

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES Y USO DE LA ESTEQUIOMETRÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Nota previa de seguridad

Se recuerda a los alumnos que:

- deben acudir al laboratorio provistos de **bata, gafas de seguridad y guantes**
- deben llevar el pelo recogido
- no se puede comer (ni masticar chicle), beber ni fumar en el laboratorio
- no se debe tirar ningún producto químico por la pila ni a la basura. Al final del guión aparecen las normas para la eliminación de los residuos producidos en el laboratorio. En caso de duda, consultar con el profesor de prácticas.

OBJETIVOS

- Aprender a preparar disoluciones de una determinada concentración a partir de una sustancia sólida o por dilución de una disolución más concentrada (parte A).
- Utilizar la estequiometría de una reacción para determinar la concentración de una disolución a partir de otra de concentración conocida (valoración, parte B).

A. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

FUNDAMENTO TEÓRICO

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias donde el componente que se encuentra en mayor proporción, generalmente líquido, se llama disolvente y a los demás componentes (uno o varios) se les denomina solutos.

La composición de una disolución se puede expresar de diferentes formas :

- **Tanto por ciento en peso** (% en peso): gramos de soluto en 100 g de disolución.
- **Gramos por litro** (g/L): gramos de soluto en 1 litro de disolución.
- **Molaridad** (M): moles de soluto en 1 litro de disolución.
- **Molalidad** (m): moles de soluto en 1 kg de disolvente.

En el laboratorio hay que preparar disoluciones de una determinada concentración. Para ello hay que pesar una cantidad determinada de sustancia sólida o medir un determinado volumen de disolución concentrada y posteriormente diluir (agregar disolvente) hasta un volumen determinado.

Para la medida de masas se utiliza la balanza y para la medida de volúmenes de líquidos pipetas, buretas, probetas y matraces aforados.

El alumno debe preparar las disoluciones que se indican a continuación, para lo que previamente debe realizar los cálculos pertinentes, tomando los datos de los frascos o botes de reactivos a utilizar. Todo el material a utilizar debe estar perfectamente limpio.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Material

1 Vaso de precipitados de 100 mL
1 Matraz aforado de 50 mL
1 Matraz aforado de 100 mL
1 Bureta

1 Pesasustancias
1 Embudo
1 Varilla de vidrio
Frasco lavador con agua destilada

Reactivos

- NaOH_(s)
- H₂SO_{4(ac)} 1 M

En esta primera parte de la práctica, prepararemos las disoluciones de los reactivos que utilizaremos posteriormente para determinar la concentración de una disolución.

A.1. Preparación de 100 mL de disolución de NaOH 0,200 M

Se calcula la cantidad de sólido necesario, en gramos (**Nota de seguridad:** irritante. Irrita los ojos y la piel. No ingerir. Usar guantes). Indica en el recuadro de abajo, los cálculos efectuados para la preparación de la disolución de NaOH 0,200 M:

Los gramos necesarios de hidróxido de sodio se pesan en la balanza utilizando un pesasustancias. Se trasvasa a un vaso de precipitados, enjuagando el pesasustancias con agua destilada sobre el vaso para recoger el sólido que pudiera haber quedado adherido a él. Se añade agua destilada hasta un volumen aproximadamente la mitad del volumen final. Se agita con una varilla de vidrio hasta que el sólido esté disuelto y la disolución obtenida se vierte, mediante un embudo, en el matraz aforado de 100 mL. Se enjuaga el vaso con pequeñas porciones de agua destilada, que se van añadiendo al matraz aforado. Finalmente se completa con agua destilada hasta el volumen deseado (enrase del matraz). Se pone el tapón y se agita, volteándolo varias veces, para conseguir homogeneizar la disolución.

A.2. Preparación de 50 mL de disolución de H₂SO₄ 0,100 M

En este caso vamos a preparar esta disolución a partir de otra más concentrada (disponemos de H₂SO₄ 1,00 M) (**Nota de seguridad:** el ácido sulfúrico es corrosivo. Usar guantes y gafas). Hemos de calcular el volumen de disolución concentrada que contiene la cantidad de H₂SO₄ puro que necesitamos. Indica en el recuadro de abajo, los cálculos efectuados para la preparación de la disolución de ácido sulfúrico 0,100 M:

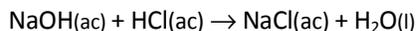
Para preparar la disolución diluida de ácido sulfúrico, se toma un matraz aforado de 50 mL perfectamente limpio, se le añade agua destilada hasta aproximadamente la mitad del volumen y después en una vitrina o campana extractora de gases, añadimos el volumen calculado de H₂SO₄ concentrado, midiéndolo con una bureta. Se añade más agua destilada y al final se completa gota a gota con agua destilada hasta la línea de enrase del matraz aforado con la ayuda de un cuentagotas o una pipeta Pasteur, se pone el tapón y se agita volteándolo varias veces para conseguir una disolución homogénea.

Completar las cuestiones 1 y 2.

B. VALORACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE ÁCIDO SULFÚRICO

FUNDAMENTO TEÓRICO

En una valoración, una disolución de concentración exactamente conocida, se agrega de forma gradual a otra disolución de concentración desconocida hasta que hayan reaccionado cantidades estequiométricas de los reactivos de ambas disoluciones. Si conocemos el volumen de las dos disoluciones, además de conocer la concentración de la primera disolución, podemos calcular la concentración de la disolución desconocida. El punto en el cual los dos reactivos han reaccionado completamente en cantidades estequiométricas, se denomina punto de equivalencia de la valoración. En una reacción entre NaOH y HCl:



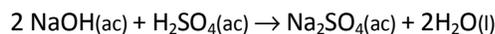
se cumplirá que, en el punto de equivalencia:

$$n^\circ \text{ de moles de ácido} = n^\circ \text{ de moles de base} \quad \text{ó} \quad M_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = M_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

Conocidos tres factores de la ecuación anterior podrá calcularse el cuarto.

En el punto de equivalencia de esta valoración el pH de la disolución será neutro y, por tanto, para detectar el punto final de esta valoración hay que elegir un indicador que cambie de color al pH adecuado.

Si se pretende determinar la concentración de un ácido diprótico como el ácido sulfúrico, la reacción se representaría:



y en este caso, dada la estequiometría de la reacción, en el punto de equivalencia se cumplirá que:

$$2 \times n^\circ \text{ de moles de ácido} = n^\circ \text{ de moles de base} \quad \text{ó} \quad 2 \times M_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = M_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

Antes de utilizar el hidróxido de sodio, debe determinarse su concentración exacta, ya que dicha sustancia es higroscópica y puede carbonatarse en contacto con el dióxido de carbono del aire. Esto hace que su concentración no pueda determinarse simplemente por medidas de masa y volumen. Para ello, se utiliza un **patrón primario**, una sustancia que sea una especie pura, estable y no higroscópica. Un ejemplo de este tipo de sustancias es el hidrógeno ftalato de potasio ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$), un sólido blanco soluble que se consigue comercialmente de forma muy pura, cuya masa puede determinarse con precisión y que dará lugar a una disolución de concentración precisa y estable.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Material

Bureta
Pipeta de 10 mL
Erlenmeyer de 250 mL
Vaso de precipitados
Probeta de 100 mL

Reactivos

Disolución de H_2SO_4 0,100 M
Disolución de NaOH 0,200 M
Fenolftaleína al 0,20% en etanol
Hidrógeno ftalato de potasio sólido

B.1. Valoración del hidróxido de sodio

Pesar con la máxima precisión posible (anotar la medida exacta de la balanza) unos 0,75 g de $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ sobre un pesasustancias en una balanza de tres decimales. Verter el contenido del pesasustancias en un matraz erlenmeyer de 250 mL. Lavar con agua desionizada el pesasustancias

sobre el matraz para arrastrar el sólido que haya podido quedar adherido a las paredes del pesasustancias. Añadir en total unos 100 mL de agua desionizada y disolver completamente el ftalato. Añadir dos gotas de la disolución de fenolftaleína (Nota de seguridad: muy inflamable, por estar disuelta en etanol).

Preparar la bureta limpiándola y enjuagándola con una pequeña porción de la disolución de base (NaOH) y llenándola hasta el punto de enrase con esta disolución. (Nota de seguridad: irritante. Irrita los ojos y la piel. No ingerir. Usar guantes).

Añadir, gota a gota, la disolución de NaOH desde la bureta al erlenmeyer, agitando continua y suavemente, hasta que se produzca el viraje del indicador. En ese instante se habrá alcanzado el punto final de la valoración. Leer y anotar el volumen de NaOH utilizado. Repetir la valoración.

Completar la cuestión 3.

B.2. Valoración del ácido sulfúrico

Preparar la bureta limpiándola y enjuagándola con una pequeña porción de la disolución de base (NaOH) y llenándola hasta el punto de enrase con esta disolución. (Nota de seguridad: irritante. Irrita los ojos y la piel. No ingerir. Usar guantes). Esta operación no es necesaria, ya que la bureta contiene ya la disolución de NaOH valorada en el apartado anterior.

Medir con la pipeta unos 5 mL de la disolución de ácido sulfúrico cuya concentración se va a determinar (tomar nota del volumen exacto) y ponerlo en el erlenmeyer. Añadir unos 100 mL de agua destilada para diluir la muestra y observar con claridad el viraje del indicador. Añadir dos gotas de fenolftaleína. (Nota de seguridad: muy inflamable, por estar disuelta en etanol).

Añadir, gota a gota, la disolución de NaOH desde la bureta al erlenmeyer, agitando continua y suavemente, hasta que se produzca el viraje del indicador. En ese instante se habrá alcanzado el punto final de la valoración. Leer y anotar el volumen de NaOH utilizado. Repetir la valoración.

Completar la cuestión 4.

ELIMINACIÓN DE RESIDUOS y LIMPIEZA DEL MATERIAL DE LABORATORIO

Las disoluciones que no se hayan utilizado y los residuos de la segunda parte de la práctica se echarán en los depósitos correspondientes colocados en el laboratorio. Una vez vacíos, todos los recipientes y utensilios deben quedar perfectamente limpios.

BIBLIOGRAFIA

- Chang, R. 2010. Química. 10ª edición. McGraw-Hill
- Experimentos de Química Clásica ("The Royal Society of Chemistry"). 2002. Ted Lister. Editorial Síntesis. Biblioteca de Químicas. 1ª Edición.
- Gómez M., Matesanz A.I., Sánchez, A. y Souza P. 2005. Laboratorio de Química. 2ª Edición. Ed. UAM, 2005
- Petrucci R.H., Hawood W.S. 2003. Química general. 8ª edición. Prentice Hall
- Programa-Guión de Prácticas de Química. Mercedes Martín y otros. 1994. Editorial Hespérides. 1ª Edición.