

QUÍMICA APLICADA

CLAVE: LII 211

PROFESOR: MTRO. ALEJANDRO SALAZAR GUERRERO

1. MATERIA. ESTRUCTURA Y PERIODICIDAD

- 1.1. Materia: estructura, composición, estados de agregación y clasificación por propiedades
 - 1.1.1. Sustancias puras: elementos y compuestos
 - 1.1.2. Dispersiones o mezclas
 - 1.1.3. Caracterización de los estados de agregación: sólido cristalino, líquido, sólido, vítreo
 - 1.1.4. Cambios de estado
 - 1.1.5. Clasificación de las sustancias naturales por semejanzas
 - 1.1.6. Base experimental de la teoría cuántica y estructura atómica
 - 1.1.7. Radiación de cuerpo negro
 - 1.1.8. Teoría atómica de Bohr
 - 1.1.9. Estructura atómica
 - 1.1.9.1. Principio de dualidad
 - 1.1.9.2. Principio de incertidumbre
 - 1.1.9.3. Función de onda
 - 1.1.9.4. Principio de Aufbau
 - 1.1.9.5. Principio de exclusión de Pauli
 - 1.1.10. Configuraciones electrónicas
 - 1.1.10.1. Regla de Hund
- 1.2. Periodicidad química
 - 1.2.1. Desarrollo de la tabla periódica moderna
 - 1.2.2. Clasificación periódica de los elementos
 - 1.2.2.1. Propiedades atómicas y variaciones periódicas: carga nuclear efectiva, radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad
 - 1.2.3. Propiedades químicas y su variación periódica: tendencias generales y por grupo
- 1.3. Elementos de importancia económica, industrial y ambiental en la región o en el país

2. ENLACES QUÍMICOS Y EL ESTADO SÓLIDO (CRISTALINO)

- 2.1. Introducción
 - 2.1.1. Conceptos de enlace químico
 - 2.1.2. Clasificación de los enlaces químicos
- 2.2. Símbolos de Lewis y regla del octeto
- 2.3. Enlace iónico
 - 2.3.1. Elementos que forman compuestos iónicos
 - 2.3.2. Propiedades físicas de compuestos iónicos
- 2.4. Enlace covalente
 - 2.4.1. Comparación entre las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes
 - 2.4.2. Fuerza del enlace covalente
 - 2.4.3. Geometrías moleculares
 - 2.4.3.1. RPECV
 - 2.4.4. Enlaces covalentes y traslape de orbitales
 - 2.4.5. Orbitales híbridos
 - 2.4.6. Momentos dipolares
 - 2.4.7. Enlaces múltiples
- 2.5. Enlace metálico y elementos semiconductores
 - 2.5.1. Teoría de bandas
 - 2.5.2. Clasificación en bases a su conductividad eléctrica

- 2.6. Fuerzas intermoleculares y propiedades físicas
 - 2.6.1. Van der Waals: dipolo-dipolo, London, puente de pH
 - 2.6.2. Influencia de las fuerzas intermoleculares en las propiedades físicas
- 2.7. Estructura de los materiales
 - 2.7.1. Estado sólido (cristalino)
 - 2.7.2. Concepto y caracterización de sistemas cristalinos
 - 2.7.3. Anisotropía
 - 2.7.4. Defectos cristalinos y consecuencia en propiedades microscópicas
 - 2.7.5. Correlaciones propiedades-estructura enlace químico
 - 2.7.6. Estado vítreo
 - 2.7.7. Estructura amorfa
 - 2.7.8. Propiedades características de un material vítreo
 - 2.7.8.1. Proceso de cristalización y vitrificación vs propiedades fisicoquímica, modificadores de red

3. REACCIONES INORGÁNICAS, SU ESTEQUIOMETRÍA, SU IMPORTANCIA ECONÓMICA, INDUSTRIAL Y AMBIENTAL

- 3.1. Clasificación de las reacciones
 - 3.1.1. Reacciones según el cambio químico
 - 3.1.2. Reacciones según aspectos energéticos
- 3.2. Balanceo de reacciones químicas
 - 3.2.1. Por el método redox
 - 3.2.2. Por el método de ión electrón
- 3.3. Concepto de estequiometría
- 3.4. Leyes estequiométricas
 - 3.4.1. Ley de la conservación de la materia
 - 3.4.2. Ley de las proporciones constantes
 - 3.4.3. Ley de las proporciones múltiples
- 3.5. Cálculos estequiométricos A
 - 3.5.1. Unidades de medida usuales
 - 3.5.1.1. Atomo-gramo
 - 3.5.1.2. Mol-gramo
 - 3.5.1.3. Volumen-gramo molecular
 - 3.5.1.4. Número de Avogadro
- 3.6. Cálculos estequiométricos B
 - 3.6.1. Relación peso-peso
 - 3.6.2. Relación peso-volumen
 - 3.6.3. Reactivo limitante
 - 3.6.4. Reactivo en exceso
 - 3.6.5. Grado de conversión o rendimiento
- 3.7. Compuestos de importancia económica, industrial y ambiental

4. ESTADO LÍQUIDO, SOLUCIONES, SUSPENSIONES Y COLOIDES

- 4.1. Estado líquido
 - 4.1.1. Clasificación
 - 4.1.2. Propiedades conductoras
 - 4.1.3. Clasificación de moléculas
 - 4.1.4. Clasificación de disolventes
 - 4.1.5. Propiedades físicas de un líquido molecular como disolvente
 - 4.1.6. Tensión superficial y viscosidad de los líquidos
- 4.2. Soluciones
 - 4.2.1. Parámetros de solubilidad
 - 4.2.2. Modo de expresar las concentraciones

- 4.2.2.1. Concentración peso
 - 4.2.2.2. Fracción molar
 - 4.2.2.3. Molaridad
 - 4.2.2.4. Modalidad
 - 4.2.2.5. Normalidad
 - 4.2.2.6. Disolución
 - 4.2.2.7. Densidad
- 4.2.3. Propiedades coligativas
- 4.3. Suspensiones y coloides
 - 4.3.1. Suspensiones
 - 4.3.2. Obtención de coloides
 - 4.3.3. Coloides liofílicos y liofóbicos
 - 4.3.4. Tixotropía
- 4.4. Estequiometría en soluciones acuosas
 - 4.4.1. Ácido-base (conceptos y cálculos)
 - 4.4.2. Óxido-reducción (conceptos y cálculos)

5. GASES

- 5.1. Conceptos básicos
 - 5.1.1. Gas como estado de agregación
 - 5.1.2. Gas ideal
 - 5.1.3. Gas real
 - 5.1.4. Propiedades críticas
 - 5.1.5. Factor de compresibilidad
- 5.2. Propiedades PVT
 - 5.2.1. Ley de Boyle
 - 5.2.2. Charles
 - 5.2.3. Gay-Lussac

6. TERMOQUÍMICA Y ELECTROQUÍMICA

- 6.1. Termoquímica
 - 6.1.1. Calor de reacción
 - 6.1.2. Calor de formación
 - 6.1.3. Calor de solución
- 6.2. Electroquímica
 - 6.2.1. Electroquímica y celdas electrolíticas
 - 6.2.2. Electroquímica y celdas voltaicas (galvánicas)
 - 6.2.3. Celdas voltaicas de uso práctico
 - 6.2.4. Corrosión

7. EQUILIBRIO QUÍMICO, CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO EN SOLUCIÓN

- 7.1. Cinética química: velocidades de reacción y el mecanismo de reacción
- 7.2. La constante de equilibrio
- 7.3. Principio de Le Chatelier
- 7.4. Constante de ionización
- 7.5. Producto de solubilidad
- 7.6. Solución amortiguadora

4. ESTADO LÍQUIDO, SOLUCIONES, SUSPENSIONES Y COLOIDES

4.1. Estado líquido

El líquido es uno de los tres estados de agregación de la materia. Un líquido es un fluido cuyo volumen es constante en condiciones de temperatura y presión constantes y su forma es esférica. Sin embargo, debido a la gravedad ésta queda definida por su contenedor. Un líquido ejerce presión en el contenedor con igual magnitud hacia todos los lados. Si un líquido se encuentra en reposo, la presión que ejerce está dada por:

Donde ρ es la densidad del líquido y z es la distancia del punto debajo de la superficie.

Los líquidos presentan tensión superficial y capilaridad, generalmente se expanden cuando se incrementa su temperatura y se comprimen cuando se enfrían. Los objetos inmersos en algún líquido son sujetos a un fenómeno conocido como flotabilidad.

Las moléculas en el estado líquido ocupan posiciones al azar que varían con el tiempo. Las distancias intermoleculares son constantes dentro de un estrecho margen.

Cuando un líquido sobrepasa su punto de ebullición cambia su estado a gaseoso, y cuando alcanza su punto de congelación cambia a sólido.

Por medio de la destilación fraccionada, los líquidos pueden separarse de entre sí al evaporarse cada uno al alcanzar sus respectivos puntos de ebullición. La cohesión entre las moléculas de un líquido no es lo suficientemente fuerte por lo que las moléculas superficiales se pueden evaporar.

Líquidos, sustancias en un estado de la materia intermedio entre los estados sólido y gaseoso. Las moléculas de los líquidos no están tan próximas como las de los sólidos, pero están menos separadas que las de los gases. En algunos líquidos, las moléculas tienen una orientación preferente, lo que hace que el líquido presente propiedades anisótropas (propiedades, como el índice de refracción, que varían según la dirección dentro del material). En condiciones apropiadas de temperatura y presión, la mayoría de las sustancias puede existir en estado líquido. A presión atmosférica, sin embargo, algunos sólidos se subliman al calentarse; es decir, pasan directamente del estado sólido al estado gaseoso. La densidad de los líquidos suele ser algo menor que la densidad de la misma sustancia en estado sólido. Algunas sustancias, como el agua, son más densas en estado líquido.

4.1.1. Clasificación

Se clasifican en Acuosa y Orgánica.

- Acuosa> Tienen las mismas características físicas del agua y sus características químicas dependen de las sustancias que contengan.

Características de las disoluciones

1.- Son mezclas homogéneas

2.- La cantidad de soluto y la cantidad de disolvente se encuentran en proporciones que varían entre ciertos límites. Normalmente el disolvente se encuentra en mayor proporción que el soluto, aunque

no siempre es así. La proporción en que tengamos el soluto en el seno del disolvente depende del tipo de interacción que se produzca entre ellos. Esta interacción está relacionada con la solubilidad del soluto en el disolvente. Una disolución que contenga poca cantidad es una disolución diluida. A medida que aumente la proporción de soluto tendremos disoluciones más concentradas, hasta que el disolvente no admite más soluto, entonces la disolución es saturada. Por encima de la saturación tenemos las disoluciones sobresaturadas. Por ejemplo, 100g de agua a 0°C son capaces de disolver hasta 37,5g de Na Cl? (cloruro de sodio o sal común), pero si mezclamos 40g de Na Cl con 100g de agua a la temperatura señalada, quedará una solución saturada.

3.- Sus propiedades físicas dependen de su concentración:

Disolución HCl (ácido clorhídrico) 12 mol/L Densidad = 1,18 g/cm³

Disolución HCl (ácido clorhídrico) 6 mol/L Densidad = 1,10 g/cm³

4.- Sus componentes se separan por cambios de fases, como la fusión, evaporación, condensación, etc.

5.- Tienen ausencia de sedimentación, es decir al someter una disolución a un proceso de centrifugación las partículas del soluto no sedimentan debido a que el tamaño de las mismas son inferiores a 10 Angstrom (°A) .

4.1.2. Propiedades conductoras

El agua, por ser polar, disuelve los compuestos iónicos. El proceso de disolución se puede ilustrar tomando como ejemplo el cloruro de sodio: las moléculas de agua se introducen en su estructura cristalina de la que separan, por una parte, los iones positivos, uniéndose a ellos por los átomos de oxígeno (negativos), y por otra, los iones negativos a los que las moléculas de agua se unen por los hidrógenos (positivos). De esa forma se desmorona el cristal y se forma una disolución en la que hay iones Cl⁻ además de iones Na⁺, todos ellos rodeados de moléculas de agua. Esas disoluciones son conductoras de la corriente eléctrica pero sufren transformaciones a su paso, por lo que se llaman conductores de segunda clase.

El agua, con sales como cloruros, sulfuros y carbonatos que actúan como agentes reductores (donantes de electrones), conduce la electricidad.

4.1.3. Clasificación de moléculas

Una molécula es un agregado por lo menos de dos átomos con una distribución definida que se mantienen unidas por fuerzas especiales.

Y se clasifican de la siguiente manera:

1) Molécula diatómica: es la molécula formada por dos átomos.

2) Molécula diatómica homonuclear: es la molécula diatómica que contiene átomos del mismo elemento.

- 3) Molécula no polar: es la molécula que no tiene un momento dipolar.
- 4) Molécula polar: es la molécula que tiene un momento polar.
- 5) Molécula poliatómica: es la molécula formada por más de dos átomos.

4.1.4. Clasificación de disolventes

Pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. Normalmente sólo se consideran como tales a los que en condiciones normales de presión y temperatura se presentan en estado líquido.

En los disolventes líquidos distinguimos:

Acuosos: usados para disolver sustancias polares. Sus propiedades físicas son las mismas del H₂O y las químicas dependen de las sustancias que contengan.

Orgánicos: sustancias químicas, o mezcla de las mismas, que son capaces de disolver sustancias no hidrosolubles y que por sus propiedades disolventes tienen múltiples aplicaciones en diversas tecnologías industriales-laborables. Los incluidos en este grupo son los considerados propiamente como disolventes.

4.1.5. Propiedades físicas de un líquido molecular como disolvente

Cuando se añade un soluto a un solvente, se alteran algunas propiedades físicas del solvente. Al aumentar la cantidad del soluto, sube el punto de ebullición y desciende el punto de solidificación. Así, para evitar la congelación del agua utilizada en la refrigeración de los motores de los automóviles, se le añade un anticongelante (soluto). Pero cuando se añade un soluto se rebaja la presión de vapor del solvente.

Otra propiedad destacable de una solución es su capacidad para ejercer una presión osmótica. Si separamos dos soluciones de concentraciones diferentes por una membrana semipermeable (una membrana que permite el paso de las moléculas del solvente, pero impide el paso de las del soluto), las moléculas del solvente pasarán de la solución menos concentrada a la solución de mayor concentración, haciendo a esta última más diluida. Estas son algunas de las características de las soluciones:

Las partículas de soluto tienen menor tamaño que en las otras clases de mezclas.

Presentan una sola fase, es decir, son homogéneas.

Si se dejan en reposo durante un tiempo, las fases no se separan ni se observa sedimentación, es decir las partículas no se depositan en el fondo del recipiente.

Son totalmente transparentes, es decir, permiten el paso de la luz.

Sus componentes o fases no pueden separarse por filtración

4.1.6. Tensión superficial y viscosidad de los líquidos

Tensión superficial: la tensión superficial se debe a que las fuerzas que afectan a cada molécula son diferentes en el interior del líquido y en la superficie. Así, en el seno de un líquido cada molécula está sometida a fuerzas de atracción que en promedio se anulan. Esto permite que la molécula tenga una energía bastante baja. Sin embargo, en la superficie hay una fuerza neta hacia el interior del líquido. La tensión superficial tiene como principal efecto la tendencia del líquido a disminuir en lo posible su superficie para un volumen dado, de aquí que un líquido en ausencia de gravedad adopte la forma esférica, que es la que tiene menor relación área/volumen.

Viscosidad de los líquidos:

La resistencia de un líquido a fluir se llama viscosidad. Los líquidos con baja viscosidad son fluidos y fluyen fácilmente. Los líquidos con alta viscosidad son espesos y pegajosos. La viscosidad de la mayoría de los líquidos se ve afectada por la temperatura.

4.2. Soluciones

Las soluciones en química, son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Bastantes propiedades de las soluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. Algunos ejemplos de soluciones son: agua salada, oxígeno y nitrógeno del aire, el gas carbónico en los refrescos y todas las propiedades: color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias.

La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de solvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta.

El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el solvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido. El agua con gas es un ejemplo de un gas (dióxido de carbono) disuelto en un líquido (agua).

Las mezclas de gases, son soluciones. Las soluciones verdaderas se diferencian de las soluciones coloidales y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular, y se encuentran dispersas entre las moléculas del solvente.

Algunos metales son solubles en otros cuando están en el estado líquido y solidifican manteniendo la mezcla de átomos. Si en esa mezcla los dos metales se pueden solidificar, entonces serán una solución sólida.

El estudio de los diferentes estados de agregación de la materia se suele referir, para simplificar, a una situación de laboratorio, admitiéndose que las sustancias consideradas son puras, es decir, están formadas por un mismo tipo de componentes elementales, ya sean átomos, moléculas, o pares de iones. Los cambios de estado, cuando se producen, sólo afectan a su ordenación o agregación.

4.2.1. Parámetros de solubilidad.

La solubilidad es una medida de la capacidad de una determinada sustancia para disolver en un líquido. Puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro, o en porcentaje de soluto; en algunas condiciones se puede sobrepasarla, denominándose solución sobresaturada.

4.2.2. Modo de expresar las concentraciones

4.2.2.1. Concentración peso

La **concentración porcentual en peso** de una especie es una medida de la concentración de dicha especie en una disolución. Se define como la cantidad de masa de dicha especie que hay en la muestra respecto a la cantidad de masa total de la muestra, en términos porcentuales.

$$\%_{\text{peso}} = (w/w_{\text{total}}) * 100$$

4.2.2.2. Fracción molar

La **fracción molar** es una unidad química para expresar la concentración de soluto en una disolución. Nos expresa la proporción en que se encuentran los moles de soluto con respecto a los moles totales de disolución, que se calculan sumando los moles de soluto(s) y de disolvente. Para calcular la fracción molar de una mezcla homogénea, se emplea la siguiente expresión:

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_t} < 1$$

Donde n_i es el número de moles del soluto, y n_t el número total de moles en toda la disolución (tanto de solutos como de disolvente).

Como el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión; cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la fracción molar no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión.

Además cabe notar que en los gases ideales la variación del volumen será proporcional para cada uno de los solutos, y por lo tanto también para la solución. De esta manera hay una relación directa entre las fracciones molares y los volúmenes parciales.

$$\chi_{i1} + \chi_{i2} + \dots + \chi_{in} = \sum_{i=1}^n \chi_i = 1$$

Sumatoria de fracciones molares.

Por ejemplo, en una mezcla binaria de 6 moles de etanol y 4 moles de agua, lo que da un total de 10 moles, la fracción molar del etanol es de $6/10 = 0,6$; mientras que la fracción molar del agua es $4/10$

= 0,4. Todas las fracciones molares de una disolución serán siempre menores que 1, y la suma de éstas dará como resultado 1.

4.2.2.3. Molaridad

Es la proporción o relación que hay entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente, donde el soluto es la sustancia que se disuelve, el disolvente la sustancia que disuelve al soluto, y la disolución es el resultado de la mezcla homogénea de las dos anteriores. A menor proporción de soluto disuelto en el disolvente, menos concentrada está la disolución, y a mayor proporción más concentrada es ésta.

4.2.2.4. Modalidad

No existe la modalidad, sino molaridad o molalidad. La molaridad es el número de moles de soluto por litro de disolución, mientras que la molalidad son los moles de soluto por kilo de disolvente.

Cuando dices 9.8 de ácido refieres a gramos, porque si fueran mililitros necesitarías la densidad...Para calcular los moles de ácido necesitas el peso molecular del ácido sulfúrico:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g/mol}$

250ml de agua son 250 g de agua (1g/ml)

9.8 g de ácido son $9.8/98 = 0.1$ moles de ácido

De este modo, la molalidad queda:

$0.1 \text{ mol} / 0.25 \text{ kg agua} = 0.4 \text{ molal}$

4.2.2.5. Normalidad

Es común que las técnicas de análisis exijan la preparación de soluciones cuya concentración está expresada en normalidad. Qué significa y cómo puede calcularse?

NORMALIDAD = equivalentes soluto / litro de solución

El problema radica en cómo hallar los equivalentes de soluto. En principio se debe tener en cuenta que tipo de sustancia se tiene, si es un ácido, base o sal.

Si fuera un **ácido**, cada mol liberará **tantos equivalentes ácidos como H^+** tenga:

$\text{HCl}: 1 \text{ H}^+ / \text{mol} = 1 \text{ equivalente} / \text{mol}$

$\text{H}_2\text{SO}_4 : 2 \text{ H}^+ / \text{mol} = 2 \text{ equivalentes} / \text{mol}$

Si se tratara de una **base**, cada mol liberará **tantos equivalentes como OH^-** tenga:

NaOH: $1 \text{ OH}^- / \text{mol} = 1 \text{ equivalente} / \text{mol}$

Ca(OH)_2 : $2 \text{ OH}^- / \text{mol} = 2 \text{ equivalentes} / \text{mol}$

Si fuera una **sal**, la cantidad de equivalentes por mol será igual a la **carga total positiva o negativa**.

Na_2S : $1^+ \times 2 = 2$ (del sodio) = 2 equivalentes / mol

Al_2S_3 : $3^+ \times 2 = 6$ (del aluminio) = 6 equivalentes /mol

Para saber cuántos equivalentes se tienen en una determinada masa de soluto, se deben seguir los siguientes pasos:

- 1- Identificar qué tipo de sustancia es y en base a ello cuantos equivalentes se tienen por cada mol.
- 2- Utilizando el peso molar, hallar el peso de cada equivalente: **peso equivalente**.
- 3- Con el peso equivalente, averiguar cuántos equivalentes hay en la masa dada.

Ejemplo:

Se tienen 5 gramos de AlF_3 en 250 ml de solución, cuál será la Normalidad?
Es una sal y como el aluminio tiene carga 3 y tenemos solo 1, **la carga total + será 3**, por lo que **cada mol dará 3 equivalentes**.

Peso Molar: $27 + 19 \times 3 = 84 \text{ g} / \text{mol}$, ahora bien si cada mol da 3 equivalentes, el peso de cada uno de ellos será $\text{PM} / 3$.

Peso Equivalente; $84 \text{ g} / \text{mol} : 3 \text{ equivalentes} / \text{mol} = 28 \text{ g} / \text{equivalente}$

Para hallar los equivalentes existentes en 5 gramos de sustancia, se debe considerar cuántos gramos tiene cada equivalente (Peso Equivalente) $5 \text{ g} : 28 \text{ g} / \text{equivalente} = 0,18 \text{ equivalentes}$.

Por último si se conoce el volumen final de solución se puede calcular la NORMALIDAD.

Ejemplo:

Para 250 ml (0,25 l) se tendría:

NORMALIDAD = equivalentes soluto / litro solución = $0,18 \text{ eq} / 0,25 \text{ l} = 0,72 \text{ N}$

4.2.2.6. Disolución

es una mezcla homogénea, la cual a nivel molecular o iónico de dos o más especies químicas no reaccionan entre sí; cuyos componentes se encuentran en proporción que varía entre ciertos límites. Toda disolución está formada por un soluto y un medio dispersante denominado disolvente. También

se define disolvente cómo la sustancia que existe en mayor cantidad que el soluto en la disolución y en la cual se disuelve el soluto. Si ambos, soluto y disolvente, existen en igual cantidad (como un 50% de etanol y 50% de agua en una disolución), la sustancia que es más frecuentemente utilizada como disolvente es la que se designa como tal (en este caso, el agua). Una disolución puede estar formada por uno o más solutos y uno o más disolventes. Una disolución será una mezcla en la misma proporción en cualquier cantidad que tomemos (por pequeña que sea la gota), y no se podrán separar por centrifugación ni filtración.

Un ejemplo común podría ser un sólido disuelto en un líquido, como la sal o el azúcar disuelto en agua (o incluso el oro en mercurio, formando una amalgama).

Se distingue de una suspensión, que es una mezcla en la que el soluto no está totalmente disgregado en el disolvente, sino dispersado en pequeñas partículas. Así, diferentes gotas pueden tener diferente cantidad de una sustancia en suspensión. Mientras una disolución es siempre transparente, una suspensión presentará turbidez, será traslúcida u opaca. Una emulsión será intermedia entre disolución y suspensión.

Características generales [editar]

- 1.- Son mezclas homogéneas.
- 2.- Al disolver una sustancia, el volumen final es diferente a la suma de los volúmenes del disolvente y el soluto¹
- 3.- La cantidad de soluto y la cantidad de disolvente se encuentran en proporciones que varían entre ciertos límites. Normalmente el disolvente se encuentra en mayor proporción que el soluto, aunque no siempre es así. La proporción en que tengamos el soluto en el seno del disolvente depende del tipo de interacción que se produzca entre ellos. Esta interacción está relacionada con la solubilidad del soluto en el disolvente.
- 4.- Sus propiedades físicas dependen de su concentración:
 - Disolución HCl 12 mol/L Densidad = 1,18 g/cm³
 - Disolución HCl 6 mol/L Densidad = 1,10 g/cm³
- 5.- Sus componentes se separan por cambios de fases, como la fusión, evaporación, condensación, etc.
- 6.- Tienen ausencia de sedimentación, es decir al someter una disolución a un proceso de centrifugación las partículas del soluto no sedimentan debido a que el tamaño de las mismas son inferiores a 10 Angstrom (Å).
- 7.- Sus componentes se unen y se genera el solvente mediante el proceso denominado decontracción.

4.2.2.7. Densidad

La densidad de una sustancia, simbolizada habitualmente por la letra griega ρ , es una magnitud referida a la cantidad de masa contenida en un determinado volumen.

Ejemplo: un objeto pequeño y pesado, como una piedra de granito o un trozo de plomo, es más denso que un objeto grande y liviano hecho de corcho o de espuma de poliuretano.

La densidad o densidad absoluta es la magnitud que expresa la relación entre la masa y el volumen de un cuerpo. Su unidad en el Sistema Internacional es el kilogramo por metro cúbico (kg/m³), aunque frecuente se expresa en g/cm³. La densidad es una magnitud intensiva.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Donde ρ es la densidad, m es la masa y V es el volumen del cuerpo

La densidad relativa de una sustancia es la relación existente entre su densidad y la de otra sustancia de referencia; en consecuencia, es una magnitud adimensional (sin unidades).

$$\rho_r = \frac{\rho}{\rho_0}$$

Donde ρ_r es la densidad relativa, ρ es la densidad absoluta y ρ_0 es la densidad de referencia.

Para los líquidos y los sólidos, la densidad de referencia habitual es la del agua líquida a la presión de 1 atm y la temperatura de 4 °C. En esas condiciones, la densidad absoluta del agua destilada es de 1000 kg/m³, es decir, 1 kg/L.

Para los gases, la densidad de referencia habitual es la del aire a la presión de 1 atm y la temperatura de 0 °C.

Unidades de densidad en el Sistema Internacional de Unidades (SI):

Kilogramo por metro cúbico (kg/m³).

Gramo por centímetro cúbico (g/cm³).

Kilogramo por litro (kg/L) o kilogramo por decímetro cúbico. El agua tiene una densidad próxima a 1 kg/L (1000 g/dm³ = 1 g/cm³ = 1 g/mL).

Gramo por mililitro (g/mL), que equivale a (g/cm³).

Para los gases suele usarse el gramo por decímetro cúbico (g/dm³) o gramo por litro (g/L), con la finalidad de simplificar con la constante universal de los gases ideales:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

4.2.3. Propiedades coligativas

Son las propiedades de una solución que dependen únicamente de la concentración molal, es decir, de la cantidad de partículas de soluto por partículas totales, y no de la naturaleza o tipo de soluto.

Están estrechamente relacionadas con la presión de vapor, que es la presión que ejerce la fase de vapor sobre la fase líquida, cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado.

La presión de vapor depende del solvente y de la temperatura a la cual sea medida (a mayor temperatura, mayor presión de vapor). Se mide cuando el sistema llega al equilibrio dinámico, es decir, cuando la cantidad de moléculas de vapor que vuelven a la fase líquida es igual a las moléculas que se transforman en vapor.

4.3. Suspensiones y coloides

Al intentar mezclar almidón de maíz en agua fría no lograras disolverla. Pero calientas la mezcla y la agitas se forma una dispersión opalina. Esta dispersión no parece ser clara y homogénea ni se asienta. En realidad lo que se obtiene es un coloide. La mayonesa, la clara del huevo, las gelatinas y los flanes son ejemplos de los coloides.

Cuando en un solvente existen partículas dispersas, se forman mezclas como los coloides.

En 1992, el químico alemán Richard Zsigmondy diseñó el ultra microscopio con el cual es posible ver las partículas de la fase dispersa miden entre 10 y 10,000 nm.

La fase dispersa de un coloide puede estar constituida por partículas en estado:

- a) gaseoso
- b) líquido o
- c) sólido.

Las distintas mezclas de coloides tienen cada uno un nombre diferente a las demás.

En química un coloide, suspensión coloidal o dispersión coloidal es un sistema físico-químico compuesto por dos fases: una continua, normalmente fluida, y otra dispersa en forma de partículas; por lo general sólidas, de tamaño mesoscópico (a medio camino entre los mundos macroscópico y microscópico). Así, se trata de partículas que no son apreciables a simple vista, pero mucho más grandes que cualquier molécula. Dispersión es cuando algún componente de una mezcla se halla en mayor proporción que los demás.

El nombre de coloide proviene de la raíz griega kolas que significa que puede pegarse. Este nombre hace referencia a una de las principales propiedades de los coloides: su tendencia espontánea a agregar o formar coágulos.

Aunque el coloide por excelencia es aquel en el que la fase continua es un líquido y la fase dispersa se compone de partículas sólidas, pueden encontrarse coloides cuyos componentes se encuentran en otros estados de agregación. En la siguiente tabla se recogen los distintos tipos de coloides según el estado de sus fases continua y dispersa

Remoción de las partículas coloidales

A menudo se desea remover las partículas coloidales de un medio de dispersión, como estas partículas son muy finas para ser filtradas.

Las partículas coloidales, deben aumentar su tamaño, a este proceso se le llama coagulación. Estas partículas grandes pueden removerse del medio de dispersión por medio de la filtración, o dejándolas que se asienten. La coagulación debe ser provocada, esto se puede hacer por medio de la temperatura, o añadiendo un electrolito a la mezcla.

Las formas de trabajar de estos procesos son las siguientes: al calentar el coloide, las partículas aumentan la velocidad de sus movimientos, provocando que las moléculas de las partículas colisionen provocando un aumento en su tamaño. O bien, al añadir un electrolito a la mezcla, se neutraliza la carga en la superficie de las partículas, inhibiendo así la repulsión que estas partículas tienen hacia las otras, consiguiendo así que aumenten su tamaño las partículas, haciéndolas más fácil de remover, por medio de la filtración.

Hay otro tipo de separación que es posible en los coloides, esta es llamada diálisis, esta se da al pasar el coloide a través de membranas semipermeables, debido a que los iones de las partículas son capaces de pasar a través de la membrana, pero los coloides no. Este tipo de separación se da en nuestros riñones, y es simulada en los riñones artificiales, donde se hacen las diálisis a la sangre de los pacientes.

Propiedades de los coloides

Cuando un rayo de luz que entra en una habitación por la mañana, a menudo se distinguen, reflejadas por la luz, partículas de polvo suspendidas. De este mismo modo, si un rayo de luz atraviesa un sol, aparentemente transparente, las partículas coloidales, reflejarán la luz, de manera que este sol parezca nublado. Este fenómeno, descubierto por Michael Faraday, fue investigado por J. Tyndall, en 1896, debido a esto, a este efecto se le conoce, como efecto Tyndall. En sí este efecto se da, siempre que se hace pasar un fino haz de luz, a través de un sistema coloidal y las partículas coloidales, se ven en el haz de luz, como pequeñas reflexiones de la luz.

Con el fin de investigar este efecto, para 1903 se creó un ultramicroscopio, que consistía de un aparato especial, que convertía en finos haces de luz las emisiones luminosas provenientes de una lámpara, y los proyectaba en un ángulo perpendicular a los ejes ópticos del microscopio, de esta manera, las partículas coloidales, se mirarían como un punto de luz, sin dimensiones.

Con la ayuda de este ultramicroscopio, se puede ver el movimiento de las partículas coloidales, estas al ser observadas, se mueven erráticamente describiendo un zigzag, debido a que todo el medio bombardea a las partículas coloidales dispersas en este (se ha descrito en algunos libros como un “baile inquieto”), a este movimiento errático, se le conoce como el movimiento browniano, debido a que el botánico inglés Robert Brown, en 1827 notó que los granos de polen suspendidos en agua presentan un modelo de movimiento aleatorio.

Una de las propiedades más importantes de las partículas coloidales, es su elevada razón superficie a volumen.

Una emulsión es una dispersión coloidal de partículas líquidas en otro líquido; la mayonesa, por ejemplo, es una suspensión de glóbulos diminutos de aceite en agua. Un sólido es una suspensión

coloidal de partículas sólidas en un líquido; las pinturas, por ejemplo, son una suspensión de partículas de pigmentos sólidos diminutos en un líquido oleoso. Un gel es un sólido en el que las partículas suspendidas están sueltas, organizadas en una disposición dispersa, pero definida tridimensionalmente, dando cierta rigidez y elasticidad a la mezcla, como en la gelatina.

Las partículas de una dispersión coloidal real son tan pequeñas que el choque incesante con las moléculas del medio es suficiente para mantener las partículas en suspensión; el movimiento al azar de las partículas bajo la influencia de este bombardeo molecular se llama movimiento browniano. Sin embargo, si la fuerza de la gravedad aumenta notablemente mediante una centrifugadora de alta velocidad, la suspensión puede romperse y las partículas precipitarse. Debido a su tamaño, las partículas coloidales no pueden atravesar los poros extremadamente finos de una membrana semipermeable, como el pergamino, por ósmosis.

Aunque una dispersión coloidal no puede ser purificada por filtración, sí puede ser dializada colocándola en una bolsa semipermeable con agua pura en el exterior.

Ejemplos de sustancias coloidales son la pasta dentífrica, quesos, ciertas pinturas, gelatinas, plásticos, niebla, humo y esmog. Aerosoles, geles, espumas y emulsiones.

En muchas ocasiones, debido a que las partículas brownianas están cargadas eléctricamente, hay interacción entre ellas. Esto da lugar a que formen una “cuasi-red” cristalina, es decir, formen una estructura regular, lo que les da una consistencia que no es la rígida de un cristal, pero tampoco la de fluido que corresponde al líquido.

Como ejemplos de geles se pueden mencionar las gelatinas, algunos jabones, ciertas arcillas, determinadas pastas como masillas, masas, barro, etcétera. Las gelatinas se emplean en la fotografía, ciertos cosméticos, en alimentos, etcétera.

Ejemplo de los coloides en la plata

Plata Coloidal: ¿Qué es?

La plata coloidal son partículas de plata cargadas eléctricamente extremadamente pequeñas que varían de 0,01 a 0,001 micrón de diámetro suspendidas en agua destilada. No hay que confundir el coloide de plata con el oligoelemento de plata que comúnmente se vende en el comercio. El oligoelemento de plata se obtiene por un método químico mientras que el coloide de plata es obtenido por un método fisicoquímico.

¿Cómo se usa el coloide de plata?

Si haces mini pedacitos de plata y súper finos se convierten en coloides y sirven para matar bacterias ya que como son tan finos tu estomago los disuelve y cuando las bacterias se lo comen se mueren y mata a los siguientes bichos: parásitos, cándidas, herpes, fatiga crónica, presencia de estafilococos y estreptococos, herpes zoster, y más de 600 enfermedades virales y bacterianas. Es también exitoso su uso en condiciones sépticas de la boca incluido piorrea y tonsilitis. Aplicado en la piel, ayuda en el acné, verrugas, heridas abiertas, pie de atleta, solo por nombrar algunas. En los ojos ayuda a la conjuntivitis como a otras forma de inflamación e infección de los ojos que no sea picadura o irritación. Puede ser usado vaginalmente, analmente, atomizado en la nariz o plumo.

Desde el punto de vista edáfico el gran grupo de los filosilicatos es la clase más importante, ya que a este grupo pertenecen la mayoría de los minerales de la fracción arcilla.

Un coloide es un sistema compuesto por 2 fases:

- a) Una normalmente fluida.
- b) La otra dispersa en formas de partículas.

Las partículas de los coloides no las puedes ver nada más así a simple vista.

Pueden definir los coloides como los sistemas en los que un componente se encuentra despresado en otro, pero en las entidades dispersas son mayores a comparación de las moléculas disolventes.

Tipos de coloides del suelo

- Arcillas cristalinas silicatadas
- Arcillas no cristalinas amorfas
- Óxidos de hierro y aluminio (sesquióxidos)
- Coloides orgánicos (humus)

Los coloides son dispersiones de pequeñas partículas de un material en otro de un diámetro aproximadamente igual o menor que 500 nm.

4.3.1. Suspensiones

Las suspensiones presentan las siguientes características:

Sus partículas son mayores que las de las disoluciones y los coloides, lo que permite observarlas a simple vista.

Sus partículas se sedimentan si la suspensión se deja en reposo.

Los componentes de la suspensión pueden separarse por medio de centrifugación, decantación, filtración y evaporación.

Ejemplos de suspensiones son:

Algunos medicamentos;

Agua y la arena;

La arena mezclada con el cemento;

Refrescos elaborados con zumos de frutas;

Algunas pinturas vinílicas.

Algunos aerosoles, especialmente aquellos que requieren ser agitados antes de usarse.

El aceite diluido con el agua.

El agua mezclada con el azúcar

4.3.2. Obtención de coloides

Existen dos métodos:

1) Métodos de condensación: se realiza a través de partículas que tienen un tamaño inferior al tamaño de partículas coloidales o sea se parte de una solución verdadera y por reacción química se obtienen partículas insolubles de tamaño coloidal.

2) Métodos por dispersión: se parte de partículas que tienen un tamaño mayor al coloidal.

En los métodos de condensación se obtienen partículas al estado coloidal por:

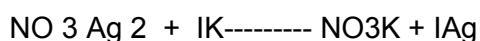
- • Reducción
- • Oxidación
- • Hidrólisis.

Reducción: se obtienen soles de metales por reducción de soluciones de sus sales solubles u óxidos, por ejemplo con monóxido de carbono, hidrógeno, formaldehído, etc. Así se obtienen los soles de plata, platino y oro.

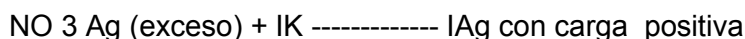
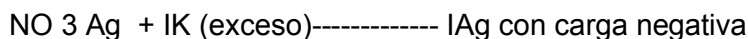
Oxidación: si tenemos una solución acuosa de hidrógeno sulfurado se puede oxidar con oxígeno o anhídrido sulfuroso y se obtiene un sol de azufre.

Hidrólisis: se obtienen soles de óxidos e hidróxidos de metales débilmente electropositivos por ejemplo, de hierro, aluminio, estaño, etc. por hidrólisis de sus sales en solución acuosa.

Métodos por reacción química entre dos sales:



Es una reacción entre dos sales: por ejemplo, nitrato de plata e ioduro de potasio. Si una solución diluida de una sal de plata se agrega a un pequeño exceso de solución diluida de ioduro de potasio, se obtiene un sol de ioduro de plata que es un coloide hidrófobo con carga negativa; en cambio, si la solución diluida de ioduro se agrega al exceso de nitrato de plata dará un sol de ioduro de plata con carga positiva; depende de cual de las dos se agregue en exceso, se obtendrá un ioduro de plata positivo o negativo.



4.3.3. Coloides liofílicos y liofóbicos

Los coloides se clasifican en función del grado de atracción que hay entre la fase dispersa y el medio dispersante. Si el medio dispersante es un líquido; estos sistemas coloidales se llaman soles. Estos soles se pueden dividir en dos categorías:

• Liofobos: (del griego: aversión al líquido). Poca atracción entre la fase dispersa y el medio dispersante. Significa “no gustar de o temer a un líquido”; en los soles liofobicos no hay afinidad entre

las partículas y el solvente, la estabilidad de estos depende principalmente de la carga de las partículas. Si el agua es solvente, se utiliza el nombre hidrófobo.

Este tipo de coloides se caracteriza por presentar: baja estabilidad hacia la floculación por electrolitos, su visibilidad en el microscopio es buena y presentan una muy pequeña presión osmótica. Algunos ejemplos de estos coloides son: *Au, Ag, AgCl y algunas emulsiones.*

· Liófilos: (del griego: afición al líquido) . Gran atracción entre la fase dispersa y el medio dispersante Significa “gustar de un líquido”, en este tipo de coloides hay interacción entre las partículas y el solvente. Este tipo de soles es mucho más estable que los soles liofobicos. Para el caso de los soles en agua se utilizara el termino hidrofilito,

Este tipo de coloides se caracteriza por presentar: alta estabilidad hacia la floculación por electrolitos, se visibilidad en el microscopio es mala y presenta una considerable presión osmótica. Algunos ejemplos de estos coloides son: albúmina, glicógeno, hule y acido silico.

La mayoría de los coloides inorgánicos son hidrofobitos, mientras que la mayoría de los coloides orgánicos so liofilicos.

4.3.4. Tixotropía

La tixotropía se define como el fenómeno consistente en la pérdida de resistencia de un coloide, al amasarlo, y su posterior recuperación con el tiempo. Las arcillas tixotrópicas, cuando son amasadas, se convierten en un verdadero líquido. Si, a continuación, se las deja en reposo, recuperan la cohesión y el comportamiento sólido. Para que una arcilla tixotrópica muestre este comportamiento deberá poseer un contenido en agua próximo a su límite líquido. Por el contrario, en torno a su límite plástico no existe posibilidad de comportamiento tixotrópico.

Algunos geles y coloides se consideran materiales tixotrópicos, pues muestran una forma estable en reposo y se tornan fluidos al ser agitados. Variedades modernas de recubrimientos alcalinos, de látex y pinturas son materiales por lo general tixotrópicos que no caen de la brocha del pintor pero se pueden aplicar fácil y uniformemente pues el gel se liquida cuando se aplica. La salsa de tomate es frecuentemente tixotrópica.

4.4. Estequiometria en soluciones acuosas.

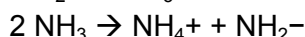
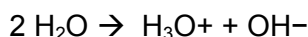
4.4.1. Ácido-base (conceptos y cálculos)

Una reacción ácido-base es una reacción química que ocurre entre un ácido y una base. Existen varios conceptos que proporcionan definiciones alternativas para los mecanismos de reacción involucrados en estas reacciones, y su aplicación en problemas en disolución relacionados con ellas. A pesar de las diferencias en las definiciones, su importancia se pone de manifiesto como los diferentes métodos de análisis cuando se aplica a reacciones ácido-base de especies gaseosas o líquidas, o cuando el carácter ácido o básico puede ser algo menos evidente. El primero de estos conceptos científicos de ácidos y bases fue proporcionado por el químico francés Antoine Lavoisier, alrededor de 1776.

Sistema disolvente.

Esta definición se basa en una generalización de la definición anterior de Arrhenius a todos los solventes autodisociables.

En todos estos disolventes, hay una cierta concentración de especies positivas, cationes solvonio, y especies negativas, aniones solvato, en equilibrio con las moléculas neutras del disolvente. Por ejemplo, el agua y el amoníaco se disocian en iones oxonio e hidróxido, y amonio y amida, respectivamente:



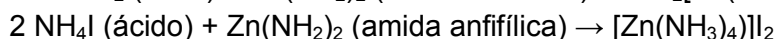
Algunos sistemas apróticos también sufren estas disociaciones, tales como el tetraóxido de dinitrógeno en nitrosonio y nitrato, y el tricloruro de antimonio, en dicloroantimonio y tetracloroantimoniato:



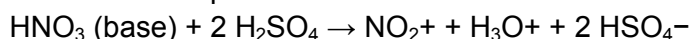
Un soluto que ocasiona un aumento en la concentración de los cationes solvonio y una disminución en los aniones solvato es un ácido, y uno que hace lo inverso es una base.

En consecuencia, en amoníaco líquido, el KNH_2 (que suministra NH_2^-) es una base fuerte, y el NH_4NO_3 (que suministra NH_4^+) es un ácido fuerte. En dióxido de azufre líquido, los compuestos de tionilo (que suministran SO_2^+) se comportan como ácidos, y los de sulfitos (que suministran SO_3^{2-}) se comportan como bases.

Las reacciones ácido-base no acuosas en amoníaco líquido son similares a las reacciones en agua:



El ácido nítrico puede ser una base en ácido sulfúrico:



Puesto que la definición de sistema disolvente depende tanto del solvente, como del compuesto mismo, un mismo compuesto puede cambiar su comportamiento dependiendo en la elección del disolvente. Así, el HClO_4 es un ácido fuerte en agua, un ácido débil en ácido acético, y una base débil en ácido fluorosulfónico.

4.4.2. Óxido-reducción (conceptos y cálculos)

Las reacciones de óxido – reducción o REDOX son aquellas donde está involucrado un cambio en el número de electrones asociado a un átomo determinado, cuando este átomo o el compuesto del cual forma parte se transforma desde un estado inicial a otro final.

La gran mayoría de las reacciones redox ocurren con liberación de energía. Por ejemplo: la combustión de compuestos orgánicos que proporciona energía calórica, las reacciones que se realizan en una pila o batería, donde la energía química es transformada en energía eléctrica, y las

reacciones más importantes, desde el punto de vista de nuestro curso, que ocurren a nivel del metabolismo de un ser viviente. Como los alimentos son sustancias reducidas, el organismo las oxida controladamente, liberando energía en forma gradual y de acuerdo a sus requerimientos. Esta energía es transformada en energía química en forma de ATP, la cual es utilizada para todos los procesos endergónicos que ocurren en los organismos.

Un átomo neutro cualquiera tiene un número definido de electrones, el cual corresponde al número de protones que posee su núcleo; es decir, tiene tantos electrones como el valor de su número atómico.

Por ejemplo:

H $Z = 1$; es decir 1 protón y 1 electrón

Na $Z = 11$; es decir 11 protones y 11 electrones

I $Z = 53$; es decir 53 protones y 53 electrones

Generalmente, cuando un elemento determinado se combina a través de una reacción química, el número de electrones que está asociado a él, puede ser mayor o menor que su número atómico característico. De aquí nace el concepto de estado de oxidación o número de oxidación. Lo que simplemente significa, el número de electrones en exceso o de déficit que se le asigna a un elemento con respecto a su número atómico, cuando forma parte de un compuesto o está en forma de ión, siguiendo ciertas reglas:

1. Si el número de electrones asignado a un elemento es mayor que su número atómico, se le confiere una carga formal negativa. Por el contrario, si el número de electrones asignado es menor que su número atómico, se le otorga una carga formal positiva.

Basado en el ejemplo anterior:

H⁺ $Z = 1$; 1 protón y 0 electrón N° Oxid. = +1

Na⁺ $Z = 11$; 11 protones y 10 electrones N° Oxid. = +1

I⁻ $Z = 53$; 53 protones y 54 electrones N° Oxid. = -1

2. En los elementos libres o compuestos formados por un mismo tipo de átomos, el número de oxidación de todos ellos es cero. Por ejemplo: Na, H₂, S₈, P₄. Todos ellos tienen N° de oxidación = 0.

3. En los iones simples (constituidos por un sólo tipo de átomos), el N° de oxidación es igual a la carga del ión. Por ejemplo: Al⁺⁺⁺, su N° de oxidación es +3; Fe⁺⁺, su N° de oxidación es +2; Fe⁺⁺⁺, su N° de oxidación es +3.

4. El N° de oxidación del oxígeno es generalmente -2, cuando forma parte de un compuesto; excepto en los siguientes casos:

- Cuando forma parte de compuestos llamados peróxidos, donde hay enlace O-O. En este caso el N° de oxidación asignado para el oxígeno es -1 .

- Cuando el oxígeno se combina con flúor (elemento más electronegativo que el oxígeno), el N° de oxidación asignado para el oxígeno es $+2$.

5. El N° de oxidación asignado para el hidrógeno es $+1$ en la mayoría de los compuestos. La única excepción es en los hidruros, donde el hidrógeno se une a elementos menos electronegativos que él. Por ejemplo: hidruro de sodio (NaH), en estos casos el N° de oxidación asignado para el hidrógeno es -1 .

6. Los N° de oxidación de los diferentes elementos que conforman una molécula deben coincidir con la carga total de esa molécula. Es decir, la suma de los N° de oxidación de los diferentes átomos que la constituye debe ser igual a la carga total de la molécula. De aquí podemos deducir lo siguiente:

- En las moléculas neutras, la suma de los N° de oxidación de los átomos que la forman debe ser igual a cero. Por ejemplo, H_2O , el N° de oxidación del H es $+1$, como hay dos H, contribuye a la molécula con carga $+2$. El N° de oxidación del O es -2 y la molécula contiene sólo un O; por lo tanto la suma de $+2 + (-2) = 0$, que corresponde a la carga de una molécula neutra.

- En los iones que están formados por más de un tipo de elemento, la suma de los N° de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga que posee el ión. Por ejemplo, el ión dicromato, cuya fórmula es $Cr_2O_7^{2-}$. Los 7 oxígenos contribuyen con una carga aparente de -14 , luego el Cr debe aportar con una carga aparente de $+12$, como los átomos de Cr son 2, cada uno tendrá un N° de oxidación de $+6$:

Sea $Cr = x$

$Cr_2O_7^{2-}$: $2x + 7(-2) = -2$

En muchos casos el valor del N° de oxidación corresponde a la valencia de un elemento, pero son conceptos diferentes. Valencia de un elemento es el número de enlaces simples que puede formar un átomo; o bien, el número de átomos de hidrógeno con que puede combinarse; es un número absoluto, no hay un signo asociado a él. En cambio, el número de oxidación representa la carga aparente que tiene un átomo en un compuesto dado y corresponde a un mayor o menor número de electrones asociado a él, según las reglas mencionadas anteriormente. Este número puede ser positivo o negativo, dependiendo de la electronegatividad del átomo en particular. Por ejemplo, H_2O , la valencia del oxígeno es 2 y su N° de oxidación es -2 ; En el óxido de flúor, F_2O , la valencia del oxígeno es 2 y su N° de oxidación es $+2$, porque el flúor es más electronegativo que el oxígeno, entonces se le asigna 1 electrón más a cada flúor con respecto a su N° atómico y el oxígeno queda deficiente de esos 2 electrones. El átomo de sodio (Na, cuyo valor de $Z = 11$) es neutro y tiene un electrón ($1 e^-$) en su último orbital (estado inicial). Cuando reacciona con agua (H_2O) para formar hidróxido de sodio (NaOH) e hidrógeno molecular (H_2), pierde este electrón y se transforma en ión sodio (Na^+), que corresponde al estado final según la siguiente ecuación: $Na + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^- + \frac{1}{2}H_2$

La pérdida de $1 e^-$ se llama oxidación. Una semirreacción de oxidación está siempre acompañada por una disminución en el N° de electrones del elemento que está siendo oxidado. La disminución del

Nº de electrones asociado con ese átomo, trae como consecuencia un aumento del Nº de oxidación (es más positivo).

Los electrones cedidos por los dos átomos de Na se combinan con dos moléculas de H₂O para formar una molécula de H₂ gas y dos iones OH⁻. La ganancia de electrones por los hidrógenos del agua se llama reducción. Una semirreacción de reducción está siempre acompañada por un aumento del Nº de electrones asociado con el elemento que está siendo reducido. Hay disminución del Nº de oxidación.

Los electrones en una reacción de este tipo, son captados por las especies químicas que se reducen a la misma velocidad con que son cedidos por las especies que se oxidan: es decir, cuando ocurre una oxidación, hay siempre una reducción. Estos son sistemas acoplados, en que ambos procesos se realizan simultáneamente.

El compuesto que tiene en sí el elemento que capta los electrones y, por lo tanto, su Nº de oxidación disminuye; es decir, se reduce se llama agente oxidante. En este ejemplo es el H₂O.

El compuesto que tiene en sí el elemento que cede los electrones; por consiguiente, su Nº de oxidación aumenta; es decir se oxida se llama agente reductor. En este ejemplo es Na[°].

Agentes Oxidantes: K₂Cr₂O₇, K₂MnO₄, HNO₃, H₂O₂, O₂, Cl₂, I₂....

Agentes Reductores: H₂S, H₂, Na[°], Mg[°], SO₂, H₂SO₃....