

CONTENIDOS:

Conductividad molar a dilución infinita.....	1
Conductividad específica de una disolución acuosa del tensioactivo dodecil sulfato de sodio (SDS). Medida de la concentración micelar crítica.	2
Conductividad específica de una disolución acuosa del tensioactivo dodecil sulfato de sodio (SDS) en presencia de ácido clorhídrico (HCl). Medida de la concentración micelar crítica.	4
Organización del trabajo en el laboratorio.....	5
Cálculos para determinar la conductividad molar a dilución infinita del nitrato potásico (KNO ₃).....	7
Cálculos para determinar la CMC del SDS por medidas de conductividad.....	7
Cálculos para determinar la CMC del SDS en presencia de HCl por medidas de conductividad.....	7
Objetivo 1: Determinar la conductividad molar a dilución infinita del nitrato potásico (KNO ₃).	8
Objetivo 2: Determinar la CMC del SDS por medidas de conductividad.....	9
Objetivo 3: Determinar la CMC del SDS en presencia de HCl por medidas de conductividad.	10
Preparación de disoluciones por dilución	11
Medida de conductividades	11

La información contenida en estas páginas aporta los datos esenciales que se necesitan para poder interpretar los resultados experimentales y para ligar los modelos teóricos actuales con la experiencia.

No debe considerarse como mera introducción teórica al trabajo en el laboratorio sino como información esencial que debe ser estudiada y comprendida con antelación al trabajo en él. Su contenido será objeto de preguntas durante las propias sesiones de laboratorio. Aunque el trabajo en el laboratorio se organiza por parejas, las preguntas se realizarán a título personal.

En el laboratorio deberá preparar disoluciones de sales, ácidos y tensioactivos, así como preparar disoluciones por dilución a partir de una disolución madre. Refresque sus conocimientos.

El ajuste de regresión lineal será una herramienta fundamental en la experiencia. Es muy importante que entienda el método, sus ventajas y sus limitaciones antes de aplicarlo.

Cualquier duda que le surja en relación con el contenido de este texto podrá consultarla al responsable de la práctica.

Conductividad molar a dilución infinita

Friedrich Wilhelm Georg Kohlrausch fue un físico alemán al que le debemos mucho de lo que actualmente se conoce en el ámbito de la electroquímica.

A mediados del siglo XIX ya se disponía de dos herramientas básicas para el estudio de los sistemas iónicos en disolución: la ley de Ohm (1830), $V = IR$, que relaciona la diferencia de potencial aplicada en un medio (V) con la intensidad de corriente (I) que circula en él y con la resistencia eléctrica (R) que el medio ofrece, y el puente de Wheatstone (1843), un dispositivo ideado para medir resistencias eléctricas con precisión.

También se habían desarrollado ideas que relacionaban las medidas de conductividad específica (la inversa de la resistividad, un dato que se deriva de la medida de la resistencia eléctrica) con las propiedades de movilidad y carga

transportada por especies en disolución. Estas ideas pueden considerarse como el germen de las actuales teorías sobre la conducción iónica, sin embargo no podían contrastarse debido a la imposibilidad de realizar medidas de resistencia eléctrica en disoluciones.

Para calcular dicha resistencia se requiere aplicar una diferencia de potencial (V) entre dos electrodos. Las cargas en disolución se mueven en respuesta al campo eléctrico generado reduciendo la resistencia del medio, que puede medirse usando el puente de Wheatstone. Sin embargo, además del movimiento de cargas, en los electrodos empleados para generar el campo se producía polarización, es decir, reacciones secundarias que ocasionaban formación de productos, generalmente gaseosos, que causaban una resistencia eléctrica adicional e interferencias en la medida.

Hasta 1868 no se encontró una solución satisfactoria a este problema, cuando Kohlrausch eliminó la polarización utilizando corriente alterna. Sus medidas indicaban que la conductividad molar de las especies en disolución crecía con la dilución hasta un límite máximo según la ecuación,

$$\Lambda_m = \Lambda_m^0 - A\sqrt{c} \quad (1)$$

Donde Λ_m representa la conductividad molar del electrolito en disolución, Λ_m^0 es la conductividad molar a dilución infinita, A es una constante cuyo valor depende del electrolito, del disolvente y de la temperatura y c es la concentración molar.

Kohlrausch no dio explicación alguna para este incremento y describió la ecuación anterior como resultado de medidas empíricas, de hecho, hubo que esperar 58 años para disponer de una base teórica que explicara este comportamiento.

Aún más intrigante resulta el hecho de que en 1875 Kohlrausch demostrara que Λ_m^0 era la suma de las aportaciones del catión y del anión,

$$\Lambda_m^0 = \nu_+ \lambda_+^0 + \nu_- \lambda_-^0 \quad (2)$$

Donde ν_+ y ν_- representan el número de cationes y aniones por fórmula (por ejemplo 1:1 para el HCl y 1:2 para el MgCl_2) y λ^0 representa conductividades iónicas molares a dilución infinita.

Kohlrausch concluyó que los iones se movían de forma independiente con velocidades definidas propias. Esta *ley de migración independiente de iones* era otro de los inexplicables hallazgos experimentales que deberían ser descifrados en los años posteriores y que empezó a ver luz con la teoría de Arrhenius a partir de 1887 y con la cada vez más aceptada teoría atómica (que bien entrado el siglo XX aún era puesta en duda por eminentes científicos en el ámbito de la electroquímica).

Conductividad específica de una disolución acuosa del tensioactivo dodecil sulfato de sodio (SDS). Medida de la concentración micelar crítica.

El dodecil sulfato de sodio (SDS) es un tensioactivo, esto es, una especie química en cuya estructura se distingue una cadena hidrocarbonada de naturaleza hidrófoba y una cabeza hidrófila de carácter iónico. En disolventes polares, como por ejemplo el agua, este carácter dual le permite adoptar formas autoensambladas denominadas micelas en las que las regiones hidrófobas constituyen el núcleo mientras que las cabezas hidrófilas se orientan hacia el agua circundante (Figura 1).

La concentración micelar crítica (CMC) de un tensioactivo es la concentración mínima a partir de la cual se forman micelas espontáneamente. Por debajo de ella el SDS se comporta como un electrolito fuerte mientras que por encima forma micelas parcialmente ionizadas.

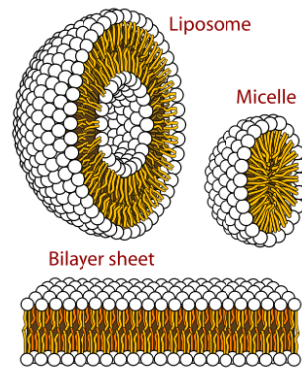


Figura 1. Representación esquemática de estructuras formadas por tensioactivos (<http://en.wikipedia.org/wiki/Micelle>). This work has been released into the public domain by its author, LadyofHats.

Asumiendo que las disoluciones acuosas de SDS cumplen la ley de Kohlrausch, la conductividad específica de estas disoluciones (la que se mide con un conductímetro) se puede expresar en términos de las conductividades iónicas molares de los iones que constituyen el SDS, lo que nos permitirá determinar el valor de la CMC y el de otras propiedades micelares.

Cuando $[SDS] < CMC$

La conductividad específica (κ) correspondiente a una disolución acuosa de SDS que esté por debajo de la CMC se debe a la presencia monomérica de los aniones $CH_3(CH_2)_{11}SO_3^-$ (DS^-), y a la de los contraiones Na^+ , esto es:

(3)

Donde λ representa conductividades iónicas molares, $[SDS]$ es la concentración molar de SDS y m_1 representa la pendiente de la representación de κ frente a $[SDS]$.

Cuando $[SDS] > CMC$

Si la concentración de la disolución está por encima de la CMC, el sistema es más complejo. No sólo existen iones Na^+ y DS^- libres en el medio; también hay micelas, un conglomerado de aniones DS^- cuya carga global está parcialmente cancelada por la de los iones de Na^+ que se apostan en las cercanías.

El número de iones de cadena larga (en este caso aniones DS^-) que constituyen la micela se conoce como número de agregación, N_{ag} , la fracción de carga neutralizada en la micela es β , mientras que α es el grado de ionización micelar que se calcula como, $\alpha = 1 - \beta$.

Es importante tomar conciencia del significado de estos parámetros. Para ilustrarlos imaginemos un caso hipotético. Una micela formada por 100 especies aniónicas ($N_{ag} = 100$). La Tabla 1 indica los valores que tomarían los parámetros α y β en función del número de cationes Na^+ , que emplazados en la proximidad de la micela cancelarían parcialmente su carga.

N_{ag}	Número de aniones DS^-	Número de cationes Na^+	β	α
100	100	0	0.00	1.00
100	100	25	0.25	0.75
100	100	50	0.50	0.50
100	100	75	0.75	0.25
100	100	100	1.00	0.00

Tabla 1

Como se observa, el valor de α no sólo aporta información sobre la carga de la micela, también sobre la cantidad de cationes Na^+ libres (no ligados a las micelas) en el medio.

Cuando la concentración está por encima de la CMC es necesario tener en cuenta dos contribuciones a la conductividad específica. Una corresponde a los iones Na^+ y DS^- que no participan en la formación de micelas y cuyo valor viene dado por:

$$\kappa_a = (\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{SD}^-})\text{CMC} \quad (4)$$

La otra está relacionada con la presencia de micelas. Aquí, a su vez, hay que hablar de dos aportes. Por un lado la contribución correspondiente a micelas y contraiones apostados en su cercanía (κ_{b1}) y por otra, la de los iones Na^+ que no quedaron ligados a dichas micelas (κ_{b2}), esto es,

$$\kappa_b = \kappa_{b1} + \kappa_{b2} = \lambda_{\text{mic}}[\text{micelas}] + \lambda_{\text{Na}^+}\alpha([\text{SDS}] - \text{CMC}) \quad (5)$$

La concentración de micelas se calcula como:

$$[\text{micelas}] = \frac{[\text{SDS}] - \text{CMC}}{N_{\text{ag}}} \quad (6)$$

La contribución de la micela a la conductividad (λ_{mic}) es la misma que la de un número equivalente de iones monoméricos, la suma de cuyas cargas es igual a la carga de la micela:

$$\lambda_{\text{mic}} = \alpha N_{\text{ag}} \lambda_{\text{DS}^-} \quad (7)$$

Teniendo en cuenta los términos de las ecuaciones (4)-(7) y reagrupando se llega a la expresión:

$$\kappa = (1 - \alpha)(\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{DS}^-})\text{CMC} + \alpha(\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{DS}^-})[\text{SDS}] = \kappa_0 + \alpha(\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{DS}^-})[\text{SDS}] = \kappa_0 + m_2[\text{SDS}] \quad (8)$$

Donde κ_0 es la ordenada en el origen de la representación de κ frente a $[\text{SDS}]$ y $m_2 (= \alpha m_1)$ es su pendiente. Esta ecuación nos indica cómo varía la conductividad específica de una disolución de tensioactivo cuando su concentración está por encima de la CMC.

Las ecuaciones (3) y (8) son las claves para determinar la CMC del SDS. Se puede calcular como el punto de corte de las dos rectas definidas por ambas ecuaciones pero también a partir de la ordenada en el origen de la recta dada por la ecuación (8) gracias a que $\alpha = m_2 / m_1$.

Conductividad específica de una disolución acuosa del tensioactivo dodecil sulfato de sodio (SDS) en presencia de ácido clorhídrico (HCl). Medida de la concentración micelar crítica.

Al igual que en el caso anterior, para interpretar la conductividad específica en términos de conductividad iónica se requiere considerar lo que ocurre por debajo y por encima de la CMC.

Cuando $[\text{SDS}] < \text{CMC}$

Como tanto el HCl como el SDS son electrolitos fuertes la conductividad específica viene dada por:

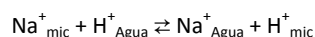
$$\kappa = (\lambda_{\text{H}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-})[\text{HCl}] + (\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{SD}^-})[\text{SDS}] \quad (9)$$

Cuando $[SDS] > CMC$

Nuestro punto de partida es la ecuación (8) a la que adicionamos el término correspondiente a la aportación del HCl que viene dada por $(\lambda_{H^+} + \lambda_{Cl^-})[HCl]$.

$$\kappa = \kappa_0 + (\lambda_{H^+} + \lambda_{Cl^-})[HCl] + \alpha(\lambda_{Na^+} + \lambda_{DS^-})[SDS] \quad (10)$$

Pero la cosa no termina aquí pues se da una circunstancia muy particular entre los protones del HCl y los iones Na^+ adsorbidos sobre la región micelar, un equilibrio químico de la forma:



Con una constante de equilibrio en el rango 0.7 – 1.0.

Este equilibrio no puede obviarse pues influye notablemente en la conductividad del medio. Teniendo en cuenta que la conductividad iónica molar límite del protón en disolución acuosa (λ_{H^+}) es de $34.96 \text{ mS m}^2 \text{ mol}^{-1}$ y la del ión sodio (λ_{Na^+}) es de tan sólo $5.01 \text{ mS m}^2 \text{ mol}^{-1}$, cada vez que un protón reemplaza a un ión sodio en la región micelar, la conductividad global del medio se reduce sustancialmente.

Este balance puede calcularse fácilmente. El protón que abandona la disolución provoca una reducción en la conductividad igual a $\lambda_{H^+}[H^+]_{mic}$ mientras que el ión Na^+ sustituido que se incorpora a la disolución le aporta una conductividad igual a $\lambda_{Na^+}[H^+]_{mic}$. Con esto en cuenta, la conductividad del medio en presencia de HCl a concentraciones por encima de la CMC vendrá dada por:

$$\kappa = \kappa_0 + (\lambda_{H^+} + \lambda_{Cl^-})[HCl] + (\lambda_{Na^+} - \lambda_{H^+})[H^+]_{mic} + \alpha(\lambda_{Na^+} + \lambda_{DS^-})[SDS] \quad (11)$$

Al igual que en el caso anterior (sin HCl), realizando medidas de conductividad específica por debajo y por encima de la CMC en presencia de una concentración constante de HCl, se deberá observar un cambio de pendiente muy evidente de acuerdo con las ecuaciones (9) y (11). Por lo tanto, el valor de la CMC se podrá obtener del punto de corte definido por dichas ecuaciones.

Organización del trabajo en el laboratorio.

Son tres los objetivos a alcanzar en esta sesión de laboratorio:

1. Determinar la conductividad molar a dilución infinita del nitrato potásico (KNO_3).
2. Determinar la CMC del SDS por medidas de conductividad.
3. Determinar la CMC del SDS en presencia de HCl por medidas de conductividad.

Cada uno de estos objetivos requiere la preparación de una batería de disoluciones. Para ahorrar tiempo y reactivos, a cada pareja se le asignará la preparación de una sola batería. Realizará con ellas las determinaciones de conductividad que se requieran para alcanzar el objetivo experimental asociado y conservará todas las disoluciones intactas para, una vez finalizadas las medidas, intercambiarlas por las de otra pareja que haya preparado una batería diferente.

La siguiente tabla informa sobre las disoluciones que debe preparar cada pareja:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Objetivo 1		Objetivo 2				Objetivo 3			
KNO_3 / A	KNO_3 / C	Obj2 / A	Obj2 / B	Obj2 / C	Obj2 / D	Obj3 / A	Obj3 / B	Obj3 / C	Obj3 / D
KNO_3 / B	KNO_3 / D								

Tabla 2

El intercambio de disoluciones tendrá lugar entre las parejas cuyas disoluciones lleven asociadas la misma letra (A, B, C ó D). Las parejas 1 y 2 aunque elaboren las disoluciones por duplicado sólo tendrán que medir una de las baterías.

En resumen, cada pareja preparará una batería de disoluciones pero medirá la conductividad en tres, intercambiando las disoluciones con sus compañeros. De esta manera se asumirán los tres objetivos mencionados.

Sólo después de haber realizado las tres series de medidas podrá abordar la realización de los cálculos que se detallan a continuación.

Bibliografía

- Atkins, P., de Paula, J. *Atkins' Physical Chemistry*. Oxford University Press. 7th Ed. **2002**.
- Brock, W. H. *Historia de la Química*. Alianza Editorial. **1998**.
- Domínguez, A., Fernández, A., González, N., Montenegro, L. Determination of Critical Micelle Concentration of Some Surfactants by Three Techniques. *Journal of Chemical Education*. **1997**, 74, 1227.
- Laidler, K, J. *The World of Physical Chemistry*. Oxford University Press. **1995**.

Cálculos para determinar la conductividad molar a dilución infinita del nitrato potásico (KNO₃).

Se trabajará con la ecuación (1): $\Lambda_m = \Lambda_m^0 - A\sqrt{c}$.

Para ello es necesario obtener valores de Λ_m a partir de las conductividades específicas (κ) medidas experimentalmente y de las concentraciones molares (c) empleadas: $\Lambda_m = \frac{\kappa}{c}$

Expresa las conductividades, Λ_m , en $\text{mS m}^2 \text{mol}^{-1}$.

Represente los datos de Λ_m frente a \sqrt{c} y realice un ajuste de regresión lineal. El dato que buscamos, Λ_m^0 , corresponde con la ordenada en el origen que proporciona el método de ajuste. No olvide reflejar el valor del coeficiente de regresión.

Contraste el resultado obtenido con datos bibliográficos. Para ello obtenga los valores de conductividad iónica molar de los iones K^+ y NO_3^- y haga uso de la ley de migración independiente de iones (ecuación (2)). Indique la referencia bibliográfica de la que obtuvo los datos.

Calcule el porcentaje de error relativo cometido en la medida como:

$$\epsilon_r = 100 \left(\frac{\Lambda_m^0(\text{bibliografía}) - \Lambda_m^0(\text{experimental})}{\Lambda_m^0(\text{bibliografía})} \right) \quad (12)$$

Cálculos para determinar la CMC del SDS por medidas de conductividad.

Represente los datos de conductividad específica (κ) en unidades de mS dm^{-1} frente a la concentración molar ($\text{mol L}^{-1} = \text{mol dm}^{-3}$).

Analice la representación gráfica resultante e identifique los dos comportamientos lineales descritos por las ecuaciones (3) y (8).

Aplique el método de regresión lineal a ambos conjuntos de datos y determine en cada caso la ordenada en el origen, la pendiente y el coeficiente de regresión.

Calcule el grado de ionización micelar (α).

Calcule la CMC analíticamente (no gráficamente):

1. A partir del punto de corte de las rectas obtenidas con el método de regresión lineal.
2. A partir de la ordenada en el origen de la ecuación (8).

Cálculos para determinar la CMC del SDS en presencia de HCl por medidas de conductividad.

Represente los datos de conductividad específica (κ) en unidades de mS dm^{-1} frente a la concentración molar ($\text{mol L}^{-1} = \text{mol dm}^{-3}$).

Analice la representación gráfica e identifique los dos comportamientos lineales descritos por las ecuaciones (9) y (11).

Aplique el método de regresión lineal a ambos conjuntos de datos y determine en cada caso la ordenada en el origen, la pendiente y el coeficiente de regresión.

Calcule la CMC analíticamente (no gráficamente) a partir del punto de corte de las rectas obtenidas con el método de regresión lineal.

Guión de laboratorio.

Objetivo 1: Determinar la conductividad molar a dilución infinita del nitrato potásico (KNO_3).

Material:

- Conductímetro con sonda de temperatura y disoluciones de calibrado.
- 2 dispensadores de agua destilada o desionizada.
- Matraces aforados: 3 de 250 mL, 2 de 100 mL y 5 de 50 mL.
- Pipetas: 1 de 10 mL, 1 de 5 mL y 1 de 2 mL.
- Vasos de precipitado: 2 de 100 mL y 1 de 250 mL.
- 2 pipetas Pasteur.
- 2 embudos cónicos.
- Guantes.
- 18 botes de 50 mL con tapón.
- 1 probeta de 50 mL.

Reactivos:

- Nitrato potásico (KNO_3).
- Agua destilada o desionizada.

Procedimiento:

- Prepare 250 mL de KNO_3 0.1 M y a partir de ésta, por duplicado, las disoluciones que se detallan a continuación. Antes de continuar lea detenidamente el epígrafe titulado *Preparación de Disoluciones por Dilución*. Etiquete las muestras que vaya preparando como se indica.

$[\text{KNO}_3] / \text{M}$	Preparación	Etiqueta Serie X
0.1	Madre	$\text{KNO}_3 / 0.1 / A$
0.08	40 mL a 50 mL	$\text{KNO}_3 / 0.08 / A$
0.05	25 mL a 50 mL	$\text{KNO}_3 / 0.05 / A$
0.034	17 mL a 50 mL	$\text{KNO}_3 / 0.034 / A$
0.02	10 mL a 50 mL	$\text{KNO}_3 / 0.02 / A$
0.01	5 mL a 50 mL	$\text{KNO}_3 / 0.01 / A$
$5 \cdot 10^{-3}$	5 mL a 100 mL	$\text{KNO}_3 / 5 \cdot 10^{-3} / A$
$2 \cdot 10^{-3}$	2 mL a 100 mL	$\text{KNO}_3 / 2 \cdot 10^{-3} / A$
$8 \cdot 10^{-4}$	2 mL a 250 mL	$\text{KNO}_3 / 8 \cdot 10^{-4} / A$

Tabla 3. X puede ser A, B, C ó D dependiendo de la pareja que elabore las disoluciones (ver página 5).

- Rotule cada matraz indicando su concentración a medida que la disolución se vaya preparando.
- Calibre el conductímetro.
- Mida la conductividad específica de las disoluciones comenzando por la más diluida y finalizando por la más concentrada.
- Una vez realizadas las medidas de conductividad intercambie su batería de disoluciones por otra correspondiente al objetivo 2 o al objetivo 3 como se indica en la página 5.

Guión de laboratorio.

Objetivo 2: Determinar la CMC del SDS por medidas de conductividad.

Material:

- Conductímetro con sonda de temperatura y disoluciones de calibrado.
- Dispensador de agua destilada o desionizada.
- Matraces aforados: 2 de 250mL, 2 de 100 mL y 10 de 50 mL.
- Pipetas: 1 de 10 mL, 1 de 5 mL, 1 de 2 mL y 1 de 1 mL.
- Vasos de precipitado: 2 de 100 mL y 1 de 250 mL.
- 2 pipetas Pasteur.
- Embudo cónico.
- Guantes.
- 14 botes de 50 mL con tapón.
- 1 probeta de 50 mL.

Reactivos:

- Dodecil sulfato de sodio ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{11}\text{SO}_3\text{Na}$).
- Agua destilada o desionizada.

Procedimiento:

- Prepare las siguientes 2 disoluciones madre:
 - 250 ml de SDS 0.05 M (rotule como DN 1)
 - 250 mL de SDS 0.04 M (rotule como DN 2)
- A partir de estas disoluciones prepare por dilución las que se detallan en la siguiente tabla. Antes de continuar lea detenidamente el epígrafe titulado *Preparación de Disoluciones por Dilución*.

[SDS] / M	Preparación	Etiqueta
0.05	DN 1	Obj2 / 0.05 / Serie X
0.04	DN 2	Obj2 / 0.04 / Serie X
0.025	25 mL de DN 1 a 50 mL	Obj2 / 0.025 / Serie X
0.02	25 mL de DN 2 a 50 mL	Obj2 / 0.02 / Serie X
0.016	20 mL de DN 2 a 50 mL	Obj2 / 0.016 / Serie X
0.0125	25 mL de DN 1 a 100 mL	Obj2 / 0.0125 / Serie X
0.01	10 mL de DN 1 a 50 mL	Obj2 / 0.01 / Serie X
$9 \cdot 10^{-3}$	18 mL de DN 1 a 100 mL	Obj2 / $9 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$8 \cdot 10^{-3}$	10 mL de DN 2 a 50 mL	Obj2 / $8 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$7 \cdot 10^{-3}$	7 mL de DN 1 a 50 mL	Obj2 / $7 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$5.6 \cdot 10^{-3}$	7 mL de DN 2 a 50 mL	Obj2 / $5.6 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$5 \cdot 10^{-3}$	5 mL de DN 1 a 50 mL	Obj2 / $5 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$4 \cdot 10^{-3}$	5 mL de DN 2 a 50 mL	Obj2 / $4 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$2 \cdot 10^{-3}$	2 mL de DN 1 a 50 mL	Obj2 / $2 \cdot 10^{-3}$ / Serie X

Tabla 4. X puede ser A, B, C ó D dependiendo de la pareja que elabore las disoluciones (ver página 5).

- Rotule cada matraz indicando su concentración a medida que la disolución se vaya preparando.
- Calibre el conductímetro.
- Mida la conductividad específica de las disoluciones comenzando por la más diluida y finalizando por la más concentrada.
- Una vez realizadas las medidas de conductividad, intercambie su batería de disoluciones por otra correspondiente al objetivo 1 o al objetivo 3 como se indica en la página 5.

Guión de laboratorio.

Objetivo 3: Determinar la CMC del SDS en presencia de HCl por medidas de conductividad.

Material:

- Conductímetro con sonda de temperatura y disoluciones de calibrado.
- Dispensador de agua destilada o desionizada.
- Matraces aforados: 2 de 100 mL y 11 de 50 mL.
- Pipetas: 1 de 10 mL, 1 de 5 mL, 1 de 2 mL y 1 de 1 mL.
- Vasos de precipitado: 4 de 100 mL y 1 de 500 mL.
- 2 pipetas Pasteur.
- Embudo cónico.
- Guantes.
- 13 botes de 50 mL con tapón.
- 1 probeta de 50 mL.

Reactivos:

- Dodecil sulfato de sodio ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{11}\text{SO}_3\text{Na}$).
- Ácido clorhídrico (HCl).
- Agua destilada o desionizada.

Procedimiento:

- Prepare 1 L de HCl $6 \cdot 10^{-3}$ M.
- **IMPORTANTE:** Todas las disoluciones que se detallan a continuación emplearán la disolución preparada de HCl como medio disolvente en lugar de agua destilada.
- Prepare las siguientes 2 disoluciones madre:
 - 100 ml de SDS 0.05 M (rotule como DN 1 - HCl)
 - 100 mL de SDS 0.04 M (rotule como DN 2 - HCl)
- A partir de estas disoluciones prepare por dilución las que se detallan en la siguiente tabla. Antes de continuar lea detenidamente el epígrafe titulado *Preparación de Disoluciones por Dilución*.

[SDS] / M	Preparación	Etiqueta
0.05	DN 1 – HCl	Obj3 / 0.05 / Serie X
0.04	DN 2 - HCl	Obj3 / 0.04 / Serie X
0.01	10 mL de DN 1 – HCl a 50 mL	Obj3 / 0.01 / Serie X
$9 \cdot 10^{-3}$	9 mL de DN 1 – HCl a 50 mL	Obj3 / $9 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$8 \cdot 10^{-3}$	10 mL de DN 2 – HCl a 50 mL	Obj3 / $8 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$7 \cdot 10^{-3}$	7 mL de DN 1 – HCl a 50 mL	Obj3 / $7 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$6.4 \cdot 10^{-3}$	8 mL de DN 2 – HCl a 50 mL	Obj3 / $6.4 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$5.6 \cdot 10^{-3}$	7 mL de DN 2 – HCl a 50 mL	Obj3 / $5.6 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$5 \cdot 10^{-3}$	5 mL de DN 1 – HCl a 50 mL	Obj3 / $5 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$4 \cdot 10^{-3}$	5 mL de DN 2 – HCl a 50 mL	Obj3 / $4 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$3 \cdot 10^{-3}$	3 mL de DN 1 – HCl a 50 mL	Obj3 / $3 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
$2 \cdot 10^{-3}$	2 mL de DN 1 – HCl a 50 mL	Obj3 / $2 \cdot 10^{-3}$ / Serie X
10^{-3}	1 mL de DN 1 – HCl a 50 mL	Obj3 / 10^{-3} / Serie X

Tabla 5. X puede ser A, B, C ó D dependiendo de la pareja que elabore las disoluciones (ver página 5).

- Rotule cada matraz indicando su concentración a medida que la disolución se vaya preparando.
- Calibre el conductímetro.
- Mida la conductividad específica de las disoluciones comenzando por la más diluida y finalizando por la más concentrada. Cuando mida, no se desprenda de las disoluciones. Guárdelas.
- Una vez realizadas las medidas de conductividad, intercambie su batería de disoluciones por otra correspondiente al objetivo 1 o al objetivo 2 como se indica en la página 5.

Preparación de disoluciones por dilución

- Agite las disoluciones madres antes de preparar las disoluciones por dilución y una vez preparadas éstas agítelas también. ¡Si las disoluciones no están convenientemente homogeneizadas la práctica saldrá mal!
- A la hora de preparar las disoluciones de los objetivos 2 ó 3, comience con las que emplean la disolución madre menos concentrada (0.04 M) y finalice por las que parten de la más concentrada (0.05 M). No enjuague las pipetas entre uso.
- Cuando termine con las disoluciones que parten de 0.04 M, asegúrese de que no queda líquido en las pipetas y enjuáguelas ligeramente con la disolución de 0.05 M.
- Teniendo en cuenta el punto anterior, prepare siempre las disoluciones de menor a mayor concentración. Esto minimizará los problemas de contaminación.

Medida de conductividades

- Mida la conductividad de las disoluciones comenzando por la menos concentrada y finalizando por la de mayor concentración.
- Dispone de una probeta para medir las conductividades. Asegúrese de que esté limpia y seca la primera vez que la use.
- Añada en la probeta una cantidad suficiente de la disolución a medir desde el matraz aforado en la que la preparó, introduzca el sensor de conductividad y agite la disolución moviendo verticalmente el electrodo. No anote la medida del conductímetro. Esta operación se realiza con la idea de minimizar el error por contaminación entre disoluciones. La medida óptima se realiza a continuación, para ello:
- Extraiga el electrodo y vierta el contenido de la probeta en uno de los botes con tapón debidamente rotulado.
- Vuelva a añadir más disolución desde el matraz aforado y agite convenientemente con el electrodo. Anote la lectura del conductímetro.
- Extraiga el sensor. Vierta el contenido de la probeta en el bote con tapón antes mencionado y vacíe en él el resto de la disolución contenida en el matraz aforado.
- Asegúrese de que la probeta queda lo más seca posible. No emplee papel para secarla.
- Mida la conductividad de la disolución que le sigue en concentración, empleando el procedimiento descrito en los puntos anteriores.
- Cuando cambie las disoluciones por las de otro objetivo, enjuague con agua destilada tanto el sensor del conductímetro como la probeta.