

Propuestas de prácticas para el curso 2019-2020

Una vez revisadas, una selección de estas prácticas, anunciadas oportunamente, serán objeto de evaluación en las EvAu del curso 2019-20.

Practica 1. Preparación de disoluciones

1.- Objetivos

- Familiarizarse con el material y los procedimientos básicos del laboratorio de Química.
- Manejar las distintas formas de expresar la concentración de una disolución.
- Preparar disoluciones acuosas de solutos sólidos de una concentración determinada.
- Preparar disoluciones acuosas por dilución de otras más concentradas.

2.- Material

Matraz aforado de 50 mL (2)	Vaso de precipitados de 100 mL
Varilla de vidrio	Cuentagotas
Balanza electrónica	Agua destilada
Frasco lavador	Embudo
Pipeta de 10 mL	Propipeta
Na ₂ CO ₃	

3.- Procedimiento

3.1.- Disolución de un soluto sólido

Preparación de 50 mL de una disolución acuosa 0,2 M de Na₂CO₃:

- Calcula la masa de Na₂CO₃ contenida en 50 mL de disolución 0,2 M.
- En un vaso de precipitados de 100 mL limpio y seco pesa dicha cantidad.
- Disuelve la sal en una porción de, como máximo, 20-25 mL de agua destilada. Agita bien con la varilla hasta la total disolución de la sal.
- Vierte el contenido del vaso en el matraz aforado, ayudándote del embudo y la varilla.
- Para completar el volumen del matraz añade agua destilada hasta que el nivel del líquido quede ligeramente por debajo de la línea de enrase. Conviene añadir un par de porciones de agua desde el vaso para arrastrar posibles restos de soluto que quedarán en él. El resto del agua se añade con el cuentagotas hasta conseguir el volumen deseado, para lo cual la curva del menisco líquido debe quedar tangente a la línea de enrase del matraz.

3.2.- Preparación de disoluciones por dilución de otras más concentradas:**Preparación de 50 mL de una disolución de Na_2CO_3 0,05 M a partir de la obtenida en el apartado 3.1 y determinación de su densidad.**

- a) Limpia y seca un matraz aforado de 50 mL. Mide su masa con la balanza y anota el resultado.
- b) Calcula el volumen de la disolución del apartado 3.1 que hay que tomar para preparar la disolución deseada.
- c) Mide ese volumen exactamente con la pipeta y añádelos al matraz vacío.
- d) Enrasa el matraz con agua destilada siguiendo las instrucciones del apartado 3-1e.
- e) Mide la masa del matraz con la disolución.
- f) Calcula la densidad de la disolución preparada.

4.- Actividades

- a) Calcula la masa de sal necesaria para preparar 50 mL de disolución 0,2 M de Na_2CO_3 .
- b) Calcula el volumen de la disolución 0,2 M de Na_2CO_3 del apartado 3.1 que hay que tomar para preparar la disolución 0,05 M del procedimiento 3.2
- c) Explica la diferencia entre concentración y densidad de una disolución
- d) Resume el procedimiento seguido para el cálculo de la densidad de la disolución 0,05 M de Na_2CO_3 , incluyendo los resultados de tus medidas y los cálculos realizados.
- e) Haz un dibujo del instrumental utilizado en la experiencia y nómbralo.

Práctica 2. Velocidad de reacción: influencia de la concentración

1.- Objetivos

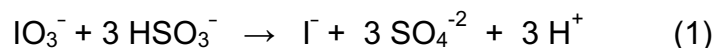
- Ejercitarse en la manipulación de disoluciones.
- Estudiar la influencia de la concentración de los reactivos en la velocidad de las reacciones en disolución.
- Realizar un análisis crítico de los datos experimentales.

2.- Material

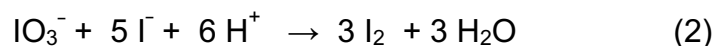
Gradilla con 10 tubos de ensayo	Disolución 0,06 M de KIO ₃
Cronómetro	Disolución 0,025 M de NaHSO ₃
Pipeta de 10 mL (2)	Rotulador permanente
Propipeta	Vaso de precipitados de 100 mL (2)
Disolución de almidón (opcional)*	

3.- Fundamento

La reacción cuya cinética se estudiará es



y se medirán los tiempos necesarios para completar dicha reacción al ir variando la concentración inicial de IO₃⁻. Cuando la reacción (1) se completa y existe en el medio un exceso de yodato, éste reacciona muy rápidamente con el yoduro formado, de acuerdo con



y el yodo producido da una coloración parda a la disolución. Por tanto, en el instante en que aparezca la coloración parda puede considerarse que la reacción (1) se ha completado.

4.- Procedimiento

- Prepara 5 tubos de ensayo (tubos A) conteniendo cada uno 5 mL de disolución de hidrógenosulfito de sodio (NaHSO₃).
- Prepara otros 5 tubos de ensayo (tubos B) etiquetados y con el siguiente contenido:

tubo	mL disolución IO ₃ ⁻	mL agua destilada	volumen total
1	1	4	5
2	2	3	5
3	3	2	5
4	4	1	5
5	5	0	5

- Vierte el contenido de un tubo B sobre cada uno de los tubos A, agita suavemente y mide el tiempo transcurrido desde que los líquidos entran en contacto hasta la aparición del color pardo. Anota cuidadosamente los tiempos de reacción.

Con las concentraciones utilizadas el cambio a color pardo se detecta con nitidez. Si se quiere mejorar ésta se puede utilizar una disolución de almidón, que con el yodo

forma un compuesto de color azul oscuro muy intenso. Para ello, antes de la mezcla de los tubos añade dos o tres gotas de la disolución de almidón en el tubo A.

5.- Seguridad

La manipulación de disoluciones de oxidantes y reductores, incluso diluidas, requiere el uso de **guantes** y **gafas de protección**

6.- Actividades

- a) Construye una tabla con entradas para: $[\text{IO}_3^-]_{\text{inic}}$; t ; v ; $\log [\text{IO}_3^-]_{\text{inic}}$ y $\log v$.
- Dada la estequiometría de la reacción, la velocidad promedio (v) en cada ensayo es 1/3 del cociente entre la concentración de hidrógenosulfito que ha reaccionado y el tiempo transcurrido hasta la aparición del color:

$$v = \frac{1}{3} \frac{[\text{HSO}_3^-]}{t}$$

- La $[\text{IO}_3^-]_{\text{inic}}$ es la correspondiente al volumen total de la mezcla de reacción en cada ensayo (10 mL).

ensayo	$[\text{IO}_3^-]_{\text{inic}}$	t(s)	$v=[\text{HSO}_3^-]/3t$	$\log[\text{IO}_3^-]_{\text{inic}}$	$\log v$
1					
2					
3					
4					
5					

- b) Representa gráficamente v frente a $[\text{IO}_3^-]_{\text{inic}}$.
- c) ¿Qué conclusiones se deducen de la gráfica?
- d) Representa gráficamente $\log v$ frente a $\log [\text{IO}_3^-]_{\text{inic}}$ y haz una estimación del orden de reacción respecto al IO_3^- .
- e) Propón un diseño experimental para determinar el orden de reacción respecto al HSO_3^- .

*Disolución de almidón: Disuelve 0,5 g de almidón soluble en 50 mL de agua caliente. Enfría y añade 1,5 g de KI. Si se va a guardar durante un tiempo, añade también unos cristallitos de HgI_2 para evitar la proliferación de microorganismos.

Práctica 3. Volumetrías ácido-base

1.- Objetivos:

- Adquirir soltura en la preparación y manejo de disoluciones.
- Aplicar los conocimientos sobre las reacciones ácido-base en la determinación de la acidez de un vinagre comercial.
- Iniciarse en las técnicas volumétricas del análisis químico.

2.- Material:

bureta	soporte, nuez doble y pinza de bureta
vaso de precipitados de 100 mL	matraz Erlenmeyer de 100 mL
balanza electrónica	matraz aforado de 100 mL
frasco lavador	varilla agitadora
vinagre comercial	fenolftaleína
NaOH (perlas)	biftalato de potasio
cuentagotas	

3.- Procedimiento:

3.1.- Preparación de 100 mL de disolución aproximadamente 0,2 M de NaOH

- a) Pesa la cantidad necesaria de perlas de NaOH (**¡cuidado, es muy corrosivo!**).
- b) Disuélvela en una porción de agua y trasvasa la disolución al matraz aforado.
- c) Enrasa con agua hasta 100 mL.

3.2.- Factoración o estandarización de la disolución de NaOH de molaridad aproximada.

Para determinar con exactitud la concentración de la disolución anterior realizaremos una valoración con biftalato potásico ($\text{KOOCC}_6\text{H}_4\text{COOH}$, $M_r=204,13$ g/mol), un ácido que es patrón primario. Para ello:

- a) Enjuaga la bureta, previamente lavada y enjuagada con agua destilada, con unos mililitros de la disolución de NaOH y colócala en su soporte.
- b) Enrásala con la disolución de NaOH que se quiere factorar.
- c) Pesa, precisando hasta el centígramo, unos 0,50 g de biftalato y disuélvelos en unos 25 ml de agua. Añade a continuación dos o tres gotas de fenolftaleína. Observa la coloración.
- d) Sitúa la disolución de biftalato bajo la bureta, de forma que el extremo de ésta quede por debajo del nivel del borde del vaso. Coloca una cuartilla de papel blanco debajo de éste para favorecer el contraste de colores.
- e) Añade la sosa de la bureta agitando continuamente la mezcla hasta que se produzca el cambio de color (de incoloro a violeta pálido), momento en el que se habrá

alcanzado el **punto final de la valoración**. El valorante debe añadirse gota a gota. En las proximidades del punto final se producen cambios momentáneos de color que desaparecen por agitación. El verdadero punto final se alcanza cuando el nuevo color permanece unos 20 o 30 segundos, como mínimo, sin añadir más sosa.

- f) Anota el volumen de disolución de NaOH gastado.

3.3.- Determinación de la acidez de un vinagre comercial

Utilizaremos el NaOH factorado en el procedimiento anterior para investigar el contenido en ácido acético del vinagre de mesa. En el laboratorio dispondremos de una muestra preparada diluyendo con agua 50 mL del vinagre comercial hasta completar 500 mL (disolución A).

Procede así:

- Enrasa la bureta con el NaOH de concentración exactamente conocida.
- Toma una muestra de 20,0 mL de disolución A en un vaso de 250 mL y añádele dos o tres gotas de fenolftaleína. Observa la coloración.
- Valora la muestra siguiendo el procedimiento descrito en el apartado anterior.
- Anota el volumen de valorante gastado hasta alcanzar el punto final.

4.- Seguridad

Las disoluciones de ácidos y bases son corrosivas. Su manipulación requiere el uso de **guantes y gafas de protección**.

5.- Actividades

- Explica detalladamente los cálculos realizados para preparar la disolución de NaOH de partida y para obtener su verdadera concentración.
- ¿Por qué no se puede realizar directamente la valoración del vinagre utilizando la disolución de NaOH preparada en el apartado 3.1?
- ¿Qué es un patrón primario?
- Calcula la concentración molar y en g/L del ácido acético en la disolución A y en el vinagre comercial.
- La etiqueta del vinagre dice: "Acidez: 6°". Explica su significado.
- ¿Se podría haber utilizado anaranjado de metilo (viraje: $4 < \text{pH} < 6$) en la valoración del vinagre? ¿Por qué?

Práctica 4. Caracterización de sustancias por sus propiedades

1.- Objetivos

- Estudiar el comportamiento de solubilidad de diferentes sustancias en algunos disolventes corrientes.
- Estudiar la conductividad de las sustancias en disolución.
- Relacionar dichas propiedades con la naturaleza de los enlaces que presentan las sustancias.

2.- Material

- Gradilla con 16 tubos de ensayo
- Espátula
- Pipetas Pasteur (2)
- Agua destilada y un disolvente orgánico (ciclohexano o éter de petróleo)
- Conductímetro*
- Vidrio de reloj
- Sustancias problema (arena lavada, cloruro de sodio, cinc, yodo, naftaleno, tolueno, glucosa y nitrato de potasio)
- Rotulador permanente

3.- Procedimiento

3.1) Ensayo de solubilidad:

- Rotula 8 tubos de ensayo limpios y secos (de la A a la H)
- Coloca en cada tubo una pequeña porción de sustancia problema (una punta de espátula si es sólida; unas 10 gotas si es líquida) y, a continuación, añade sucesivas porciones de agua destilada (hasta unos 3 mL) agitando enérgicamente después de cada adición. Si un compuesto sólido es soluble dará como resultado una disolución transparente; si es un líquido insoluble se distinguirán nítidamente dos capas al dejar reposar la mezcla.
- Conserva ordenadamente en la gradilla los distintos tubos para posteriores ensayos.
- Repite las operaciones anteriores utilizando el disolvente orgánico.

3.2) Ensayo de conductividad:

3.2.1.- En disolución acuosa:

- Pon en un tubo de ensayo un par de mililitros de agua destilada e introduce en ella los electrodos del conductímetro. Comprueba si hay paso de corriente.
- Repite el procedimiento con las disoluciones acuosas del ensayo de solubilidad y observa la indicación del conductímetro. Un desvío de la aguja apreciablemente mayor que en el apartado a) indica que la disolución de la muestra conduce la electricidad.

3.2.2.- En el disolvente orgánico:

- Repite el apartado 3.2.1a) con un tubo conteniendo unas 20 gotas del disolvente orgánico utilizado y observa la indicación del conductímetro.
- Repite el apartado 3.2.1b) con los tubos en los que has ensayado la solubilidad en el disolvente orgánico.

3.2.3.- De las muestras puras:

En un vidrio de reloj coloca una pequeña porción de cada una de las muestras puras y aplícale los electrodos del conductímetro. Observa la indicación de éste.

4.- Actividades

- Recoge en la siguiente tabla los resultados obtenidos en todos los ensayos realizados.

Sustancia	A	B	C	D	E	F	G	H
Soluble en agua								
Soluble en hexano								
Conduce la corriente eléctrica en disolución acuosa								
Conduce la corriente eléctrica disuelta en hexano								
Conduce la corriente eléctrica en estado puro								

- ¿Qué conclusiones puedes extraer acerca del tipo de enlace predominante en cada una de las sustancias ensayadas?
- Nos informan de que las sustancias ensayadas son: arena (dióxido de silicio), cloruro de sodio, cinc, yodo, naftaleno, tolueno, glucosa y nitrato de potasio. ¿Podrías identificarlas a partir de las propiedades observadas?
- A partir de la identificación realizada, consulta la bibliografía y completa la siguiente tabla:

Sustancia	A	B	C	D	E	F	G
Densidad (g/cm^3)							
Punto de fusión ($^{\circ}\text{C}$)							
Punto de ebullición ($^{\circ}\text{C}$)							

- ¿Corroboran los datos anteriores la identificación realizada? Corrígela en su caso.

*Se construye fácilmente con una pila y un miliamperímetro:

