

La parte I de este artículo apareció en el número de marzo de esta revista.

Utilización de demostraciones experimentales como un recurso didáctico. Parte II

*Lastres, L., Angelini, M.C., Landau, L., Sileo, M., Torres, N.**

Abstract (*On the use of experimental demonstrations as a didactic resource. Part II*)

In this paper the authors present the objectives and contents of the activity guides mentioned in the first part of the work.

Resumen

En la primera parte de este trabajo acerca de demostraciones experimentales en el aula se discutió su organización, desarrollo y evaluación. En esta segunda parte se presentan específicamente los objetivos y contenidos de las guías de dichas actividades.

Introducción

El número de alumnos que cursan la primera materia de Química en la Universidad de Buenos Aires es muy grande (alrededor de 10,000 alumnos por cuatrimestre), lo que imposibilita la realización de trabajos prácticos en el laboratorio, debido a problemas presupuestarios y de infraestructura. Por esta razón, y con el fin de profundizar los conocimientos adquiridos en el curso, se introdujeron demostraciones experimentales en el aula.

En el presente trabajo se describen detalladamente las demostraciones experimentales que se diseñaron y que se practican durante el desarrollo del curso (Angelini y otros, 1994). En un trabajo previo (Lastres, 1998) se presentó la forma en que fueron organizadas e implementadas estas demostraciones, así como también los resultados obtenidos en los primeros cuatrimestres en que fueron realizadas.

Para la selección de las demostraciones experimentales se tuvieron en cuenta los contenidos desarrollados en el curso, agrupados fundamentalmente en dos ejes temáticos integradores:

- 1) Relación entre propiedades y estructura de las sustancias.
- 2) Cambio químico: ruptura y formación de nuevas uniones.

Se diagramaron dos grupos de demostraciones experimentales para realizar en un cuatrimestre, cada uno de ellos

planeado para ser desarrollado en una clase de tres horas de duración. El primer grupo (Trabajo Práctico N° 1) se diseñó para ser llevado a cabo inmediatamente antes del primer examen parcial.

La realización de esta demostración experimental juntamente con la posterior discusión y puesta en común entre los alumnos y el personal docente, pretende revisar y afianzar los siguientes contenidos:

Características de los sistemas materiales. Propiedades más importantes. Estados de agregación. Sistemas homogéneos y heterogéneos.

- Estructura de la materia, modelo de partículas: átomos y moléculas.
- Naturaleza eléctrica de la materia: estructura electrónica, conductividad.
- Enlace químico. Polaridad.
- Reconocimiento de algunas propiedades de distintos compuestos.
- Disoluciones. Solubilidad de las sustancias en diferentes disolventes. Identificación de variables que intervienen en el proceso de disolución: modelos que justifiquen su comportamiento.
- Interpretación del comportamiento de algunas disoluciones: conductividad.
- Reconocimiento de componentes de disoluciones útiles en la vida cotidiana.

El segundo grupo de demostraciones (Trabajo Práctico N° 2) se programó para ser realizado al finalizar el curso. Los núcleos de contenidos que se intenta afianzar en esta demostración son:

- La reacción química como transformación de unas sustancias en otras a través de la ruptura y formación de nuevos enlaces. Ejemplos con o sin cambio en el estado de oxidación de los elementos.
- La estequiometría como una relación cuantitativa entre las sustancias que intervienen en una reacción química. Conservación de la masa.
- La estequiometría de disoluciones. Expresión de la concentración de una disolución.
- Conceptos relacionados con la estequiometría de disoluciones y su aplicación a los sistemas ácido-base
- Determinación del carácter ácido o básico de distin-

*Cátedra de Química. Ciclo Básico Común. Universidad de Buenos Aires Pabellón III, Ciudad Universitaria. (1428) Buenos Aires, Rep. Argentina.
Recibido: 17 de febrero de 1998; Aceptado: 9 de marzo de 1998.

CÓMO SE EXPERIMENTA

tos materiales frecuentemente utilizados en la vida cotidiana.

TRABAJO PRÁCTICO N° 1

Solubilidad

El experimento consiste en estudiar la solubilidad de diversas sustancias a temperatura ambiente.

En forma cualitativa, la solubilidad es una propiedad que indica la capacidad de una sustancia de disolverse en otra.

Toda disolución es un sistema homogéneo (una fase) que tiene al menos dos componentes: la sustancia disuelta, que al estar en menor proporción se denomina soluto, y la que la ha disuelto, que está en mayor proporción, denominada disolvente.

En particular, cuando una sustancia se disuelve en otra sustancia líquida, se dice que se forma una disolución líquida.

1) Objetivos

- Relacionar la solubilidad de las sustancias con su estructura.
- Identificar los componentes de diversas disoluciones de uso cotidiano.

2) Guía de trabajo

Se probará la solubilidad de tres sustancias sólidas en tres diferentes disolventes.

En la tabla siguiente se indican las sustancias con las que se experimentará.

	agua	etanol	cloroformo	otras observaciones
cloruro de sodio (sal de mesa)				
sacarosa (azúcar)				
iodo				

En cada caso, se coloca en un tubo de ensayo una cierta cantidad de la sustancia sólida y luego se agregan 5 cm³ del disolvente correspondiente, se agita con una varilla, cuidadosamente. Observar si se produce algún cambio.

- ¿Se disuelve la sustancia sólida? En caso afirmativo: ¿se colorea el líquido? Anotar los resultados en la tabla anterior.
- ¿Qué conclusiones se pueden extraer de los ensayos realizados? Tratar de relacionar la solubilidad de las sustancias en cada disolvente, con su estructura.

3) Cuestionario

- ¿Qué es una disolución? ¿Cuál es el soluto? ¿Cuál es el disolvente?
- ¿Qué características debe tener una sustancia líquida para ser disolvente de sustancias polares? ¿Y para ser buen disolvente de sustancias no polares?
- Completar el siguiente cuadro con disoluciones líquidas de uso cotidiano: medicamentos, alimentos, productos de limpieza, cosméticos, etcétera (se puede obtener información en el rótulo de los envases o en el prospecto).

Nombre de la disolución	Soluto/s	Disolvente

Analizar el cuadro.

- Dos líquidos A y B son completamente miscibles, ¿qué se observaría si ambos líquidos se mezclaran?, ¿qué se observaría en el caso de dos líquidos completamente inmiscibles?, ¿y en el caso de dos líquidos parcialmente miscibles?
- Una expresión de uso frecuente es que “el agua y el aceite no se mezclan”. ¿Por qué es verdadera?
- Una cantidad de azúcar molida se disuelve más rápidamente en agua que la misma cantidad de azúcar compactada en panes o terrones. Explicar este hecho.

Poder conductor

Este segundo experimento consiste en estudiar el poder conductor de diversos materiales, sólidos y líquidos.

La conducción de la corriente eléctrica implica el movimiento de partículas con carga eléctrica. En el caso de los conductores sólidos, las partículas en movimiento son los electrones. En las soluciones conductoras, son iones.

1) Objetivos

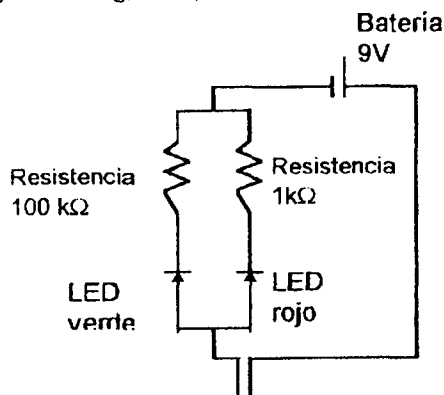
- Relacionar el poder conductor de un material con la estructura de las sustancias que lo componen.
- Discutir cómo es el proceso de conducción de la corriente eléctrica en sólidos y en disoluciones líquidas.

2) Guía de trabajo

Se probará el poder conductor de cinco sólidos y de seis líquidos (sustancias y disoluciones), que figuran en la siguiente tabla:

	Conduce	No conduce	Otras observaciones
cobre			
hierro			
carbón			
madera			
plástico (PVC o PET)			
agua			
agua con cloruro de sodio			
agua con sacarosa			
etanol			
etanol con sacarosa			
etanol con iodo			

En el caso de los materiales sólidos, se cierra, con un trozo de ellos, el circuito de prueba indicado en la figura: (Katz y Constneg, 1994)



En el caso de los líquidos, los electrodos del aparato detector del paso de corriente se colocan dentro de un vaso de precipitados que contiene 50 cm³ del líquido investigado. En cada caso se observa por medio de los LEDs (según se enciendan ambos, uno o ninguno) si hay o no conducción de la corriente eléctrica, y se anotan los resultados en la tabla correspondiente.

¿Qué conclusiones se pueden deducir de los ensayos realizados? Relacionar el poder conductor de los distintos materiales con la estructura de las sustancias que los componen.

3) Cuestionario

- En estado sólido, ¿conducen sólo los metales?
- Las sustancias que, disueltas en agua, originan disoluciones buenas conductoras de la corriente eléctrica se llaman electrolitos. ¿Con qué electrolitos se trabajó?
- ¿Cuál es el electrolito más abundante en el agua mineral que usted consume? ¿Y en el agua de mar?
- ¿En qué condiciones un electrolito conduce la corriente eléctrica?
- Identificar las especies presentes en una disolución acuosa de cada uno de los siguientes compuestos, y clasificarlos en electrolitos y no electrolitos: a) nitrato de potasio, b) ácido perclórico, c) hidróxido de potasio, d) etanol, e) ioduro de sodio. Escribir la ecuación química que describe lo que ocurre cuando cada una de las sustancias anteriores se mezcla con agua.

TRABAJO PRÁCTICO Nº 2

Disoluciones

En este experimento se establecerá la diferencia entre disoluciones concentradas y diluidas por observación de los cambios de color que se obtienen al diluir una disolución coloreada.

Se determinarán mediante cálculos, las concentraciones de las disoluciones resultantes de las diluciones.

1) Objetivos

- Interpretar el concepto de concentración de disoluciones.
- Expresar numéricamente la concentración de diferentes disoluciones.

2) Guía de trabajo

A. Se preparan 3 tubos de ensayo graduados provistos de tapones, colocando en cada uno, con pipeta graduada, 2 cm³ de disolución acuosa 0.6M de CuSO₄.

El tubo 1 se deja tal cual.

En el tubo 2 se agrega agua destilada hasta un volumen de 10 cm³. Homogeneizar.

En el tubo 3 se agrega agua destilada hasta un volumen de 20 cm³. Homogeneizar.

- Observar el color de la disolución en cada tubo.
- Mediante cálculos, determinar la concentración de la disolución en cada uno de los tubos

B. Se preparan 3 tubos de ensayo graduados provistos de tapones

En el primero se colocan 10 cm³ de una disolución de CuSO₄ 0.6 M.

En el segundo se transfiere, con pipeta graduada, 1 cm³ de la disolución anterior y se diluye con agua destilada hasta obtener 10 cm³ de disolución; homogeneizar.

En el tercero, se transfiere, con pipeta graduada, 1 cm^3 de la disolución del tubo 2 y se diluye con agua destilada hasta obtener 10 cm^3 de disolución. Homogeneizar.

- Observar qué modificación se produce al diluir la disolución de CuSO_4 .
- Mediante cálculos, determinar la concentración de la disolución en cada uno de los tubos

3) Cuestionario

- ¿En cuál de los ensayos (A, B) la masa de soluto se mantiene constante en los tres tubos?
- ¿En cuál de los ensayos (A, B) se mantiene constante el volumen total de disolución?
- ¿En cuál de los ensayos (A, B) se mantiene constante la concentración de la disolución?
- ¿Cuál es la diferencia fundamental entre la forma de dilución realizada en A y en B?
- Si las disoluciones no fueran coloreadas, ¿cómo se podría determinar cuál es la más concentrada?

Reacciones de óxido reducción

La actividad consiste en realizar diversas reacciones, que involucran la transferencia de electrones de una especie reaccionante a otra: reacciones de reducción-oxidación o simplemente redox.

Se realizarán y discutirán tres reacciones redox, en las cuales se visualizarán cambios de color, formación de precipitados, etcétera.

1) Objetivos

- Observar los cambios macroscópicos asociados a reacciones químicas de tipo redox.
- Balancear ecuaciones redox por el método del ion-electrón.

2) Guía de trabajo

A. En un tubo de ensayos se introduce una disolución de CuSO_4 0.6 M y en ella se sumerge un clavo de Fe.

- ¿Qué ocurre con el color azul de la disolución?
- ¿Qué sucede con el clavo de Fe?
- Interpretar estos hechos y simbolizarlos escribiendo las hemiecuaciones de oxidación y reducción correspondientes.
- Identificar el agente oxidante y el reductor.
- Balancear la ecuación por el método del ion-electrón.

B. Se coloca en un tubo de ensayo una disolución de KMnO_4 0.01 M y gotas de disolución de H_2SO_4 diluido. Se va agregando disolución de H_2O_2 (10 vol.).

- Observar la variación del color de la disolución. ¿Qué ocurrió? ¿Qué otros cambios se evidencian?
- Interpretar los hechos y expresarlos mediante hemiecuaciones de oxidación y reducción.
- Identificar el agente oxidante y el reductor.
- Balancear la ecuación redox por el método del ion-electrón.
- ¿Qué función cumple el H_2SO_4 ?

C. Se toma un tubo de ensayo y se coloca una disolución de KMnO_4 0.01 M a la que se va agregando H_2O_2 (10 vol.). Observar los cambios que se producen.

- Interpretar estos hechos, discutirlos y escribir las hemiecuaciones de oxidación y de reducción.
- Identificar el agente oxidante y el reductor.
- Balancear la ecuación redox por el método del ion-electrón.
- Analizar las diferencias entre este ensayo y el realizado en B.

Estequiometría

(Método de variaciones continuas)

La actividad consiste en realizar una reacción química que da como producto un precipitado. A través de la medición de la cantidad de precipitado obtenido, se determinará la relación que existe entre los moles de los reactivos.

1) Objetivos

- Comprobar experimentalmente la relación estequiométrica que se establece entre los reactivos en una reacción química.
- Determinar los coeficientes estequiométricos de una reacción química.

2) Guía de trabajo

Se toman 5 tubos de ensayo numerados y se colocan en forma ordenada volúmenes decrecientes de disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0.1 M), y volúmenes crecientes de dilución de K_2CrO_4 (0.1 M), de manera tal que el volumen total de cada tubo sea el mismo (5 cm^3).

- Observar atentamente qué ocurre en cada tubo.
- Interpretar lo ocurrido escribiendo la ecuación correspondiente. ¿Cuál es la sustancia precipitada? ¿La cantidad de precipitado formada en cada tubo es la misma? ¿De qué manera puede determinarse?
- Medir en cada tubo la altura del precipitado.
- A partir de las mediciones realizadas, completar el siguiente cuadro:

TUBO N°	Disolución de Pb(NO ₃) ₂		Disolución de K ₂ CrO ₄		Altura del precipitado (mm)
	Vol (cm ³)	N° de moles	Vol (cm ³)	N° de moles	
1					
2					
3					
4					
5					

- Indicar cuál es el reactivo limitante en cada tubo.
- Representar gráficamente la altura del precipitado en función del número de moles de K₂CrO₄ agregado.
- Interpretar el gráfico obtenido.
- ¿Es posible determinar gráficamente la relación estequiométrica de la reacción? ¿Cómo? Justificar las respuestas.
- ¿La reacción siempre ocurre en la relación estequiométrica?
- Explicar si sería posible determinar gráficamente los coeficientes de la reacción si en ninguno de los tubos los reactivos se encontrasen en relación estequiométrica.

Sistemas ácido-base

Se realizan mediciones instrumentales del pH de diferentes soluciones y se efectúan cálculos con los valores obtenidos.

1) Objetivos

- Analizar el comportamiento de distintas sustancias desde el punto de vista ácido-base y ejemplificar el uso del instrumental de medición de pH.
- Comparar los resultados obtenidos al calcular la concentración de disoluciones por dos métodos diferentes

2) Guía de trabajo

A. Colocar en un recipiente 30 cm³ de disolución acuosa de HCl 0.1M. Sumergir el sensor del pHmetro en dicha disolución. Leer el valor de pH.

- Determinar la concentración de la disolución de HCl, a partir del valor del pH obtenido.

B. Diluir 1:20 la disolución de HCl 0.1M tomando 5 cm³ y llevando a 100 cm³ con agua destilada, en un matraz aforado.

Tomar 30 cm³ de la disolución diluida (B) y sumergir el sensor del instrumento en la disolución. Leer el valor de pH.

- Determinar la concentración de HCl, calculándola según el valor del pH obtenido.
- Calcular la concentración "teórica" de acuerdo con la dilución realizada.
- Completar la tabla:

Ensayo	pH	Concentración experimental (M)	Concentración teórica (M)
A			
B			

- Discutir las diferencias entre los valores de concentración obtenidos.

C. Se toman 30 cm³ de las distintas disoluciones a evaluar y se sumerge en cada una de ellas el sensor del instrumento, intercalando en todos los casos un cuidadoso enjuague del electrodo en agua destilada.

- De acuerdo a los resultados obtenidos completar el siguiente cuadro

Disolución a evaluar	pH leído	Carácter: ácido/básico o neutro
NaHCO ₃ (ac)		
vinagre		
solución jabonosa		
bebida de cola		
agua destilada		
agua potable		
leche de magnesia		
tabletas antiácidas (ac)		
solución amoniacal		

3) Cuestionario

- ¿Es posible determinar si una disolución es ácida o básica, según el pH medido? ¿Por qué?
- ¿Es posible determinar, según el pH medido, si una disolución corresponde a un ácido (o base) débil o fuerte? ¿Por qué?
- Una disolución de vinagre ¿puede tener un pH igual al de una disolución de HCl?

Bibliografía

- Angelini y otros, *Química. Guía de Trabajos Prácticos*. Oficina de Publicaciones del CBC, Universidad de B. Aires. Buenos Aires, 1994.
- Katz, D., Constneg, W., Two safe student conductivity apparatus, *J. Chem. Educ.*, 71 (4), 330, 1994.
- Lastres, L., Angelini, M.C., Landau, L., Sileo, M. y Torres, N., Utilización de demostraciones experimentales como un recurso didáctico. Parte I, *Educ. Quím.* 9(2), 73-79, 1998.