

CAPÍTULO 7

Soluciones

Sofía Sampaolesi

En este capítulo estudiaremos distintos aspectos de mezclas de dos o más componentes de características homogéneas, denominadas **soluciones**. En particular, nos interiorizaremos en las propiedades de las soluciones acuosas, en las que el componente en mayor proporción y responsable de muchas de las características de la mezcla es el agua líquida. Ejemplos de soluciones acuosas son el océano; el plasma sanguíneo y otros fluidos corporales; el líquido refrigerante para motores; ciertos antibióticos y medicamentos en presentación líquida; entre otros elementos de un universo muy amplio y variado. Entre los aspectos que estudiaremos se incluyen la composición, la concentración y la densidad de soluciones acuosas, su determinación experimental y los métodos analíticos que pueden emplearse a tal fin. Además, indagaremos en ciertas transformaciones químicas que pueden ocurrir en el seno de una solución acuosa.

Lectura inicial

El cuerpo humano está constituido por más de un 70% de **agua en estado líquido**. En nuestro organismo, el agua no se encuentra como sustancia pura, sino que constituye el **solvente** de una variedad de sales, azúcares, gases y metabolitos fundamentales para la vida. La presencia y concentración de estas sustancias **solutos** determinan muchas de las características de los organismos y sus células y resultan esenciales para el desarrollo de fenómenos biológicos.

A nivel intracelular, es decir, al interior de cada célula de nuestro organismo, gran parte de su volumen se encuentra ocupado por **solución acuosa**. El citoplasma es un compartimento celular de gran tamaño y aspecto granuloso. Se compone del citosol, una solución acuosa compleja y altamente concentrada, que disuelve una gran variedad de metabolitos celulares, macromoléculas, iones inorgánicos y enzimas; y de una fracción de componentes **insolubles**, llamados orgánulos celulares, como las mitocondrias y los ribosomas, que se encuentran dispersados o suspendidos en el citosol, aunque no solubilizados. El citoplasma se define entonces como una **suspensión coloidal**, cuya función biológica es permitir el movimiento coordinado de los orgánulos celulares y la difusión de **moléculas disueltas**, tanto nutrientes como productos del metabolismo celular y sustancias residuales.

Los glóbulos rojos o eritrocitos son las células sanguíneas responsables del transporte de los gases respiratorios oxígeno y dióxido de carbono a través de la circulación. Estas células carecen de núcleo, por lo que todo su interior se encuentra ocupado por el citoplasma. El tamaño de un eritrocito cambia de forma inmediata al producirse variaciones en la relación entre la **concentración** de solutos en su interior y la concentración de solutos en el medio que lo rodea. Cuando las concentraciones de solutos en el interior celular y en el medio externo son iguales entre sí e iguales a la concentración del plasma sanguíneo, el eritrocito adopta un tamaño óptimo y el medio se denomina **isotónico** (“iso”: igual). Cuando la concentración de solutos en el interior celular es mayor que en el exterior, ingresa gran cantidad de agua para **solubilizarlos** y la célula aumenta su tamaño rápidamente, pudiendo incluso llegar a estallar. La solución del medio externo se denomina, en este caso, **hipotónica** (“hipo”: por debajo de). En el caso contrario, cuando la concentración de solutos en el interior celular es menor que en el exterior, el agua escapa del eritrocito hacia el medio externo, que en este caso constituye una solución **hipertónica** (“hiper”: por encima de). El efecto de este flujo de agua es la reducción drástica del tamaño de la célula, que puede llegar a morir por deshidratación (Cingolani, 2014).

La presencia de solutos en el medio intracelular tiene también efecto sobre el crecimiento de todo tipo de células; en células animales y vegetales el tamaño puede variar entre los 5 y los 100 μm . A medida que una célula aumenta su tamaño, el tiempo que tarda una molécula en recorrer la distancia entre la superficie celular y el centro es mayor. Debido a que la llegada de nutrientes y la secreción de residuos metabólicos debe ocurrir rápidamente para que la célula pueda vivir, el tamaño celular máximo está limitado por la velocidad de difusión de solutos hacia y desde el interior de la célula.

En las plantas, el mantenimiento de **soluciones acuosas concentradas** en el interior de sus células determina que estos organismos puedan tener una estructura. El espacio intracelular vegetal de plantas maduras está ocupado en un 90% por la vacuola central. La vacuola es una organela que se encuentra en el citoplasma y que está delimitada por una membrana especial que se denomina tonoplasto y que regula la entrada selectiva de solutos a la vacuola. Al mantener una elevada concentración de solutos en el interior vacuolar, se favorece el ingreso de agua a las células vegetales. Este gran volumen de agua ejerce una **presión de turgencia** sobre las paredes celulares de toda la planta, permitiendo que ésta adopte una estructura erigida y estable. De aquí la expresión de “turgente” para describir una planta que se observa sana, fuerte e hidratada (Nelson, 2005).

Soluciones

Las **sustancias puras** son aquellas cuya identidad está bien definida y es única y constante en toda la porción de materia estudiada. Cuando una sustancia no es pura, estamos en presencia de una **mezcla** de sustancias. Mientras que las sustancias puras tienen una composición fija, la composición de una mezcla puede variar. Por ejemplo, una taza de leche chocolatada puede

tener mayor o menor cantidad de cacao en polvo. La leche y el cacao son las sustancias **componentes** de esa mezcla. Una mezcla conserva su identidad, es decir, tiene un conjunto de propiedades físicas propias, que pueden ser diferentes de las propiedades de las sustancias componentes. Podemos pensar en el color y el aroma de la leche chocolatada, que son propios de la mezcla, y distintos de los aromas y colores de la leche y el cacao en polvo. A su vez, mezclas constituidas por las mismas sustancias componentes, pero en distintas proporciones, tendrán propiedades diferentes. Continuando con el ejemplo, puede observarse la intensificación del color de una leche chocolatada cuando se agrega mayor cantidad de cacao en polvo a la mezcla; es decir, al variar la **composición de la mezcla** cambió su color.

Otra característica interesante de las mezclas es que estas pueden no tener la misma composición, propiedades y aspecto en todos sus puntos. Tales mezclas, como la arena o una emulsión de agua-aceite, se denominan **heterogéneas**. Por otro lado, aquellas mezclas que son uniformes en todos sus puntos, como la resultante de agregar una cucharadita de sal a un vaso con agua, el aire o una aleación metálica, son llamadas **homogéneas**. Un caso especial de mezcla homogénea cuyo componente mayoritario es el agua líquida se denomina disolución o **solución acuosa**.

Aproximadamente dos terceras partes de nuestro planeta están cubiertas por agua, que es, también la sustancia más abundante de nuestro organismo. El agua es una sustancia ubicua, común y a la vez excepcional, cuyas particulares propiedades químicas son indispensables para la existencia de la vida en la Tierra. Una de las propiedades más importantes del agua es su capacidad para disolver una amplia variedad de sustancias. En la naturaleza, el agua siempre contiene sustancias disueltas: los océanos son soluciones acuosas de una variedad de sales y compuestos orgánicos producidos por la fauna y flora que los habitan; el plasma sanguíneo es una solución acuosa que transporta células sanguíneas, nutrientes y gases disueltos a todo el organismo; la leche es una solución acuosa de minerales y el azúcar lactosa, y es también una **suspensión** de proteínas y una **emulsión** de lípidos.

Aquí hay una interesante distinción que debemos hacer. Mientras que una **suspensión** puede a simple vista parecer homogénea, como ocurre con la leche, a nivel microscópico se observa que se trata de una **mezcla heterogénea** de un sólido fino disperso en un líquido, que no se disuelve. Las **emulsiones**, por otro lado, ocurren a partir de la **mezcla de dos líquidos inmiscibles**, que forman finalmente una dispersión de un líquido en otro. La leche es una dispersión de gotas de lípidos (aceites) rodeadas de gotas de agua; la manteca, a la inversa, es una emulsión donde las gotas de agua se encuentran rodeadas por gotas de lípidos. Tanto las emulsiones como las suspensiones de sólidos finos en un líquido se conocen como **coloides** o **suspensiones coloidales**.

Una **disolución** o **solución** se caracteriza por el establecimiento de interacciones entre las partículas (moléculas, iones, átomos) de sus distintos componentes. En el caso de las soluciones acuosas, las moléculas de agua, que es la sustancia disolvente o **solvente**, rodean e interactúan con las sustancias disueltas en el agua, que son los **solutos**. Esta interacción no modifica la identidad de los componentes de la solución, es decir, *no se produce transformación química*,

pero tiene efecto en las propiedades químicas y físicas de la mezcla, que son, como ya se mencionó, distintas de las propiedades de las sustancias componentes. Este fenómeno de interacción de las moléculas de agua con las moléculas de soluto se denomina **solvatación**.

Recuperando el ejemplo inicial, estamos en condiciones de afirmar que la leche chocolatada no se trata de una simple solución, puesto que la leche, el componente en mayor proporción de dicha mezcla, forma parte de una solución, una emulsión y también una suspensión acuosa. ¿Conocés otros ejemplos de soluciones acuosas? Te invitamos a investigar cómo podrías distinguir las de otras mezclas, como las emulsiones o las suspensiones.

Propiedades de las soluciones

Como se estudió en el capítulo 2, las propiedades de la materia se clasifican de acuerdo a su dependencia de la masa en **propiedades extensivas**, aquellas que dependen de la cantidad de materia del sistema, y **propiedades intensivas**, aquellas independientes de la cantidad de materia y que permiten identificar a una sustancia pura. En el caso de una solución, que no es una sustancia pura, sus propiedades intensivas nos permiten caracterizar a la mezcla. En este apartado profundizaremos el estudio de dos propiedades intensivas de las soluciones, fundamentales para el trabajo en el laboratorio y en la industria, la **concentración** y la **densidad**.

La densidad de una sustancia pura o mezcla se define como la relación entre la masa de una porción de ese sistema y el volumen que ocupa dicha porción, y se simboliza con la letra griega ρ (rho). De esta definición es posible inferir que la densidad de una cierta solución puede determinarse experimentalmente midiendo, con la precisión adecuada, la masa de un volumen de esta solución y calculando:

$$\rho = \frac{\text{masa de la solución}}{\text{volumen de la solución}} \quad [7.1]$$

La densidad es entonces una magnitud compuesta, cuyas unidades más comúnmente utilizadas son, **kg/m³**, **g/cm³** y **g/mL**. Recordemos que la densidad depende de la temperatura del sistema, ya que, si bien la masa no varía con esta, el volumen, en mayor o menor medida, cambia con la temperatura. En el caso de las mezclas, la densidad también depende de las proporciones de sus componentes: dos soluciones formadas por idénticos componentes combinados en diferentes proporciones, tendrán diferentes densidades.

La proporción en la que se combinan los componentes de una solución se expresa a través de su **concentración**. Esta propiedad se define como la cantidad de soluto disuelta en una cierta cantidad de solvente o de solución:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solvente o de solución}} \quad [7.2]$$

Nuevamente, encontramos una magnitud compuesta, donde la cantidad de soluto suele expresarse en términos de masa o número de moles, mientras que la cantidad de solvente o de solución acuosa suele expresarse en términos de volumen, puesto que estas soluciones se caracterizan por su estado de agregación líquido a temperatura ambiente. Ocasionalmente, la cantidad de solvente o de solución se expresa en términos de masa. En el caso de soluciones de solutos líquidos en agua, como las soluciones de etanol en agua, la cantidad de soluto suele expresarse en términos de volumen.

Debido a que, en ocasiones, las unidades de densidad se asemejan a las unidades de concentración de una solución (g/L o g/cm³), es un error muy común el utilizar indistintamente estas magnitudes. Sin embargo, al leer nuevamente los párrafos previos, se comprueba que estos conceptos representan propiedades diferentes de una solución. Mientras que la concentración vincula cantidades de *soluto* y *solvente* (o *solución*) (ecuación [7.2]), la densidad es la relación entre la masa *de una solución* y el volumen que dicha masa *de solución* ocupa (ecuación [7.1]).

Las unidades de concentración pueden clasificarse en **unidades físicas** y **unidades químicas**. Las unidades denominadas físicas, no incorporan ningún concepto químico; si quisiéramos preparar una solución de una determinada concentración en estas unidades no necesitaríamos conocer la naturaleza química de sus componentes. A continuación, definiremos algunas unidades físicas de uso común, entre paréntesis indicaremos cómo se simbolizan:

Porcentaje peso en peso (% p/p): gramos (g) de **soluto** disueltos en 100 gramos (g) de **solución**.

Porcentaje peso en volumen (% p/v): gramos (g) de **soluto** disueltos en 100 mililitros (mL) de **solución**.

Porcentaje volumen en volumen (% v/v): mililitros (mL) de **soluto** disueltos en 100 mililitros (mL) de **solución**.

Gramos por litro (g/L): gramos (g) de **soluto** disueltos en 1 litro (L) de **solución**.

Partes por millón (ppm): puede expresarse en términos de masa o de volumen. Gramos de **soluto** por cada 1000000 de gramos de **solución**, esto es, por ejemplo, miligramos (mg) de **soluto** disueltos en 1 kilogramo (kg) de **solución**. Si se expresa en volumen: mililitros (mL) de **soluto** disueltos en 1000000 de mililitros de **solución** (mililitros de **soluto** disueltos en 1 litro de **solución**).

Partes por billón (ppb): puede expresarse en términos de masa o de volumen. Microgramos (µg) de **soluto** disueltos en 1 kilogramo (kg) de **solución** o microlitros (µL) de **soluto** disueltos en 1 litro (L) de **solución**.

Para soluciones acuosas diluidas, se aproxima la densidad de la solución a la densidad del agua a temperatura ambiente ($\approx 1 \text{ g/mL}$), por lo que se asume que 1 kg de solución ocupará un volumen de 1 L. Así, es común ver las unidades ppm, como mg/L (mg de **soluto** disueltos en 1 L de **solución**) y las unidades ppb como $\mu\text{g/L}$ (μg de **soluto** disueltos en 1 L de **solución**). Estas unidades son útiles para expresar la concentración de soluciones compuestas por una proporción de soluto muy pequeña. Se usan, por ejemplo, para indicar las concentraciones máximas permitidas de alguna sustancia contaminante en el agua o en el aire según las legislaciones vigentes.

Es importante notar que, si quisiéramos preparar una solución en cualquiera de estas unidades, podemos hacerlo aun desconociendo la fórmula química de los componentes. Imaginemos que necesitamos preparar 100 g de solución de concentración 5,00% p/p del soluto B en el solvente A. Sólo necesitamos pesar 5,00 g de B, operación que podemos hacer aun sin saber cuál es la sustancia B, y luego agregar el solvente A (del que también podemos desconocer su composición química) hasta que completar una masa total de 100 g.

En cuanto a las unidades de concentración denominadas químicas, es requisito conocer la naturaleza del soluto y, en algunas de ellas también la del solvente, cuando necesitamos utilizar su masa molecular. A continuación, definiremos este tipo de unidades de concentración:

Molaridad (M): moles de **soluto** disueltos en 1000 mL (1 L) de **solución**.

Normalidad (N): equivalentes de **soluto** disueltos en 1000 mL (1 L) de **solución**.

Molalidad (m): moles de **soluto** disueltos en 1000 g (1 kg) de **solvente**.

Fracción molar (x_i): cociente entre los moles de un componente (i) y el total de moles de la solución (que es la suma de los moles de soluto/s y de solvente). Si tenemos una solución compuesta por un único soluto y el solvente:

$$\text{Fracción molar de } \mathbf{soluto} = x_{\mathbf{soluto}} = \frac{\text{moles } \mathbf{soluto}}{\text{moles}_{\mathbf{soluto}} + \text{moles } \mathbf{solvente}} \quad [7.3]$$

$$\text{Fracción molar de } \mathbf{solvente} = x_{\mathbf{solvente}} = \frac{\text{moles } \mathbf{solvente}}{\text{moles}_{\mathbf{soluto}} + \text{moles } \mathbf{solvente}} \quad [7.4]$$

Como es de esperar, por tratarse de una fracción, $0 \leq x_i \leq 1$, indicando $x_i = 0$ la ausencia del componente i, y $x_i = 1$ la presencia única de este componente. Asimismo, la suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución será igual a 1 ($x_{\mathbf{soluto}} + x_{\mathbf{solvente}} = 1$).

$$x_{\mathbf{soluto}} + x_{\mathbf{solvente}} = \frac{\text{moles } \mathbf{soluto}}{\text{moles}_{\mathbf{soluto}} + \text{moles } \mathbf{solvente}} + \frac{\text{moles } \mathbf{solvente}}{\text{moles } \mathbf{soluto} + \text{moles } \mathbf{solvente}} = 1$$

Las unidades descritas nos permiten cuantificar la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solución o de solvente. Las soluciones también pueden clasificarse, de modo cualitativo, en **soluciones diluidas** y **soluciones concentradas**. Al comienzo de este capítulo analizamos que una solución es una mezcla homogénea de composición variable. Así, si tomáramos un vaso con 100 mL de agua y agregáramos cantidades crecientes de sal de mesa, tendríamos soluciones de distinta composición. Existirá una cantidad máxima de sal que podemos disolver en los 100 mL de agua, a una temperatura dada, que corresponde a lo que se denomina **solución saturada**, que estará relacionada con la **solubilidad** de la sal en agua. Así, *la solubilidad es la máxima cantidad de soluto disuelto por unidad de volumen de solución o de solvente, a una cierta temperatura y presión*, y corresponde a la concentración de soluto de una solución saturada. Diremos entonces que, una solución de concentración mucho menor a la concentración de una solución saturada es diluida, y aquella con una concentración cercana a la saturación, es concentrada.

Conversión entre unidades de concentración

Durante el trabajo en el laboratorio se utilizan soluciones acuosas de distinta naturaleza, origen comercial y concentración, de acuerdo con sus objetivos de uso. Por este motivo, resulta fundamental poder convertir unidades de concentración que nos permitan comparar soluciones, obtener unas a partir de otras existentes y realizar todo tipo de cálculos que se requieren en la práctica. A continuación, discutiremos la resolución de algunos ejercicios típicos de conversión de unidades de concentración de soluciones.

Ejercicio tipo 7.1. ¿Cuál es la molaridad de una solución acuosa 25,0% p/v de NaOH?

Resolución

Esta unidad de concentración indica que la solución con la que se cuenta contiene 25,0 g del soluto NaOH en 100 mL de solución. Se puede considerar entonces una porción de 100 mL y calcular cuántos moles de soluto están contenidos en dicho volumen. Para ello, se debe utilizar el dato de masa molar del NaOH (MMR = 40,0):

$$40,0 \text{ g NaOH} \rightarrow 1 \text{ mol de NaOH}$$

$$25,0 \text{ g NaOH} \rightarrow x = 0,625 \text{ moles de NaOH (contenidos en 100 mL de solución)}$$

Como la molaridad se define por litro de solución (1000 mL), debemos realizar el cálculo pertinente para averiguar cuántos moles de soluto están contenidos en dicho volumen:

$$100 \text{ mL solución} \rightarrow 0,625 \text{ moles de NaOH}$$

$$1000 \text{ mL solución} \rightarrow x = 6,25 \text{ moles de NaOH}$$

La solución de NaOH es 6,25 M

Es importante resaltar que, para realizar la conversión de unidades requerida en el ejercicio tipo 7.1, fue necesario conocer, además de las concentraciones desde la que se partía y a la que se deseaba llegar, la identidad del soluto y su masa molar, ya que la molaridad es una unidad de concentración química. En otros casos, es necesario como dato adicional la densidad de la solución.

Ejercicio tipo 7.2. ¿Cuál es la molalidad (m) de una solución 6,250 M de NaOH, cuya densidad es 1,270 g/mL?

Resolución

Ambas unidades de concentración se expresan en moles de **soluto**. Sin embargo, la concentración molar se refiere a los moles de soluto disueltos en 1000 mL de **solución**, mientras que la molalidad son los moles disueltos en 1000 g de **solvente**.

En principio, es posible calcular la masa de una porción de 1000 mL de solución 6,250 M de NaOH a través del dato de su densidad, 1,270 g/mL:

1 mL de **solución** → 1,270 g de **solución**

1000 mL de **solución** → x = 1270 g de **solución (contiene 6,250 moles de NaOH)**

Teniendo en cuenta que la masa de la **solución** es igual a la suma de la masa del **solvente** y la masa del **soluto**, es posible averiguar la masa de solvente contenida en 1270 g de solución, calculando previamente la masa de soluto correspondiente a los moles presentes en dicha masa de solución:

1 mol de NaOH → 40,00 g de NaOH

6,250 moles de NaOH → x = 250,0 g de NaOH (contenidos en 1270 g de **solución**)

Masa de **solvente** = masa de **solución** - masa de **soluto** = 1270 g – 250,0 g = 1020 g

Es decir, 1020 g de solvente contienen 6,250 moles de NaOH (250,0 g). Para averiguar su molalidad, se debe referir a una masa final de 1000 g de **solvente**:

1020 g de **solvente** → 6,250 moles de NaOH

1000 g de **solvente** → x = 6,127 moles de NaOH **La solución de NaOH es 6,127 m**

Ejercicio tipo 7.3. Calculá la fracción molar de soluto y la de solvente de una solución 6,13 molal de NaOH.

Resolución

La solución contiene **6,13 moles de NaOH** en 1000 g de solvente. Se deben averiguar los moles de solvente contenidos en la solución. Es posible calcular esta cantidad considerando la masa molar del agua, que es 18,0 g/mol:

18,0 g de agua → 1 mol de agua

1000 g de agua → x = **55,6 moles de agua** (corresponden a los moles de **solvente**)

$$x_{NaOH} = \frac{\text{moles } NaOH}{\text{moles } NaOH + \text{moles } agua} = \frac{6,13 \text{ moles}}{6,13 \text{ moles} + 55,6 \text{ moles}} = 0,0993$$

Como la suma de las fracciones molares de soluto y solvente es 1:

$$x_{agua} = 1 - x_{NaOH} = 1 - 0,0993 = 0,9007$$

Otro modo de calcular la fracción molar del solvente es a través de su definición, representada por la ecuación [7.4], y el resultado de esa operación debería coincidir con el aquí presentado. Te invitamos a comprobarlo.

Ejercicio propuesto 7.1. Completá el siguiente cuadro con las correspondencias entre unidades.

| Solución acuosa | Molaridad | Normalidad | g/L | % p/p | Molalidad | Densidad |
|--------------------------------|-----------|------------|-----|-----------|-----------|-----------|
| NaNO ₂ | 0,280 M | | | | | 1,03 g/mL |
| MgCl ₂ | | | | 25,5 %p/p | | 1,30 g/mL |
| K ₃ PO ₄ | | 1,52 N | | | | 1,08 g/mL |
| FeSO ₄ | | | | | 0,741 m | 1,10 g/mL |

Preparación de soluciones

Las soluciones que se emplean comúnmente en el laboratorio suelen comprarse o prepararse en forma concentrada y se conocen como **soluciones stock (solución concentrada)**. Por ejemplo, el ácido clorhídrico se adquiere como solución concentrada 12 M y el ácido fosfórico como solución 99,0% p/v. A partir de las soluciones stock se pueden obtener soluciones de menor concentración agregando solvente. Este proceso, que permite obtener las llamadas **soluciones de trabajo (solución diluida)**, se denomina **dilución**.



Figura 7.1. Soluciones de Cu_2SO_4 , stock (izquierda) y diluida (derecha). Extracto del video-capítulo del Manual Digital de Laboratorio CEAEQ, publicado en <https://www.youtube.com/watch?v=jVv4RZQ97Iq&t=12s>

Cuando se adiciona solvente a una solución, la cantidad de soluto no cambia, únicamente se aumenta la cantidad de solvente y por lo tanto, disminuye su concentración. Esto es tangible al observar el resultado de diluir soluciones de compuestos coloreados, como el CuSO_4 (Figura 7.1). Tener esta consideración presente facilita calcular la cantidad de solución stock que se requiere para producir una cierta cantidad de solución diluida de la concentración necesaria. Puesto que se conoce tanto el volumen como la concentración de la solución diluida que se desea preparar, es posible calcular los moles de soluto que posee. Estos moles de soluto deberán estar contenidos en el volumen de solución stock que se debe tomar para preparar la solución diluida.

Ejercicio tipo 7.4. Se requiere preparar 150,0 mL de una solución 0,300 M de HCl a partir de una solución comercial 12,0 M ¿qué volumen de la solución de partida se necesitará?

Resolución

Inicialmente, se calcula el número de moles de soluto necesarios para preparar la solución diluida:

1000 mL solución diluida \rightarrow 0,300 moles de HCl

150,0 mL solución diluida \rightarrow $x = 0,0450$ moles de HCl (se tomar de la solución 12,0 M)

A continuación, considerando la concentración de la solución inicial, debemos calcular en qué volumen estarán contenidos los 0,0450 moles de HCl:

12,0 moles de HCl \rightarrow 1000 mL de solución concentrada

0,0450 moles de HCl \rightarrow $x = 3,75$ mL de solución concentrada

Se utilizarán 3,75 mL de solución concentrada para preparar la solución diluida.

Entonces, para preparar 150,0 mL de la solución 0,300 M, se deberán tomar 3,75 mL de solución 12 M de HCl y agregar agua hasta completar los 150,0 mL.

Existe un modo más conciso de expresar los cálculos que hemos desarrollado en este apartado y que se fundamenta, del mismo modo, en la **conservación de la cantidad de soluto antes y después de la dilución**. Recordemos que *la cantidad de soluto (masa, moles, equivalentes) antes de la dilución es la misma que después de efectuada la dilución*. Si denominamos 1 a la solución concentrada de partida y 2 a la solución diluida que queremos preparar; C_1 será la concentración (M, N, g/L, etc.) de la solución concentrada y V_1 el volumen necesario de esta solución para preparar la diluida. Del mismo modo, C_2 y V_2 corresponden a la concentración y el volumen de la solución diluida que se quiere obtener.

Cantidad de soluto en la solución concentrada = cantidad de soluto en la solución diluida

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \quad [7.5]$$

A partir de la ecuación [7.5] es posible despejar el volumen de la solución concentrada que se requiere. El volumen restante de solución diluida se completa con solvente (diluyente). Es importante mencionar que en la ecuación [7.5] ambas concentraciones (C_1 y C_2) y ambos volúmenes (V_1 y V_2) deben expresarse en las mismas unidades.

Otro modo de preparar soluciones en el laboratorio es a partir de solutos sólidos, que se pesan en una balanza y luego se disuelven con el volumen de agua necesario. En este caso, es importante considerar la pureza del reactivo sólido cuando se determina la masa necesaria del mismo para preparar la solución. El concepto de pureza de un reactivo y cómo aplicarlo en cálculos puede consultarse en el capítulo 6.

Para estudiar los procedimientos operativos se recomienda consultar los video-capítulos de preparación de soluciones por dilución y preparación de soluciones a partir del reactivo sólido en el Manual Digital de Laboratorio².

Ejercicio propuesto 7.2. El ácido fosfórico se comercializa típicamente como solución acuosa de concentración 85,0% p/p y densidad 1,69 g/mL. Sus usos van desde el tratamiento de metales para protegerlos de la corrosión hasta la producción de fertilizantes, entre otras aplicaciones. Como fertilizante, se prepara en soluciones entre 72,0 a 75,0% p/v. Si se desean preparar 45,0 L de una solución 73,0% p/v para abonar una quinta, ¿qué volumen del ácido comercial se requiere para tal fin?

² Publicados en <https://www.youtube.com/watch?v=X47a2ezRLmM> y <https://www.youtube.com/watch?v=jVv4RZQ97Iq&t=12s>

Reacciones que ocurren en el seno de una solución

Como se describió en apartados previos, la formación de una solución no implica reacción química, es decir, la naturaleza de los solutos y el solvente no se modifica al combinarse estas sustancias. Sin embargo, es posible que ocurran reacciones químicas entre diferentes solutos en el seno de la solución. En este apartado estudiaremos distintas reacciones que pueden tener lugar cuando se mezclan dos o más soluciones acuosas.

La enorme variedad de reacciones químicas que ocurren en la naturaleza puede clasificarse de acuerdo con sus características. En las **reacciones de combinación**, dos o más sustancias reaccionan para formar un producto. En una **reacción de descomposición** una sustancia sufre una reacción para producir dos o más sustancias distintas. Muchos compuestos se descomponen cuando se calientan.

Las **reacciones de combustión** son reacciones rápidas que producen una flama. En las reacciones de combustión interviene O_2 del aire como uno de los reactivos y se obtienen CO_2 y H_2O como productos. Las **reacciones de oxidación-reducción**, también conocidas como **reacciones redox**, ocurren cuando se transfieren electrones del elemento que se oxida al elemento que se reduce. Por ejemplo, cuando se agrega cinc metálico a un ácido fuerte, se transfieren electrones de los átomos de cinc (que se oxidan) a los iones de hidrógeno del ácido (que se reducen), obteniéndose como productos de reacción $Zn^{2+}(ac)$ y $H_2(g)$. Este tipo de reacciones se estudiarán con profundidad en el capítulo 8. Las reacciones de combustión son un caso particular de reacción redox, donde el $O_2(g)$ es la especie que se reduce a H_2O , oxidando al reactivo que se combustiona.

Reacciones de neutralización

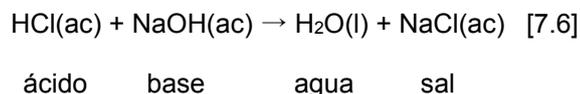
El estudio de las *reacciones de neutralización* requiere de una introducción a los reactivos que participan de ellas, los **ácidos** y las **bases**. Los ácidos se caracterizan por tener un sabor agrio (aquellos que son comestibles), como el ácido cítrico del jugo de limón, y hacen que ciertos tintes cambien de color (el tornasol se vuelve rojo en contacto con los ácidos). Las sustancias básicas o alcalinas, en cambio, tienen sabor amargo y son resbalosas al tacto; el jabón es un buen ejemplo de ello.

El químico sueco Svante Arrhenius (1859–1927) definió a los ácidos como sustancias que producen iones protones (H^+) en agua y a las bases como sustancias que producen iones oxhidrilo (OH^-) en solución acuosa. El concepto de ácidos y bases de Arrhenius puede expresarse del siguiente modo: *los ácidos son sustancias que, al disolverse en agua, aumentan la concentración de iones H^+* . Análogamente, *las bases son sustancias que, al disolverse en agua, aumentan la concentración de iones OH^-* .

Más tarde, los fisicoquímicos Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947) y Thomas Martin Lowry (1874-1936) propusieron definir a los ácidos y bases en términos de su capacidad para transferir protones. Según la teoría de Brønsted-Lowry, *los ácidos son sustancias capaces de*

donar un protón a otra sustancia y las bases aceptan protones. Por ejemplo, cuando se disuelve NH_3 (amoníaco) en agua, actúa como base de Brønsted-Lowry (aceptando un protón del agua) y transformándose en el ion NH_4^+ (amonio), y el H_2O actúa como un ácido de Brønsted-Lowry (dona un protón al NH_3) y se transforma en el ion oxhidrilo, OH^- .

Cuando se combina una solución de un ácido y una solución de una base, ocurre una reacción de **neutralización**. Por ejemplo, al mezclar ácido clorhídrico con una solución de hidróxido de sodio, ocurre la siguiente reacción:

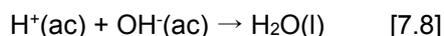


Los productos de una reacción de neutralización son una sal y agua. La sal está formada por el catión proveniente de la base y el anión perteneciente al ácido. En el caso de la ecuación [7.6] la sal producida es NaCl .

La ecuación [7.6] así expresada se conoce como *ecuación molecular balanceada*; si se la escribe en término de los iones resultantes de la disociación del ácido y la base, se obtiene la *ecuación iónica completa*:



Los iones $\text{Na}^+(\text{ac})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$ que aparecen a ambos lados de la flecha de la ecuación que interpreta la reacción sin ningún cambio, se denominan **iones espectadores**. La *ecuación iónica neta de neutralización* obtenida luego de eliminar los iones espectadores resulta:

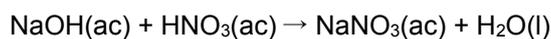


Los iones $\text{H}^+(\text{ac})$ y $\text{OH}^-(\text{ac})$ se combinan para formar $\text{H}_2\text{O(l)}$; *esta es la característica que define a cualquier reacción de neutralización.*

Ejercicio tipo 7.5. Se mezclan 10,0 mL de una solución 0,150 M de NaOH con 20,0 mL de una solución 0,120 M de HNO_3 . Calcúlala concentración de todos los iones presentes en la solución final.

Resolución

En primer lugar, se debe analizar si se produce alguna reacción en el seno de la mezcla; debemos considerar que al combinarse una solución de la base NaOH con una solución del ácido HNO_3 ocurrirá la reacción de neutralización:



En esta reacción, protones y oxhidrilos se neutralizan formando una especie no iónica, el agua. Por lo tanto, se puede afirmar que en la mezcla final estarán presentes todos los iones Na^+ provenientes de la solución de la base y todos los iones NO_3^- de la solución del ácido, pero ¿qué ocurre con los iones H^+ y OH^- ? Para averiguarlo, es necesario verificar si estas especies están presentes en cantidad equimolar, para formar agua, o si alguna de ellas se encuentra en exceso en la mezcla.

Es conveniente iniciar con el cálculo de los moles de protones y oxhidrilos agregados:

1000 mL de solución \rightarrow 0,150 moles de NaOH

10,0 mL de solución \rightarrow $x = 0,0015$ moles de NaOH = 0,0015 moles Na^+ y 0,0015 moles OH^-

1000 mL de solución \rightarrow 0,120 moles de HNO_3

20,0 mL de solución \rightarrow $x = 0,0024$ moles de HNO_3 = 0,0024 moles H^+ y 0,0024 moles NO_3^-

Al plantear la disociación de cada reactivo, se conocen los moles de los iones aportados a la mezcla final. Entre estos iones, los $\text{H}^+(\text{ac})$ y $\text{OH}^-(\text{ac})$ se neutralizarán, pero ¿hasta qué punto procederá esta reacción? Hasta que la ausencia de uno de estos iones la limite. De acuerdo con los cálculos, 0,0015 moles de OH^- se encuentran en defecto (**es el reactivo limitante**) respecto de los 0,0024 moles de H^+ , ya que la estequiometría de la neutralización indica que reaccionan 1 mol OH^- con 1 mol de H^+ . Por lo tanto, en la mezcla final existirán protones que no fueron neutralizados, esto es, que quedaron sin reaccionar:

Moles de H^+ sin reaccionar en la mezcla final = moles de H^+ iniciales – moles de H^+ que reaccionaron con OH^-

Moles de H^+ sin reaccionar en la mezcla final = 0,0024 moles - 0,0015 moles

Moles de H^+ sin reaccionar en la mezcla final = 0,0009 moles de H^+

Para conocer su molaridad se debe tener en cuenta que el volumen de la mezcla final es la suma de los volúmenes de cada una de las soluciones adicionadas:

$$V_{\text{final}} = 10,0 \text{ mL} + 20,0 \text{ mL} = 30,0 \text{ mL}$$

30,0 mL de solución final \rightarrow 0,0009 moles de H^+

1000 mL de solución final \rightarrow $x = 0,03$ moles de H^+ **La solución final es 0,03 M en H^+**

Por último, se debe calcular la concentración de los iones no involucrados en la neutralización, los iones espectadores, que están presentes en la mezcla final:

30,0 mL de solución final → 0,0015 moles de Na^+

1000 mL de solución final → $x = 0,050$ moles de Na^+ **La solución final es 0,050 M en Na^+**

30,0 mL de solución final → 0,0024 moles de NO_3^-

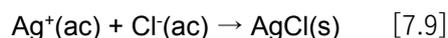
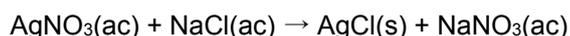
1000 mL de solución final → $x = 0,080$ moles de NO_3^- **La solución final es 0,080 M en NO_3^-**

A partir de los cálculos podemos concluir que, como producto de la mezcla de las soluciones, la concentración final de los iones espectadores es menor a la de partida. El reactivo limitante, OH^- , se consumió totalmente y quedaron H^+ sin reaccionar que se encontraban en exceso.

Reacciones con formación de precipitado

Existe un tipo de reacciones de combinación que da por resultado la formación de un **producto insoluble** y se denominan **reacciones de precipitación**. Un **precipitado** es un **sólido iónico insoluble**, que se forma en el seno de la solución para luego separarse y, generalmente, depositarse en el fondo del recipiente. Este sólido conforma una nueva fase del sistema, que ahora está formado por una **fase líquida** de solución acuosa en equilibrio con una **fase sólida** producto de la precipitación.

Una reacción de precipitación muy conocida es la que ocurre cuando se mezclan soluciones de AgNO_3 y de NaCl de concentraciones adecuadas, con formación de un precipitado blanco de AgCl :



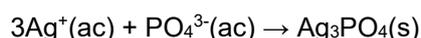
ion ion precipitado

Los iones $\text{NO}_3^-(\text{ac})$ y $\text{Na}^+(\text{ac})$ son los iones espectadores de esta reacción y permanecen en solución, por lo que no aparecen consignados en la *ecuación neta de precipitación* [7.9]. Es importante mencionar que, de acuerdo con el alcance de este libro, estamos considerando que la reacción de precipitación es completa. Desde una perspectiva más detallada, los sólidos insolubles (poco solubles), participan de un equilibrio donde una pequeña cantidad de los iones permanece en la solución.

Ejercicio tipo 7.6. Se mezclan 220 mL de una solución 0,115 M de AgNO_3 con 180 mL de una solución 1,60% p/v de K_3PO_4 , con formación del precipitado Ag_3PO_4 . ¿Qué masa de precipitado se forma? ¿Cuáles son las concentraciones de los iones que permanecen en solución?

Resolución

Comenzamos por plantear la reacción neta de precipitación:



En principio, es necesario averiguar si los iones plata y fosfato reaccionan en forma estequiométrica o si alguno de ellos limita la reacción:

1000 mL de solución \rightarrow 0,115 moles de AgNO_3

220 mL de solución $\rightarrow x = 0,0253$ moles de $\text{AgNO}_3 = 0,0253$ moles Ag^+ y $0,0253$ moles NO_3^-

100 mL de solución \rightarrow 1,60 g de K_3PO_4

180 mL de solución $\rightarrow x = 2,88$ g de K_3PO_4

En el caso de la solución de K_3PO_4 , se debe primero calcular la cantidad de moles de sal aportados, considerando su masa molar (212 g/mol), y luego contemplar que por cada mol de sal disociada se producen 3 moles de ion potasio y 1 mol de ion fosfato:

212 g de $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ 1 mol de K_3PO_4

2,88 g de $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow x = 0,0136$ moles de $\text{K}_3\text{PO}_4 = 0,0408$ moles K^+ y $0,0136$ moles PO_4^{3-}

De acuerdo con la estequiometría de la reacción de precipitación, 1 mol de ion fosfato reacciona con 3 moles de iones plata, por lo tanto:

1 mol de $\text{PO}_4^{3-} \rightarrow$ 3 moles de Ag^+

$0,0136$ moles de $\text{PO}_4^{3-} \rightarrow x = 0,0408$ moles de Ag^+

De acuerdo con este cálculo, 0,048 moles de Ag^+ son necesarios para que reaccione la totalidad de los iones PO_4^{3-} . Sin embargo, se dispone de 0,0253 moles de Ag^+ , siendo este catión el reactivo limitante, que formará parte del sólido precipitado y no estará presente en la solución final. Por otro lado, un remanente de iones fosfato, que no formaron parte del precipitado, permanecerán en la solución.

Para calcular la masa de precipitado Ag_3PO_4 que se formará, se debe considerar al reactivo limitante:

3 moles de $\text{Ag}^+ \rightarrow$ 1 mol de Ag_3PO_4

$0,0253$ moles de $\text{Ag}^+ \rightarrow x = 0,00843$ moles de Ag_3PO_4

Teniendo en cuenta que la masa molar de Ag_3PO_4 es 419 g/mol, precipitan 3,53 g de Ag_3PO_4 .

La concentración de los iones en la solución final se debe calcular considerando el volumen total:

$$V_{\text{final}} = 220 \text{ mL} + 180 \text{ mL} = 400 \text{ mL}$$

En el caso de los iones espectadores, el cálculo es directo:

400 mL de solución final $\rightarrow 0,0253$ moles de NO_3^-

1000 mL de solución final $\rightarrow x = 0,0633$ moles NO_3^- **La solución final es 0,0633 M en NO_3^-**

400 mL de solución final → 0,0408 moles K^+

1000 mL de solución final → $x = 0,190$ moles de K^+ **La solución final es 0,190 M en K^+**

Para calcular los iones fosfato en exceso que permanecen en solución se debe calcular la diferencia entre los moles iniciales agregados y los moles que precipitaron:

3 moles de Ag^+ → 1 mol de PO_4^{3-}

0,0253 moles de Ag^+ → $x = 0,00843$ moles de PO_4^{3-} (moles que precipitaron)

Moles de PO_4^{3-} sin reaccionar = moles de PO_4^{3-} iniciales – moles de PO_4^{3-} que reaccionaron con Ag^+ para formar el precipitado

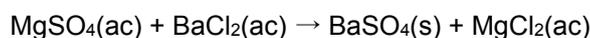
Moles de PO_4^{3-} sin reaccionar = 0,0136 moles PO_4^{3-} – 0,00843 moles de PO_4^{3-}

Moles de PO_4^{3-} sin reaccionar = = 0,00517 moles de PO_4^{3-} (permanecen en la solución)

400 mL de solución final → 0,00517 moles de PO_4^{3-}

1000 mL de solución final → $x = 0,0129$ moles PO_4^{3-} **La solución final es 0,0129 M en PO_4^{3-}**

Ejercicio propuesto 7.3. El contenido en sulfatos de las aguas naturales es muy variable y tienen su origen en cursos que atraviesen terrenos ricos en yesos o en la contaminación con aguas residuales industriales. Los sulfatos no suelen ser un problema central en la potabilidad, pero, en ocasiones, contenidos superiores a 300 mg/L pueden ocasionar trastornos gastrointestinales en los niños. Para analizar el contenido de sulfatos en agua se utiliza el método gravimétrico, mediante precipitación con cloruro de bario, que resulta muy preciso y aplicable a concentraciones superiores a 10 mg/L. El sulfato de bario precipita de acuerdo con la siguiente reacción, se seca a 110 °C y calcina a 600 °C, para luego determinar su peso:



Una muestra de agua de 250,0 mL fue tratada con exceso de $BaCl_2$. El precipitado seco y calcinado arrojó un peso de 12,3576 g ¿Qué concentración molar de $MgSO_4$ tiene la muestra de agua analizada? ¿es apta para consumo humano?

En el siguiente apartado se describe cómo las reacciones que ocurren en el seno de una solución acuosa pueden ser empleadas en un procedimiento que permite determinar la concentración desconocida de una solución.

Determinación de la concentración de una solución: método de titulación

En ocasiones se cuenta con muestras ambientales, médicas, de preparaciones en el laboratorio o de otros orígenes que son soluciones acuosas cuya concentración se desconoce y se requiere determinar. Uno de los métodos analíticos clásicos para cuantificar la cantidad de un soluto presente en un cierto volumen de la solución se denomina **titulación** o **valoración**. Debido a que las medidas de volumen desempeñan un papel fundamental en las titulaciones, se les conoce también como **análisis volumétrico**, y al conjunto de estas técnicas se las denomina **volumetrías**.

Tales técnicas se basan en la utilización de una solución de concentración conocida con suficiente grado de precisión, denominada **titulante**, que se agrega de forma cuantitativa a un cierto volumen de la solución de concentración desconocida o **solución problema**, medido previamente con precisión. El titulante reacciona con el soluto presente en la solución problema, denominado **analito**, bajo una **estequiometría conocida**. La **reacción de titulación** se diseña de forma tal que su **punto final** sea fácilmente visualizable en las condiciones de trabajo del laboratorio y coincida o se acerque lo máximo posible al punto de equivalencia. El **punto de equivalencia** es el momento de la titulación en el que se ha adicionado la cantidad de titulante necesaria para reaccionar *estequiométricamente* con el analito, sin que exista exceso de alguno de ellos en la mezcla final. En el punto de equivalencia, los equivalentes de titulante son iguales a los de analito. En el *punto final*, definido experimentalmente de acuerdo con la reacción de titulación, ocurrirá un cambio en las propiedades de la mezcla resultante (en su color, su potencial eléctrico, su conductividad, en la formación de un precipitado u otro) que indicará que es momento de detener el agregado de titulante. De este modo, podemos concluir que *el punto de equivalencia es un valor teórico y el punto final una cantidad experimental*. De ahí, la importancia de la elección de una visualización del punto final adecuada, esto es, cuya visualización sea lo más indicativa posible del punto de equivalencia.

Para realizar este análisis se requiere un equipo como el que se muestra en la figura 7.2, que consta de un soporte metálico con una pinza de mariposa adosada, un embudo pequeño, una bureta y un frasco Erlenmeyer. El elemento volumétrico calibrado de este conjunto es la bureta, en la que se pueden distinguir un cuerpo graduado (generalmente hasta la décima de mL), un robinete o llave y un vástago. La bureta es un instrumento de descarga, por lo que su graduación se encuentra invertida respecto de la graduación de otros elementos volumétricos, como la pipeta o la probeta, con el cero de la escala (0,00 mL) en la parte superior.

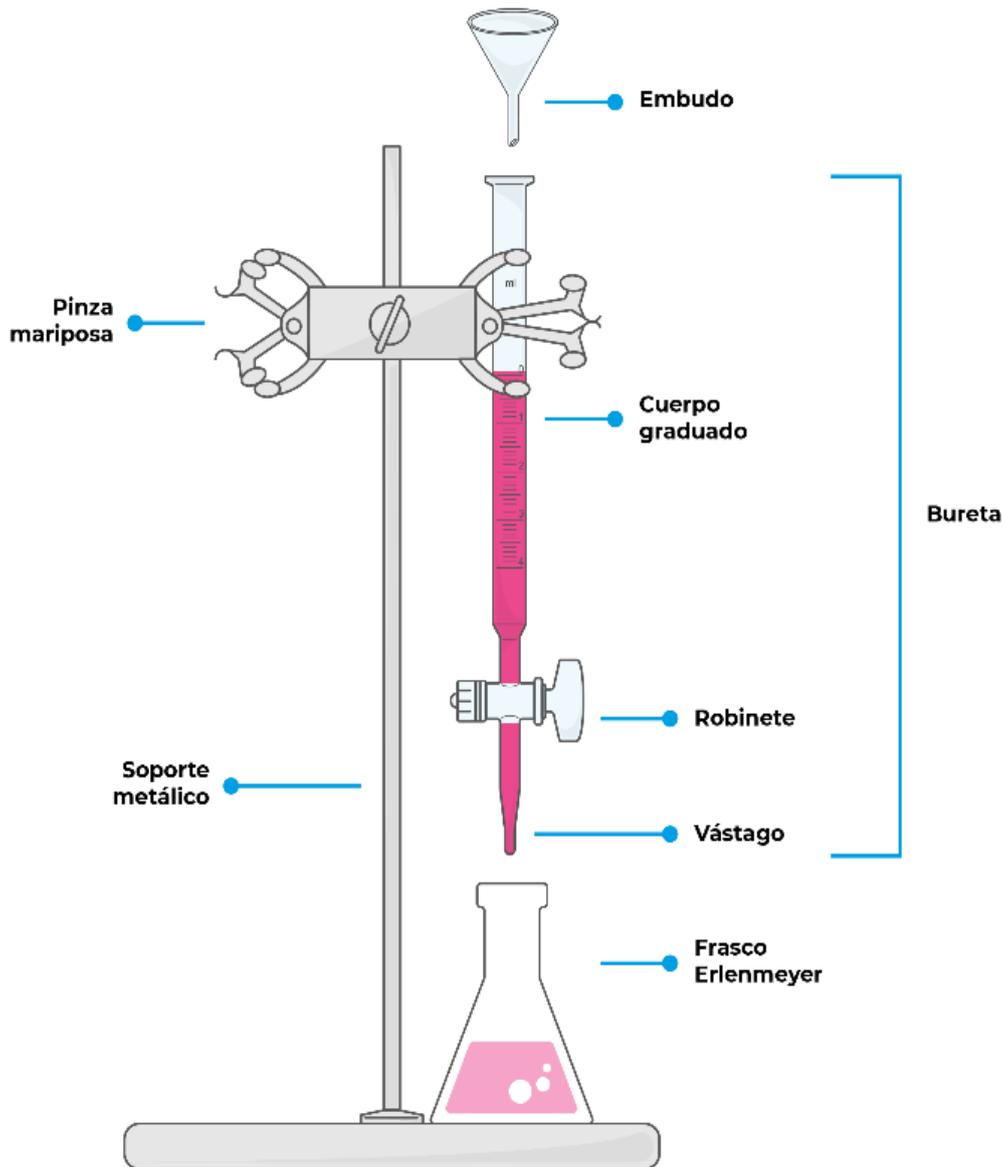


Figura. 7.2. Equipo de titulación.

Previo a la operación de titulación se debe preparar el equipo. Se lava la cara interna de una bureta limpia y seca con la solución titulante. Una vez lavada, se procede a su llenado (utilizando un embudo) con solución titulante, procurando que no queden burbujas de aire en la columna de líquido. En este momento, se abre el robinete para verificar que no haya pérdidas de titulante y se llena el vástago. Luego, con el robinete cerrado, se completa el volumen y se enrasa la bureta en 0,00 mL. A continuación, se describe una titulación en términos generales. Ciertas valoraciones tienen pasos adicionales que se detallan en sus protocolos específicos.

Se toma con pipeta aforada un determinado volumen de la solución problema (denominado **alícuota**) y se la coloca en un frasco Erlenmeyer limpio y seco. Si la reacción de titulación no presenta por sí misma un cambio que permita visualizar el punto final, será necesario agregar

unas gotas de un indicador para este fin. Si el volumen de la alícuota fuera pequeño y se dificultara la observación del punto final de la titulación, puede adicionarse agua destilada (recordemos que nos enfocamos en soluciones acuosas). Es importante destacar que la adición de agua destilada facilitará la visualización de los cambios que se producen en el Erlenmeyer sin modificar el número de moles del soluto a cuantificar.

A continuación, se procede a la valoración, agregando el titulante gota a gota desde la bureta y agitando permanentemente el Erlenmeyer para homogeneizar su contenido. Es importante estudiar la correcta toma del robinete al realizar esta operación, descrita en detalle en el *Manual Digital de Laboratorio*³. La adición de titulante continúa hasta observar un cambio en el frasco Erlenmeyer, que en general se trata de un cambio de color cuando realizamos titulaciones entre ácidos y bases, y que corresponde al punto final. En ese momento, se cierra la bureta y se registra el volumen de titulante consumido, que debe consignarse con la precisión del instrumento y evitando el error de paralaje en la lectura.

A partir del volumen gastado en la titulación y conociendo el **título** o concentración de la solución titulante, se pueden calcular los moles o equivalentes utilizados para titular la muestra. A modo de ejemplo: se desea conocer la concentración de una solución problema a partir de una solución de titulante de concentración 0,1200 N. Para ello se toma una alícuota de 10,00 mL de la solución de concentración desconocida y se procede a la titulación, registrando en el punto final un consumo de solución titulante de 15,00 mL. Para averiguar la concentración de la solución problema debemos realizar los siguientes cálculos:

1000 mL de solución titulante → 0,1200 equivalentes de soluto titulante

15,00 mL de solución titulante → $x = 0,001800$ equivalentes de soluto titulante

Como la cantidad de equivalentes consumidos de titulante es igual a la cantidad de equivalentes del soluto presentes en la alícuota valorada, es posible calcular la concentración normal de la solución problema:

10,00 mL de solución problema → 0,001800 equivalente de analito

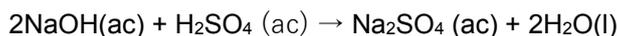
1000 mL de solución problema → $x = 0,1800$ equivalente de analito

La solución problema es 0,1800 N

Si la concentración de la solución titulante se conociera en términos de **molaridad** es posible relacionar la cantidad de moles de titulante consumidos con la cantidad de moles de soluto problema presentes en la alícuota valorada, a través de la **estequiometría de la reacción de titulación**.

³ Video capítulo Titulación, accesible en <https://www.youtube.com/watch?v=r1WHgHtmnEw&t=10s>

Ejercicio tipo 7.6. Se titulan 10,00 mL de una solución de NaOH con una solución 0,1520 M de H₂SO₄. La reacción de titulación es la siguiente:



Si se consumieron 19,00 mL del titulante, ¿cuál es la concentración molar de la solución de NaOH?

Resolución

De acuerdo con la estequiometría de la reacción de titulación, por cada 2 moles del soluto NaOH titulado se consume 1 mol de H₂SO₄ titulante. Considerando los 19,00 mL de titulante consumidos:

1000 mL de solución titulante → 0,1520 moles de H₂SO₄

19,00 mL de solución titulante → x = 0,002888 moles de H₂SO₄

De este modo, 0,002888 moles de H₂SO₄ reaccionan estequiométricamente con NaOH:

1 mol de H₂SO₄ → 2 moles de NaOH

0,002888 moles de H₂SO₄ → x = 0,005776 moles de NaOH

Consumiendo 0,005776 moles de NaOH (presentes en la alícuota de 10,00 mL).

Finalmente, se refiere a 1 L para conocer la molaridad de la solución problema:

10,00 mL de solución problema → 0,005776 moles de NaOH

1000 mL de solución de solución problema → x = **0,5776 moles de NaOH**

La solución de NaOH cuya concentración se deseaba determinar es 0,5776 M.

Debemos recordar que las especies que reaccionan en una neutralización son los H⁺ y OH⁻, por lo que la determinación de la concentración de NaOH podría realizarse también calculando cuántos moles de H⁺ se agregaron desde la bureta (cada mol de H₂SO₄ aporta 2 moles de H⁺), que serán los mismos que los moles de OH⁻ titulados (estequiometría 1 a 1), para luego calcular los moles de NaOH, que en este caso coincidirán con los de OH⁻, tal como se infiere de la fórmula química de esta base.

Toda titulación debe realizarse al menos por duplicado. La concentración de la solución determinada por este procedimiento se calcula como el promedio de las concentraciones halladas en cada réplica del ensayo:

$$C_{\text{muestra}} = \frac{C_{\text{réplica 1}} + C_{\text{réplica 2}}}{2}$$

Ejercicio propuesto 7.4. En referencia al ejercicio tipo 7.6, ¿qué iones se encuentran en el frasco Erlenmeyer al finalizar la titulación? ¿Cuáles son sus concentraciones molares, normales y en g/L?

Ejercicio propuesto 7.5. La siguiente tabla recoge la información presentada en la etiqueta de una botella de un agua mineral natural.

Composición química en [mg/L]

| | |
|--------------|-------|
| BICARBONATOS | 297,2 |
| SULFATOS | 43,9 |
| CLORUROS | 35,8 |
| CALCIO | 88,7 |
| MAGNESIO | 23,4 |
| SODIO | 18,6 |

- Escribí las fórmulas de todos los iones presentes.
- Indicá cuál es el solvente y alguno de los solutos presentes en un agua mineral.
- Calculá la concentración de cada uno de los iones en las siguientes unidades % p/v, % p/p, M, N ¿Necesitás alguna información adicional para realizar alguno de los cálculos?

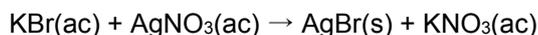
Problema propuesto 7.6. Se hacen reaccionar 250 mL de una solución 0,150 N de ácido sulfúrico con 200 mL de una solución 0,100 M de hidróxido de potasio. Escribí la ecuación molecular balanceada, la ecuación iónica completa y la ecuación iónica neta. Calculá la concentración de todos los iones en la solución final.

Problema propuesto 7.7.

- Se preparan 50 mL de una solución acuosa, denominada *solución 1*, pesando 2,5 g de sulfato de cobre (II) y llevándolo a volumen en un recipiente adecuado. La solución tiene un color azul similar al de la figura 7.1 ¿Cuál es su concentración molar?
- Si se toman 10 mL de la *solución 1* y se agrega agua hasta obtener 50 mL de una nueva solución (*solución 2*) ¿Cómo se denomina esta operación? Si comparas las soluciones 1 y 2, ¿qué observas a simple vista? ¿Cómo será la concentración de la solución 2 respecto a la de la 1? ¿Cuántos moles de la sal hay en 10 mL de la *solución 1*? ¿Cuántos moles de sal hay en la totalidad de la *solución 2*? Calculá la concentración de la *solución 2*.
- Se mezclan 10 mL de la *solución 1* con 20 mL de la *solución 2*. Esta nueva solución se denomina *solución 3*. Si comparas a simple vista todas las soluciones, observando la intensidad del color de cada una de ellas, ¿podrías ordenarlas según su concentración creciente? Calculá la concentración molar de la *solución 3*.

Ejercicio propuesto 7.8. La determinación de bromuros en alimentos es de utilidad como control del uso de bromato de potasio (masa molar: 167 g/mol), compuesto que se utilizaba como mejorador de harinas en el proceso de panificación. Si bien en la actualidad su uso se encuentra prohibido, se han reportado episodios de intoxicación, por lo que el análisis en muestras de harina se lleva a cabo para detectar o descartar la adición clandestina de bromato.

Se realizó una volumetría de precipitación de bromuro con AgNO_3 sobre 3 muestras de harina, que fueron preparadas dispersando 100,0 g de harina en 500,0 mL de agua. La reacción de titulación es la siguiente:



Se titularon 100,0 mL de las muestras con AgNO_3 0,005 M. Las valoraciones arrojaron los siguientes volúmenes de titulante consumido:

Harina A: 1,20 mL

Harina B: 1,08 mL

Harina C: 1,25 mL

Si el límite de detección de bromato de potasio establecido por ley es de 50 miligramos por kilogramo de harina (50 ppm), y sabiendo que un mol de bromuro titulado equivale a un mol de bromato de potasio en la muestra original de harina, determinar cuál harina es apta para consumo y cuál debería retirarse del mercado.

Respuestas de los ejercicios propuestos

Ejercicio propuesto 7.1.

NaNO_2 : 0,280 M = 0,280 N = 19,3 g/L = 1,88% p/p = 0,277 m

MgCl_2 : 3,53 M = 7,05 N = 332 g/L = 25,5% p/p = 3,64 m

K_3PO_4 : 0,507 M = 1,52 N = 108 g/L = 9,95% p/p = 0,520 m

FeSO_4 : 0,720 M = 1,43 N = 109 g/L = 10,1% p/p = 0,741 m

Ejercicio propuesto 7.2.

Se requieren 22,9 L de ácido comercial.

Ejercicio propuesto 7.3.

La muestra de agua es 0,212 M en sulfato de magnesio y no es apta para consumo.

Ejercicio propuesto 7.4.

Al final de la titillation se encuentran en el frasco Erlenmeyer los iones Na^+ y SO_4^{2-} .

Na^+ : 0,1992 M = 0,1992 N = 4,581 g/L

SO_4^{2-} : 0,09957 M = 0,1992 N = 9,560 g/L

Ejercicio propuesto 7.5.

a) HCO_3^- (0,02972% p/V = 0,004872 M = 0,004872 N)

SO_4^{2-} (0,00439% p/V = 0,000457 M = 0,000915 N)

Cl^- (0,00358% p/V = 0,00101 M = 0,00101 N)

Ca^{2+} (0,00887% p/V = 0,00222 M = 0,00444 N)

Mg^{2+} (0,00234% p/V = 0,000963 M = 0,00193 N)

Na^+ (0,00186% p/V = 0,000809 M = 0,000809 N)

b) El solvente es agua, los solutos son los mencionados en a). Para poder calcular el % p/p, es necesario conocer la densidad del agua mineral. Si se presume una densidad aproximada de 1 g/mL, resulta que % p/p \cong % p/V.

Ejercicio propuesto 7.6.

a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ecuación molecular balanceada

$2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ ecuación iónica completa

$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ecuación iónica neta

b) En la solución final hay iones K^+ (0,0444 N), SO_4^{2-} (0,0833 N) y H^+ (0,0389 N).

Ejercicio propuesto 7.7.

a) La solución 1 es 0,31 M.

b) La operación se denomina dilución. La concentración de la solución 2 es menor que la de la 1, lo que se evidencia por una menor intensidad en el color azul. En 10 mL de solución 1 hay los mismos moles que en 50 mL de solución de, esto es, 0,0031 moles de sulfato de cobre (II). La solución 2 es 0,063 M.

c) Observando la intensidad del color de las soluciones podrá evidenciarse que la concentración de la solución 2 (0,063 M) es menor que la de la solución 3 (0,15 M) y ésta a su vez es menor que la concentración de la solución 1 (0,31 M). La solución 3 es 0,15 M.

Ejercicio propuesto 7.8.

Las harinas A y C deberían retirarse del mercado; la harina B es apta para consumo.

Referencias

Canal Laura Briand. (20 de Marzo de 2017). Manual Digital de Laboratorio [Archivo de Vídeo].

Youtube. <https://www.youtube.com/watch?v=X47a2ezRLmM>

Canal Laura Briand. (7 de Mayo de 2017). Manual Digital de Laboratorio [Archivo de Vídeo].

Youtube. <https://www.youtube.com/watch?v=jVv4RZQ97Iq&t=12s>

Canal Laura Briand. (7 de Mayo de 2017). Manual Digital de Laboratorio [Archivo de Vídeo].

Youtube. <https://www.youtube.com/watch?v=r1WHgHtmnEw&t=10s>

Cingolani, H. E., & Houssay, A. A. (2014). *Fisiología Humana de Houssay: Dirigido por Horacio E. Cingolani y Alberto A. Houssay* (7a. ed.). Buenos Aires: El Ateneo.

Nelson, D. L., Cuchillo Foix, C. M., Lehninger, A. L., & Cox, M. M. (2005). *Lehninger: Principios de Bioquímica* (4a. ed.). Barcelona: Omega.