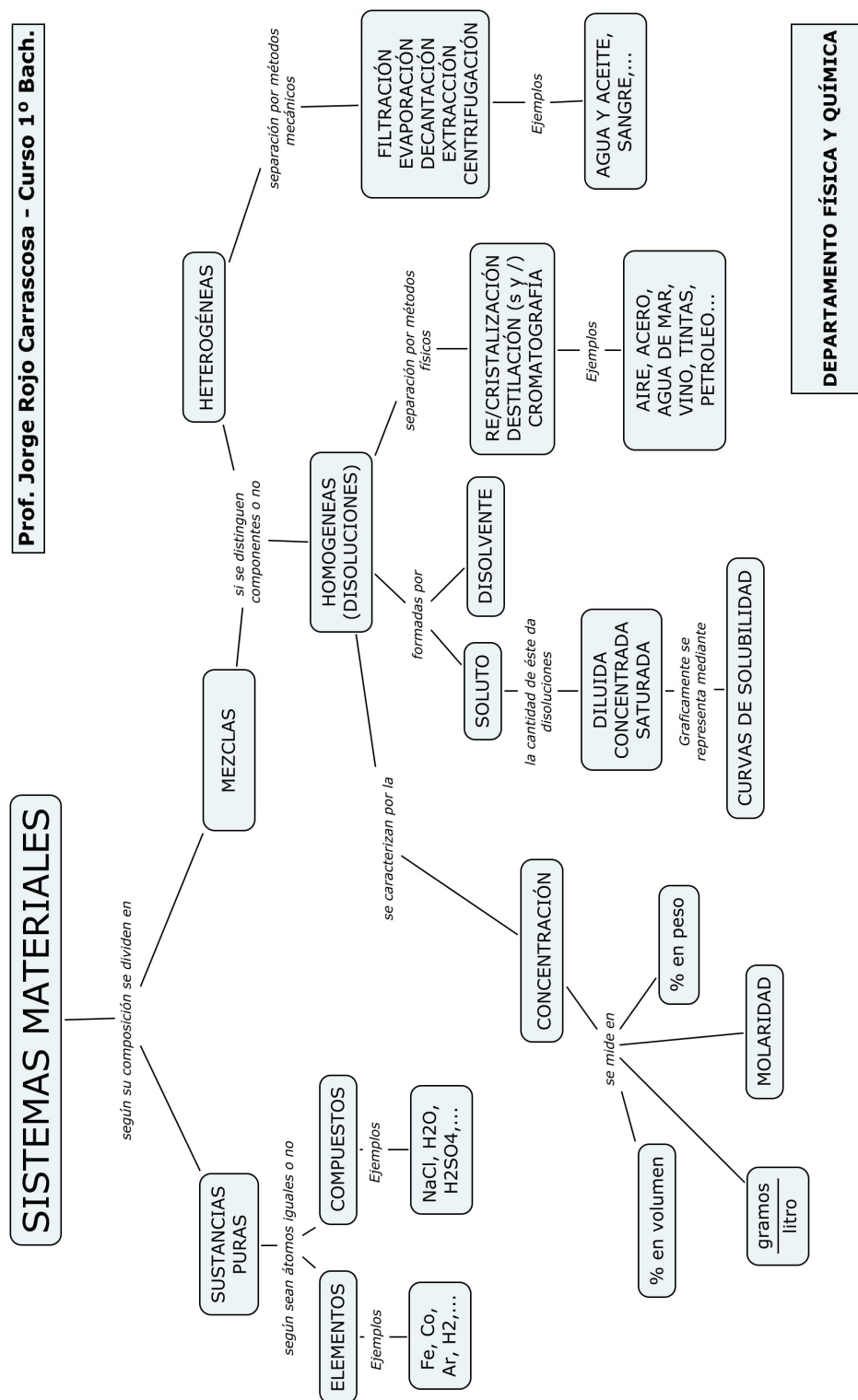


Figura 1.1: Sistemas materiales

1.1.2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN

En los métodos de separación mecánicos se suelen separar mezclas con componentes de gran tamaño. No existen cambios de fases en las mezclas, por ejemplo, el filtrado de una mezcla de agua y arena a través de un tamiz (tamizado). Sin embargo, en los métodos físicos se aprovechan las propiedades físicas de las mezclas para separar sus componentes (diferencias en el punto de ebullición o sublimación) y suelen darse cambios de fase. Por ejemplo, la destilación del alcohol que se separa de la mezcla fermentada de agua y fruta azucarada.

Algunos métodos de separación son:

1.1.2.1. MÉTODOS DE SEPARACIÓN MECÁNICOS

- **Filtración:** este método consiste en hacer pasar el sistema formado por un sólido y un líquido a través de una pared porosa llamada filtro, que generalmente se coloca en un embudo. La fase sólida es retenida y el líquido atraviesa el filtro.
- **Decantación:** Permite separar un sólido de un líquido o dos líquidos que no se mezclen, o no miscibles, de diferente peso específico. La fase de mayor peso específico se deposita en el fondo del recipiente (sedimenta) y la otra sobrenada, facilitando la separación.
- **Centrifugación:** Se utilizan centrifugadoras para separar sólidos de líquidos. Al girar a gran velocidad la fase más densa, generalmente la sólida, se deposita en el fondo del recipiente y posteriormente se separa por decantación.
- **Cristalización:** Método de separación físico por medio del cual se separa un componente de una disolución líquida transfiriéndolo a la fase sólida en forma de cristales que precipitan. Se suelen preparar disoluciones a una temperatura para posteriormente ir enfriando lentamente para conseguir la precipitación de cristales.

1.1.2.2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN FÍSICOS

- **Destilación:** La *destilación simple* consiste en calentar un líquido hasta que sus componentes más volátiles pasan a la fase de vapor y, a continuación, enfriar el vapor para recuperar dichos componentes en forma líquida por medio de la condensación.

Existen distintos tipos de destilación en función de las propiedades de las sustancia a separar, por ejemplo, la *destilación fraccionada* permite separar

componentes con puntos de ebullición muy cercanos gracias a una columna de fraccionamiento que permite condensar y evaporar el vapor en su trayecto. La *destilación por arrastre de vapor* se utiliza para separar componentes poco solubles en agua y con altos puntos de ebullición y la *destilación al vacío* se reduce la presión para bajar el punto de ebullición de los compuestos.

- **Cromatografía:** es una técnica de separación de sustancias que se basa en las diferentes velocidades con que se mueve cada una de ellas a través de un medio poroso arrastradas por un disolvente en movimiento. Ver el capítulo de técnicas analíticas.

1.2. DISOLUCIONES

Una disolución es una mezcla homogénea de dos a más sustancias puras llamadas componentes de la disolución. Estos componentes reciben el nombre de **soluto** y **disolvente**, siendo el soluto el componente en menor proporción y el disolvente el componente que se encuentra en mayor proporción. Las disoluciones en las que el disolvente es el agua se conocen con el nombre de disoluciones acuosas.

De manera cualitativa, podemos encontrar según la concentración de soluto disuelto las siguientes disoluciones:

- Disoluciones Diluidas: Concentración de soluto muy inferior a la máxima.
- Disoluciones Concentradas: Concentración cercana a la máxima admitida.
- Disoluciones Saturadas: Son aquellas en las que no se admite mayor cantidad de soluto en el disolvente, la concentración es máxima y depende del disolvente y de las condiciones de presión y temperatura.

1.2.1. FORMAS CUANTITATIVAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

En química, y muchas otras disciplinas científicas, es muy importante conocer la proporción relativa entre el soluto y la cantidad total de disolución, siendo esta proporción conocida como **concentración**. Por tanto, expresada matemáticamente, la concentración de una disolución de forma genérica vendrá dada por:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$

Cuantitativamente existen distintas formas de expresar la concentración,

1.2.1.1. PORCENTAJE EN MASA

Se define como la masa en gramos de soluto disueltos por cada 100 gramos de disolución.

$$masa = \frac{masa(g) \text{ soluto}}{masa(g) \text{ soluto} + masa(g) \text{ disolvente}} \cdot 100$$

1.2.1.2. PORCENTAJE EN VOLUMEN

Se define como el volumen de soluto o de disolvente, ambos expresados en mL, que hay en 100 mL de disolución. Se emplea en disoluciones de líquidos o gases puros.

$$vol = \frac{V(mL) \text{ soluto}}{V(mL) \text{ disolución}} \cdot 100$$

1.2.1.3. GRAMOS POR LITRO

Se define como la masa en gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

$$g/L = \frac{masa(g) \text{ soluto}}{V(L) \text{ disolución}}$$

1.2.1.4. FRACCIÓN MOLAR

Se define como la relación del número de moles de soluto (o disolvente) y el número de moles totales de la disolución. La suma de las fracciones molares de todos los componentes es 1.

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

1.2.1.5. MOLARIDAD

Esta es la forma más común en Química para expresar la concentración de una disolución. Para saber aplicarla bien hay que referirnos a dos conceptos previos.

- **Peso atómico o masa atómica relativa:** Estas expresiones se corresponden con la razón de la masa media por átomo del elemento a 1/12 de la masa de un átomo de ^{12}C . El valor de cada elemento viene tabulado en el sistema periódico, así por ejemplo, para el C es 12 g/mol, para el O_2 32 g/mol, para el HCl es 36,5 g/mol, De igual forma, la unidad de masa atómica (u) (peso atómico o molecular) equivale a $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

- **Mol:** El mol es la unidad que mide la cantidad de sustancia en el S.I. de unidades, se define como la cantidad de sustancia (átomos, moléculas, iones, ...) que contiene tantas entidades como átomos hay exactamente en 12 gramos de carbono 12. El número de entidades elementales existentes en un mol es una constante que no depende del tipo de partícula considerado. Esta cantidad se llama **número de Avogadro**, N_A , y equivale a $6,03 \cdot 10^{23}$. El número de moles (**n**) de un elemento o compuesto presentes en una cantidad de sustancia de masa en gramos (**m**), es,

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{masa atómica o molecular (g/mol)}}$$

Con estos dos conceptos, ya estamos en condiciones de conocer y aplicar correctamente el concepto de Molaridad. La Molaridad se define como el número de moles de soluto disueltos por litro de disolución. Matemáticamente,

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{V(L) \text{ disolución}}$$

1.2.1.6. MOLALIDAD

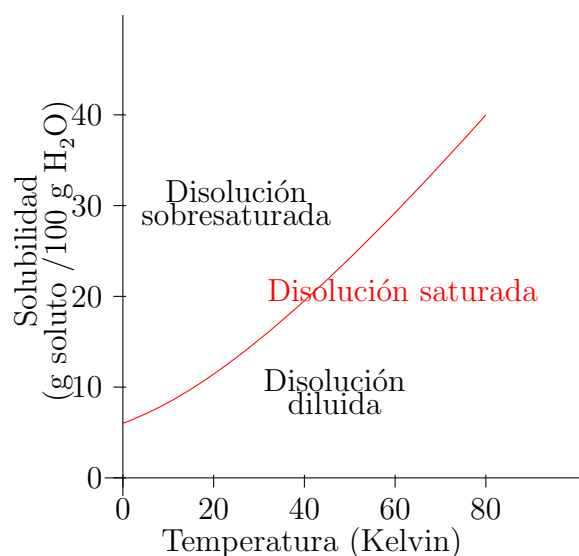
Cantidad de soluto por cada kilogramo de disolvente. Es una magnitud independiente de la temperatura.

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}(kg)}$$

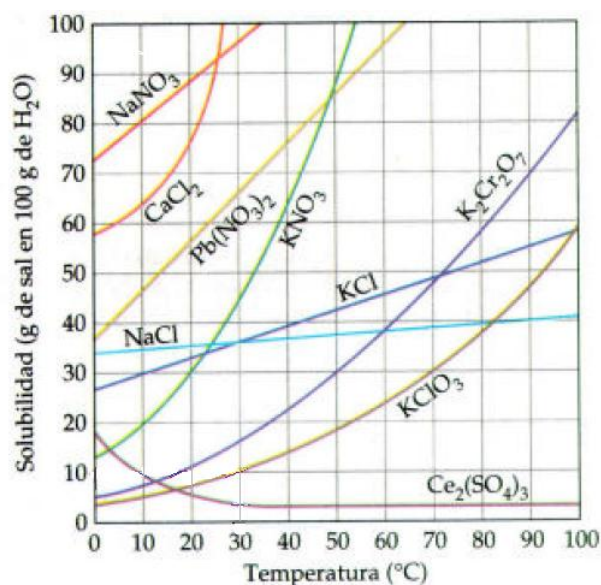
1.3. SOLUBILIDAD

La solubilidad es un concepto físico que mide la capacidad máxima para disolverse un soluto en un disolvente determinado y a una temperatura determinada. El concepto de solubilidad lleva implícito el término de disolución saturada.

En la siguiente gráfica de solubilidad del KCl en H₂O podemos observar como la solubilidad depende de la temperatura y no sólo eso, también estamos en condiciones de entender los conceptos de **disolución diluida o insaturada**, **disolución saturada** y **disolución sobresaturada**. Cuando tenemos una disolución sobresaturada es cuando aparece un precipitado, es decir, la disolución contiene más soluto del que puede existir y por tanto, precipita. Hasta una disolución saturada tenemos tan sólo un estado, sin embargo al pasar a una disolución sobresaturada tenemos dos estados, el líquido con dos componentes (por ejemplo, KCl y H₂O) y otro sólido (KCl).

Solubilidad del KCl en H₂O

La concentración se suele expresar como $[s] \Rightarrow \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$ o $\frac{\text{gramos}}{\text{litro}}$. La solubilidad depende de la Temperatura, de la naturaleza tanto del disolvente como del soluto, y de la presión. Por ejemplo, en agua se disuelve la sal pero no así el aceite. En general, la solubilidad de los sólidos en un líquido aumenta con el incremento de la temperatura pero sin embargo, la de los gases en un líquido, disminuye si se aumenta la temperatura. La siguiente gráfica de solubilidad podemos ver como es la disolución de distintas sales en 100 gramos de agua.



1.4. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

Con la disolución, las propiedades de las sustancias que lo forman son diferentes a las que presentan cuando son sustancias puras. Se habla de propiedades coligativas cuando las disoluciones dependen exclusivamente de la concentración del soluto que forma la disolución. Existen cuatro propiedades:

1.4.1. PRESIÓN OSMÓTICA

La ósmosis es un fenómeno de difusión a través de una membrana semipermeable por donde pasan las moléculas de disolvente desde la disolución más diluida a la más concentrada. La difusión se mantiene hasta alcanzar el equilibrio osmótico entre ambas disoluciones. Las moléculas de soluto no pueden atravesar la membrana semipermeable.

Por tanto, se define la **presión osmótica**, π , como *la presión que es necesaria aplicar a una disolución para detener el flujo de disolvente a través de una membrana semipermeable que la separa del disolvente puro*. La presión osmótica es directamente proporcional a la concentración de la disolución, expresada en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$;

$$\pi = cRT$$

siendo R, la constante de los gases en unidades del S.I. y T la temperatura en Kelvin.

1.4.2. DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR

La presión de vapor es aquella que se encuentra en equilibrio entre la presión del gas y del líquido. Sin embargo, en una disolución, con soluto no volátil ni iónico, se observa un descenso relativo de la presión de vapor de la disolución respecto a la del disolvente puro directamente proporcional a la fracción molar del soluto. Esta ley es conocida como **Ley de Raoult**,

$$\Delta p = p^0 - p = \chi p^0$$

siendo Δp la disminución de la presión de vapor, p^0 la presión de vapor del disolvente puro, p la presión de vapor de la disolución y χ la fracción molar del soluto.

1.4.3. ASCENSO EBULLOSCÓPICO

La disminución de la presión de vapor provoca que para alcanzar el punto de ebullición (deben igualarse la presión de vapor y la atmosférica) sea necesario un mayor

aporte de energía. Es decir, la temperatura de ebullición de la disolución es mayor que la del disolvente puro.

$$\Delta T_e = k_e m$$

donde ΔT_e es el ascenso ebulloscópico, m es la molalidad de la disolución y K_e es la constante ebulloscópica del disolvente, sus unidades son $K \cdot kg \cdot mol^{-1}$.

1.4.4. DESCENSO CRIOSCÓPICO

De igual manera se produce una disminución del punto de fusión en la disolución ya que se necesita una menor temperatura para que el sistema se solidifique.

$$\Delta T_f = k_c m$$

donde ΔT_f es el descenso crioscópico, m es la molalidad de la disolución y K_c es la constante crioscópica del disolvente, sus unidades son $K \cdot kg \cdot mol^{-1}$.

Capítulo 2

TÉCNICAS ANALÍTICAS

Con el nombre de técnicas analíticas se engloban aquellas herramientas en química que permiten identificar, cuantificar y caracterizar sustancias. Se pueden dividir en métodos clásicos o tradicionales y en los instrumentales o modernos, todos ellos se aplican en distintos campos como la industria farmacéutica, ambiental, alimentaria o incluso, la forense.

Como métodos tradicionales nos podemos encontrar las *valoraciones*, ya sean ácido-base, redox o de reacciones de precipitación, y las *técnicas de separación clásicas* como la destilación, cristalización, . . . En cuanto a los métodos más modernos nos encontramos las numerosas técnicas espectroscópicas, electroquímicas o cromatográficas, entre otras.

No son las únicas técnicas de análisis de compuestos, el aumento de los procesos digitales y tecnológicos permiten incorporar día tras día nuevas técnicas de gran sensibilidad y precisión que permiten aumentar la investigación científica.

2.1. CROMATOGRAFÍA

La cromatografía es una técnica de separación física que permite analizar y separar componentes de una mezcla. Es una herramienta fundamental en diversas áreas científicas como la química, la biología, la farmacología y la ciencia ambiental, desde la investigación básica como en control de calidad de procesos industriales, la cromatografía forma parte de las técnicas analíticas más importantes en separación, identificación y análisis de compuestos. Se basa en dos principios fundamentales:

- **Interacción diferencial:** Los componentes de la mezcla tienen diferentes afinidades por la fase estacionaria y la fase móvil. Esto provoca que se muevan a diferentes velocidades a lo largo del sistema, lo que permite su separación.

- **Distribución entre fases:** Los componentes de la mezcla se distribuyen entre la fase estacionaria y la fase móvil en proporciones diferentes. Dependiendo de la polaridad, tamaño molecular, carga, entre otros factores, un componente puede quedar más tiempo en una fase que en la otra, lo que determina su velocidad de desplazamiento y, por lo tanto, su separación.

La **Fase estacionaria o Adsorbentes** es aquella que permanece fija en el sistema, suele ser sólida, pero a veces se puede utilizar un líquido que recubre a un sólido. La fase que se mueve a través de la fase estacionaria se denomina **Fase móvil o Eluyente**. Esta última puede ser un líquido o un gas, siendo los disolventes más empleados: hexano, tetraclorometano, cloroformo, metanol o agua. Todos ellos se caracterizan por tener bajos puntos de ebullición y viscosidad, lo que les permite moverse con rapidez.

2.1.1. TIPOS DE CROMATOGRAFÍA

Dependiendo de la naturaleza de la fase estacionaria y la fase móvil existen distintos tipos de cromatografía. Los más comunes son:

- **Cromatografía en capa fina (CCF):** La cromatografía en capa fina es una técnica que permite la separación y el análisis cualitativo de pequeñas cantidades de muestra. En este tipo de cromatografía, una capa delgada de material adsorbente como gel de sílice, SiO_2 , o alúmina, Al_2O_3 , en función de que las sustancias a separar sean más polares o apolares respectivamente, se coloca sobre una placa de vidrio o plástico. La fase móvil se desplaza por la superficie de la capa fina, y los compuestos se separan en función de su afinidad por la fase estacionaria y móvil.

Se pueden identificar compuestos o determinar el grado de pureza de una sustancia, realizar un control de calidad de productos, análisis de pigmentos, seguimiento de reacciones químicas.

- **Cromatografía en columna (CC):** En este caso, la fase estacionaria se coloca en una columna vertical, generalmente llena de material granular (como sílice o alúmina). La mezcla que se desea separar se introduce en la parte superior de la columna, y la fase móvil fluye a través de la columna, separando los componentes de la mezcla según sus propiedades. A medida que los componentes se mueven a través de la columna, se separan y se recogen en diferentes fracciones.
- **Cromatografía de gases (CG):** Utiliza un gas como fase móvil, y la fase estacionaria es generalmente un material sólido o un líquido recubriendo un soporte.

Esta técnica se utiliza principalmente para separar compuestos volátiles. Los componentes de la mezcla se separan en función de su tiempo de retención, que depende de su interacción con la fase estacionaria.

Es muy útil en el análisis de gases, de compuestos orgánicos volátiles o para un monitoreo ambiental.

- **Cromatografía líquida de alta resolución (HPLC)**: Es una de las técnicas cromatográficas más avanzadas. Utiliza una fase móvil líquida y una columna que contiene la fase estacionaria. La alta presión utilizada en el proceso permite separar compuestos en mezclas complejas con alta precisión y rapidez. Esta técnica es ampliamente utilizada para el análisis de sustancias biológicas (proteínas o ácidos nucleicos), productos farmacéuticos y otros compuestos químicos.

2.2. ESPECTROFOTOMETRÍA Y COLORIMETRÍA

Las técnicas espectrofotométricas y colorimétricas permiten la determinación cuantitativa de compuestos químicos mediante la interacción entre la luz y la materia. La colorimetría se diferencia fundamentalmente de la espectrofotometría en el alcance de la radiación utilizada en el análisis.

La **espectrofotometría** se basa en la medición de la absorción de radiación electromagnética por especies químicas en disolución. Utiliza un monocromador para seleccionar longitudes de onda específicas, pueden ir desde el ultravioleta hasta el infrarrojo, permitiendo cuantificar sustancias mediante la **Ley de Lambert-Beer**:

$$A = \varepsilon \cdot c \cdot l$$

donde A es la absorbancia (adimensional), ε el coeficiente de extinción molar, característico de la sustancia y que muestra la intensidad de absorción de la luz, se mide en $L \cdot (mol \cdot cm)^{-1}$, c la concentración molar $mol \cdot L^{-1}$ y l la longitud del camino óptico medida en cm .

La **colorimetría** se restringe al espectro visible, 400-700 nm, y se fundamenta en la formación de complejos coloreados mediante reacciones químicas específicas, donde la intensidad del color es proporcional a la concentración del analito. Se utilizan filtros ópticos para seleccionar bandas espectrales amplias.

La espectrofotometría ofrece una mayor sensibilidad con ε típicos de $10^3 - 10^5 L \cdot (mol \cdot cm)^{-1}$ y selectividad espectral gracias al monocromador de alta resolución.

Requiere controlar adecuadamente el pH, la fuerza iónica, la temperatura, e incluso la ausencia de especies interferentes. Por otro lado, la colorimetría siendo menos precisa, es bastante más económica y rápida para análisis rutinarios. En ambos casos se requiere validar la linealidad, ($R^2 > 0,995$) y ajustarse al rango de cumplimiento de la Ley de Lambert-Beer, por lo general, valores de absorbancia menores a 1, ($A < 1,0$).

Entre las aplicaciones de estas técnicas se encuentran:

- Monitoreo de metales pesados en aguas (Pb, Cd, Hg)
- Determinación de nutrientes en suelos (NO_3^- , PO_4^{3-})
- Control de calidad farmacéutico (pureza de principios activos)
- Análisis de alimentos (colorantes, conservantes)

2.3. ESPECTROCOPIA INFRARROJA

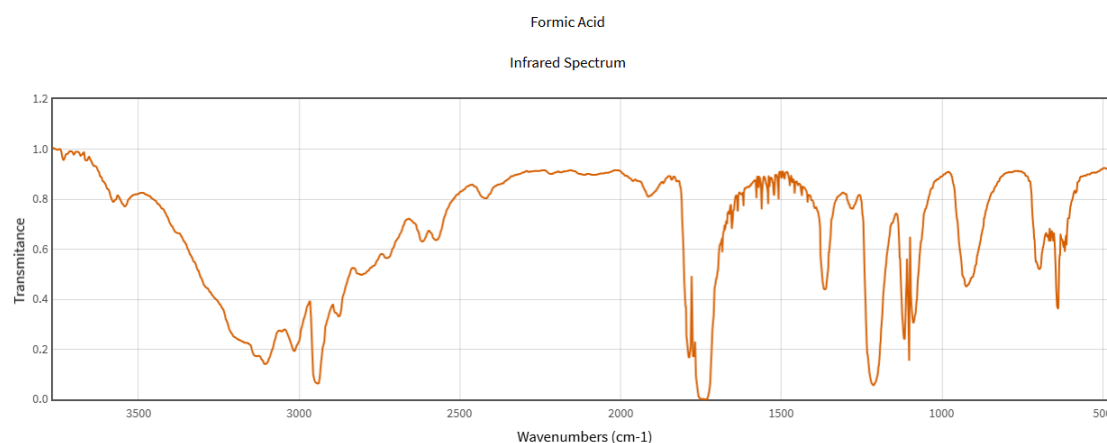
Las moléculas vibran, más concretamente, lo hacen los enlaces existentes entre los átomos que forman las moléculas en lo que se conoce como *modos de vibración*. Modos de vibración son por ejemplo los estiramientos de los enlaces, simétricos y asimétricos, o las flexiones producidas en el plano o fuera del plano. Por tanto, la espectroscopía IR mide la absorción de radiación infrarroja comprendida en el rango de $4000\text{-}400\text{ cm}^{-1}$ por las moléculas, causando transiciones entre los distintos niveles de energía vibracional.

Gracias a la **Ley de Hooke modificada** podemos encontrar las frecuencias de absorción de los modos de vibración de los enlaces con la fortaleza y la masa de los átomos. Esto permite interpretar que grupos funcionales presentan las moléculas a analizar mediante esta técnica.

$$\nu = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{k}{\mu}}$$

Por ejemplo, la siguiente tabla muestra las regiones clave de los grupos funcionales:

Grupo funcional	Tipo de vibración	Rango (cm^{-1})	Ejemplo
O-H (alcoholes)	Estiramiento	3200-3600	Etanol
O-H (ácidos carboxílicos)	Estiramiento	2500-3300 (ancho)	Ácido acético
N-H (aminas)	Estiramiento	3300-3500	Anilina
C-H (sp^3)	Estiramiento	2850-3000	Hexano
C-H (sp^2)	Estiramiento	3000-3100	Etileno
C-H (sp)	Estiramiento	≈ 3300	Acetileno
C=O (cetonas)	Estiramiento	1700-1750	Acetona
C=O (ésteres)	Estiramiento	1735-1760	Acetato de etilo
C=O (ácidos)	Estiramiento	1700-1725	Ácido benzoico
C $\equiv$ N (nitrilos)	Estiramiento	2200-2260	Acetonitrilo
C $\equiv$ C (alquinos)	Estiramiento	2100-2260	Propino
C-O (éteres/ésteres)	Estiramiento	1000-1300	Éter etílico



Como vemos en el espectro de IR del ácido fórmico tenemos que fijarnos en la banda ancha a los 3000 cm^{-1} que se corresponde con el estiramiento del enlace O-H del grupo alcohólico del ácido y en el pico del grupo carbonilo presente a los 1700 cm^{-1} .

2.4. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Se deja una disolución de KCl en un frasco, en el que, por estar mal cerrado, al cabo de unas semanas se produce un precipitado. ¿Cómo es la disolución que hay sobre el precipitado?

Al haberse formado un precipitado la disolución se encuentra saturada de cloruro potásico.

2. Si sabemos que a una determinada temperatura la solubilidad del cloruro de sodio en agua es de 35 g en 100 cm^3 y tenemos una disolución de cloruro de sodio a esa temperatura que contiene 352 g por litro de agua, ¿cómo es la disolución?

Para poder comparar nuestra disolución con la saturada, tenemos que cambiar las unidades.

$$\frac{35 \text{ g}}{100 \text{ cm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ l}} = 350 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

En la comparación observamos que tenemos más cantidad de soluto en nuestra disolución que en la saturada, por tanto, está sobresaturada y se habrá formado un precipitado.

3. Un ácido hipocloroso concentrado de densidad 1,6 g/ml tiene una pureza del 90 %. Calcula:
 - a) su concentración en g/l.
 - b) Su molaridad.
 - c) El volumen de esta disolución necesario para preparar 200 ml de una nueva disolución 0,1 M.

P.m (HClO)=52,5 g/mol.

- a) A partir de los datos de densidad de la disolución podemos hallar la concentración en g/l del ácido.

$$\frac{1,6 \text{ g ácido}}{1 \text{ ml}} \cdot \frac{90}{100} \frac{10^3 \text{ ml}}{1 \text{ l}} = 1440 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

- b) Para hallar la molaridad hay que hallar primero el número de moles de ácido. Esto podemos hacerlo desde la concentración hallada en el apartado anterior.

$$\frac{1440 \text{ g ácido}}{1 \text{ l}} \cdot \frac{1 \text{ mol ácido}}{52,5 \text{ g ácido}} = 2,74 \text{ Molar}$$

- c) Vamos a preparar una dilución, por tanto, la cantidad en moles que necesitamos para preparar esta nueva disolución es la misma cantidad que debemos recoger en el volumen que nos piden, es decir

$$M_A \cdot V_A = M_B \cdot V_B \Rightarrow V_A = \frac{M_B \cdot V_B}{M_A} = 7,3 \cdot 10^{-3} \text{ ml} = 7,3 \text{ l}$$

4. En 40 g de agua se disuelven 5 g de H₂S (Pm=34 g/mol). La densidad de la disolución formada es 1,08 g/cm³. Calcula:

- a) su concentración en tanto por ciento en masa.
- b) su molalidad.
- c) su molaridad.

- a) Al tener la masa de ambos,

$$\%masa = \frac{5 \text{ g H}_2\text{S}}{45 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 11,11 \%$$

- b) Para hallar la molalidad hay que hallar primero el número de moles del ácido. $n = \frac{5}{34} = 0,15$

$$m = \frac{0,15 \text{ g ácido}}{0,04 \text{ kg}} = 3,67 \text{ molal}$$

- c) Para hallar la molaridad tenemos que conocer cuál es el volumen de la disolución.

$$d = \frac{m}{v} \Rightarrow v = \frac{m}{d} = \frac{45}{1,8} = 41,66 \text{ cm}^3$$

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen(l)}} = 3,53 \text{ Molar}$$

5. La presión de vapor del agua a 60°C es 149,4 mmHg. Si deseamos preparar una disolución donde la presión de vapor disminuya a 140 mmHg. Determine la masa de glucosa (C₆H₁₂O₆) que debe disolverse en 150 g de agua para lograr dicho efecto.

Aplicando la Ley de Raoult podemos determinar la fracción molar de glucosa y posteriormente la masa de glucosa.

$$\Delta P = \chi_g P^0 = \frac{n_g}{(n_g + n_a)} P^0 \Rightarrow n_g = 0,55$$

siendo 180 g/mol el peso molecular de la glucosa, nos queda una masa de,

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{peso molecular}} \Rightarrow m = 99 \text{ gramos}$$

6. Si al disolver 20 g de urea (masa molar 60 g/mol) en 200 g de disolvente se observa que el punto de ebullición de la disolución es de 90 °C, determine el punto de ebullición de un disolvente puro cuya constante ebulloscópica es 0,61 °C/molal,

Al añadir un soluto en un disolvente se produce un aumento del punto de ebullición. Matemáticamente se expresa

$$\Delta T = K_e m \Rightarrow T_{\text{disolución}} - T_{\text{disolvente}}^0 = K_e m$$

si la molalidad de la urea es,

$$m = \frac{20/60}{0,2} = 1,67 \text{ molal} \Rightarrow T_{\text{disolvente}}^0 = T_{\text{disolución}} - K_e m = 88,98 \text{ } ^\circ\text{C}$$

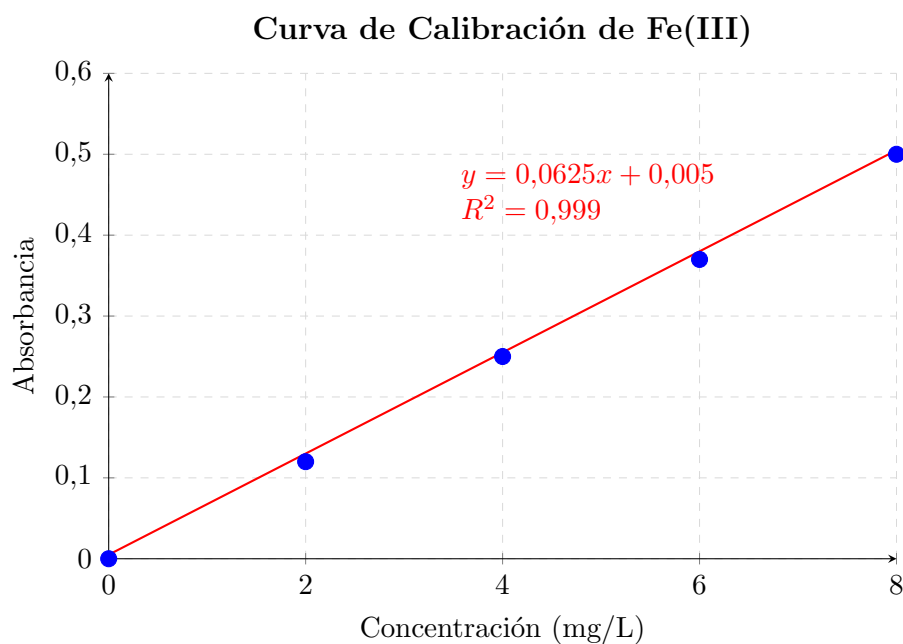
7. El análisis de unas disoluciones estándar de Fe^{3+} de concentraciones que varían entre 0 a 8 mg/L, con tiocianato potásico, KSCN, para formar el complejo férrico-tiocianato $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{3+}$, de color rojo intenso ($\lambda_{\text{max}} = 450 \text{ nm}$), se encuentran recogidas en la siguiente tabla.

Concentración (mg/L)	Absorbancia		
	Análisis 1	Análisis 2	Análisis 3
0,00	0,000	0,002	0,001
2,00	0,119	0,123	0,118
4,00	0,247	0,252	0,251
6,00	0,368	0,372	0,369
8,00	0,498	0,502	0,499

Determinar la concentración de Fe (III).

Primero realizamos la curva de ajuste a los datos para poder hallar la concentración pedida.

Concentración (mg/L)	Absorbancia media	Desviación estándar
0,00	0,001 $\pm$ 0,001	0,001
2,00	0,120 $\pm$ 0,002	0,002
4,00	0,250 $\pm$ 0,002	0,002
6,00	0,370 $\pm$ 0,002	0,002
8,00	0,500 $\pm$ 0,002	0,002



Representación de la curva de calibración obtenida para Fe(III) a 450 nm. Los puntos experimentales muestran excelente linealidad ($R^2 > 0,99$). El ajuste lineal por mínimos cuadrados nos da la referencia,

$$A = (\varepsilon \cdot l)c + A_0 \quad \Leftrightarrow \quad y = mx + b$$

Por tanto, la pendiente es $m = \varepsilon l = 0,0625 \frac{\text{mg} \cdot \text{cm}}{\text{L}}$ y la ordenada en el origen, $b = A_0 = 0,005$. Así, para una muestra desconocida con $A = 0,35$ y 1 centímetro de espesor,

$$c = \frac{A - A_0}{\varepsilon l} = \frac{0,35 - 0,005}{0,0625} = 5,52 \frac{\text{mg}}{\text{L}} = 0,00552 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$