



Físico-química biológica

Los contenidos a desarrollar se encuentran desde la página 14.
La páginas anteriores te servirán para repasar contenidos ya dictados.

Unidad 5. Soluciones acuosas

Viviana Cova

*El sabio nunca dice todo lo que piensa,
pero siempre piensa todo lo que dice.*
Aristóteles

Introducción

En los capítulos anteriores se analizaron las sustancias químicas, partiendo del átomo, conformado por partículas subatómicas, y las uniones que ellos realizan para llegar a formar los compuestos inorgánicos. Este tipo de análisis se denomina *cualitativo*, puesto que se realiza un estudio para conocer la composición de un sistema material.

En este capítulo se realizará un análisis *cuantitativo* de los compuestos ya estudiados. Es decir, se estudiará que cantidad de cada sustancia química se encuentra presente en un sistema material.

5.1. Agua

Los enfrentamientos entre poblaciones por la posesión de fuentes de agua son tan antiguos como la preocupación humana por asegurarse un suministro adecuado. Es que el agua es indispensable para la supervivencia. No sólo es el componente más abundante de las células, sino que participa en una serie de procesos esenciales para la vida, desde la fotosíntesis vegetal hasta la digestión de los alimentos.

El agua natural nunca es pura. Contiene pequeñas cantidades de sustancias disueltas y materiales en suspensión que no siempre son inocuos. Un ejemplo es el arsénico y sus compuestos, que contaminan el suelo de las provincias del Noroeste argentino. El consumo reiterado de esta clase de agua almacena arsénico en el organismo y puede provocar hidroarsenicismo, una enfermedad que predispone a quien la padece a desarrollar tumores malignos de piel.

También es insalubre el consumo de agua con demasiados nitratos. El agua subterránea de muchas localidades contiene nitratos en exceso. En el tubo digestivo los nitratos se convierten en nitritos, que transforman la hemoglobina normal de la sangre en

metahemoglobina, incapaz de transportar oxígeno hasta las células. Los bebés alimentados con biberón son especialmente vulnerables al excesivo consumo de nitratos.

Muchas actividades humanas desmejoran la calidad del agua. Los líquidos residuales de los procesos industriales y los fertilizantes o plaguicidas que se emplean en la agricultura introducen en las fuentes de agua sustancias insalubres. Los residuos cloacales que se vierten en lagos y ríos aportan variados agentes de contaminación biológica. Los materiales disueltos y suspendidos hacen del agua un medio nutritivo que facilita el crecimiento de virus y microorganismos infecciosos. A menudo el cólera, la gastroenteritis, la meningitis y la hepatitis infecciosa se transmiten por el consumo de agua contaminada con excrementos. Por eso se las conoce como enfermedades hídricas. Para prevenir el contagio de enfermedades infecciosas por vía hídrica, el agua para consumo se somete a un proceso previo de purificación que recibe el nombre de potabilización.

5.1.1. Propiedades físicas del agua

El agua es un líquido inodoro, insípido, e incoloro en pequeñas cantidades. Cabe aclarar que tiene un cierto color azul cuando se concentra en grandes masas; ya que retiene la radiación del rojo.

A la presión atmosférica (760 mm de mercurio), el punto de ebullición del agua pura es de 100°C y el punto de fusión es de 0°C.

Cristaliza tomando una estructura hexagonal. Se la llama nieve o hielo según se presente de forma esponjosa o compacta. Se expande al congelarse, es decir aumenta de volumen. De ahí que la densidad del hielo sea menor que la del agua y por ello el hielo flota en el agua líquida.

El agua alcanza su densidad máxima a temperatura de 4 °C, que es de 1 g/cm³.

Su capacidad calórica es superior a la de cualquier otro líquido o sólido, siendo su calor específico de 1 kcal/°C.kg. Es por esto que las grandes masas de agua de los océanos tardan más tiempo en calentarse y enfriarse que el suelo terrestre. Por lo tanto debido a su alto calor específico, el agua que cubre la mayor parte de la Tierra mantiene las fluctuaciones de temperatura sobre la tierra y el agua dentro de límites que permiten la vida. También debido a que los organismos están constituidos principalmente por agua, tienen mayor capacidad de resistir a los cambios de su propia temperatura que si estuvieran hechos de un líquido con calor específico menor.

Se puede agregar que el agua es la única sustancia que existe a temperatura ambiente en los tres estados de la materia: sólido, líquido y gas. Ejemplo: nieve (sólido), ríos (líquido) y niebla (gas).

Otra propiedad física muy importante y poco común del agua es su alta tensión superficial. Esta propiedad hace que el agua forme gotas esféricas y adquiera una superficie curva en un recipiente pequeño.

5.1.2. Propiedades químicas del agua

El agua es el compuesto químico más familiar para nosotros, el más abundante y el de mayor significación para nuestra vida. Su excepcional importancia, desde el punto de vista químico, reside en que casi la totalidad de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza. Normalmente se dice que el agua es el disolvente universal, puesto que todas las sustancias son de alguna manera solubles en ella. No posee propiedades ácidas ni básicas.

Como se describió en el capítulo anterior se combina con ciertos hidruros para formar hidratos, reacciona con los óxidos básicos para formar hidróxidos y con óxidos ácidos para formar oxoácidos.

También es importante señalar lo visto en el tema enlaces químico, que el agua está formada por uniones intramoleculares covalente polar entre el elemento el oxígeno y hidrógenos.

A su vez, las moléculas de agua están unidas por enlaces intermoleculares: puente hidrógeno formando una red y dejando espacios vacíos hexagonales.

Debido a estas uniones puente hidrógeno, el agua es un gran solvente. Para explicar esta propiedad se tomará el siguiente ejemplo: Azúcar disuelto en agua.

Entre las moléculas de azúcar existen fuerzas de atracción. Si agregamos agua, las fuerzas de atracción entre las moléculas de azúcar y las de agua son mayores que las que existen entre las moléculas de azúcar. Por lo tanto, se debilitan las fuerzas intermoleculares del azúcar y la misma se dispersa en el agua disolviéndose.

5.1.3. Solventes

Un *solvente* o *disolvente* es una sustancia que permite la dispersión de otra sustancia en esta a nivel molecular o iónico. Es el medio dispersante de la solución.

Es el componente de una solución establece el estado físico de la misma. Por ejemplo, cuando se mezcla cloruro de sodio (sólido) con agua para obtener la solución fisiológica, la misma es líquida. Por lo tanto el agua es el solvente y el cloruro de sodio es el soluto.

Si los componentes de una solución son líquidos, el que está en mayor proporción es el *solvente* y el de menor proporción es el *soluto*.

Los solventes forman parte de múltiples aplicaciones: productos farmacéuticos, adhesivos, componentes en las pinturas, etc.

Las moléculas de disolvente ejercen su acción al interactuar con las de soluto y rodearlas. Se conoce como *solvatación*.

Clasificación de solventes

Solutos polares serán disueltos por solventes polares y los solutos apolares se disuelven en solventes apolares.

- *Disolventes o solventes polares*: son sustancias en cuyas moléculas la distribución de la nube eléctrica es asimétrica; por lo tanto, la molécula presenta un polo positivo y otro negativo separados por una cierta distancia. Hay un dipolo permanente. El ejemplo clásico de solvente polar es el agua.
- *Disolventes o solventes apolares*: En general son sustancias de tipo orgánico y en cuyas moléculas la distribución de la nube electrónica es simétrica; por lo tanto, estas sustancias carecen de polo positivo y negativo en sus moléculas. No pueden considerarse dipolos permanentes. Un ejemplo de solvente apolar es el benceno.

5.2. Solutos

El soluto es el componente de una solución que se encuentra en menor cantidad.

También conocida como la sustancia que se disuelve. Por lo que se puede encontrar en un estado de agregación diferente al comienzo del proceso de disolución y experimentar una transición de fase. Por ejemplo: los solutos sólidos (como azúcar) disueltos en un solvente líquido (agua), lo que origina una solución líquida (solución azucarada para hipoglucemias).

Clasificación de soluto

Existen con dos tipos de solutos: no electrolitos y electrolitos.

- *No electrolitos*: son solutos que al colocarlos en agua cada molécula queda como tal sin disociarse. Los no electrolitos son compuestos generalmente de naturaleza orgánica.
- *Electrolitos*: se disocian en agua, originando dos o más partículas, llamadas cationes y aniones. Son electrolitos las sales, ácidos e hidróxidos.

Masa: gramos, moles, equivalentes y osmoles

La cantidad de soluto se puede expresar en diferentes unidades, el gramo, el mol (o molécula gramo), el equivalente (o equivalente gramo) y osmoles.

La unidad básica para la masa, según el Sistema Internacional de Unidades, es el kilogramo (kg).

Se recuerda que:

- $1 \text{ kg equivale a } 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$
- $1 \text{ g equivale a } 1000 \text{ mg} = 1 \times 10^3 \text{ mg}$

Ejemplo: Si se estudia un paciente que registra una glucemia de 90mg/dL, se interpreta que tiene 0,09 g de glucosa (solute sólido) en 1 dL de sangre (solución líquida).

El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay exactamente en 12 gramos (o 0,012 kg) del isótopo de carbono 12. Para contar átomos, moléculas e iones se eligió un número extremadamente grande

(6×10^{23}) seiscientos mil trillones, que ha sido determinado experimentalmente con el átomo de ^{12}C , y se lo conoce como número de Avogadro. Y es el número de partículas que se encuentran en un mol.

Es decir que un mol de átomos de carbono 12 contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos y tiene una masa de 12 g. Esta cantidad se llama masa molar del carbono 12

La masa molar de una sustancia indica la masa de un mol, expresada en g/mol y se obtiene con la fórmula química de la misma.

Ejemplo: la masa molar para el dióxido de carbono expirado es CO_2 se calcula de la siguiente manera:

- *masa del C = 12 g*
- *masa de 2 átomos de O = $2 \times 16 \text{ g} = 32 \text{ g}$*
- *masa molar del $\text{CO}_2 = (16 \text{ g} + 32 \text{ g}) = 44 \text{ g/mol}$*

Un *equivalente* es cantidad de sustancia que contiene 6×10^{23} o un número de Avogadro de cargas o valencias.

El ácido y la base se neutralizan al formar una sal en la siguiente proporción:

1 equivalente de ácido para 1 equivalente de base.

Un equivalente de ácido es la masa de ácido que contiene un mol de iones hidrógeno (H^+).

$$1 \text{ equivalente de ácido} = \frac{\text{masa del mol}}{\text{número de moles de iones } \text{H}^+}$$

Por ejemplo: el mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4) es 98 gramos. Como un mol de ácido sulfúrico contiene dos moles de iones H^+ , el equivalente del H_2SO_4 es de 49 gramos.

$$\text{equivalente gramos de } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{98 \text{ g}}{2 \text{ H}^+} = 49 \text{ g}$$

Un equivalente de base es la masa de base que contiene un mol de iones oxidrilos (OH^-)

$$\text{equivalente de base} = \frac{\text{masa del mol}}{\text{número de moles de iones } \text{OH}^-}$$

Por ejemplo: cálculo de equivalente gramos de hidróxido de calcio es:

$$\text{equivalente de } \text{Ca}(\text{OH})_2 = \frac{74 \text{ g}}{2 \text{ OH}^-} = 37 \text{ g}$$

El *osmol* se define como el número de moles de un compuesto químico que contribuyen a la presión osmótica de una disolución.

El término deriva del fenómeno de ósmosis y es normalmente utilizado para disoluciones osmóticamente activas.

Por ejemplo: 1 mol de NaCl tiene 2 osmol. Las moléculas de cloruro de sodio se disocian totalmente en el agua liberando dos iones separados y cargados eléctricamente: Na^+ y Cl^- . De esta forma, cada mol de NaCl corresponde a dos osmoles en disolución.

De forma similar, una disolución que contiene 1 mol de CaCl_2 (se encuentra en los medicamentos que suministran suplementos de calcio) tiene 3 osmol (1 Ca^{2+} y 2 Cl^-).

5.3. Soluciones

Solución o disolución: Es un sistema homogéneo, fraccionable, formado por dos o más sustancias puras miscibles.

Es homogénea porque no es posible distinguir el soluto una vez disuelto en el solvente. Por ejemplo al colocar sal en agua, para formar el suero fisiológico, no es posible distinguir la sal disuelta. Se forman así iones hidratados que se mueven libremente en el seno del agua. A este tipo de *soluciones se las denomina iónicas*, y se caracterizan por conducir la corriente eléctrica.

Distinto es el caso de las *soluciones llamadas moleculares*, en donde las moléculas de soluto no se hidratan y conservan su individualidad. No conducen la corriente eléctrica, ya que el soluto no se ioniza.

Ejemplos: la solución de cloruro de sodio en agua es iónica, mientras que si se disuelve azúcar en agua se obtiene una solución molecular

Como se estudió anteriormente en toda solución el componente que se encuentra en mayor cantidad se denomina solvente o disolvente, y los que se encuentran en menor cantidad constituyen los solutos.

Ejemplo: Si se mezclan 10 gramos de alcohol con 90 gramos de agua, el alcohol es el soluto y el agua el solvente en la solución formada. De la misma forma, si la mezcla contiene 10 gramos de agua y 90 gramos de alcohol el solvente es el alcohol y el soluto el agua.

5.3.1. Clasificación de las soluciones según su estado de agregación

La mayoría de las reacciones químicas, en particular las de importancia biológica, ocurre en *soluciones líquidas*. El estudio de las reacciones en soluciones gaseosas es importante para el conocimiento de la química de la atmósfera que está directamente vinculada con algunos problemas de contaminación ambiental.

Como ejemplo de *soluciones de un sólido en otro* se mencionan a las aleaciones las que constituyen todo un campo de investigación en el área de nuevos materiales: electrónica y catálisis entre otros.

En el siguiente cuadro se exponen y ejemplifican los distintos tipos de solución:

	Soluto sólido	Soluto líquido	Soluto gaseoso
Solvente sólido	<i>Solución sólida</i> Ejemplo: Zn en estaño	<i>Solución sólida</i> Ejemplo: las amalgamas que se fabrican mezclando Hg (líquido) con Ag (sólido)	<i>Solución sólida</i> Ejemplo: el hidrógeno en paladio
Solvente líquido	<i>Solución líquida</i> Ejemplo: azúcar en agua	<i>Solución líquida</i> Ejemplo: alcohol en agua	<i>Solución líquida</i> Ejemplo: oxígeno en agua
Solvente gaseoso	<i>Solución gaseosa</i> Ejemplo: metales disueltos en gases	<i>Solución gaseosa</i> Ejemplo: nieblas	<i>Solución gaseosa</i> Ejemplo: Oxígeno en nitrógeno

Solubilidad es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente, a presión y temperatura determinadas.

Para soluciones de sólidos en líquido, la solubilidad depende de la naturaleza del soluto y del solvente, de la presión y de la temperatura.

5.3.2. Clasificación de las soluciones según su solubilidad

- **Saturadas:** es la disolución que contiene la mayor cantidad de soluto posible en un volumen de disolvente dado y para una cierta temperatura. En ellas el soluto disuelto y no disuelto están en equilibrio dinámico entre sí.
- **Sobresaturadas:** es la disolución que contiene más soluto del que puede ser disuelto en el disolvente a una temperatura dada. Normalmente se consigue al bajar la temperatura o por evaporación del disolvente en una solución saturada. En este caso, la adición de cristales de soluto puede provocar un precipitado.
- **Insaturadas:** es aquella disolución que en un volumen solvente dado contiene menor cantidad de soluto de la que es capaz de disolver.

Unidades de concentraciones de las soluciones: %m/m, %m/v, g/L, ppm, Molaridad, molalidad, meq/litro, eq/L. Osmolaridad

De acuerdo a las unidades de cantidades de soluto que se utilicen, se obtendrán diferentes formas de expresar la concentración:

- **% m/V (porcentaje masa en volumen)** representa la cantidad de gramos disueltos en 100 ml de solución.

El volumen de la solución es la suma del volumen del soluto más el volumen del solvente. Ejemplo: Si se tiene una solución de glucosa 5 %m/V, para administrar a pacientes hipoglucémicos, significa que en 100 ml de solución hay disuelto 5 g de glucosa.

- **g/L** representa los gramos de soluto disuelto en 1 litro de solución. 1L de solución = 1000mL de solución. Ejemplo: Expresar la solución de glucosa 5%m/V en g/L

Resolución:

100mL de solución _____ 5 g soluto

1000 mL de solución _____ x = 50 g soluto

Respuesta: 5%*m/V* es igual a 50 g/L

Con este ejemplo se puede concluir que: $g/L = \%m/V \times 10$

• **% m/m (porcentaje masa en masa)** expresa la cantidad de gramos de soluto en 100 de solución.

$$\% m/m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \times 100$$

Ejemplo: calcular el % m/m de una solución que contiene 2 g cloruro de magnesio disueltas en 20 gramos de agua.

Resolución:

$$\% m/m = \frac{2 \text{ g de } MgCl_2}{2 \text{ g de } MgCl_2 + 20 \text{ g de } H_2O} \times 100$$

Respuesta: %*m/m* = 9,09 g $MgCl_2$ /100 g de solución

Existe una relación entre %*m/m*, %*m/V* y la densidad de la solución

La densidad de una solución es masa de solución contenida en 1 ml de solución.

$$\%m/V = \%m/m \times \text{densidad}$$

Ejemplo: sabiendo que su densidad del cloruro de magnesio es de 2,32 g/cm³. Calcular la concentración expresada en %*m/V*. Unidades de conversión $cm^3 = mL$

Resolución:

$$\%m/V = 9,09 \text{ g } MgCl_2 / 100\text{g solución} \times 2,32 \text{ g solución/mL solución}$$

Respuesta: %*m/V* = 21,09 g $MgCl_2$ /100mL solución

• **ppm:** expresa la masa de soluto en miligramos que se encuentran en un kilogramo de solución.

$$ppm = mg \text{ de soluto} / kg \text{ de solución}$$

Se debe recordar que 1 gramo equivalen a 1000 miligramos y que 1kilogramo equivalen a 1000 gramos. *Ejemplo:* se desea desinfectar una piscina del un club por las innumerables patologías que provocan los gérmenes presentes en el agua de la misma. Para ello se utiliza cloro 10 ppm. Calcular los miligramos de cloro necesarios para preparar 3 kg de solución

Resolución:

$$mg \text{ de soluto} = kg \text{ de solución} \times ppm$$

$$mg \text{ de soluto} = 3 \text{ kg de solución} \times 10 \text{ mg de cloro/kg de solución} = 30 \text{ mg de cloro}$$

Respuesta: La masa de cloro necesaria = 30 mg de cloro

• **Fracción molar** es la relación del número de moles de un componente de una mezcla con número total de moles de todos los componentes en la misma. Es un valor adimensional

$$x_A = n_A/n_T$$

Referencia:

A, B, C...Z = componentes de la mezcla

n_A = número de moles del componente A

n_T = número total de moles = $n_A + n_B + n_C + \dots + n_Z$

x_A = fracción molar del componente A

Ejemplo: Calcular la fracción molar de una solución de NaCl que se prepara disolviendo 20 g de la sal en 100 g de agua.

Resolución:

- Primero se obtiene la masa molar de los componentes de la mezcla

$$NaCl = (23 \text{ g} + 35,5 \text{ g}) = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$H_2O = (2 \text{ g} + 16 \text{ g}) = 18 \text{ g/mol}$$

- Seguidamente se calcula moles de NaCl, de H₂O y de la solución

$$58,5 \text{ g de NaCl} \text{ ----- } 1 \text{ mol de NaCl}$$

$$20 \text{ g de NaCl} \text{ ----- } x = 0,34 \text{ moles de NaCl}$$

$$18 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ ----- } 1 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$100 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ ----- } x = 5,56 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

$$\text{moles totales} = \text{moles de NaCl} + \text{moles de H}_2\text{O}$$

$$\text{moles totales} = 0,34 \text{ moles de NaCl} + 5,56 \text{ moles de H}_2\text{O} = 5,90 \text{ moles de solución}$$

- Por último se calcula la fracción molar del NaCl

$$X_{NaCl} = \frac{0,34 \text{ moles de NaCl}}{5,90 \text{ moles de solución}} = 0,06 = 6 \times 10^{-2}$$

Respuesta: la fracción molar de una solución de NaCl es 6×10^{-2}

- **Molaridad: M** representa la cantidad de moles de soluto disueltos en 1 L de solución.

$$M = \text{no de moles} / 1L \text{ de solución}$$

Ejemplo: Se preparan 750 mL de una solución que contiene 50 g hidróxido de sodio. Calcular su molaridad.

Resolución:

- Primero se obtiene la masa molar del $\text{Na(OH)} = 40\text{g/mol}$

- Seguidamente se calcula moles de Na(OH)

$$40 \text{ g de Na(OH)} \text{-----} 1 \text{ mol de Na(OH)}$$

$$50 \text{ g de Na(OH)} \text{-----} x = 1,25 \text{ moles de Na(OH)}$$

- Luego se calcula la molaridad, es decir los moles presentes en un litro de solución

$$750 \text{ mL de solución} \text{-----} 1,25 \text{ moles de Na(OH)}$$

$$1000 \text{ mL de solución} \text{-----} x = 1,67 \text{ moles de Na(OH)}$$

Respuesta: La molaridad de la solución es 1,65 M

- **Molalidad: m** expresa la cantidad de soluto en un kilogramo de solvente

$$m = \text{moles de soluto} / \text{kg de solvente}$$

Ejemplo: Calcular la concentración molal de una solución que contiene 18 gramos de Na(OH) en 100 mL de agua.

Resolución:

- Primero se debe recordar que la densidad del agua es 1g/ml.

Es decir que 100mL de agua tiene una masa igual 100 gramos

- Luego se obtiene la masa molar del $\text{Na(OH)} = 40 \text{g/mol}$

- Seguidamente se calcula moles del Na(OH)

$$40 \text{ g de Na(OH)} \text{-----} 1 \text{ mol de Na(OH)}$$

$$18 \text{ g de Na(OH)} \text{-----} x = 0,45 \text{ moles de Na(OH)}$$

- Y por último se expresa la molalidad

$$100 \text{ g de H}_2\text{O} \text{-----} 0,45 \text{ mol de Na(OH)}$$

$$1000 \text{ g de H}_2\text{O} \text{-----} x = 4,5 \text{ moles de Na(OH)}$$

Respuesta: la molalidad de una solución de Na(OH) es 4,5 moles/Kg de agua

- **Normalidad: N** representa la cantidad de equivalentes de soluto disueltos en 1 litro de la solución.

$$N = \text{equivalentes de soluto} / \text{Litro de solución}$$

Para su cálculo es necesario saber que 1 litro de solución equivalen a 1000 mL de solución. *Ejemplo:* Se disuelven 45 g de HCl en medio litro de solución. Calcular la normalidad de la misma.

Resolución:

$$36,5 \text{ g de HCl} \text{ ----- } 1 \text{ eq. de HCl}$$

$$45 \text{ g de HCl} \text{ ----- } x = 1,23 \text{ eq. de HCl}$$

$$500 \text{ mL solución} \text{ ----- } 1,23 \text{ eq. de HCl}$$

$$1000 \text{ mL solución} \text{ ----- } x = 2,47 \text{ eq. de HCl}$$

Respuesta: la normalidad de la solución es 2,47 eq de HCl/L de solución

• **meq/L** representa la cantidad de miliequivalentes de soluto disueltos en 1 litro de la solución. Para su cálculo es necesario saber que 1 eq es igual a 1000 meq.

Se puede concluir que:

$$\text{meq/L} = \text{eq/L} \times 1000$$

Ejemplo: Expresar en meq/L la solución 2,47 N, obtenida en el ejemplo anterior.

Resolución:

$$\text{meq/L} = 2,47 \text{ eq de HCl/L de solución} \times 1000 = 2470 \text{ meq de HCl/L de solución}$$

Respuesta: 2470 meq de HCl/L de solución

• **Osmolaridad: Osm** expresa la cantidad de osmoles que se encuentran en un litro de solución.

$$\text{Osm} = \text{osm/L de solución}$$

Ejemplo: se tiene una solución de NaCl obtenida al disolver 2 moles en 950 mL. Expresar la misma en Osm

Resolución:

$$1 \text{ mol de NaCl} \text{ ----- } 2 \text{ osm de NaCl}$$

$$2 \text{ mol de NaCl} \text{ ----- } x = 4 \text{ osm de NaCl}$$

$$950 \text{ mL de solución} \text{ ----- } 4 \text{ osm de NaCl}$$

$$1000 \text{ mL de solución} \text{ ----- } x = 4,21 \text{ osm de NaCl}$$

Respuesta: la solución de NaCl tiene una concentración expresada en Osm de 4,21 osm/L

5.4. Diluciones

Como se describió anteriormente concentración de una disolución es la cantidad de soluto que hay en una cantidad dada de solvente o de solución.

Cabe aclarar que *disolver un soluto* es agregar solvente a un soluto y *diluir una solución* es agregar solvente a una solución ya preparada

En la dilución se produce una disminución de la concentración de la solución.

En un proceso de dilución se llama *solución madre, inicial o concentrada* a la que recibe el agregado de solvente, o sea la solución de la cual partimos. La solución que obtenemos después del agregado del solvente, la llamamos *solución resultante, final o diluida*.

Debido a que todo el soluto proviene de la disolución concentrada se deduce:

$$\text{moles de soluto antes de la dilución} = \text{moles de soluto después de la dilución}$$

Por otra parte:

$$\text{moles de soluto} = \text{Molaridad} \times \text{Volumen de solución}$$

Se concluye con la siguiente igualdad:

$$\text{Volumen inicial} \times \text{Concentración inicial} = \text{Volumen final} \times \text{Concentración final}$$

El volumen de la solución final será igual a la suma del volumen de la solución madre más el volumen de agua agregado.

Ejemplo: Si a 100 mL de solución 1,5 M se le agregan 100 mL de agua. Calcular la concentración, expresada en M, de la solución diluída

Resolución:

Se puede resolver este problema de las siguientes maneras:

- Mediante regla de tres simple

$$1000\text{mL de solución inicial} \quad \text{_____} \quad 1,5 \text{ moles de soluto}$$

$$100 \text{ mL de solución inicial} \quad \text{_____} \quad x = 0,15 \text{ moles de soluto.}$$

Como la cantidad de soluto no cambia, pero si el volumen de solución:

$$200 \text{ mL de solución final} \quad \text{_____} \quad 0,15 \text{ moles de soluto}$$

$$1000\text{mL de solución final} \quad \text{_____} \quad x = 0,75 \text{ moles de soluto}$$

$$\text{Respuesta: } [M]_{\text{final}} = 0,75 \text{ M}$$

- Mediante la igualdad antes mencionada

$$\text{Volumen inicial} = 100 \text{ mL}$$

$$\text{Volumen final} = 200 \text{ mL (volumen inicial + el agua agregada)}$$

$$\text{Concentración inicial} = 1,5 \text{ M}$$

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Volumen inicial} & \times & \text{Concentración inicial} & = & \text{Volumen final} & \times & \text{Concentración final} \\ 100 \text{ mL} & & 1,5 \text{ M} & & 200 \text{ mL} & & [M]_{\text{final}} \\ & & & & & & [M]_{\text{final}} = 0,75 \text{ M} \end{array}$$

Respuesta: $[M]_{\text{final}} = 0,75 \text{ M}$

Otra forma interpretar este problema es:

Como el volumen de la solución final (200 mL) es el doble de la inicial (100 mL), en este caso la concentración final será la mitad de la inicial ($[1,5M]_{\text{inicial}}$).

Es decir $[M]_{\text{final}} = 1,5M/2 = 0,75M$

Fraccionamiento de soluciones: significa tomar una alícuota de la solución madre. En este caso cada fracción tendrá un volumen de solución y cantidad de soluto menor que la madre, pero igual concentración. *Ejemplo:* A partir de la solución diluida en el ejercicio anterior (200 ml de solución al 0,75M) se toman cuatro fracciones de 50 mL cada una. Calcular cuántos moles de soluto en cada alícuota.

Resolución:

1000 mL de solución _____ 0,75 moles de soluto

50 mL de solución _____ $x = 3,75 \times 10^{-2}$ moles de soluto en el volumen total

Respuesta: Cada alícuota tiene $3,75 \times 10^{-2}$ moles de solutos.

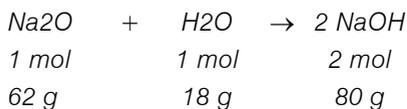
5.5. Reacciones químicas con reactivos puros, impuros, en defecto y en exceso

La estequiometría es la parte de la química que estudia las relaciones entre las cantidades de los diferentes reactivos y productos que intervienen en una reacción.

Este tema es inminentemente práctico. Es imprescindible la escritura de una reacción balanceada para su resolución.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de óxido de sodio y de agua son necesarios para obtener 20 gramos de hidróxido de sodio?

Resolución:



80 g NaOH _____ 62 g Na₂O

20 g NaOH _____ $x = 15,5 \text{ g de Na}_2\text{O}$

80 g NaOH _____ 18 g H₂O

20 g NaOH _____ $x = 4,5 \text{ gramos de H}_2\text{O}$

Respuesta: Son necesarios 15,5 g de Na₂O y 4,5 gramos de H₂O

Las sustancias reaccionantes no siempre son pura, generalmente tienen un porcentaje de impurezas. Además, en la mayoría de los casos, una de ellas es la que limita que se siga produciendo la reacción química (reactivo en defecto) y la otra está en demasía (reactivo en exceso).

Ejemplo: Se hace reaccionar 25 g de hidróxido de sodio al 75 % de pureza 3 moles de ácido clorhídrico.

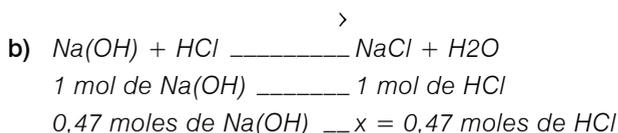
- ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio puro reaccionan?
- ¿Cuál es el reactivo limitante y cual se encuentra en exceso?
- ¿Qué cantidad reacciona y qué cantidad sobra?
- ¿Cuántos moles de cloruro de sodio se formarán?

Resolución:

$$\begin{array}{l} \text{a) } 100 \% \text{ Na(OH)} \quad \text{_____} \quad 25 \text{ g de Na(OH)} \\ 75 \% \text{ Na(OH)} \quad \text{_____} \quad x = 18,75 \text{ g Na(OH) puro} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 40 \text{ g Na(OH)} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol de Na(OH)} \\ 18,75 \text{ g Na(OH)} \quad \text{_____} \quad x = 0,47 \text{ moles Na(OH)} \end{array}$$

Respuesta: reaccionan 0,47 moles de Na(OH)



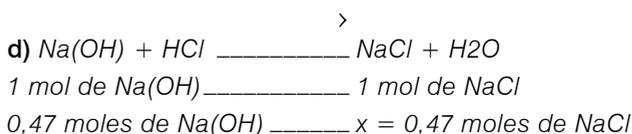
Respuesta: El reactivo limitante es el Na(OH) y el reactivo en exceso es el HCl

c) Total de reactivo en exceso = 3 moles de HCl

Reaccionan = 0,47 moles de HCl

Sobran = (3 moles de HCl – 0,47 moles de HCl) = 2,53 moles de HCl

Respuesta: Sobran 2,53 moles de HCl



Respuesta: Se formarán 0,47 moles de NaCl

5.6. Autoionización del agua

El agua se disocia en iones, aunque en muy pequeña proporción. En agua pura, la presencia de iones H_3O^+ y OH^- que proceden únicamente de su disociación iónica, que es el equilibrio ácido-base más sencillo.



Que resumidamente queda:



Por la estequiometría de la reacción de disociación se tiene que: $[H^+] = [OH^-]$

Además esta reacción pone de manifiesto que el agua puede actuar como una base ganando protones para formar H_3O^+ y, simultáneamente puede actuar como ácido cediendo protones y producir OH^- es decir, el agua es una *sustancia anfótera*.

$$K_{eq} = \frac{[H^+] \times [OH^-]}{[H_2O]} =$$

$$K_{eq} \times [H_2O] = [H^+] \times [OH^-]$$

El producto iónico del agua se representa por la constante de disociación del agua, o *K water* K_w :

$$K_w = [H^+] \times [OH^-]$$

A 25°C K_w tiene un valor de 1.10^{-14}

Por lo tanto: $[H^+] \times [OH^-] = 1.10^{-14}$

Por lo que en agua pura: $[H^+] = [OH^-] = 1.10^{-7} M$

El K_w es constante por lo que un aumento de $[H^+]$ supondrá una disminución de $[OH^-]$ y viceversa. Así la presencia de un ácido en disolución dará un aumento de la concentración de $[H^+]$, mientras que la presencia de una base dará lugar a su disminución, por lo que hará aumentar la concentración de $[OH^-]$.

Siempre que se tiene el agua como disolvente, si la temperatura no varía, el producto iónico debe mantenerse constante.

Es habitual emplear soluciones acuosas diluidas, en las que la concentración de H_3O^+ o H^+ puede variar desde $0,1 M$ a $1.10^{-13} M$. Como la acidez o la basicidad de una solución acuosa están en relación con la concentración molar del H_3O^+ , se hace necesario emplear una forma más sencilla de expresar la concentración de H_3O^+ que transforme los exponentes negativos en números de fácil lectura.

El químico danés Peter Lauritz Sørensen (1868–1939) propuso 1909 utilizar una escala que tuviera en cuenta el número del exponente de la concentración de H^+ o H_3O^+ , que llamó escala de *pH* (del francés pouvoir Hydrogene: poder del hidrógeno).

En dicha escala, al valor de la concentración de H_3O^+ se le aplica la función logaritmo decimal y a dicho número se lo cambia de signo:

$$pH = -\log [H^+]$$

De acuerdo con esta definición, el *pH* del agua pura a 25°C es:

$$pH = -\log [H^+] = -\log 1 \cdot 10^{-7} = 7$$

Paralelamente definió el concepto de *pOH* como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de hidroxilos: $pOH = -\log [OH^-]$

Para clasificar las disoluciones atendiendo a esta relación se emplean los términos:

a) Neutra:

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$$

$$pH = pOH = 7$$

b) Ácidas:

$$[H^+] > [OH^-]$$

$$pH < 7 \quad pOH > 7$$

c) Básicas:

$$[H^+] < [OH^-]$$

$$pH > 7 \quad pOH < 7$$

El *pH* como el *pOH* son números adimensionales, es decir sin unidades.

pH y *pOH* están relacionados a través de $pK_w = -\log K_w = 14$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

5.7. Ácidos y bases fuertes. *pH* y *pOH*

Ácido es una sustancia que tiene la capacidad de ceder protones (H^+) o hidrogeniones (H_3O^+)

En general la reacción de disociación de un ácido se puede escribir



Un ácido al ceder protón, genera una especie con carga negativa llamada base conjugada.

Ácido fuerte es un ácido que cede completamente sus protones, es decir que se disocia en un 100%.

La base conjugada del ácido fuerte $[A^-]$, no afecta el *pH*.

Para el cálculo del pH se deduce que:

$$[AH] = [H^+]$$

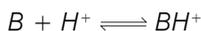
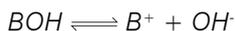
$$pH = -\log [H^+]$$

Son ácidos fuertes: HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_4$ y primera disociación del H_2SO_4 .

Ejemplo de ácido fuerte: El HCl es un ácido fuerte por lo tanto se ioniza por completo. El ión Cl^- es la base conjugada del $HCl(ac)$. El ión Cl^- no tiene tendencia a aceptar un ión H^+ del H_2O . En consecuencia, los iones Cl^- no afectan al pH de la disolución.



Base es una sustancia con la capacidad de captar protones (H^+) o ceder oxhidrilos (OH^-). La reacción de disociación de una base se puede escribir



Cuando una base capta un protón, genera una especie con carga positiva llamada ácido conjugado.

Base fuerte es una base que cede completamente sus oxhidrilos, es decir se disocia en un 100%.

El ácido conjugado de la base fuerte [B^+], no afecta el pH. Para el cálculo del pH se deduce que:

$$[BOH] = [OH^-]$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

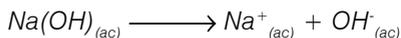
$$14 = pH + pOH$$

$$pH = 14 - pOH$$

Se comportan como base fuertes los la mayoría de los hidróxidos provenientes de metales alcalinos y alcalinos térreos.

Ejemplo de base fuerte

El hidróxido de sodio es una base fuerte por lo tanto se ioniza por completo. El ión Na^+ es el ácido conjugado del $Na(OH)_{(ac)}$. El ión Na^+ no afecta el pH de la disolución.



Ejemplo de cálculos de pH:

Indique cuales de las siguientes soluciones acuosas son ácidas, básicas o neutras:

- a) 0,7M Na(OH)
- b) $1,5 \cdot 10^{-3}M$ HCl
- c) $4,2 \cdot 10^{-11}M$ H⁺
- d) $2,3 \cdot 10^{-10}M$ OH⁻

Resolución:

- a) 0,7M Na(OH)

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH = -\log[0,7M] = 0,15$$

Como:

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

Se deduce:

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 0,15$$

$$pH = 13,85$$

Respuesta: Solución básica o alcalina

- b) $1,5 \cdot 10^{-3}M$ HCl

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log[1,5 \cdot 10^{-3}M]$$

$$pH = 2,82$$

Respuesta: Solución ácida

- c) $4,2 \cdot 10^{-11}M$ H⁺

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log[4,2 \cdot 10^{-11}M]$$

$$pH = 10,38$$

Respuesta: Solución básica o alcalina

- d) $2,3 \cdot 10^{-10}M$ OH⁻

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH = -\log[2,3 \cdot 10^{-10}M]$$

$$pOH = 9,64$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 9,64$$

$$pH = 4,36$$

Ejemplo de efectos orgánicos del pH:

Acidosis metabólica

Cuando una persona está sometida a una dieta muy estricta en calorías, el organismo produce una serie de sustancias llamadas cuerpos cetónicos, que también pueden ocasionar un descenso brusco del pH sanguíneo.

El pH influye en muchos aspectos de la estructura y la función celular. Por ejemplo, la actividad enzimática es especialmente sensible a los cambios de pH, ya que las enzimas actúan en un rango de pH óptimo. Cualquier diferencia que se produzca en el pH puede ocasionar una alteración en la velocidad de una función catalizada enzimáticamente.

Ejemplos de algunas soluciones que se pueden encontrar en los diferentes pH

pH aprox.	1	1,5	2,9	6	6,4	7	7,2	7,4	8	9,5	14
Ejemplos	HCl 1M	Jugo 1M	Vinagre gástrico	Orina	Leche	Agua	Saliva pura	Sangre humana	Agua de mar	Dentífrico	Na (OH) 1M

5.8. Neutralización y amortiguación del pH

Cuando se combina un ácido con una base tiene lugar una *reacción de neutralización*. En esta reacción, de manera muy rápida, generalmente, se forman agua y sal.

Ejemplo: Los antiácidos.

El estómago humano segrega ácido clorhídrico, el cual permite digerir los alimentos. Por diversos motivos, como el exceso de comidas o la tensión nerviosa, se produce un aumento de la secreción de ácido clorhídrico, lo que genera acidez estomacal. Existen muchos medicamentos que neutralizan la acidez producida por el estómago. Estos productos farmacéuticos contienen fundamentalmente bases, como hidróxido de aluminio, de magnesio o bicarbonato de sodio.

Un *amortiguador* es una solución que resiste los cambios de pH cuando se le agregan pequeñas cantidades de ácidos o de base. Las soluciones amortiguadoras se preparan con un ácido débil o una base débil y su sal.

Ejemplo: El amortiguador de la sangre

El *pH* de la sangre varía entre 7,35 y 7,45 aproximadamente.

Cualquier sustancia puede variar su *pH* cuando se le agrega otra diferente, pero la sangre mantiene inalterable su *pH* a pesar de las reacciones que se le generan en el organismo, debido a las soluciones amortiguadoras que posee.

Una sustancia amortiguadora del cuerpo humano es el ácido carbónico H_2CO_3 e ión bicarbonato HCO_3^- .

Bibliografía

- Aristegui, R.A.** *Fisicoquímica*. Santillana. 2001.
- Atkins, Peter W.** *Química*. 3ra edición. Omega SA, 1998.
- Blanco, Antonio.** *Química Biológica*. 7ma. edición. Editorial Ateneo.
- Brown, Theodore.** *Química, la ciencia central*. 11era edición. Pearson educación de México S.A., 2009.
- Chang, Raymond.** *Química*. 6ta edición. McGraw Hill. 2001.
- Escudero, Pilar; Lauzurica, María Teresa; Pascual, Raimundo; Pastor, José María.** *Fisicoquímica*. Santillana. 2008.
- Freedman, R; Young, H.; Sears Zemansky:** *Física universitaria*. Editorial Pearson Prentice-Hall. 2009.
- Labate, Hugo; Briuolo, Paula; Botto, Juan L.** *Ciencias Naturales. Química 8*. AZ editora SA, 3er ciclo EGB. 2001.
- Lehninger, A.** *Principios de Bioquímica*. Editorial Omega.
- Máximo, A; Alvarenga, B.** *Física General con experimentos sencillos*. Editorial Oxford. 4ta edición. 2010.
- Petrucci, Ralph.** *Química general, enlace químico y estructura de la materia*. 8va edición. Pearson educación SA, 2005.
- Rolando, Aída; Jellinek, Mario.** *Química 4*. A-Z Editorial. Serie Plata.
- Stryer, I y otros.** *Bioquímica*. 5ta edición Editorial Reverté.
- Sztrajman, J.; Rela, A; Cerdeira, S.; Orti, E.** *Física-Química*. Editorial AIQUE. 2005.

Páginas de Internet

- Bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen3/ciencia3/122/htmsec_5.htm
- www.virtual.unal.edu.co/cursos/ciencias/2000024/lecciones/cap01/01_01_10.htm