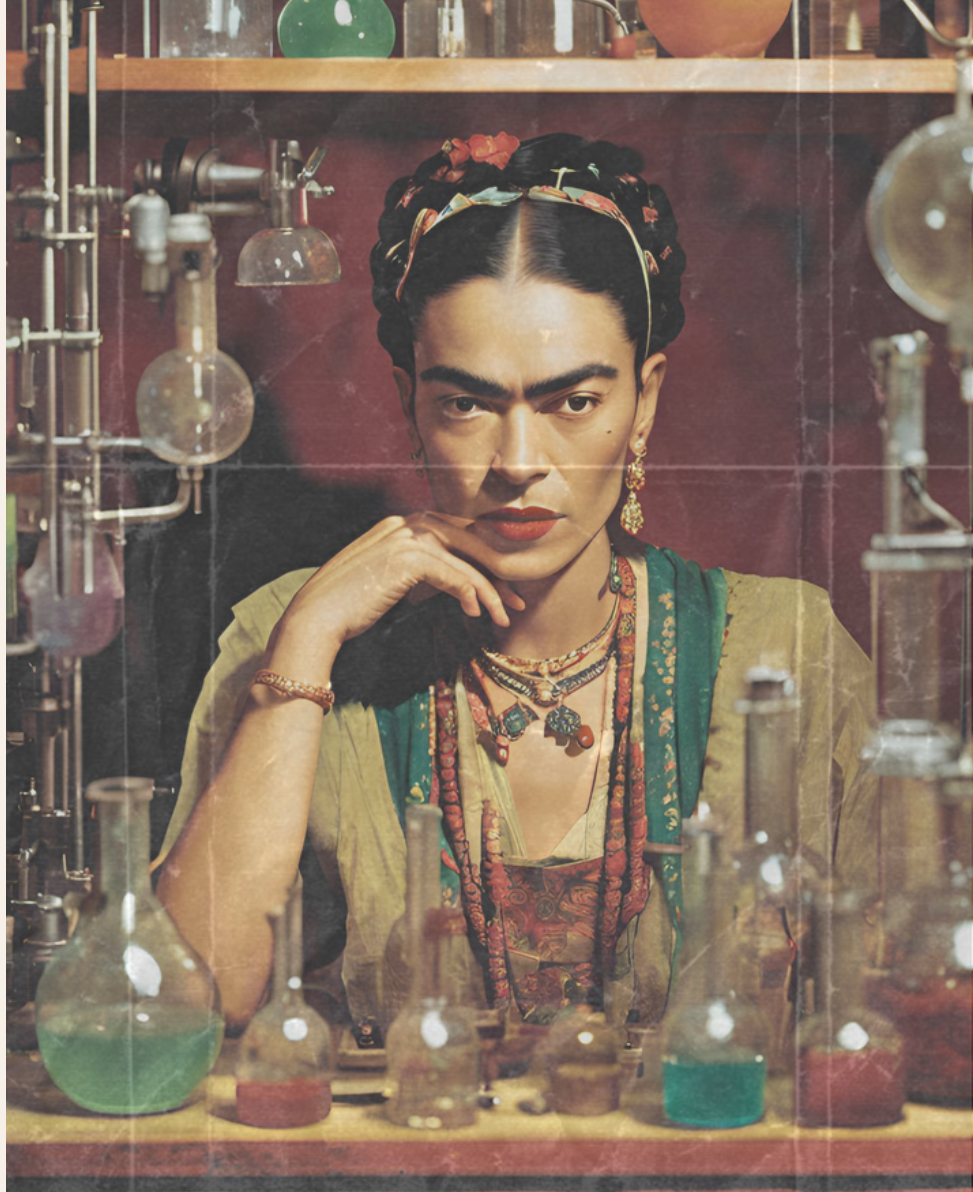




NATURALEZA DE LOS MATERIALES: I

Responsable de asignatura:

David Arráez-Román

Editores:

Abigail García-Villegas

Alejandro Rojas-García

Andrea Erdociain-Jiménez

Ángel José Jiménez Luque

María del Carmen Villegas-Aguilar

Patricia Fernández-Moreno

Editado en...

Dpto. Química Analítica, Facultad de Ciencias

Universidad de Granada

Granada, España

2024



Índice

Glosario de Términos.....02

Contenido Teórico

Tema 1: Elementos y Propiedades de la Materia.....16

Tema 2: El Enlace Químico.....21

Tema 3: Disolventes y Disoluciones.....30

Tema 4: Reacciones de Polimeración.....47

Cuaderno de Actividades.....51



Glosario de Términos



Tema - 1

Átomos: Es la parte más pequeña en la que se puede obtener materia de forma estable, ya que las partículas subatómicas (protón, neutrón, electrón) que lo componen no pueden existir aisladamente. Unidad fundamental de materia.

Molécula: Entidad más pequeña posible de una sustancia química formada por átomos en una proporción específica y que puede existir de manera independiente e incluso conservar las propiedades químicas de la sustancia por sí solo.

Materia: Es todo lo que ocupa espacio (volumen), tiene masa y posee inercia, duración en el tiempo, e interacción con la gravedad. Está formada por átomos.

Sustancia: Se emplea para referirse a compuestos y elementos. Hace referencia a la materia que no puede ser separada por un proceso físico.

Mezcla: Hace referencia a la materia que sí puede ser separada por un proceso físico.

Compuesto: Un compuesto químico es una sustancia en la que se combinan entre sí diversos átomos de diferentes elementos. Las moléculas de compuestos estarán formadas por, al menos, 2 átomos diferentes.

Elemento: Un elemento químico es una sustancia formada por un único tipo de átomos, los cuales se recogen en la tabla periódica. Las moléculas de elementos estarán formadas por átomos del propio elemento. En función del número de átomos que lo forman, los elementos se pueden dividir en monoatómicos (1), diatómicos (2) o poliatómicos (≥ 3).

Mezcla Homogénea: Se dice de aquellas mezclas uniformes en composición y propiedades en cualquier parte de la muestra.

Mezcla Heterogénea: Los componentes de la mezcla se separan en zonas bien diferenciadas, de forma que conserva una composición y unas propiedades físicas diferentes según la zona.

Protón: Partícula subatómica del átomo que se encuentra en el interior de su núcleo y tiene carga positiva.

Electrón: Partícula subatómica del átomo que se encuentra orbitando alrededor del núcleo y tiene carga negativa. Normalmente, el número de electrones y protones es el mismo, y el átomo se encuentra en estado neutro (sin carga eléctrica).

Neutrón: Partícula subatómica del átomo que se encuentra en el interior de su núcleo y no tiene carga.

Modelo Atómico: Representación teórica y visual que sirve para describir la posible estructura y comportamiento de los átomos (organización, interacción, etc). Existen 5 modelos importantes: Dalton (1803), Thomson (1897), Rutherford (1911), Bohr (1913) y el modelo actual.

Número Atómico: Número de protones que hay en el núcleo de un átomo, y que es característico del elemento.

Número Másico: Suma de los protones y los neutrones que hay en el núcleo de un átomo.

Peso Atómico: Media ponderada de las masas atómicas (masa de un átomo) de cada isótopo que presente el átomo en cuestión. Se mide en umas (unidad de masa atómica).

Isótopo: Átomos que pertenecen al mismo elemento y poseen un número atómico semejante, pero que poseen diferente masa y, por tanto, número másico. Existen átomos que no presentan isótopos naturales.

Orbital Atómico: Espacio cercano al núcleo atómico donde la probabilidad de encontrar a un electrón es especialmente alta. Se ve descrito por la ecuación de Schrödinger.

Existen 4 diferentes: s (esférico), p (lobular), d y f.

Nivel Electrónico: Indica regiones alrededor del núcleo atómico donde el electrón debe albergar una cantidad de energía determinada para poder orbitar en ella. Cuanto mayor es la lejanía con respecto al núcleo, mayor ha de ser la energía del electrón.

Configuración Electrónica: Distribución de los electrones entre los diferentes orbitales en las capas principales y las subcapas. Se siguen una serie de reglas, como que los electrones deben ocupar orbitales de forma que minimicen la energía atómica, la **regla de exclusión de Pauli** o la **regla de Hund**.

Tabla Periódica: Guía de los elementos químicos organizados en diferentes filas y columnas en base a ciertas propiedades químicas. En la tabla, los compuestos se ordenan según su número atómico creciente. Creada por Mendeley en 1869.

Periodo: Hace referencia a todos los elementos químicos de la **tabla periódica** que se encuentran en una misma fila. Todos los elementos de un periodo presentan propiedades diferentes, pero con el mismo número de niveles electrónicos: con el mismo número de capas disponibles para que los electrones se sitúen en ellos.

Grupo: Hace referencia a todos los elementos químicos de la tabla periódica que se encuentran en una misma columna. Todos los elementos de un periodo presentan propiedades fisicoquímicas similares.

Metales Alcalinos: Pertenecen al primer grupo de la tabla periódica, y son muy abundantes. No se descomponen fácilmente. Suelen ser solubles en agua (forman hidróxidos). Cuando los

compuestos de estos metales se calientan (son excitados), al volver a su estado fundamental emiten llamas de colores característicos. Son tan grandes que tienen baja densidad. Forman **enlaces metálicos** débiles al presentar un único electrón de valencia.

Metales Alcalinotérreos: Pertenecen al segundo **grupo** de la tabla. Son muy reactivos y poco densos, aunque menos reactivos y más densos que el grupo 1. Reaccionan lentamente (o no reaccionan) con el agua. Son **alcalinos** más insolubles puesto que su enlace es más fuerte (2 electrones de valencia).

Metales de Transición: Pertenecen a los grupos 3-12 de la tabla periódica. Se caracterizan por poseer orbitales de tipo d y f internos ocupados por electrones. Son buenos conductores de la electricidad y el calor.

Metales “Tierras Raras”: También denominados **lantánidos**, se les denomina “raros” no por su abundancia, sino por la dificultad para encontrarlos en estado puro o separarlos de sus compuestos. Principalmente se encuentran en formas de óxidos.

Halógenos: Del griego “formador de sales”, estos elementos forman parte del **grupo 17** de la tabla. Tienen reacciones muy fuertes con los **alcalinos**, a veces incluso explosivas. Existen como moléculas diatómicas. Por ello, presentan puntos de fusión y ebullición bajos. Buenos agentes oxidantes.

Gases Nobles: 18 de la tabla. Son extremadamente inertes ya que presentan 8 electrones en su capa de valencia (completa) y lo hacen muy estable. Siempre se encuentran en estado gaseoso.

Radio Atómico (RA): Hace alusión al tamaño efectivo del átomo, pero es difícil de evaluar puesto que la probabilidad de

encontrar un electrón nunca llega a ser cero (nunca se sabe dónde está el final). Por ello, es mejor hablar del radio atómico en base a la **distancia internuclear** (distancia entre 2 átomos) cuando el átomo se encuentra en enlace con otro.

Carga Nuclear (Z) y Carga Nuclear Efectiva (Z_{ef}): Fuerza electrostática que ejerce el núcleo sobre los electrones para atraerlos. Si solo tenemos en cuenta un electrón en los orbitales, hablamos de carga nuclear (Z), pero la carga nuclear que sufre un determinado electrón depende de la presencia del resto de los presentes. A esta carga se le denomina carga nuclear efectiva (Z_{ef}).

Apantallamiento: Bloqueo parcial que ejerce un electrón o conjunto de ellos sobre uno específico a la hora de ser atraído al núcleo atómico.

Potencial de Ionización (PI): Cantidad de energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder arrancarle un electrón de su capa de valencia, pues es el que está más débilmente unido al núcleo. Para todos los elementos existen diferentes PI puesto que pueden perder más de un electrón, cada vez mayor conforme van perdiendo electrones. Además, cuanto más pequeño es el radio mayor es el potencial, puesto que más cerca se encuentra el electrón y hay que aplicar mayor energía para arrancarlo.

Electroafinidad (AE) : Variación de energía (**entalpía**) al añadir un electrón a un átomo gaseoso. Algunos liberan energía al aceptar un electrón, lo que significa que se encuentran más estables con un electrón extra.

Carácter Metálico y No Metálico: Serie de propiedades químicas que depende generalmente de la facilidad para perder (carácter metálico) o ganar (carácter no metálico) electrones.



Tema - 2

Electronegatividad (EN): Describe la capacidad de un átomo para competir por los electrones con otros átomos a los que se encuentra unido. Se relaciona con la PI y la AE. En función de la diferencia de EN generada entre átomos, podemos hablar de tipos de enlaces químicos diferentes: iónico, covalente, o metálico.

Configuración de Gas Noble: Es la manera de describir la estructura electrónica de un átomo que ha alcanzado una configuración estable, similar a la de un gas noble, en la que su capa más externa de electrones (capa de valencia) está completa. Esto ocurre porque los gases nobles, que se encuentran en el grupo 18 de la tabla periódica, tienen capas de electrones completamente llenas, lo que les confiere una gran estabilidad química. Por lo tanto, otros elementos tienden a ganar, perder o compartir electrones para adoptar una configuración de gas noble.

Valencia y Número de Oxidación: La **valencia** de un átomo es la capacidad que tiene un elemento para combinarse con otros elementos, es decir, el número

de enlaces que puede formar para completar su capa de valencia (capa más externa de electrones). El **número de oxidación** de un átomo es una cifra que indica el estado de oxidación o el grado de pérdida o ganancia de electrones de un átomo en un compuesto.

Principio de Exclusión de Pauli:

Explica que 2 electrones en un mismo átomo no pueden tener los mismos valores para todos estos cuatro números cuánticos.

Máxima Multiplicidad de Hund:

Establece que, cuando se llenan orbitales degenerados (es decir, orbitales que tienen la misma energía, como los orbitales p, d o f), los electrones ocuparán primero los orbitales individuales con espines paralelos antes de emparejarse en el mismo orbital. Esta regla se basa en el principio de que los electrones tienden a minimizar la repulsión mutua,

Capa de Valencia: Capa de electrones más externa de un átomo, que participa en la formación de enlaces químicos y en las interacciones con otros átomos.

Teoría de Lewis: Teoría química que describe la formación de enlaces covalentes mediante la compartición de electrones entre átomos. Utiliza estructuras de Lewis para representar la distribución de los electrones de valencia, incluyendo pares enlazantes y pares no enlazantes. La teoría incorpora el concepto de la regla del octeto y permite la representación de estructuras resonantes para moléculas con múltiples formas válidas de distribución de electrones.

Regla del Octeto: La regla del octeto es un principio que establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para tener ocho electrones en su capa de valencia, imitando la configuración estable de los gases nobles. Este principio ayuda a explicar la formación de enlaces químicos y la estabilidad de las moléculas, aunque existen excepciones, especialmente en elementos que pueden acomodar más o menos de ocho electrones en su capa de valencia.

Enlace Químico: Un enlace químico es la fuerza de atracción que mantiene unidos a dos o más átomos en una molécula, ion o compuesto. Estos enlaces se forman debido a las interacciones entre los electrones de los átomos, particularmente los electrones de la capa de valencia (la capa más externa de electrones).

Enlace Iónico: Un enlace iónico es un tipo de enlace químico que se forma cuando uno o más electrones son transferidos de un átomo a otro, lo que genera una atracción electrostática entre los iones resultantes de cargas opuestas. Un átomo, generalmente un metal, pierde electrones y se convierte en un catión (ion con carga positiva), mientras

que otro átomo, generalmente un no metal, gana esos electrones y se convierte en un anión (ion con carga negativa).

Enlace Metálico: El enlace metálico es un tipo de enlace químico que ocurre entre átomos de metales. En este tipo de enlace, los átomos de un metal comparten una "nube" de electrones de valencia que se mueven libremente entre todos los átomos del metal. Estos electrones libres, conocidos como electrones deslocalizados, permiten que los átomos metálicos se mantengan unidos mediante una atracción colectiva entre los núcleos cargados positivamente (cationes metálicos) y los electrones que se desplazan libremente.

Enlace Covalente: Tipo de enlace químico que se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones para completar su capa de valencia y alcanzar una configuración electrónica más estable, similar a la de los gases nobles. Este tipo de enlace ocurre generalmente entre átomos no metálicos con EN similares.

Polaridad: Distribución desigual de la densidad de carga eléctrica en una molécula o enlace. Ocurre cuando hay una diferencia en la electronegatividad entre los átomos que participan en un enlace químico, lo que provoca que los electrones compartidos no estén distribuidos de manera uniforme. Como resultado, se generan dipolos con un extremo parcialmente positivo y otro extremo parcialmente negativo.

Enlace Covalente Polar: Tipo de enlace químico en el que dos átomos comparten un par de electrones, pero la distribución de estos electrones no es equitativa debido a la diferencia de EN entre los átomos involucrados. Como resultado,

los electrones se encuentran más cerca del átomo más electronegativo, lo que genera una distribución desigual de carga, generando un dipolo en el enlace.

Enlace Covalente No Polar: Tipo de enlace químico en el que dos átomos comparten un par de electrones de manera equitativa. Ocurre cuando los átomos involucrados tienen EN muy similares o iguales, de modo que ninguno de los átomos atrae los electrones compartidos con más fuerza que el otro. Como resultado, la distribución de la carga eléctrica es uniforme y no se forman polos de carga en la molécula.

Enlace Cov. Dativo o coordinado: Es un tipo especial de enlace covalente en el que un átomo proporciona ambos electrones del par de electrones que se comparten en el enlace, mientras que el otro átomo no contribuye con electrones al enlace. En otras palabras, el par de electrones compartidos en el enlace covalente dativo proviene completamente de un solo átomo.

Momento Dipolar: Medida de la separación de carga en una molécula que resulta en una distribución desigual de la densidad de carga eléctrica. Se utiliza para describir la polaridad de una molécula o un enlace covalente, indicando cómo la carga está distribuida a lo largo de la molécula y la magnitud de esta distribución.

Dipolo: Un dipolo es una entidad que resulta de la separación de cargas eléctricas de signos opuestos. Se caracteriza por tener dos polos: uno positivo y otro negativo, separados por una distancia determinada. Esta separación de cargas crea un momento dipolar, que es una medida de la fuerza y la dirección de la separación de carga.

Enlace Compuesto Covalente: Se entiende como el enlace covalente en el contexto de moléculas o compuestos

más complejos formados por la unión de varios átomos a través de enlaces covalentes.

Sustancia Molecular: Tipo de sustancia en la que las moléculas están formadas por átomos unidos entre sí mediante enlaces covalentes. En las sustancias moleculares, las moléculas individuales se mantienen unidas a través de enlaces covalentes y las interacciones entre las moléculas adyacentes suelen ser mucho más débiles en comparación con los enlaces covalentes dentro de las moléculas.

Sólido Covalente: Tipo de sólido en el que los átomos están unidos por una red extensa de enlaces covalentes que se extiende a lo largo de toda la estructura cristalina. A diferencia de los sólidos moleculares, en los sólidos covalentes los átomos están conectados en una red continua, formando una estructura tridimensional en la que cada átomo está unido a varios otros átomos mediante enlaces covalentes.

Fase: En el contexto de la materia, fase se refiere a uno de los estados distintos en los que una sustancia puede existir. Los tres estados más comunes de la materia son sólido, líquido y gaseoso. Cada uno de estos estados tiene propiedades físicas y estructurales específicas.

Semimetal: Los metaloides es un elemento que exhibe propiedades intermedias entre los metales y los no metales. Estos elementos tienen una conductividad eléctrica y térmica que está en el medio de los metales y los no metales, y su reactividad química puede variar.

Fuerza intramolecular: Son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos dentro de una molécula. Estas fuerzas actúan dentro de la molécula y son responsables de la formación y

estabilidad de los enlaces químicos entre los átomos.

Fuerza Ion-Dipolo: Tipo de interacción intermolecular que ocurre entre un ion cargado y una molécula polar (que tiene un dipolo eléctrico). Estas fuerzas son importantes en la disolución de sales en solventes polares y en muchas otras interacciones químicas.

Fuerza Dipolo-Dipolo: Tipo de interacción intermolecular que ocurre entre moléculas polares. Estas fuerzas son responsables de la atracción entre el extremo positivo de una molécula polar y el extremo negativo de una molécula polar adyacente.

Dipolo inducido: Tipo de dipolo eléctrico que se forma temporalmente en una molécula neutra (o en un átomo) como resultado de la influencia de un campo eléctrico externo o de un dipolo permanente cercano. Esta inducción de dipolo ocurre debido a la redistribución de los electrones en la molécula o átomo en respuesta a la presencia de una carga o un dipolo eléctrico cercano.

Fuerza de London: Tipo de interacción intermolecular que resulta de la formación temporal de dipolos inducidos en moléculas o átomos no polares. Estas fuerzas son las más débiles entre las fuerzas intermoleculares, pero son universales y afectan a todas las sustancias, incluyendo gases nobles y moléculas no polares.

Polarización: Ocurre cuando una molécula o átomo neutro experimenta una distorsión en su distribución de electrones debido a la presencia de un campo eléctrico externo o de un dipolo eléctrico cercano. Esta distorsión genera un dipolo temporal en la molécula o átomo que antes no estaba presente.



Tema - 3

Estado Sólido: Es uno de los cuatro estados fundamentales de la materia, caracterizado por tener una forma y un volumen definidos. En los sólidos, las partículas (átomos, moléculas o iones) están fuertemente unidas en una estructura fija y ordenada, lo que les permite mantener una forma y un volumen constantes.

Estado Líquido: Es uno de los cuatro estados fundamentales de la materia, y se caracteriza por tener un volumen definido pero una forma que se adapta al recipiente que lo contiene. En los líquidos, las partículas (átomos, moléculas o iones) están menos ordenadas que en los sólidos y tienen más libertad para moverse, pero aún están relativamente cercanas entre sí.

Estado Gaseoso: Es uno de los cuatro estados fundamentales de la materia que se caracteriza por tener sus partículas constitutivas poco unidas entre sí, o sea, expandidas a lo largo del contenedor donde se encuentren, hasta cubrir lo más posible el espacio disponible.

Miscibilidad: Capacidad de dos o más sustancias líquidas para mezclarse y formar una solución homogénea sin separarse en fases distintas.

Soluto: Sustancia que se disuelve en un solvente para formar una solución.

Disolvente: Sustancia que permite la dispersión de otra en su seno. Es el medio dispersante de la disolución. Normalmente, el disolvente establece el estado físico de la disolución. También es el componente de la mezcla que se encuentra en mayor proporción.

Disolvente polar: Son sustancias en las que la distribución de la nube electrónica en las moléculas es asimétrica, lo que resulta en la formación de un dipolo permanente con un polo positivo y otro negativo separados por una cierta distancia. Un ejemplo clásico de un disolvente polar es el agua. Los alcoholes de baja masa molecular también se clasifican dentro de este tipo de disolventes.

Disolvente apolar: En general, las sustancias orgánicas cuya distribución de la nube electrónica es simétrica carecen de polos positivos y negativos, y por lo tanto, no son dipolos permanentes. Aunque algunos de sus enlaces pueden ser polares, la polaridad global de la molécula dependerá de su geometría. Si los momentos dipolares individuales de los enlaces se compensan entre sí, la molécula en su totalidad será apolar. Ejemplos de disolventes apolares incluyen el dietiléter, cloroformo, benceno, tolueno, xileno, cetonas, hexano, ciclohexano, y tetracloruro de carbono. Un caso especial son los líquidos fluorados, que actúan como disolventes aún más apolares que los disolventes orgánicos comunes.

Solubilidad: Capacidad de una sustancia determinada (soluta) de disolverse en un medio determinado (disolvente).

Disolución: Es una mezcla de elementos y/o compuestos que tiene una composición y propiedades uniformes en una muestra determinada. Sin embargo, la composición y propiedades pueden variar de una muestra a otra.

Suspensión: Es un fluido heterogéneo que contiene partículas sólidas suficientemente grandes para su sedimentación y al contrario de los coloides, flocula.

Coloide: Es una mezcla que contiene partículas mayores que los iones o moléculas pero que son submicroscópicas.

Emulsión: Es una suspensión de un líquido en otro. Un jabón es un emulsionante porque facilita la formación de una emulsión de pequeñas gotas de aceite en agua.

Detergente: Un detergente es un agente de limpieza utilizado principalmente por su capacidad de emulsionar grasas. El jabón es un tipo específico de detergente constituido por una sal de un hidróxido metálico y un ácido graso.

Tensioactivo: Compuesto que reduce la tensión superficial del líquido al que se añade. El detergente es una sustancia tensioactiva.

Tensión superficial: La tensión superficial es una propiedad física de los líquidos que resulta de las fuerzas intermoleculares en la superficie de un líquido. Es la tendencia de las moléculas en la superficie de un líquido a ser atraídas hacia el interior, lo que crea una "capa" en la superficie que resiste la deformación.

Humectación: La humectación es el proceso mediante el cual un líquido se distribuye y se adhiere a la superficie de un sólido, formando una película continua que cubre dicha superficie.

Micelas: Estructuras esféricas formadas por moléculas que constituyen una de las fases de los coloides. Están constituidas por dos regiones, una región hidrofílica formada por una cabeza polar y una región hidrofóbica formada por una cola apolar.

Agente micelar: Los agentes micelares, o surfactantes, son compuestos químicos que reducen la tensión superficial entre dos líquidos inmiscibles (como aceite y agua) y facilitan la formación de emulsiones, soluciones y espumas. Tienen una estructura molecular que posee una parte hidrófila (afín al agua) y una parte hidrófoba (repelente al agua).

Conc. Micelar Crítica: Concentración mínima de tensioactivo a partir de la cual se forman micelas espontáneamente en una disolución

Emulgente: Sustancia que hace posible la formación o el mantenimiento de una mezcla homogénea de dos o más fases no miscibles, como el aceite y el agua, en un producto alimenticio.

Volatilidad: Propiedad que poseen unas cuantas sustancias para cambiar del estado líquido a gas y dispersarse en el ambiente.

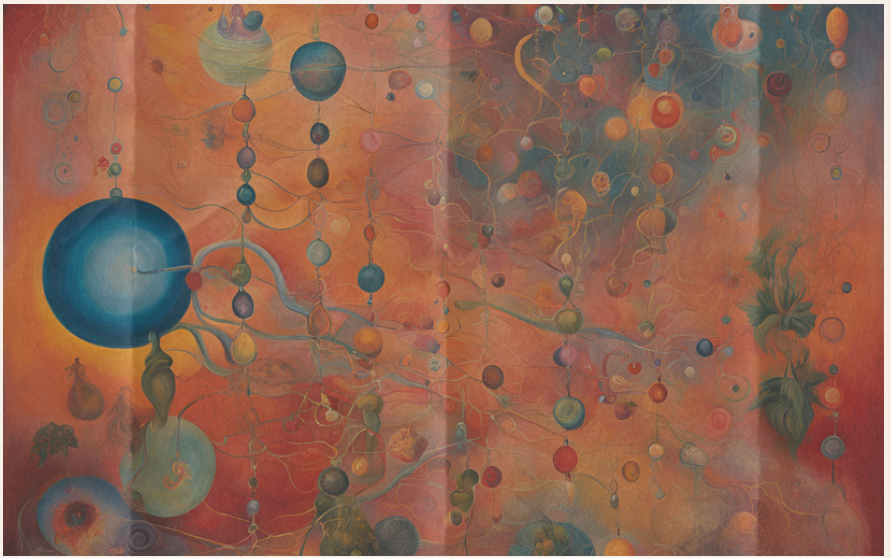
Presión de vapor (Pv): Es la presión ejercida por los vapores de una sustancia en equilibrio con su fase líquida o sólida en un sistema cerrado, a una temperatura dada. Esta presión refleja la tendencia de las moléculas de la sustancia a pasar de la fase líquida o sólida a la fase gaseosa.

Cuanto mayor sea la presión de vapor de una sustancia a una temperatura específica, más volátil será, lo que significa que se evaporará más fácilmente. La presión de vapor aumenta con la temperatura, ya que las moléculas adquieren más energía para escapar de la fase líquida o sólida.

Calor Latente de Vaporización: Es la cantidad de energía necesaria para convertir una unidad de masa de una sustancia de su fase líquida a su fase de vapor a una temperatura constante, sin cambiar su temperatura.

En otras palabras, es la energía requerida para que una sustancia pase de estado líquido a gaseoso durante el proceso de vaporización o ebullición. Este calor se usa para romper las fuerzas intermoleculares en el líquido y permitir que las moléculas se conviertan en vapor. El calor latente de vaporización es una propiedad característica de cada sustancia y varía con la temperatura y la presión.

Viscosidad: La viscosidad es una propiedad que mide la resistencia de un líquido a fluir. En el caso de los disolventes y disoluciones, la viscosidad puede variar dependiendo de su composición y concentración.



Tema - 4

Reacción Química: Proceso químico en el que una o más sustancias (reactivos) sufren transformaciones químicas para convertirse en otra u otras (productos). Esas sustancias pueden ser elementos o compuestos.

Monómero: Molécula de pequeña masa molecular que unida a otros monómeros, a veces cientos o miles, por medio de enlaces químicos, generalmente covalentes, forman macromoléculas llamadas polímeros.

Polímero: Macromoléculas compuestas por una o varias unidades químicas (conocidas como monómeros) que se repiten a lo largo de toda la cadena.

Heteropolímero: Polímero en el que los monómeros no son de idéntica estructura química.

Homopolímero: Polímeros que se obtienen de una especie única de monómero.

Copolímero: Molécula compuesta de dos o más clases diferentes de monómeros.

Polímero de adición: Polímero formado por reacciones de adición en cadena entre monómeros que contienen un doble enlace.

Polímero de condensación: Polímero formado por reacciones de condensación, en la que se combinan dos o más monómeros, con la formación de un subproducto cada vez que se unen dos monómeros, generalmente agua.

Lipofilia: Propiedad de toda molécula que es repelida por el agua.

Emulsión: Mezcla estable y homogénea de dos líquidos que normalmente no pueden mezclarse, (son inmiscibles entre ellos), como el aceite y el agua.

Aglutinante: Sustancia que mantiene las partículas tanto de los pigmentos como de las cargas inertes, unidas entre sí, cohesionadas; y con el soporte o la capa anterior.

Proteínas: Macromoléculas formadas por cadenas lineales de aminoácidos. Siempre contienen en su estructura carbono, oxígeno, nitrógeno, hidrógeno y muchas veces también azufre.

Gomas Vegetales: Sustancias resinosas producidas por especies vegetales, con alto peso molecular, estructuralmente muy complejas, y con carácter ácido.

Almidón: Polisacárido de reserva alimenticia predominante en las plantas.

Dextrinas: Carbohidratos de poco peso molecular producidos por la hidrólisis del almidón. Se utilizan como pegamento soluble, agente de espesamiento o agente aglutinante.

Aceite: Líquido graso de orígenes diversos que no se disuelve en el agua y que tiene menor densidad que ésta. Está constituido por triglicéridos.

Material filmógeno: Aquel que es capaz de formar una película en una superficie tras su aplicación.



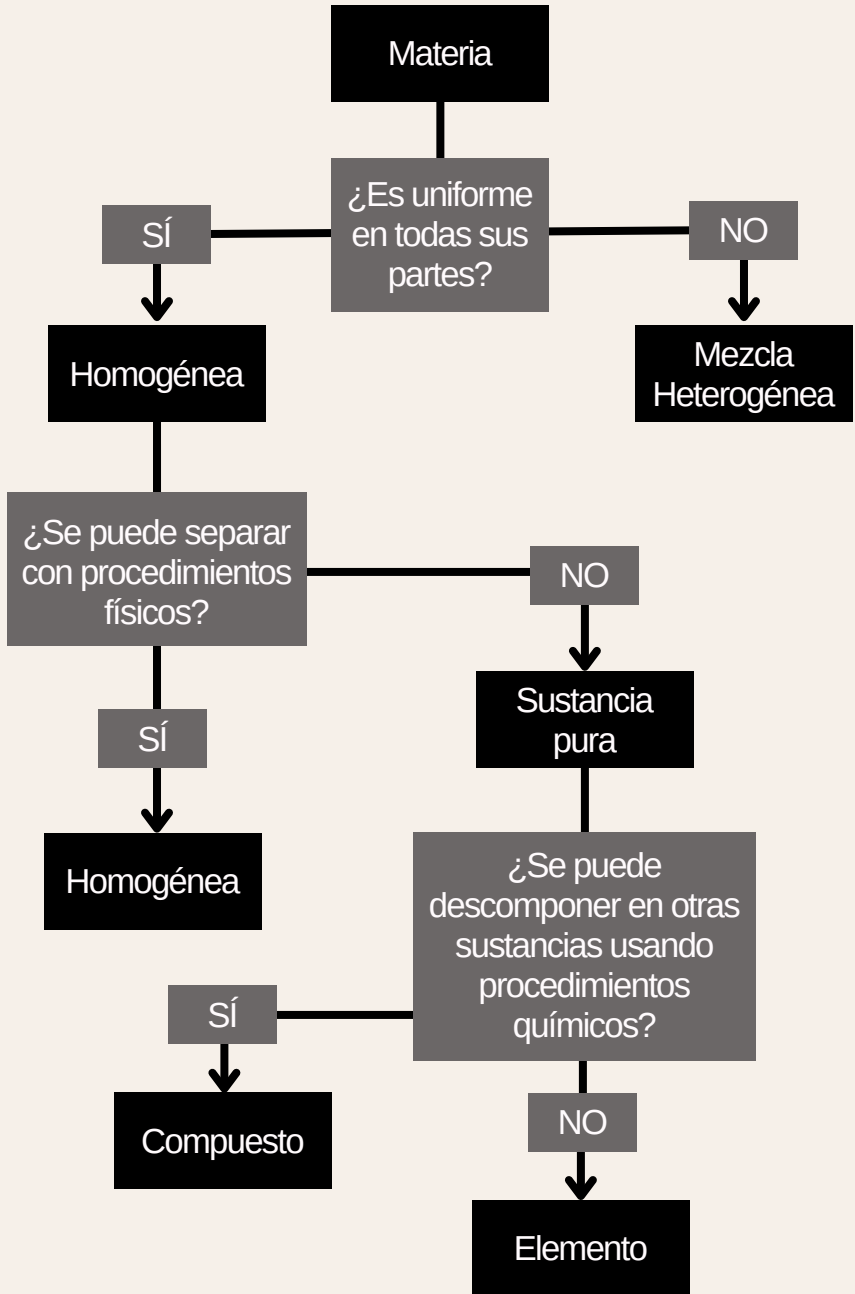
Contenido Teórico

Tema - 1:

Estructura y Propiedades de la Materia



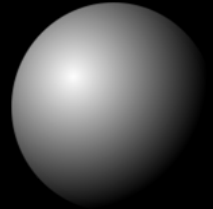
1. La Estructura de la Materia



2. El Modelo Atómico

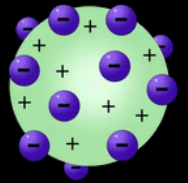
Modelo de Dalton (1803)

- La materia está formada por partículas indivisibles llamadas átomos.
- Los átomos de un elemento son idénticos entre sí.
- Los átomos de diferentes elementos presentan masas y propiedades diferentes.
- Compuesto: Unión de átomos



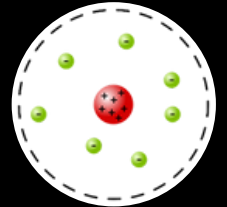
Modelo de Thomson (1897)

- Demostró la existencia de electrones, lo que evidenció que el átomo no es indivisible.
- Empleó rayos catódicos.
- Intuyó la existencia de carga positiva en el átomo.



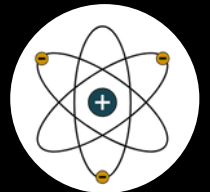
Modelo de Rutherford (1911)

- Divide el átomo en núcleo, donde se ubican los protones y neutrones, y corteza, donde se sitúan los electrones.
- Los electrones giran alrededor de la corteza formando órbitas circulares
- Demostró que el núcleo es tan pequeño que el átomo parece que está hueco.



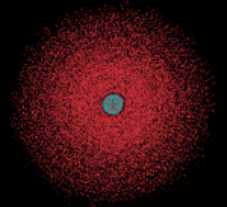
Modelo de Bohr (1913)

- Elimina el concepto de "corteza" e introduce los niveles energéticos.
- Las capas solo pueden albergar un número máximo de electrones.
- Precursor directo del modelo actual.



Modelo actual

- Los electrones no siguen una órbita, sino un orbital.
- Este orbital es una zona alrededor del átomo donde hay una probabilidad del 95% de encontrar un electrón.
- Los orbitales se distribuyen en diferentes niveles energéticos, y a su vez en diferentes capas.



3. Los elementos atómicos

S1	S2	D1	D2	D3	D4	D5	D6	D7	D8	D9	D10	P1	P2	P3	P4	P5	P6																														
H																	He																														
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																														
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																														
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																														
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																														
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																														
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																														
		<table><tr><td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td></tr><tr><td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td></tr></table>																La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																	
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																	

En un periodo...

- El radio disminuye de izquierda a derecha puesto que aumenta el número de protones (n° atómico) y los electrones de un mismo periodo se sitúan en la misma capa, por lo que apenas existe apantallamiento (alto Zef). Por lo tanto, la atracción del electrón es mayor y el radio más pequeño.
- El PI aumenta de izquierda a derecha puesto que el radio se va haciendo más pequeño y el electrón de valencia se siente cada vez más atraído por el núcleo.
- La EN aumenta de izquierda a derecha por el aumento de protones en el núcleo, que aumenta Zef y atrae cada vez con más fuerza los electrones.

En un grupo...

- El radio aumenta al descender ya que aumenta el número de capas disponibles para que se puedan localizar los electrones.
- El PI disminuye al descender puesto que, al encontrarse el electrón de valencia cada vez más lejos del núcleo al ir aumentando el número de capas, cada vez es más fácil arrancárselo.
- La EN disminuye al descender debido también al aumento de capas, que provocan que la presencia de electrones sea cada vez más apantallante y, por tanto, atraiga con menor fuerza a los electrones.

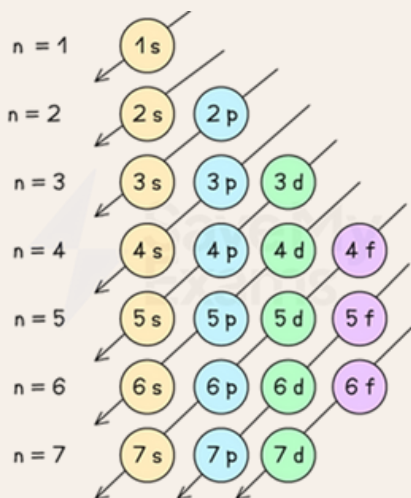
Aumenta...

Disminuye...



- Radio Atómico
- Car. Metálico

- PI
- Car. no Metálico
- EN
- Número atómico



A
 Z X

X = Elemento Químico
 A = Número Másico
 Z = Número Atómico

Orbitales Atómicos



s



p



d



f

Tema - 2:

El Enlace Químico



1. Valencia y Número de Oxidación

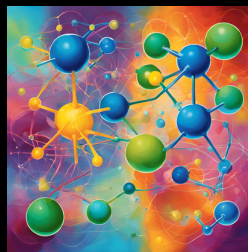
La **valencia** generalmente se determina por la cantidad de electrones de valencia que un átomo puede compartir, ganar o perder para alcanzar una capa de valencia completa (como en la regla del octeto).

El **número de oxidación** se calcula siguiendo reglas específicas basadas en la distribución de electrones en un compuesto.

El número de oxidación es **positivo** si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos.

Y será **negativo** cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

El número de oxidación se escribe de la siguiente manera: +1, +2, +3, +4, -1, -2, -3, -4, etc.



Reglas para asignar los Números de Oxidación de los Elementos:

- **1. El Número de Oxidación de todos los Elementos en Estado Libre**, no combinados con otros, **es cero** (p. ej., Na, Cu, Mg, H₂, O₂, Cl₂, N₂).
- **2. El Número de Oxidación del Hidrógeno (H)** es de **+1**, excepto en los hidruros metálicos (compuestos formados por H y algún metal), en los que es de -1 (p. ej., NaH, CaH₂).
- **3. El Número de Oxidación del Oxígeno (O)** es de **-2**, excepto en los peróxidos, en los que es de -1, y en el OF₂, donde es de +2.
- **4. El Número de Oxidación de los Metales**, es su **valencia con signo positivo**. Por ejemplo, el Número de Oxidación del Mg²⁺ es +2.
- **5. El Número de Oxidación de los Iones monoatómicos** coincide con la **carga del ión**. Por ejemplo, el Número de Oxidación del Cl⁻ es -1.
- **6. La suma algebraica de los Números de Oxidación de los elementos de un compuesto es cero.**
- **7. La suma algebraica de los Números de Oxidación de los elementos de un ion poliatómico es igual a la carga del ion.**

Además, en los Compuestos Covalentes, el **Número de Oxidación Negativo** se asigna al **Átomo más electronegativo** y todos los demás son Positivos.

[illegible]

2. Diagrama de Moeller

El diagrama de Moeller es una representación gráfica que muestra la disposición de los niveles de energía de los orbitales atómicos. Facilita la comprensión de cómo se llenan los orbitales con electrones siguiendo los principios de Aufbau, el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund. Es una herramienta fundamental para la predicción de configuraciones electrónicas y para comprender la estructura de los átomos.

- **Principio de Aufbau:** Los electrones llenan primero los orbitales de menor energía antes de pasar a los orbitales de mayor energía.
- **Principio de Exclusión de Pauli:** Cada orbital puede albergar un máximo de dos electrones con espines opuestos.
- **Regla de Hund:** Los electrones se distribuyen en los orbitales degenerados (de igual energía) para maximizar el número de electrones con espines paralelos antes de aparearse.

Un orbital puede albergar como **máximo dos electrones**, que se diferencian entre sí por el sentido de giro sobre su eje. A ese giro se le llama **espín (spín)**.

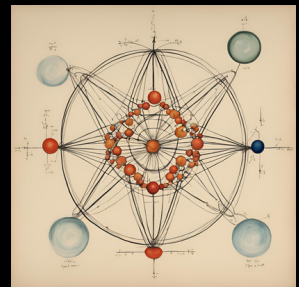
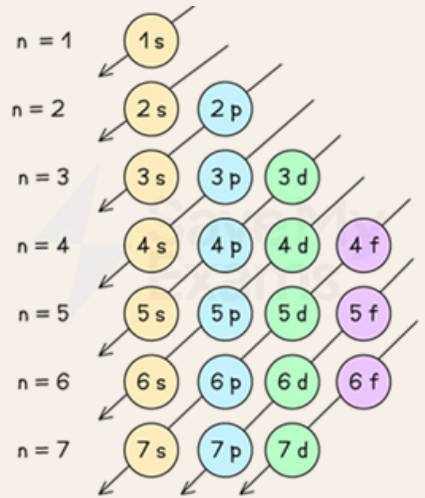
- **Orbital LLENO:** cuando dos electrones ocupan un mismo orbital. El giro de estos son opuestos.
- **Orbital SEMILLENO:** cuando un electrón ocupa un orbital



ORBITAL SEMILLENO,
presenta un electrón
DESAPAREADO



ORBITAL LLENO,
presenta electrones
APAREADOS



3. El Enlace Químico

El objetivo de los átomos es completar su nivel electrónico para alcanzar estabilidad (estructura externa completa). A partir de aquí podemos distinguir entre:

- Enlace Iónico
- Enlace Covalente
- Enlace Metálico

El **enlace iónico**, es un tipo de enlace químico que se forma cuando un átomo transfiere uno o más electrones a otro átomo, resultando en la transformación de iones (átomos cargados) que se atraen entre sí debido a sus cargas opuestas. Este tipo de enlace ocurre típicamente entre **metales** y **no metales**.

Ejemplo: Cloruro de sodio (NaCl): El sodio transfiere un electrón al cloro.

En cuanto a la transferencia de electrones vemos que:

- En un enlace iónico, un átomo pierde electrones y se convierte en un catión (ion con carga positiva), mientras que otro átomo gana esos electrones y se convierte en un anión (ion con carga negativa).
- Esta transferencia de electrones ocurre porque uno de los átomos tiene una alta afinidad electrónica (deseo de ganar electrones), mientras que el otro tiene una baja energía de ionización (facilidad para perder electrones).
- Los iones resultantes, al tener cargas opuestas, se atraen fuertemente entre sí debido a las fuerzas electrostáticas. Este es el principio básico detrás de la formación del enlace iónico.

Propiedades del enlace iónico

Sólidos Cristalinos: Los compuestos iónicos suelen formar estructuras cristalinas, donde los iones se organizan en una red tridimensional regular.

Altos Puntos de Fusión y Ebullición: Los compuestos iónicos suelen tener puntos de fusión y ebullición altos debido a la fuerte atracción electrostática entre los iones.

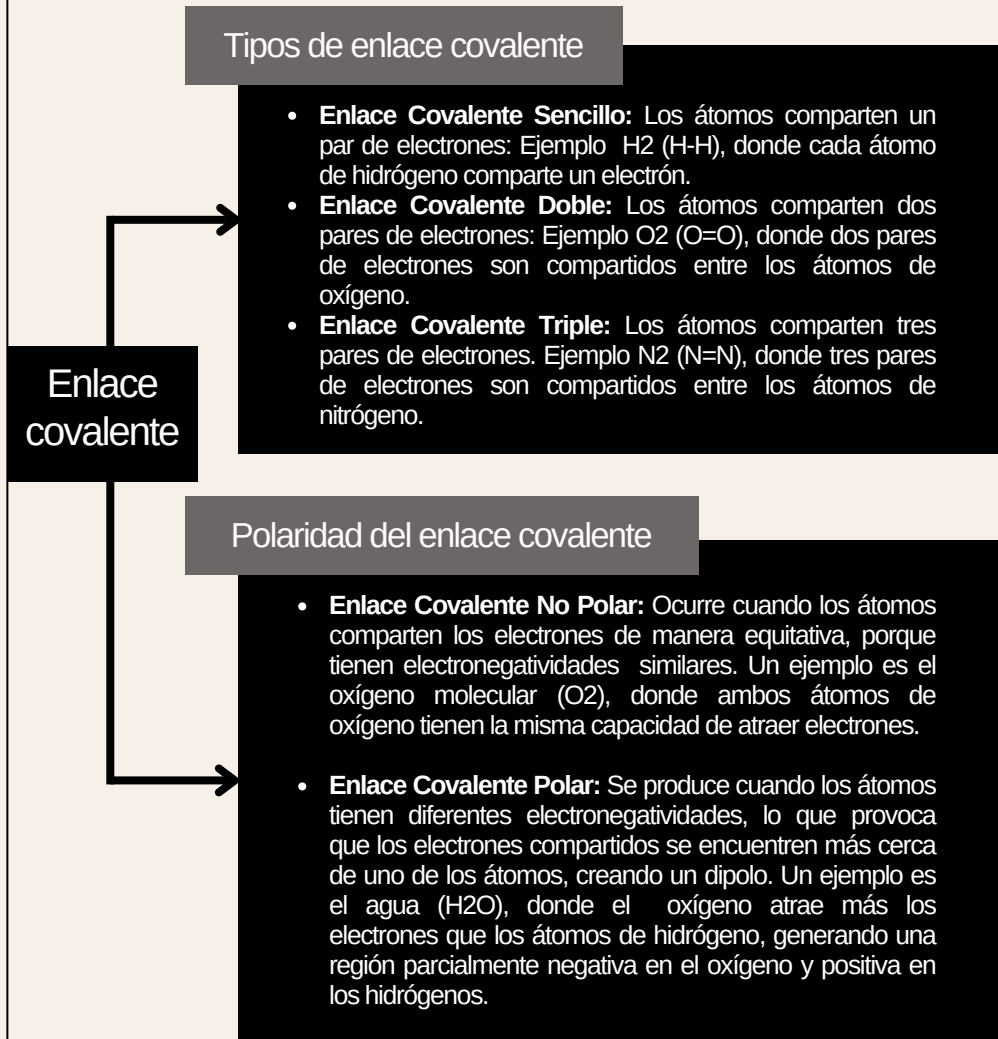
Conductividad Eléctrica: En estado, sólido los compuestos iónicos no conducen electricidad, pero cuando están fundidos o disueltos en agua, los iones se mueven libremente, permitiendo la conducción eléctrica.

Solubilidad en disolventes polares como el agua: La mayoría de los compuestos iónicos son solubles en agua, ya que las moléculas de agua, debido a su naturaleza polar, rodean y separan los iones, disolviendo el compuesto.

El **enlace covalente** es un tipo de enlace químico que se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones para lograr estabilidad, generalmente alcanzando una configuración electrónica similar a la de un gas noble. Este tipo de enlace ocurre entre átomos no metálicos y es fundamental en la formación de moléculas. Un ejemplo, es el Dióxido de Carbono (CO_2): El Carbono forma dos enlaces covalentes dobles con dos átomos de oxígeno.

A partir de aquí podemos distinguir en el momento el que:

- Un átomo aporta el mismo número de electrones a los enlaces, en ese caso se formaría un **enlace covalente puro**.
- Un átomo aporta dos electrones al enlace, en ese caso se forma un **enlace covalente coordinado o dativo**.



Propiedades del enlace covalente

- **Baja Conductividad Eléctrica:** Las moléculas covalentes no suelen conducir la electricidad, ya que no tienen iones libres ni electrones deslocalizados.
- **Bajos Puntos de Fusión y Ebullición:** Los compuestos covalentes suelen tener puntos de fusión y ebullición más bajos en comparación con los compuestos iónicos o metálicos, ya que las fuerzas entre las moléculas son más débiles.
- **Solubilidad:** Los compuestos covalentes no polares tienden a ser solubles en solventes no polares, mientras que los covalentes polares son más solubles en agua y otros solventes polares.

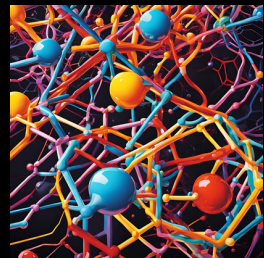
El **enlace metálico** es un tipo de enlace químico que se forma entre átomos de elementos metálicos. En este tipo de enlace, los átomos de metal comparten de manera colectiva una **“nube” de electrones** deslocalizados que pueden moverse libremente a través de la estructura metálica. Un ejemplo es el Hierro (Fe).

A su vez, en los metales, los electrones de valencia se desprenden de los átomos y forman una **“nube” de electrones** que es compartida por todos los átomos del metal. Esto ocurre porque los átomos metálicos tienen pocos electrones de valencia que se encuentran relativamente lejos del núcleo y pueden moverse con facilidad.

Estos **electrones deslocalizados** son los responsables de mantener unidos los átomos de metal en una red tridimensional, creando un sólido compacto.

Los átomos metálicos están dispuestos en una estructura altamente organizada y compacta, generalmente formando una

red cristalina. La nube de electrones que los rodea actúa como un “pegamento” que mantiene los átomos juntos, incluso cuando se deforman, lo que da lugar a propiedades como la ductilidad y la maleabilidad.

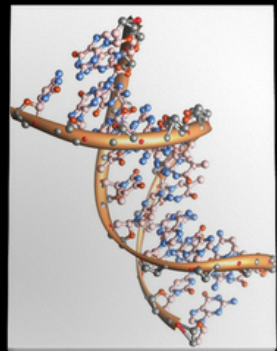


Propiedades del enlace metálico

- **Conductividad Eléctrica:** Los metales son excelentes conductores de electricidad debido a que los electrones deslocalizados pueden moverse libremente a través de la estructura metálica, permitiendo el paso de corriente eléctrica.
- **Conductividad Térmica:** Los metales también conducen bien el calor porque los electrones libres pueden transferir energía térmica a lo largo de la estructura.
- **Maleabilidad y Ductilidad:** Los metales son maleables(pueden deformarse sin romperse)y dúctiles(pueden estirarse en hilos),debido a que los átomos pueden deslizarse unos sobre otros sin romper los enlaces, gracias a la nube de electrones que mantiene la cohesión.
- **Brillo Metálico:** La interacción de los electrones libres con la luz da lugar al brillo característico de los metales.
- **Altos Puntos de Fusión y Ebullición:** Los metales tienen altos puntos de fusión y ebullición debido a la fuerte atracción entre los átomos metálicos y los electrones deslocalizados.

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción que existen **entre moléculas** y que determinan muchas de sus **propiedades físicas**, como el punto de ebullición, punto de fusión, viscosidad y solubilidad.

Estas fuerzas son más débiles que los enlaces intramoleculares (como los enlaces covalentes o iónicos) que mantienen unidos a los átomos dentro de una molécula, pero son esenciales para comprender el comportamiento de las sustancias en estado líquido y sólido.



Tipos de Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas de London

- Son el tipo de fuerza intermolecular más débil y están presentes en todas las moléculas, independientemente de si son polares o no polares.
- Estas fuerzas surgen debido a la formación temporal de dipolos inducidos cuando los electrones en una molécula o átomo se distribuyen de manera asimétrica, creando una atracción momentánea entre moléculas cercanas.
- Cuanto mayor sea la masa y el tamaño de la molécula, mayor será la magnitud de las fuerzas de London.

Fuerzas Dipolo - Dipolo

- Ocurren entre moléculas polares, es decir, aquellas que tienen dipolos permanentes debido a una distribución desigual de los electrones en los enlaces covalentes,
- Estas fuerzas se producen cuando el extremo positivo de una molécula polar es atraído por el extremo negativo de otra molécula polar.

Fuerzas Ion - Dipolo

- Se producen entre un ion y una molécula polar. Estas fuerzas son importantes en soluciones iónicas, como cuando se disuelve un compuesto iónico (como el cloruro de sodio, NaCl) en agua).

Puentes de Hidrógeno

- Son un tipo especial de fuerza dipolo-dipolo, mucho más fuerte, que ocurre cuando el hidrógeno está covalentemente unido a un átomo altamente electronegativo, como el oxígeno (O), el nitrógeno (N) o el flúor (F).
- El hidrógeno actúa como un enlace entre dos moléculas: una que lo comparte covalentemente y otra que lo atrae a través de su carga parcial negativa.
- Un ejemplo es la interacción entre las moléculas de agua (H₂O).

Las Fuerzas de London, las Fuerzas Dipolo - Dipolo y las Fuerzas Ion - Dipolo, se constituyen como Fuerzas de Van der Waals.



Tema - 3:

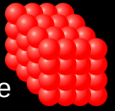
Disolventes y Disoluciones



1. Estados de agregación de la materia

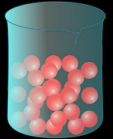
Sólido

- Los sólidos son rígidos y con forma definida
- Su volumen cambia con los cambios de temperatura y presión.
- Son ligeramente compresibles y no fluyen.
- Las partículas que los componen se encuentran fuertemente unidas formando estructuras cristalinas.



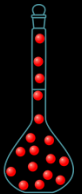
Líquido

- Los líquidos tienen volumen propio, pero no una forma definida.
- Toman la forma del recipiente que los contiene.
- Fluyen ya que las partículas se encuentran orientadas al azar
- Debido a que sus moléculas se encuentran muy cerca de otras, son difíciles de comprimir



Gaseoso

- Los gases no tienen ni volumen ni forma propia.
- Ocupan todo el volumen disponible del recipiente en el que están confinados.
- Pueden expandirse de forma infinita.
- Sus partículas están muy separadas unas de otras y por ende se comprimen con facilidad.



2. Mezclas Homogéneas y Heterogéneas

En general, las mezclas se clasifican en homogéneas y heterogéneas. A veces se distingue una tercera categoría con características intermedias: la de los coloides. Las mezclas se encuentran prácticamente en todos lados; muchos de los objetos que nos rodean incluyen mezclas, tanto homogéneas como heterogéneas.

Mezclas homogéneas: son mezclas que aparecen como totalmente uniformes, sin discontinuidades, por lo que se dice que tienen una sola fase. Las sustancias que integran una mezcla homogénea están distribuidas de manera uniforme. Se pueden separar por medios físicos y están constituidas por solutos.

Sólidas:

- Sólido en Sólido: las aleaciones, como el Zinc en el Estaño, acero.
- Gas en Sólido: el Hidrógeno (g) en el Paladio(s).
- Líquido en Sólido: las Amalgamas se hacen con Mercurio(l) mezclado con Plata(s).

Líquidas:

- Sólidos en Líquidos: este tipo de disoluciones es de las más utilizadas. Mezcla del Agua con el Azúcar, también cuando se prepara un Té, o al agregar Sal a la hora de cocinar.
- Gases en Líquidos: cuando se agrega Oxígeno en Agua. Agua carbonatada.
- Líquidos en Líquidos: este es otra de las disoluciones más utilizadas. En prácticas de química por ejemplo, se han realizado mezclas de Alcohol con Agua para comprobar su densidad; después de mezclarlas, un método para volverlas a separar es por destilación.

Gaseosas:

- Sólidos en Gases: los componentes del humo por ejemplo, se encontrará que hay varios minerales disueltos en gases.
- Gases en Gases: el Oxígeno en Nitrógeno (aire).
- Líquidos en Gases: Este tipo de disoluciones se encuentran en las nieblas.

Mezclas heterogéneas: son aquellas en las que la distribución de los compuestos constituyentes de la misma no es uniforme. Son mezclas en las que es posible observar la discontinuidad de sus fases (toda la mezcla heterogénea tiene al menos dos fases) a simple vista. No son uniformes. A menudo se obtienen mezclas heterogéneas cuando se pretende reunir sustancias que son insolubles o inmiscibles. Esto hace que los componentes queden separados y formen fases distintas. En virtud de esta

distribución no uniforme, las muestras provenientes de distintas partes de una mezcla heterogénea pueden tener composiciones diferentes. Las partes de una mezcla heterogénea pueden separarse mecánicamente.

- Mezcla de sólidos (sólido en sólido)
- Suspensión (sólido en líquido)
- Inclusión (líquido en sólido): Zeolitas
- Aerosol sólido (sólido en gas)
- Aerosol líquido (líquido en gas)
- Emulsiones (líquido en líquido)
- Espumas (gas en líquido)

50	Sn
Estaño	
118.69	





Mezcla Heterogénea



Mezcla Homogénea

Por lo tanto, las disoluciones son mezclas homogéneas, mientras que las suspensiones son mezclas heterogéneas. Pero también existe un tipo de mezcla que tiene propiedades

intermedias entre las disoluciones y las suspensiones, y son llamadas coloides o sistemas coloidales. Ejemplos de sistemas coloidales son la leche, los geles y las emulsiones.

3. Miscibilidad e Inmiscibilidad de los líquidos

La miscibilidad define cómo las sustancias se combinan (o mezclan) para formar una disolución homogénea sin precipitaciones. La miscibilidad suele referirse más a menudo a los líquidos, pero también puede aplicarse a las fases gaseosas o sólidas. Por ejemplo, el alcohol y el agua son miscibles porque tienen afinidad el uno por el otro. Cuando dos líquidos son inmiscibles, permanecen como capas separadas y no se combinan completamente, incluso si se agitan. Por ejemplo, el aceite y el agua son inmiscibles porque no tienen afinidad el uno por el otro. La miscibilidad se determina comúnmente mediante evaluación visual. Si dos sustancias forman una capa, son claramente inmiscibles.

La polaridad influye directamente en la solubilidad y la miscibilidad. Los líquidos suelen ser miscibles con otros líquidos que tienen una polaridad similar, y lo mismo sucede con las sustancias no polares.

En esencia, las fuerzas atractivas o repulsivas entre las moléculas de una mezcla serán aproximadamente iguales, incluso si se añaden moléculas diferentes. Por lo tanto, un líquido con una polaridad similar a la del agua debería ser miscible en agua.



H₂O

4. Solubilidad e Insolubilidad

La solubilidad mide la capacidad de una sustancia para disolverse en otra. La sustancia que se disuelve se denomina soluto, mientras que el medio en el que se disuelve se llama disolvente. Generalmente, el soluto está en menor cantidad y el disolvente en mayor. No todas las sustancias se disuelven en todos los disolventes; por ejemplo, el alcohol y la sal se disuelven en agua, pero el aceite y la gasolina no. La solubilidad de una sustancia está influenciada por su carácter polar o apolar, lo que determina cuán bien se disuelve en un disolvente específico. Por lo tanto, la solubilidad de una sustancia depende de la naturaleza del disolvente y del soluto.

Para que ocurra una disolución, es fundamental que las moléculas del soluto y del disolvente puedan interactuar entre sí mediante atracciones intermoleculares. Cuando un soluto se disuelve, sus moléculas se dispersan en el disolvente, ocupando los lugares que originalmente pertenecían al disolvente. La disolución es un proceso físicoquímico complejo. La facilidad con la que una partícula de soluto puede reemplazar a una molécula de disolvente depende de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones: soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente. Cada una de estas interacciones influye en las funciones termodinámicas y contribuye a un ciclo que describe el proceso de disolución como la combinación de estas tres etapas.

- La primera etapa consiste en la separación de las moléculas del soluto.
- La segunda etapa implica la separación de las moléculas del disolvente.

- En la tercera etapa, las moléculas del soluto y del disolvente se mezclan entre sí.

La solubilidad aumenta cuando las moléculas del soluto y del disolvente tienen propiedades estructurales y eléctricas similares. Si las propiedades eléctricas del soluto y del disolvente son comparables, las fuerzas intermoleculares se intensifican, lo que facilita la disolución del soluto en el disolvente.

"SEMEJANTE DISUELVE A SEMEJANTE"

La polaridad de las sustancias juega un papel crucial en su capacidad de solubilidad. Las sustancias con enlaces covalentes polares se disuelven en agua debido a las interacciones entre las cargas parciales opuestas en las moléculas. Esto explica por qué el agua puede disolver compuestos como el azúcar o el fenol, y también por qué la acetona y el alcohol son miscibles en agua. Por otro lado, las moléculas con enlaces covalentes no polares no interactúan con las moléculas de agua, lo que provoca que la mayoría de las moléculas orgánicas sean insolubles en ella. Las moléculas no polares se disuelven fácilmente en disolventes con enlaces covalentes no polares, como ocurre con el benzoato de metilo en el acetato de etilo. El agua es conocida como el disolvente universal debido a su amplia aplicación en experimentos y casos de solubilidad. La solubilidad se mide como la cantidad de soluto que se puede disolver en 100 g de disolvente y está influenciada por diversos factores, como la temperatura, el estado físico de la sustancia (líquido o sólido), la polaridad y la presencia de iones, entre otros.

SÓLIDO APOLAR + DISOLVENTE APOLAR = DISOLUCIÓN

SÓLIDO POLAR + DISOLVENTE POLAR = DISOLUCIÓN

SÓLIDO APOLAR + DISOLVENTE POLAR = INSOLUBLE

SÓLIDO POLAR + DISOLVENTE APOLAR = INSOLUBLE

Solubilidad para casos de polaridad intermedia

La solubilidad en casos de polaridad intermedia se refiere a la capacidad de una sustancia para disolverse en un disolvente que tiene un nivel de polaridad intermedio, es decir, ni completamente polar ni completamente apolar. Estas sustancias suelen tener una distribución de carga que permite cierta interacción con ambos tipos de disolventes, aunque no tan fuerte como los disolventes altamente polares ni tan débil como los disolventes apolares.

En la práctica, las sustancias con polaridad intermedia suelen disolverse en una gama más amplia de disolventes. Por ejemplo:

- Cetonas y ésteres: Muchas cetonas y ésteres tienen una polaridad intermedia debido a los grupos funcionales que poseen, como el grupo carbonilo. Estos compuestos pueden disolverse en tanto disolventes polares como apolares hasta cierto punto.

- Alcoholes con cadenas largas: Los alcoholes que tienen grupos hidroxilo ($-OH$) en combinación con cadenas alquílicas largas pueden mostrar polaridad intermedia. Aunque el grupo hidroxilo es polar, la larga cadena alquílica puede hacer que la sustancia tenga características más apolares, permitiéndole disolverse en disolventes de polaridad intermedia.

En resumen, la solubilidad en casos de polaridad intermedia suele ser una función de cómo las propiedades de polaridad de la sustancia interactúan con las propiedades de polaridad del disolvente, permitiendo una disolución en una variedad de medios que no son ni extremadamente polares ni completamente apolares.

La solubilidad y la miscibilidad son conceptos relacionados.

La solubilidad se manifiesta en un espectro: las sustancias pueden combinarse en diferentes grados, desde poco solubles hasta muy solubles, y se puede describir a las disoluciones como "parcialmente solubles" o "altamente solubles".

En cambio, la miscibilidad es una propiedad absoluta que no admite grados. Cuando dos sustancias son miscibles, se mezclan de manera completa, sin formación de capas, precipitados, mezclas parciales o separaciones.

Si dos sustancias son miscibles, también son completamente solubles entre sí, sin importar el orden en que se mezclen. Un ejemplo de sustancias miscibles es el tetra.

5. Disoluciones: Concentración de Disoluciones

Disolución: Es una mezcla homogénea formada por la combinación de moléculas, iones o átomos de dos o más sustancias. En el caso de mezclas de gases y líquidos, la disolución ocurre cuando las sustancias son miscibles, es decir, se mezclan completamente en todas las proporciones. Para mezclas de líquidos y sólidos, se utiliza el término solubilidad para describir la capacidad de un sólido para disolverse en un líquido y formar una solución homogénea.

Disolución concentrada: Es una disolución que contiene una cantidad significativa de soluto en un volumen determinado. En este caso, la concentración del soluto es alta, lo que significa que el disolvente ha disuelto una cantidad considerable de soluto, pero aún puede tener la capacidad de disolver más si se le añade más soluto.

Disolución sobresaturada: Es una disolución que contiene más soluto disuelto de lo que sería posible en una disolución saturada a una temperatura y presión dadas. Este tipo de disolución se obtiene típicamente al calentar una disolución saturada para disolver más soluto y luego enfriar lentamente sin perturbarla. La disolución sobresaturada es inestable, y cualquier perturbación, como agitación o la adición de un cristal de soluto, puede causar la precipitación del soluto en exceso, devolviendo la disolución a un estado saturado.

Disolución diluida: Se refiere a una disolución en la que la cantidad de soluto presente es muy baja en comparación con el disolvente. En este tipo de disolución, el soluto está presente en una concentración mínima en un volumen determinado, lo que implica que la capacidad del disolvente para disolver más soluto aún no está agotada.

Disolución saturada: Se caracteriza por tener la mayor cantidad posible de soluto disuelto a una temperatura y presión específicas. En una disolución saturada, se ha alcanzado el equilibrio entre el soluto y el disolvente, lo que significa que cualquier cantidad adicional de soluto añadida no se disolverá y permanecerá en forma de precipitado.



6. Suspensiones. Coloides

Suspensiones: una suspensión es una **mezcla heterogénea** en la que las partículas de un sólido están dispersas en un líquido (o, en algunos casos, en un gas) y son lo suficientemente grandes como para que se puedan ver a simple vista. Estas partículas tienden a sedimentar con el tiempo si no se agitan, debido a la gravedad.

Características:

- **Tamaño de las partículas:** Las partículas en una suspensión son grandes, generalmente mayores a 1 micrómetro (μm). Esto las hace visibles al ojo desnudo.
- **Estabilidad:** Las suspensiones no son estables a largo plazo. Las partículas tienden a separarse y sedimentar en el fondo del recipiente si la mezcla no se agita regularmente.

Ejemplos: Mezclas de agua con arena, jugos de frutas con pulpa, o pinturas a base de pigmentos sólidos en disolventes.



Comportamiento:

- Las partículas de una suspensión son lo suficientemente grandes como para ser eliminadas mediante filtración o centrifugación.
- La mezcla puede ser turbia o turbia, y la separación de partículas suele ser rápida si se deja en reposo.

Coloides: un coloide es una mezcla en la que una sustancia está dispersa en un medio en forma de partículas muy pequeñas, con tamaños que van de 1 nanómetro (nm) a 1 micrómetro (μm). Estas partículas son lo suficientemente pequeñas como para no sedimentar fácilmente y permanecen suspendidas en el medio durante un tiempo prolongado.

Características:

- **Tamaño de las partículas:** Las partículas en un coloide tienen un tamaño intermedio entre las de una solución verdadera y las de una suspensión. Son demasiado pequeñas para ser vistas a simple vista pero suficientemente grandes para dispersar la luz (efecto Tyndall).
- **Estabilidad:** Los coloides son más estables que las suspensiones. Las partículas no sedimentan fácilmente y tienden a permanecer dispersas en el medio.
- **Ejemplos:** Leche (emulsión de grasa en agua), gelatina (suspensión de proteínas en agua), niebla (gotas de agua en aire), y espuma (burbujas de gas en líquido).

Comportamiento:

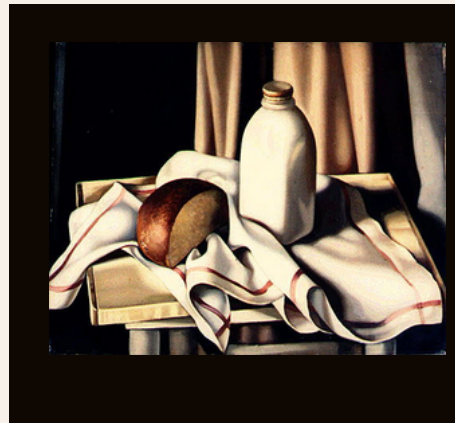
- Los coloides pueden ser separados por métodos físicos como la ultrafiltración o la centrifugación de alta velocidad.

- Exhiben el efecto Tyndall, que es la dispersión de la luz por las partículas coloidales, permitiendo ver un rayo de luz al atravesar la mezcla.

Comparación entre Suspensiones y Coloides

- **Tamaño de partículas:** Las partículas en las suspensiones son mayores que las de los coloides.
- **Estabilidad:** Las suspensiones tienden a sedimentar con el tiempo, mientras que los coloides son más estables.
- **Métodos de separación:** Las suspensiones pueden separarse mediante filtración o centrifugación, mientras que los coloides requieren técnicas más especializadas como la ultrafiltración para separar las partículas.

En resumen, las suspensiones y los coloides son tipos de mezclas que se diferencian principalmente por el tamaño de las partículas y la estabilidad de la mezcla. Las suspensiones tienen partículas grandes y tienden a sedimentar, mientras que los coloides tienen partículas pequeñas que permanecen en suspensión por más tiempo y pueden dispersar la luz.



7. Emulsiones. Agentes Micelares.

Emulsiones: una emulsión es una mezcla de dos líquidos inmiscibles, en la cual uno de los líquidos está disperso en forma de pequeñas gotas dentro del otro líquido. Para que se forme una emulsión estable, es necesario utilizar un agente emulsionante que reduzca la tensión superficial entre los líquidos y permita la formación y estabilidad de las gotas dispersas.

Características:

- **Tamaño de las gotas:** Las gotas del líquido disperso en una emulsión son generalmente de tamaño micrométrico (0.1-100 micrómetros).
- **Estabilidad:** Las emulsiones pueden ser inestables y tienden a separarse con el tiempo si no se utilizan agentes emulsionantes. Los agentes emulsionantes ayudan a mantener las gotas dispersas y evitar la separación de las fases. Los dos factores más importantes para la estabilidad de las emulsiones son la existencia de una película interfacial que se puede considerar como una envoltura alrededor de cada glóbulo dispersado y una débil tensión interfacial gracias a agentes tensoactivos que se absorben positivamente en la interfase y reciben el nombre de emulsionante o estabilizante.
- **Tipos de emulsiones:**

A. Emulsión óleo-acuosa (O/W): El aceite está disperso en agua. La fase dispersante o continua es el agua y la fase dispersa o discontinua es el aceite. Ejemplos incluyen la leche y las cremas.

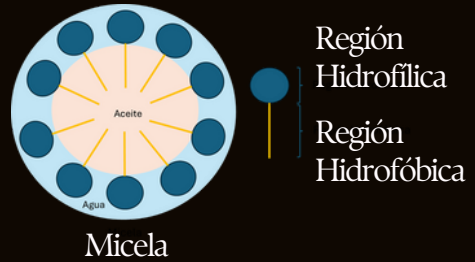
B. Emulsión acuoso-oleosa (W/O): El agua está dispersa en aceite. La fase dispersante o continua es el aceite y la fase dispersa o discontinua es el agua. Ejemplos incluyen la mantequilla y algunas cremas cosméticas.

Agentes Micelares: los agentes micelares (imagen), también conocidos como surfactantes o tensoactivos, son compuestos químicos que reducen la tensión superficial entre los líquidos inmiscibles (como el agua y el aceite) y ayudan a mantener las gotas del líquido disperso estables dentro de la fase continua.

Funciones:

- **Reducción de la Tensión Superficial:** Los agentes emulsionantes tienen una estructura compuesta por una cabeza hidrófila (que atrae el agua) y una cola hidrófoba (que repele el agua). En solución, estos compuestos se organizan en micelas, con las cabezas hidrófilas orientadas hacia el exterior y las colas hidrófobas hacia el interior. Esta disposición permite que las gotas de uno de los líquidos se mezclen y se mantengan dispersas en el otro líquido. Al reducir la tensión superficial, los agentes emulsionantes facilitan la mezcla de líquidos inmiscibles, promoviendo la formación de emulsiones estables y ayudando a eliminar grasas y aceites en procesos de limpieza.
- **Estabilización de las Gotas:** Al formar una capa alrededor de las gotas del líquido disperso, los agentes emulsionantes evitan que las gotas se unan y se separen, lo que mantiene la emulsión estable.

- **Formación de Micelas:** En la fase de dispersión, los agentes emulsionantes pueden formar micelas que atrapan las gotas de uno de los líquidos dentro de una estructura que interactúa con el otro líquido.



La tensión superficial es una propiedad física de los líquidos que resulta de las **fuerzas intermoleculares** en la superficie de un líquido. Es la tendencia de las moléculas en la superficie de un líquido a ser atraídas hacia el interior, lo que crea una "capa" en la superficie que resiste la deformación. En el interior del líquido, las moléculas están rodeadas por otras moléculas y experimentan fuerzas atractivas en todas las direcciones (imagen). En la superficie, las moléculas no están rodeadas por moléculas del mismo tipo por completo, lo que hace que las fuerzas atractivas sean desiguales, resultando en una tensión que tira hacia el interior del líquido. La tensión superficial crea una especie de "membrana" en la superficie del líquido que puede soportar ciertos pesos o resistir la penetración hasta cierto punto.

Humectación: La humectación es el proceso mediante el cual un líquido se distribuye y se adhiere a la superficie de un sólido, formando una película continua que cubre dicha superficie, es decir, es la capacidad de "mojar".

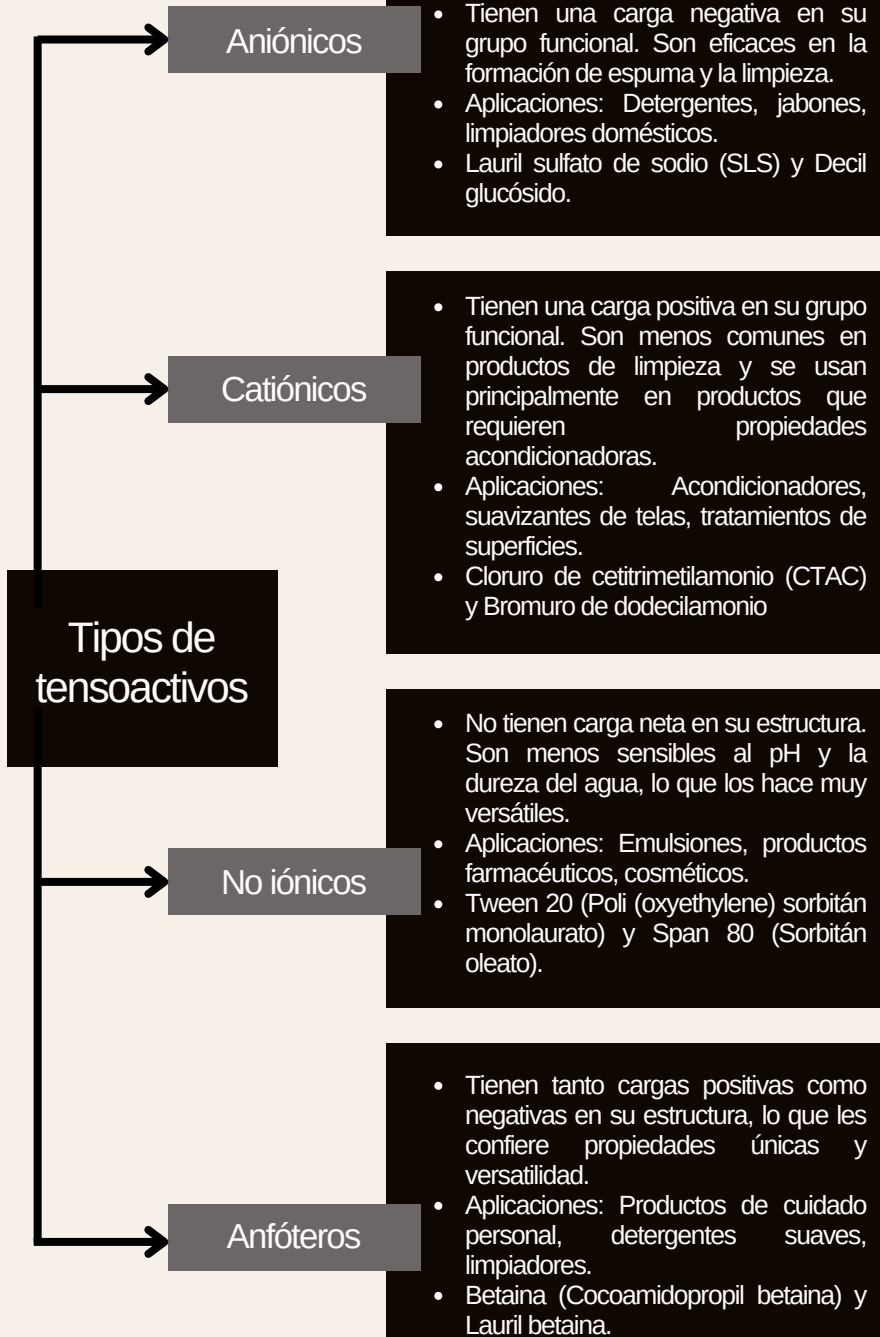
La humectación ocurre cuando las fuerzas de atracción entre el líquido y la superficie sólida superan las fuerzas de cohesión dentro del líquido. Esto permite que el líquido se extienda y cubra la superficie del sólido en lugar de formar gotas o no adherirse.

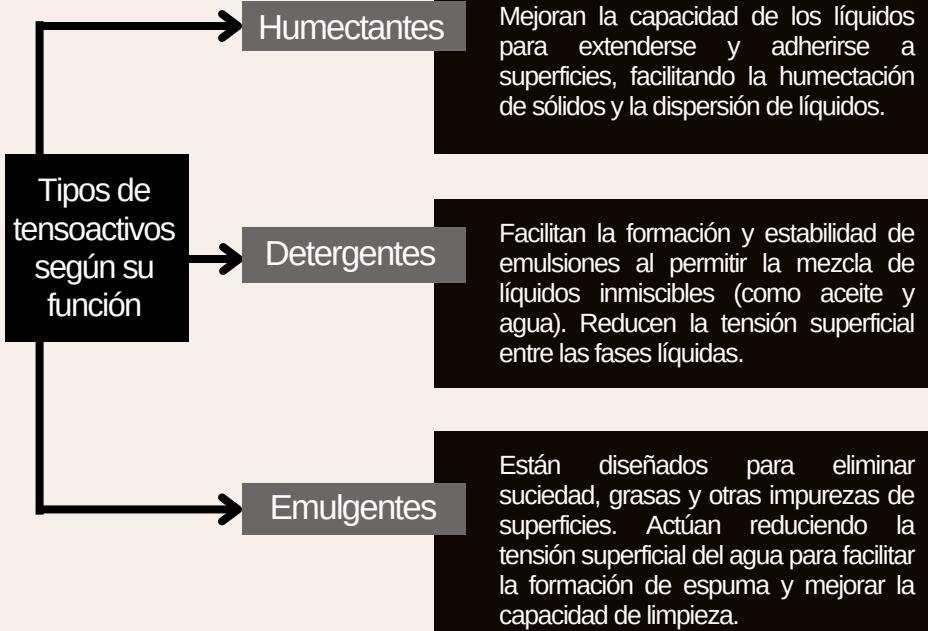
La capacidad de un líquido para humectar una superficie está influenciada por su tensión superficial. Un líquido con baja tensión superficial generalmente humecta mejor, ya que puede extenderse más fácilmente sobre la superficie del sólido.

El ángulo de contacto formado entre el líquido y la superficie sólida es un indicador clave de la humectación. Un ángulo de contacto pequeño (menos de 90 grados) indica una buena humectación, ya que el líquido se extiende sobre la superficie. Un ángulo de contacto grande (más de 90 grados) indica una mala humectación, donde el líquido tiende a formar gotas en lugar de extenderse.

La humectación es crucial para asegurar que las **pinturas y recubrimientos** se adhieran uniformemente a las superficies y proporcionen una cobertura adecuada. En la fabricación de productos como **adhesivos, tintas y detergentes**, la humectación asegura que los líquidos se distribuyan correctamente y se adhieran a las superficies deseadas.







8. Disolventes. Propiedades de los Disolventes

La capacidad de un disolvente para disolver un compuesto que se desea eliminar está influenciada por su polaridad. Las propiedades de los disolventes y diluyentes cambian según el peso molecular, las fuerzas intermoleculares y la estructura espacial de las moléculas. En general, los primeros compuestos de cada grupo funcional son líquidos volátiles y su polaridad tiende a disminuir a medida que aumenta el tamaño de la cadena.

Factores que afectan al poder disolvente:

Polaridad del Disolvente y del Solutos

Disolventes Polares: Eficaces para disolver solutos polares: Buena compatibilidad en las interacciones intermoleculares

Disolventes No Polares: Eficaces para disolver solutos no polares: Buena compatibilidad en las interacciones intermoleculares

- **Temperatura:**

La solubilidad de sólidos en líquidos aumenta con la temperatura: esto produce una rotura de las interacciones entre las moléculas del soluto permitiendo su dispersión en el disolvente.

La solubilidad de gases en líquidos disminuye con la temperatura: esto produce una mayor volatilidad de los gases.

- **Presión:**

La solubilidad de gases en líquidos aumenta con la presión: a mayor presión del gas sobre el líquido, más gas se disolverá.

La presión tiene menos efecto en la solubilidad de sólidos y líquidos.

Punto de Ebullición

El punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido iguala la presión atmosférica, permitiendo que el líquido se convierta en vapor. Los líquidos con un bajo punto de ebullición tienden a evaporarse más rápidamente que los líquidos con un alto punto de ebullición. Esto se debe a que requieren menos energía para alcanzar la fase de vapor. Según el punto de ebullición, los disolventes se pueden clasificar en:

Ligeros (Punto de ebullición < 100°C):

- Efecto en la superficie: El tiempo de ablandamiento de la superficie es insuficiente. La rápida evaporación puede enfriar la superficie, y el vapor de agua puede condensarse, provocando empañamiento. Ejemplos: Éter, acetona.

- Velocidad de Evaporación: Muy rápida. Ejemplos: Éter, acetona.



Intermedios (Punto de ebullición entre 100°C y 150°C):

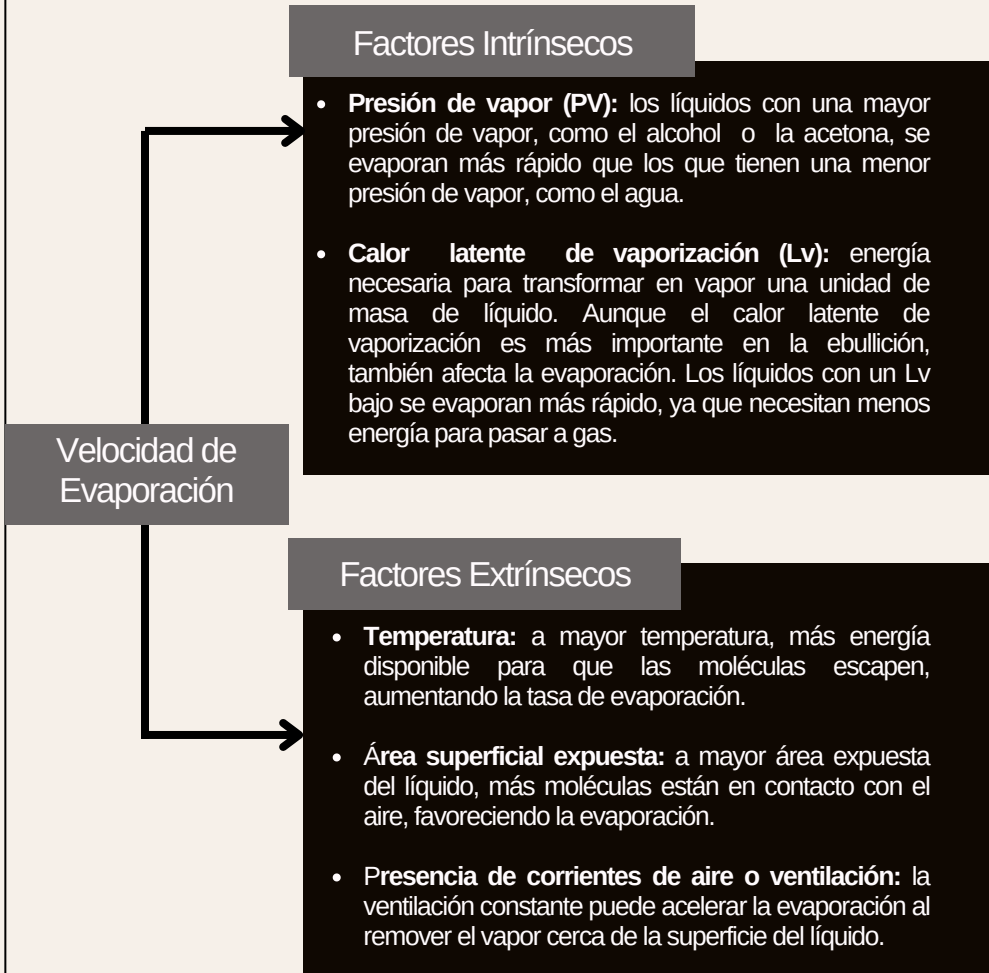
- Velocidad de Evaporación: Moderada, suficiente para la mayoría de las aplicaciones.
- Efecto en la superficie: Proporcionan un equilibrio adecuado entre evaporación y tiempo de ablandamiento, evitando problemas de empañamiento o superficies pegajosas. Ejemplos: Etanol, acetato de etilo.

Pesados (Punto de ebullición > 150°C):

- Velocidad de Evaporación: Muy baja.
- Efecto en la superficie: Pueden ablandar la superficie de manera excesiva, haciendo que esta se vuelva pegajosa. Solo se utilizan en pequeñas cantidades para evitar problemas asociados con su baja volatilidad. Ejemplos: Glicerina, propilenglicol.



Velocidad de evaporación: La velocidad de evaporación o volatilidad de un líquido depende de factores intrínsecos (propios del líquido) y extrínsecos (del entorno). Aquí una clasificación detallada:



TODOS ESTOS PARÁMETROS FAVORECEN LA VOLATILIDAD

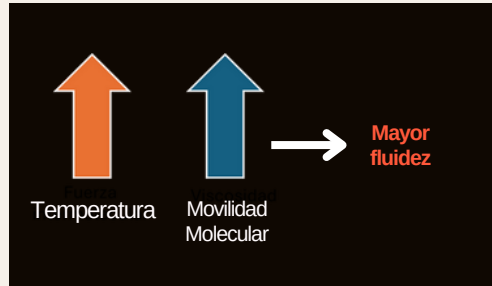
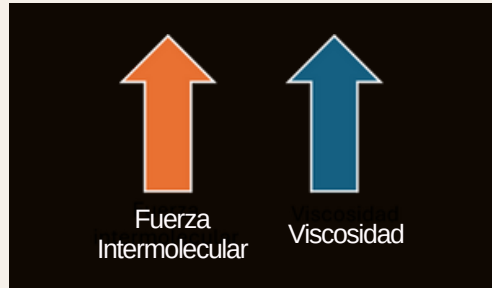
Viscosidad de los disolventes y de las disoluciones

La viscosidad de los disolventes y disoluciones puede variar dependiendo de su composición y concentración.

Viscosidad de los disolventes

- Los disolventes puros, como el agua, etanol o acetona, tienen viscosidades características que dependen de la naturaleza de las interacciones entre sus moléculas.

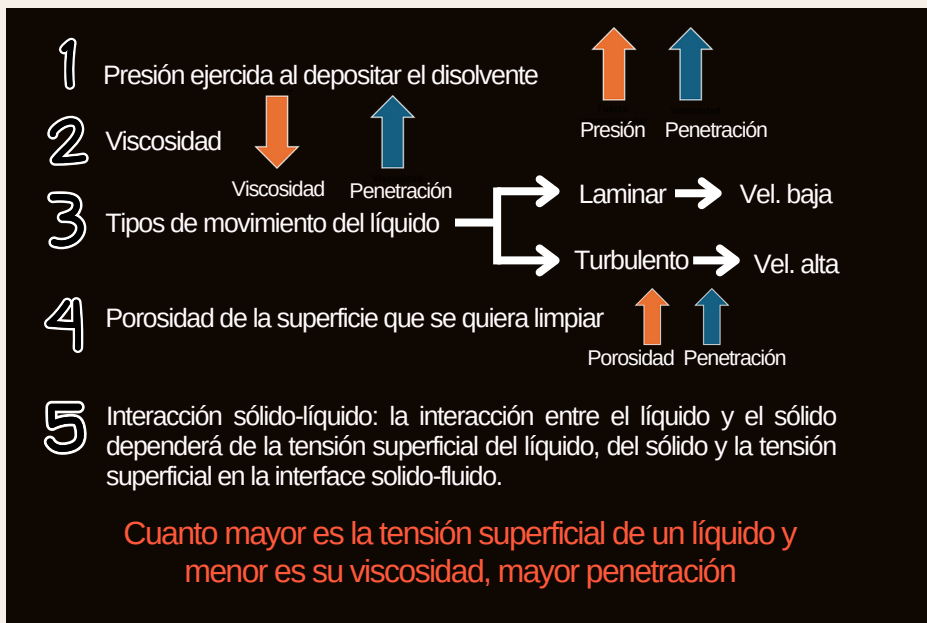
- **Fuerzas intermoleculares:** Los disolventes con enlaces de hidrógeno fuertes, como el agua, tienen una viscosidad relativamente alta. Los disolventes con interacciones más débiles, como la acetona, tienen menor viscosidad. Por lo tanto, a mayor fuerza intermolecular y peso molecular, mayor viscosidad.
- **Temperatura:** La viscosidad de los disolventes disminuye con el aumento de la temperatura, ya que el calor reduce la cohesión entre las moléculas, aumenta la movilidad molecular debilitando los enlaces intermoleculares y por lo tanto, facilita el flujo.



Según su viscosidad, los disolventes se clasifican en: Viscosos ($\eta > 10$ cp), intermedios (η entre 10 - 20 cp) y fluidos ($\eta < 2$ cp).

Penetración de los disolventes

La penetración de los disolventes está influenciada por varios factores:



Tema - 4:

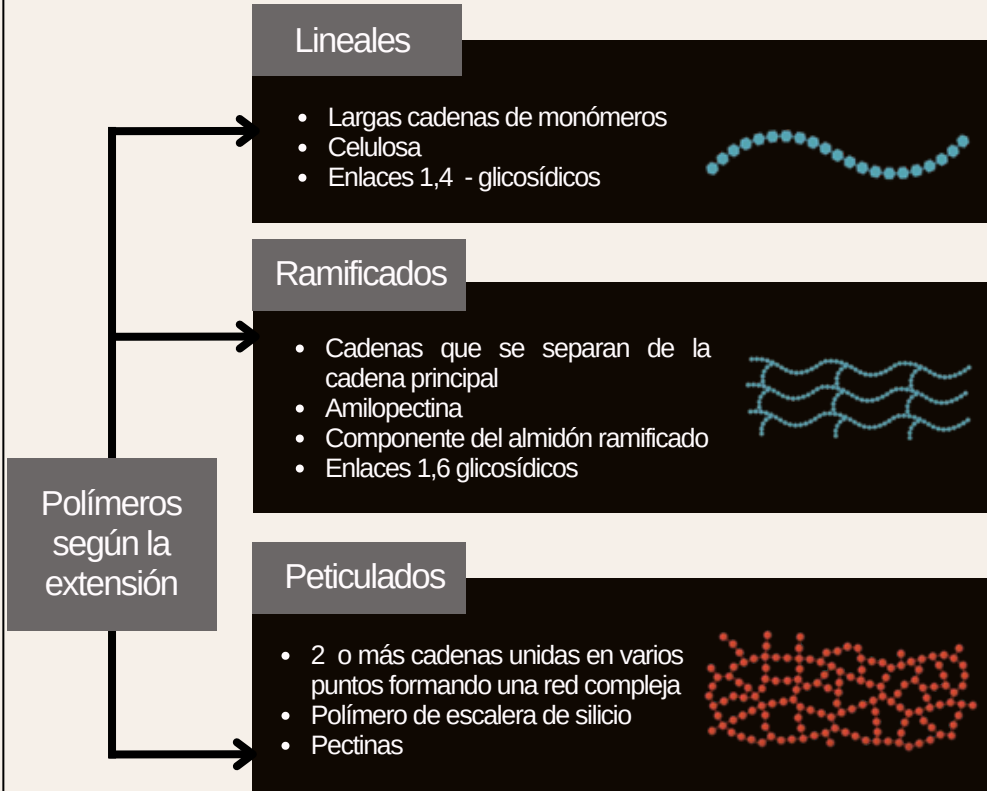
Reacciones de Polimerización



1. Reacciones de polimeración

Un **polímero** es una cadena de moléculas pequeñas, llamadas **monómeros**, que se mantienen unidas por **enlaces covalentes**. Los organismos pueden sintetizar polímeros biológicos o los científicos pueden sintetizar polímeros en el laboratorio. Los polímeros naturales incluyen el ADN, el material genético que

se encuentra en todos los organismos vivos, y las proteínas, polisacáridos y lípidos, los componentes básicos de la vida. Los plásticos son algunos de los polímeros sintéticos más comunes e incluyen al nailon, polietileno y teflón.



Los **polímeros**, por su parte se pueden de clasificar en función del **tipo de monómero** que sea, pudiendo ser:

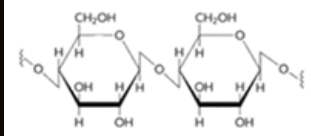
- **Homopolímero:** como ocurre con la celulosa
- **Heteropolímero:** como ocurre con la agarosa

Homopolímero

- Compuesto por el mismo tipo de monómero



Celulosa

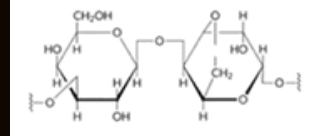


Heteropolímero

- Compuesto por diferentes tipos de monómeros

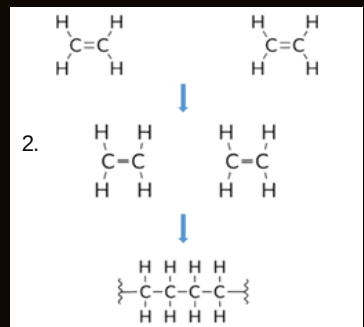
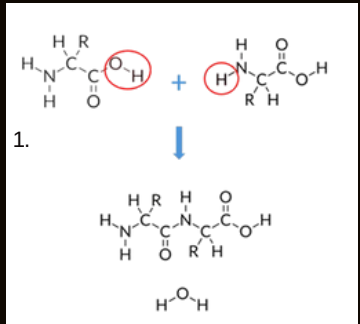


Agarosa



El proceso de unión de los monómeros entre sí para formar una molécula más grande se conoce como **polimerización**. Los monómeros se polimerizan mediante dos mecanismos de reacción distintos:

- 1) La **polimerización por condensación** ocurre cuando dos monómeros con un átomo de hidrógeno reactivo y un grupo hidroxilo, respectivamente, se unen entre sí, ocurriendo la liberación de agua como subproducto. La mayoría de los polímeros naturales se forman mediante reacciones de condensación.
- 2) En la **polimerización por adición**, los monómeros con enlaces dobles carbono-carbono se unen entre sí para formar un polímero sin la generación de ningún subproducto a través de la liberación de átomos.



2. Compuestos orgánicos de interés en restauración

La estructura de la capa pictórica se compone de diversos elementos de entre los que se encuentra:

- **Soporte:**

Que constituye la capa más profunda o interna de la estructura. Esta a su vez puede ser de materiales:

- **Orgánicos:** como la madera o el cuero
- **Inorgánicos:** como las piedras calizas o los mármoles

- **Preparación:**

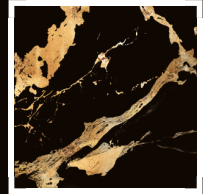
Es la capa anterior al soporte, más cercana a la superficie.

- **Pigmento + Aglutinante:**

- **Los pigmentos** son cuerpos sólidos, finalmente pulverizados, que proporcionan el color, la consistencia y facilitan el secado de la pintura.
- Los aglutinantes son sustancias que mantienen las partículas tanto de los pigmentos como de las cargas inertes, unidas entre sí, cohesionadas; y con la capa anterior. A partir de ellos, extraemos ejemplos tales como:
 - Los aglutinantes proteicos: como la clara de huevo o la cola animal
 - Los aglutinantes polisacáridos: como el almidón o la goma arábica

- **Barniz:**

Que se constituye como la capa más externa, en contacto con la superficie.





Tema - 1

Ejercicio 1:

Indique si cada una de las siguientes muestras pertenecen a una sustancia pura o a una mezcla; y en el caso de ser una mezcla, si es homogénea o heterogénea.

1. Aire fresco limpio
2. Una cuchara plateada
3. Sal de ajo
4. Hielo
5. Una astilla de madera
6. Tinta roja
7. Agua destilada
8. Zuma de naranja recién exprimido

Ejercicio 2:

¿Una molécula de Nitrógeno (N_2) puede separarse en dos elementos monoatómicos? Justifica tu respuesta.

Ejercicio 3:

- a) Identifique el elemento con la siguiente configuración electrónica:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

- b) Escriba la configuración electrónica para el arsénico.

Ejercicio 4:

Utilice la notación spdf para indicar la configuración electrónica del yodo. ¿Cuántos electrones tiene el átomo de I en la subcapa 3d? ¿Cuántos electrones desapareados hay en un átomo de I?

Ejercicio 5:

Utilice la tabla periódica e indique:

- a) el elemento que está en el grupo 14 y en el cuarto período.
- b) dos elementos con propiedades semejantes a las del molibdeno (Mo).
- c) el ion más probable del átomo de estroncio.

Ejercicio 6:

Utilice la tabla periódica para predecir cuál de estos tres átomos es el menor: As, I y S.

Ejercicio 7.

¿Cuál de los siguientes átomos cree que tendrá un tamaño más parecido al átomo de Na: Br, Ca, K o Al? Justifique su respuesta.

Ejercicio 8.

Utilice la tabla periódica para ordenar los siguientes átomos en orden creciente de sus primeras energías de ionización: As, Sn, Br, Sr.

Ejercicio 9.

Localice en la tabla periódica, el grupo que tenga:

- **a)** en cada período, las afinidades electrónicas más negativas.
- **b)** en cada período, las afinidades electrónicas menos negativas.
- **c)** en cada periodo, todas las afinidades electrónicas positivas.

Tema - 2

Ejercicio 1.

Con solo la tabla periódica, ¿Cuál es el átomo más electronegativo de cada una de las siguientes series de elementos?

- **a)** As, Se, Br, I
- **b)** Li, Be, Rb, Sr
- **c)** Ge, As, P, Sn

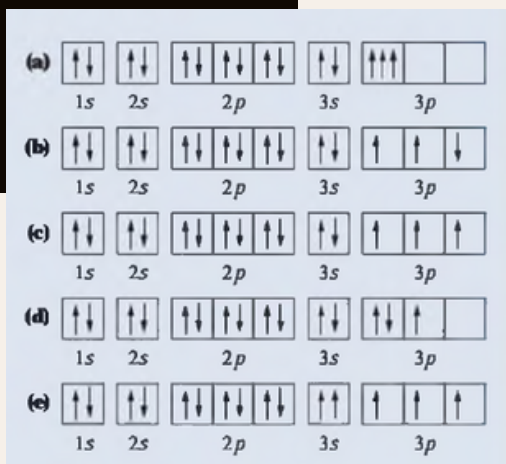
Ejercicio 2.

Cuál es el estado de oxidación del elemento subrayado en cada uno de las siguientes especies químicas?

- **a)** P4
- **b)** Al2O3
- **c)** MnO4
- **d)** NaH
- **e)** H2O2
- **f)** Fe3O4

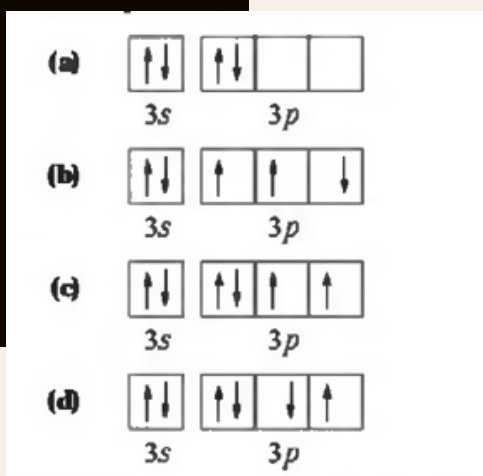
Ejercicio 3.

¿Cuál de los siguientes diagramas de orbitales es incorrecto? Justifíquelo. ¿Cuál de los diagramas correctos corresponde a un estado excitado y cuál al estado fundamental del átomo neutro?



Ejercicio 4.

¿A qué átomo neutro corresponden las siguientes configuraciones de la capa de valencia? Indique si la configuración corresponde al estado fundamental o a uno excitado.



Ejercicio 5:

Escriba símbolos de Lewis para los siguientes elementos:

- a) N, P, As, Sb, Bi
- b) Al, I, Se, Ar.

Ejercicio 6:

Escriba estructuras de Lewis para los siguientes compuestos iónicos:

- **a)** cloruro de calcio
- **b)** sulfuro de bario
- **c)** óxido de litio
- **d)** fluoruro de sodio

Ejercicio 7.

Con solo la tabla periódica, ¿Cuál es el átomo más electronegativo de cada una de las siguientes series de elementos?

- **a)** As, Se, Br, I
- **b)** Li, Be, Rb, Sr
- **c)** Ge, As, P, Sn

Ejercicio 8.

¿Qué enlace es más polar, $\text{H}-\text{C1}$ o $\text{H}-\text{O}$? Justifica tu respuesta.

Ejercicio 9.

¿Cuál de los siguientes enlaces es más polar, es decir, cuál tiene un mayor carácter iónico: $\text{H}-\text{Br}$, $\text{N}-\text{H}$, $\text{N}-\text{O}$, $\text{P}-\text{Cl}$?

Ejercicio 10.

Escriba una estructura de Lewis aceptable para:

- **a)** C2N2 .
- **b)** NO2^+

Ejercicio 11.

¿Qué compuesto orgánico espera que tenga el punto de ebullición más alto, el hidrocarburo utilizado como combustible butano, C4H10 , o el disolvente orgánico acetona, $(\text{CH3})2\text{CO}$?

Ejercicio 12.

¿Qué compuesto orgánico espera que tenga el punto de ebullición más alto, el hidrocarburo utilizado como combustible butano, C4H10 , o el disolvente orgánico acetona, $(\text{CH3})2\text{CO}$?

Ejercicio 13.

Ordena los siguientes compuestos según su polaridad, de menor a mayor:

- a) CH₄
- b) H₂O
- c) CO₂
- d) NH₃
- e) HF

Ejercicio 14.

Determina los tipos de fuerzas intermoleculares presentes entre las siguientes moléculas:

- a) HCl
- b) O₂
- c) CH₃OH
- d) CCl₄
- e) SO₂

Tema - 3

Ejercicio 1.

Responde con verdadero o falso las siguientes oraciones:

- a) Los líquidos con alta viscosidad fluyen más lentamente que los líquidos con baja viscosidad.
- b) La viscosidad de un líquido aumenta con el aumento de la temperatura.
- c) El agua tiene mayor viscosidad que la miel.
- d) La viscosidad está relacionada con las fuerzas intermoleculares en un líquido.
- e) Un líquido con baja viscosidad tiene moléculas que se mueven con más facilidad unas sobre otras.
- f) La tensión superficial de un líquido es el resultado de las fuerzas cohesivas entre las moléculas en su superficie.
- g) Los líquidos volátiles tienen un punto de ebullición bajo y se evaporan fácilmente a temperatura ambiente.
- h) Los primeros compuestos de cada grupo funcional son, en general, líquidos volátiles.

- **i)** Un líquido de baja viscosidad penetra más rápidamente en un material poroso que uno de alta viscosidad.
- **j)** Un material con baja porosidad absorbe más líquido que un material con alta porosidad.
- **k)** Cuanto menor es la tensión superficial de un líquido y menor es su viscosidad, mayor penetración.
- **l)** Un sólido polar se disolverá más fácilmente en un disolvente apolar.

Tema - 4

Ejercicio 1.

Enumera los tipos de polímeros que hay según el monómero que los formen.

Ejercicio 2.

Existen varios procesos de polimerización, explíquelos.

Ejercicio 3.

La clara de huevo se ha utilizado tradicionalmente en la restauración de pinturas, explique todo lo que sabe sobre este aglutinante.

