

Manual de prácticas de laboratorio

Programa educativo	Plan de estudios	Clave asignatura	Nombre de la asignatura	
Ingeniería Física	2018	CS303	Fisicoquímica	
Nombre del laboratorio		Laboratorio de Química		
Práctica No.	Nombre de la práctica			Horas de práctica
1	Conceptos fundamentales. Temperatura y equilibrio térmico.			1
2	Laboratorio virtual de estados de la materia.			1
3	Tensión superficial.			1
4	El estado líquido. Capilaridad.			1
5	El estado sólido. Crecimiento de cristales.			1
6	Superficies y coloides. Diferenciar soluciones y coloides por medio del efecto tyndall.			1
7	Soluciones y propiedades coligativas. Formas de expresar la concentración.			1
8	Soluciones y propiedades coligativas. Abatimiento del punto de fusión y ósmosis.			1
9	Electroquímica. Construcción de una celda de daniell.			1

Atributos

- Realiza los ensayos correspondientes a las diferentes etapas de los procesos metalúrgicos.
- Identifica las diferentes técnicas y métodos de elaboración y procesado.
- Trabaja en equipo.
- Se comunica en forma asertiva
- Es comprometido hacia la conservación del medio ambiente.
- Se apega a las normas que regulan la práctica de los procesos metalúrgicos.
- Se apega a las reglas de seguridad e higiene establecidas.

Fecha

Nombre del profesor

Firma

Práctica No. 1

Conceptos fundamentales. Temperatura y equilibrio térmico

Resultados de aprendizaje

El alumno comprende que los cambios de temperatura de los sistemas, corresponden a manifestaciones de la energía interna a nivel molecular, y relaciona este hecho con los conceptos de Equilibrio Térmico y Transferencia de Calor.

Fundamento

Si el universo alcanzara el equilibrio y existiera en todos los lugares la misma temperatura, eso supondría la muerte, la quietud, la falta de cambio.

Todos los cuerpos tienen una energía interna. La cantidad de energía interna de un cuerpo es muy difícil de establecer ya que las partículas que forman un cuerpo tienen energías muy variadas. Las energías pueden ser de tipo eléctrico, de vibración, de traslación, etc. Lo más sencillo de medir es la variación de energía en un proceso de transformación concreto, por ejemplo, un cambio físico (evaporación, calentamiento, etc.).

Al poner en contacto dos cuerpos que se encuentran a distinta temperatura, el de mayor temperatura cede parte de su energía al de menor temperatura hasta que sus temperaturas se igualan. Así se alcanza lo que llamamos *equilibrio térmico*.

Una vez igualadas las temperaturas, el flujo de calor se suspende. En esta práctica se experimentará con diversos materiales revisando el intercambio de calor que existe entre un *sistema* y el *entorno* hasta que se alcanza el *equilibrio térmico*.

Equipo y material

- | | |
|---------------------------|-----------------------------|
| • 1 Termómetro de bulbo.. | • 1 Recipiente de unicel. |
| • 1 Termopar ó Termistor. | • 1 Recipiente de aluminio. |
| • 1 Pieza de madera. | • 1 Cronómetro. |

- 1 Vaso de precipitados de 500 mL.
- 1 Plato caliente.
- 1 Vaso de precipitados de 250 mL.
- 1 par de guantes de asbesto para manipular el vaso de precipitados caliente.

Desarrollo

1. **Termómetros:** En estos ejercicios experimentarás con dos tipos de termómetros, investigarás como la temperatura de una sustancia se ve afectada cuando interactúa con el ambiente o con otra sustancia a una temperatura diferente. Utilizarás el termómetro de bulbo común y un termistor. Ten cuidado con los termómetros, son muy costosos y se dañan con facilidad.
2. **Equilibrio Térmico y Transferencia de Calor:** Cuando la temperatura de un sistema permanece constante, nosotros decimos que ha alcanzado el equilibrio térmico. Como no podemos ver qué pasa a nivel molecular cuando cambia la temperatura, tenemos que desarrollar conceptos nuevos para tratar de explicar lo que sucede. Uno de esos nuevos conceptos es la transferencia de calor.

Antes de comenzar con las actividades, toma el vaso de precipitados de 500 mL y añade unos 300 mL de agua de la llave. Pon el vaso con agua sobre el plato caliente y enciéndelo. Permite que el agua se calienta mientras realizas la actividad 1 y 2.

Actividad 1: Medir las temperaturas y los cambios de temperatura.

- Primero medirás la temperatura de la habitación utilizando los termómetros, que han permanecido en la habitación el tiempo suficiente para llegar al equilibrio térmico.

Termómetro de Vidrio de Bulbo: _____

- Para la sonda del termistor, conéctalo al multímetro, enciéndelo y registra la lectura.

Termistor: _____

Reporta estas dos lecturas y en tus discusiones, compara las dos temperaturas obtenidas.

Actividad 2: Conceptos Fundamentales. Predicción de Temperaturas Relativas.

- Utilizando el sentido del tacto cada integrante del equipo predice las temperaturas relativas de una pieza de madera, un vaso de unicel y una lata de aluminio. Registra las predicciones de cada uno e intégralas en la tabla 1.1. obtén el promedio de las predicciones para cada material.
- Ahora mide las temperaturas de los objetos utilizando la sonda del termistor conectado a un multímetro. Registra los datos y obtén el error del promedio de temperaturas estimadas con el sentido del tacto.
- Reporta en la tabla 1.2 comparativa los resultados de las estimaciones de temperatura por tacto y los resultados de las mediciones de la sonda. Obtén el % de error del promedio de las estimaciones para cada material, tomando como verdadero el valor de la medición de la sonda.

Material	Integrante 1 [°C]	Integrante 2 [°C]	Integrante 3 [°C]	Promedio [°C]
Madera				
Aluminio				

Tabla 1.1: Temperaturas estimadas para diferentes materiales.

Material	Temperaturas Estimadas por tacto [°C]	Temperatura Medida por termistor [°C]	% Error
Madera			
Aluminio			

Tabla 1.2: Comparación de temperaturas estimadas y medidas para diferentes materiales.

Para elaborar las discusiones de esta sección:

- ¿Coinciden estos resultados con tus predicciones?
- Indica si es o no significativo el error de la estimación de la temperatura por medio del sentido del tacto.
- ¿Puedes explicar por qué algunos objetos se sienten más frescos que otros? Clave: Es la temperatura de tus manos diferente a la de la habitación? Si es así, ¿qué pasa cuando tocas un objeto que se encuentra a la temperatura de la habitación?

Actividad 3: Investigar los cambios de Temperatura y las Interacciones Térmicas.

Con mucho cuidado y usando unos guantes de asbesto, toma el vaso de precipitados con agua caliente.

- Vierte agua caliente en el vaso de unicel hasta aproximadamente $\frac{2}{3}$ de su capacidad. (Por favor ten cuidado de no salpicar).
- Sumerge la sonda del termistor en el agua y registra la temperatura cada 2 – 3 minutos durante los próximos 10 – 15 minutos. Permite que se estabilicen las lecturas entre mediciones. Es suficiente con reunir 5 lecturas.
- Retira la sonda y colócala sobre una servilleta.
- Repite los pasos anteriores utilizando el vaso de precipitados de 250 mL y la lata de aluminio.
- Realiza una tabla de datos y una gráfica para cada material. La gráfica deberá mostrar los puntos originales, tener la línea de tendencia, la ecuación de la forma $y = mx + by$ mostrar el valor de R .
- Se puede incluir una gráfica con las tres rectas para comparación.
- Indica la razón de cambio en $^{\circ}\text{C} \cdot \text{s}^{-1}$. Justifica el signo de la pendiente según el fenómeno observado.
- Justifica con el valor de R , si los datos se ajustan o no a una tendencia lineal. Predice mediante cálculos con la ecuación de la recta, el tiempo en el que se esperaría que el sistema llegue al equilibrio térmico con el ambiente. Muestra este punto en la gráfica a manera de extrapolación.

Para elaborar las discusiones de esta sección:

- La sonda del termistor tiene una interacción térmica cuando se sumerge en el agua caliente o cuando se saca de ella. Si el cambio de temperatura es causado por una transferencia de energía calorífica de un cuerpo hacia otro. ¿Hacia dónde crees que se transfiere el calor cuando sumerges la sonda en el agua y hacia dónde cuando está en contacto con el medio ambiente?
- ¿Cómo explicarías la medición de una temperatura con un termómetro aplicando la Ley Cero de la Termodinámica?
- Una vez que se alcanza el equilibrio térmico en los tres sistemas (unicel, vidrio y aluminio), ¿cómo se esperaría que fueran entre sí las temperaturas del agua contenida en los tres recipientes?

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Guíate en los siguientes puntos para realizar la conclusión:

- La diferencia o semejanza entre la lectura del termómetro de bulbo y la medición de la sonda de la temperatura ambiente.
- Las variaciones de estimación de temperatura de los integrantes del equipo de trabajo.
- Si es o no confiable la estimación de la temperatura por medio del sentido del tacto.

- Confirma el motivo de las diferencias o semejanzas entre las gráficas de cambio de temperatura obtenidas para cada material.
- Indica cuál material presenta mayor tasa de cambio de temperatura con respecto al tiempo, según los resultados.
- Indica qué tipos de sistemas se analizaron según la clasificación que incluiste en la introducción.
- Revisa el resultado de aprendizaje de la práctica y concluye lo logrado.

Referencias bibliográficas

<http://cartwright.chem.ox.ac.uk/tlab/experiments.html>

<http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/thermo/thereq.html#c1>

http://teleformacion.edu.aytolacoruna.es/FISICA/document/fisicaInteractiva/Calor/EquilibrioTermico/equilibrio_termico.htm

Anexos

Práctica No. 2

Laboratorio virtual de estados de la materia

Resultados de aprendizaje

Analiza los estados de la materia mediante animaciones y los relaciona con los cambios de presión y temperatura. Dicho análisis incluye:

- Cómo las moléculas en un sólido, líquido y gas se comparan unas con otras.
- Cómo afecta la temperatura a la energía cinética de las moléculas.

Fundamento

Todo en el universo, está formado por materia. Aunque se reconocen cinco estados de agregación, dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, las sustancias se encuentran en alguno de tres estados o formas de agregación: sólido, líquido y gaseoso.

El estado de agregación de una sustancia no es fijo, depende de las condiciones en las que se encuentre, sobre todo de la temperatura. La Teoría Cinético Molecular indica que la materia, sea cual sea su estado, está formada por partículas tan diminutas que no se pueden observar a simple vista y que, además, se encuentran en continuo movimiento. Este movimiento genera choques elásticos y depende principalmente de la temperatura, así como las atracciones intermoleculares.

En esta práctica, experimentarás de manera virtual los cambios de estado de diversos materiales y serás capaz de observar el movimiento de las moléculas que conforman a cada uno de ellos.

Equipo y material

- Computadora.

Desarrollo

1. Abre el buscador de internet e ingresa la siguiente dirección

<http://phet.colorado.edu>.

2. Haz click en *Play with Sims* y selecciona *Chemistry* en el menú que aparece a tu izquierda.
3. Abre el simulador de *Estados de la materia* y selecciona *Trabajar ahora*.
4. Sitúate en la pestaña *Solid, Liquid, Gas* donde encontrarás a tu derecha varias sustancias. Selecciona la primera y presiona *Solid*, registra la temperatura a la cual esta fase es estable. Ahora procede con las demás sustancias y demás fases completando la tabla 2.1 (añade las demás sustancias).

	T [°C]		
Sustancia	Sólido	Líquido	Gas
Neón			

Tabla 2.1: Datos simulados para las diferentes sustancias.

5. Cambia ahora a la pestaña *Phase Changes*.

- a) A tu lado inferior derecho, encontrarás dos gráficas: una de energía potencial contra distancia entre átomos y otra de P contra T . Anota los datos de P y T en la tabla 2.2.

	Muestra inicial	Añadiendo calor hasta ebullición	Aplicando presión	Después de añadir 40 moléculas al sistema
Ne	T=	T=	T=	T=
	P=	P=	P=	P=
Ar	T=	T=	T=	T=
	P=	P=	P=	P=

Tabla 2.2: Datos de P y T simuladas para las sustancias, con diferentes condiciones.

- b) Comienza en condiciones isobáricas aumentando la temperatura hasta notar que al menos 8 moléculas cambian a fase gaseosa. Registra los datos de P y T en la tabla 2.2.
- c) Realiza 10 bombeos subiendo y bajando con el cursor la manivela de la bomba de aire para bicicleta. Cada bombeo añade 4 moléculas al sistema. Registra P y T en la tabla.
- d) Repite los pasos a-c pero ahora para cada uno de los demás gases. Recuerda presionar primero el botón de *Reset All*, antes de cambiar de condiciones.
- e) Repite los pasos a-c pero ahora para condiciones isotérmicas cambiando la P .
- f) Los cambios de estado los puedes visualizar mediante observar en la gráfica inferior del diagrama de fase y seguir un punto rojo que se mueve a medida que aumentas la P o T .

- g) En ambos casos (isotérmico o isobárico) ve más allá del punto crítico y registra tus observaciones.
- h) Elige una sustancia. Remueve todo el calor hasta la menor temperatura posible y registra tus observaciones.

6. Sitúate en el botón *Adjustable Attraction*.

- a) La sección *Interaction Strenght* deberá estar en *Strong*.
- b) Aplica calor al sistema subiendo el cursor en la fuente de calor y anota la temperatura a la cual detectas las primeras moléculas que cambian a fase gaseosa. Ahora presiona *Reset All* y coloca la *Interaction Stenght* en *Weak*. Realiza el mismo procedimiento descrito con anterioridad.
- c) Cuando cambias las fuerzas de interacción, ¿cómo cambia la energía potencial en la gráfica?, ¿cuál es la interpretación de este suceso?, ¿qué puedes inferir de la relación que existe entre las fuerzas de interacción de las moléculas del líquido con las temperaturas de ebullición?

7. Cambia la pestaña *Interaction Potential* y elige una sustancia.

- a) Elige primero el segundo botón *Total Force* y con el cursor acerca la molécula que NO tiene la chincheta, hacia la que está fija.
- b) Solo basta con un leve acercamiento hasta la zona de la gráfica donde desciende la energía potencial. Detente ahí y deja que la molécula por sí sola se desplace. ¿La fuerza resultante es de atracción o repulsión?
- c) Ahora sitúate en el botón *Component Forces* y repite los pasos anteriores. Anota tus observaciones.
- d) Realiza el procedimiento anterior para otra sustancia. ¿Sucede lo mismo?, ¿por qué crees que pasa esto?
- e) En tus conclusiones escribe un párrafo en el cual expreses cómo has logrado el objetivo de esta práctica.
- f) Explica cómo un cambio en la temperatura afecta la presión dentro del contenedor.

8. Resultados

- a) Indica mediante tablas los cambios efectuados en cada ejercicio.
- b) Refuerza con imágenes tomadas de la pantalla, tus resultados.

9. Discusiones:

- a) ¿Cómo se comportan las moléculas de cada material?
- b) ¿Existen diferencias significativas entre las el tipo de moléculas de cada material y su comportamiento?
- c) ¿Hubo alguna cosa que llamara la atención en las actividades que realizaste? Indícala

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Guíate en los siguientes puntos para realizar la conclusiones:

- Comportamiento de las moléculas y cambios de fase.
- Forma de las moléculas y puntos de ebullición o fusión.
- Comportamiento de las moléculas según la TCM.

Referencias bibliográficas

<http://phet.colorado.edu/en/simulation/states-of-matter>

<http://recursostic.educacion.es/ciencias/ulloa/web/ulloa2/3eso/secuencia3/menu.html>

http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema2/index2.htm

Anexos

Práctica No. 3

Tensión superficial

Resultados de aprendizaje

Comprende la formación de gotas esféricas de líquido, identifica las fuerzas que influyen en el movimiento de un objeto que se encuentra suspendido en el agua y comprende el fenómeno de la tensión superficial y la acción de los surfactantes.

Fundamento

En los márgenes de los ríos viven unos insectos, llamados zapateros (*Gerris natans*), que caminan con sus largas patas por la superficie del agua sin hundirse. Esta habilidad se explica por la tensión superficial, propiedad de un líquido que hace que se comporte **como si su superficie estuviera encerrada en una lámina elástica**.

Los líquidos tienden a adoptar formas que minimicen su área superficial, condiciones en las que existe un mayor número de moléculas en el interior de la fase que están totalmente rodeadas, y por tanto interaccionando con las vecinas. Las gotas de líquido tienden a ser esféricas, debido a que la esfera es la forma geométrica con menor relación superficie-volumen. No obstante, existen otras fuerzas presentes que compiten con la tendencia a adoptar la forma ideal como, por ejemplo, la gravedad que puede aplastar las esferas formando los charcos o los océanos.

Reactivos

- Pimienta molida.
- Jabón líquido para trastes.
- Agua destilada.

Equipo y material

- 1 vaso de precipitados de 100 mL.
- 1 Palillo de madera.
- 1 plato de plástico.
- 1 regla.
- 1 termómetro de bulbo.

Desarrollo

1. **La pimienta que le teme al jabón.** En un vaso de precipitados vierte dos terceras partes de agua de la llave. Esparce pimienta en la superficie. Toma un palillo y empapa una de las puntas con jabón líquido. Toca la superficie del agua con pimienta con el extremo del palillo que contiene el jabón. Observa.
2. El barquito que se mueve solo. Recorta de un plato de plástico una figura como se indica en la fig. 1. Coloca tu barquito en el agua. Ahora toma el palillo con jabón líquido en un extremo y toca suavemente el agua que se encuentra dentro del círculo del barquito. Observa. Inténtalo de nuevo, ¿qué pasa?
3. ¿Por qué un líquido forma gotas? Abre la llave del agua de manera que el líquido fluya suavemente. Observa el chorro de agua, ahora observa el lavabo, ¿se han formado gotas? ¿Por qué? Tal como en el lavabo, la tinta que sale de una impresora de inyección de tinta, forma pequeñas gotas que se depositan en la superficie de un papel. En esta actividad exploraremos qué sucede.
 - a) Imagina que el agua que sale de la llave no se desbarata en gotas, sino que se quedara como un cilindro que baja de manera uniforme. Supón que el radio de este *cilindro* es de 0.75 cm y que su altura es de 16 cm. ¿Cuál sería el volumen del agua? ¿Cuál sería el área de la superficie de la columna de agua?
 - b) Ahora analiza una gota de agua. Cuando un chorro de agua se divide en gotas, su radio es casi dos veces el radio de la columna original de agua. Usa un radio esférico de 1.0 cm y calcula el volumen de una gota esférica.
 - c) Cuando el agua se divide en gotas esféricas, el volumen no cambia. ¿Cuántas gotas esféricas deberán formarse del total de volumen de agua encontrado en la columna de agua calculado en el inciso b?
 - d) ¿Cuál será la superficie de las gotas esféricas?
 - e) ¿Por qué el agua no forma gotas cúbicas? Supón una gota en forma de cubo con una longitud de 1.0 cm por lado. ¿Cuál será el volumen de la gota *cúbica*?
 - f) ¿Cuántas gotas *cúbicas* se podrían formar del total de volumen de agua calculado en el inciso b?
 - g) ¿Cuál será la superficie de las gotas *cúbicas*?
4. Dibuja el diagrama de cuerpo libre del barquito.
5. Con los valores obtenidos en los pasos anteriores, elabora la tabla 3.1.
6. Discusiones:
 - a) Indica qué es lo que sucede con la pimienta .

Forma	A $[(\text{cm})^3]$	Relación $\frac{V}{A}$
<i>Columna cilíndrica</i>		
<i>Gotas esféricas</i>		
<i>Gotas cúbicas</i>		

Tabla 3.1: Valores calculados.

- b) ¿Por qué se mueve el barquito?
- c) ¿Qué sucede a nivel molecular cuando el hisopo con jabón toca el agua? ¿Cómo se manifiesta esta acción en el barquito de papel?
- d) Para todas las formas, el volumen de agua es el mismo, según los resultados de la tabla, y en particular los de la columna de Volumen/Superficie, ¿por qué los líquidos forman gotas esféricas?

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Guíate en los siguientes puntos para realizar la conclusión:

- ¿Qué se demuestra con esta práctica?

- ¿Qué influye en la tensión superficial que hayas podido constatar con esta práctica?
- ¿Qué se puede inferir de la relación volumen/superficie de las gotas analizadas?
- ¿Qué tipo de sustancia es el jabón y por qué efecto en la tensión superficial lo compruebas?

Referencias bibliográficas

https://www.teachengineering.org/view_curricularunit.php?url=collection/duk_/curricular_units/duk_surfacetensionunit_duk_surfacetensionunit.xml

https://www.teachengineering.org/view_lesson.php?url=collection/duk_/lessons/duk_surfacetensionunit_lessons/duk_surfacetensionunit_less1.xml

Anexos

Práctica No. 4

El estado líquido. Capilaridad

Resultados de aprendizaje

- Analiza el fenómeno de tensión superficial de los líquidos y lo relaciona con la capilaridad, la densidad y las fuerzas intermoleculares.
- Calcula el valor numérico de la tensión superficial de diferentes líquidos por el método del capilar.

Fundamento

El zapatero del agua, es un insecto que puede correr libremente sobre la superficie del agua de un estanque tranquilo. Su ligera masa y la geometría de sus patas, le permite estar soportado por la alta tensión superficial del agua.

Se llama tensión superficial a la fuerza que actúa por unidad de longitud de una película elástica que se extiende (como la que forma una burbuja de jabón o una gota de agua). La tensión superficial se puede definir también como la proporción del aumento de la energía superficial con el área y, en este caso se mide en unidades de energía/superficie $[\text{N} \cdot \text{m}^{-1}]$. Se suele representar con la letra gamma γ .

Termodinámicamente la tensión superficial es un fenómeno de superficie y se relaciona con la tendencia de un líquido a disminuir dicha superficie hasta que su energía de superficie potencial es mínima (condición necesaria para que el equilibrio sea estable). Como la esfera presenta un área mínima para un volumen dado, por la acción de la tensión superficial, la tendencia de una porción de un líquido lleva a formar una esfera (por ejemplo, gotas de agua) o a que se produzca una superficie curva o menisco cuando está en contacto in líquido con un recipiente.

Las fuerzas cohesivas entre las moléculas de un líquido, son las responsables de este fenómeno conocido como tensión superficial. Las moléculas en estado líquido experimentan una fuerte fuerza de atracción intermolecular. Cuando esas fuerzas son entre moléculas iguales, se les conoce como fuerzas cohesivas. Si la atracción se da entre moléculas distintas, se dice que son fuerzas de adhesión. Las fuerzas de adhesión entre las moléculas de un líquido y las paredes de un tubo de vidrio, son más fuertes que las fuerzas cohesivas, se presenta un mecanismo de elevación del agua sobre las paredes del tubo contribuyendo a la acción capilar.

En esta práctica relacionarás los fenómenos de capilaridad y tensión superficial, experimentando con diferentes tipos de líquidos. Habrá que calcular el valor de la tensión superficial, lo que te permitirá deducir la relación que existe entre este fenómeno y la naturaleza de las moléculas que conforman a cada líquido.

Reactivos

- 2 mL de etanol.
- 2 mL de glicerina.
- 2 mL de agua destilada.

Equipo y material

- 3 tubos capilares sin heparina.
- 3 vidrios de reloj de cualquier medida.
- 3 pipetas de 5 mL o de 10 mL.
- 1 regla.
- 1 termómetro de bulbo.

Desarrollo

1. Toma la temperatura ambiente con el termómetro de bulbo.
2. En un vidrio de reloj vierte unos 1 – 2 mL de alcohol, en otro 1 – 2 mL de glicerina y en el restante 1 – 2 mL de agua destilada.
3. Toma las medidas de los tubos capilares que vienen en la etiqueta del contenedor (radio interno, longitud del tubo, etc.)
4. Ahora toma un tubo capilar y acércalo con una inclinación de unos 45° a la superficie del contenido en el vidrio de reloj. Una vez que se detenga el ascenso del líquido, colócalo de manera vertical. Observa.
5. Mide la altura que alcanzó el líquido con una regla, recuerda sostener el tubo capilar en posición vertical. Repite estos dos pasos para los otros dos líquidos.
6. Obtén el valor de la tensión superficial para cada líquido utilizando la ecuación

$$T = \frac{1}{2} \rho g h r, \quad (4.1)$$

donde ρ es la densidad del líquido (en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$), g la aceleración gravitacional ($9.81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$), h la altura de la columna de líquido (en m) y r el radio interno (en m).

7. Resultados:

- a) Investiga el valor de la densidad, así como el valor teórico de la tensión superficial para cada sustancia empleada en las actividades y calcula el porcentaje de error en las mediciones realizadas según la ecuación

$$\%Error = \frac{\text{Valor teórico} - \text{Valor experimental}}{\text{Valor teórico}} \times 100. \quad (4.2)$$

Nota: Interpreta tanto el valor como el signo en las discusiones.

- b) Muestra en una tabla los valores de densidad, tensión superficial calculada y teórica, así como el error obtenido, para cada sustancia analizada.
- c) Supón que se tiene dos tubos de vidrio A y B. La relación de los radios internos entre ambos tubos es que B es el doble del radio interno de A. Demuestra mediante el uso de las fórmulas vistas en clase para la tensión superficial y capilaridad que la altura de la columna de agua en el tubo B será menor que en el tubo A. Indica la relación matemática entre ambas alturas e interpreta con tus propias palabras esta relación. Dibuja los diagramas para cada tubo.

8. Discusiones:

- a) Indica la sustancia con mayor ascenso en el capilar
- b) ¿Se puede hacer alguna asociación entre el valor de la densidad y de la tensión superficial?
- c) ¿Qué tipo de moléculas (polares, no polares) son el alcohol etílico, el aceite de oliva y el agua?
- d) ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares presentan el alcohol etílico, el aceite de oliva y el agua?
- e) Se puede hacer alguna asociación entre los tipos de fuerzas intermoleculares de cada sustancia, el valor de la densidad y de la tensión superficial?
- f) ¿Qué se puede deducir con relación a los valores obtenidos en el problema de práctica del inciso c, con relación al diámetro y a las alturas alcanzadas por los líquidos?

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Guíate en los siguientes puntos para realizar la conclusión:

- Concluye si afecta la naturaleza de las moléculas y fuerzas intermoleculares con la densidad, tensión superficial y capilaridad.
- Indica si hubo o no un error significativo con relación al valor calculado y al teórico de la tensión superficial y a qué se puede deber la variación.
- ¿Qué información se comprueba que da la capilaridad de una sustancia, con relación a las fuerzas intermoleculares y el valor de la tensión superficial?

Referencias bibliográficas

<http://ma5alladeorion.wordpress.com/2013/06/18/tres-experimentos-sobre-tension-superficial/>

http://www.firp.ula.ve/archivos/cuadernos/S205_MedicionTension.pdf

<http://intercentres.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Cinetico-corpuscular/Tension-superficial.pdf>

http://www.eseia.cl/archivos/digital_solicitado_idEfRel622173_idDoc621711.pdf

Anexos

Práctica No. 5

El estado sólido. Crecimiento de cristales

Resultados de aprendizaje

El alumno analiza los principios del crecimiento de cristales, así como la influencia que tienen en este proceso, la temperatura, la concentración de la disolución y el tiempo de cristalización.

Fundamento

La cristalización es un proceso de formación de un sólido cristalino a partir de un gas, líquido, un producto fundido o a partir de una disolución. En este último caso, los cristales se obtienen al enfriar una disolución saturada en caliente de un compuesto sólido en un disolvente adecuado.

La cristalización es un proceso que se emplea en química con bastante frecuencia para purificar una sustancia sólida. Durante este proceso las moléculas se ordenen de un modo natural formando un retículo repetitivo que denominamos cristal.

En el proceso de la cristalización, intervienen un gran número de variables. Se tienen, por ejemplo, la solubilidad del sólido en un disolvente, la temperatura, la concentración, las fuerzas intermoleculares, etc. y todos dependen de una acción inicial: la nucleación. Después de esta etapa, comienza el crecimiento del cristal.

La materia cristalina posee las características de homogeneidad, anisotropía y simetría, siendo la periodicidad la característica más importante de un cristal.

En esta práctica, crecerás un cristal por el proceso de disolución. Podrás apreciar la simetría del cristal, así como clasificarlo en los diferentes sistemas cristalinos existentes.

Reactivos

- 100 g Bórax grado industrial ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Equipo y material

- 1 Vaso de precipitados de 500 mL.
- 1 Plato caliente.
- 1 Papel filtro.
- 1 trozo de 20 cm de hilo grueso.
- 1 Agitador de vidrio.
- 1 hielera pequeña de nieve seca.
- 1 espátula.
- 1 par de guantes de asbesto para manipular el vaso de precipitados caliente.
- 1 lupa.
- 1 agitador de vidrio.

Desarrollo

Actividad 1: Crecimiento de un cristal.

1. Pon a calentar agua destilada en el vaso de precipitados hasta la marca de 500 mL.
2. Amarra un extremo del hilo al centro del agitador de vidrio.
3. Cuando el agua esté a punto de hervir, ve añadiendo el bórax hasta saturar la mezcla (hasta que ya no se pueda disolver más, esto será cuando al añadir más bórax notes que hay un poco de polvo en el fondo del vaso de precipitados que ya no se disuelve).
4. Sumerge el hilo y cuida que no tope con las paredes del recipiente o con el fondo.
5. Cuando la disolución esté ya tibia toma una pizca de bórax y espolvoréalo en la disolución cerca del hilo. Estos cristallitos servirán de semilla y acelerarán la nucleación. Cubre la boca del vaso de precipitados con el papel filtro.
6. Deja reposar en un lugar apartado de vibraciones y movimiento. De preferencia dentro de una hielera de nieve seca tapada.
7. Cuando el limpiapipas esté cubierto de cristales sácalo y deja secar.

Actividad 2: Análisis de los resultados.

1. En una mesa reuniremos todos los cristales que se hayan obtenido.
2. Con la lupa revisa los cristales y anota las características de cada uno. Investiga en qué sistema cristalino cristaliza el bórax, incluye una imagen de este sistema y compáralo con tus cristales.
3. Determina qué es lo que hace que un material crezca como monocristal o como policristalino. Anota tus deducciones y compáralas con los datos que ofrece la literatura.

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Referencias bibliográficas

<http://chemistry.about.com/od/growingcrystals/tp/Make-Crystals.htm?rd=1>

<http://video.about.com/chemistry/Borax-Crystal-Snowflakes.htm>

http://www.ub.edu/oblq/oblq%20castellano/precipitacio_cristal.html

<http://recursostic.educacion.es/ciencias/biosfera/web/alumno/1bachillerato/cristalizacion/contenido4.htm>

Anexos

Práctica No. 6

Superficies y coloides. Diferenciar soluciones y coloides por medio del efecto tyndall

Resultados de aprendizaje

El alumno diferencia entre disoluciones y coloides mediante sus propiedades físicas, específicamente, mediante el efecto Tyndall.

Fundamento

La materia es posible encontrarla en sustancias puras o mezclas. Dentro de las mezclas, sabemos que éstas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Las mezclas homogéneas son aquellas en las que no es posible, a simple vista o incluso utilizando un microscopio, identificar sus componentes, a este tipo de mezclas se les conoce como disoluciones o soluciones químicas.

En una disolución, el soluto es el que se encuentra en menor cantidad y está *disuelto* en un solvente o disolvente que se encuentra en mayor cantidad, el soluto suele estar constituido por partículas del tamaño de 1 a 10 ηm . Las disoluciones son translúcidas, no sedimentan al estar en reposo y no es posible separar el soluto por filtración, sedimentación o cualquier otro medio físico simple, sino que es necesario destilar, cristalizar, etc.

Por otro lado se tienen las suspensiones y los coloides. Los coloides son sistemas fisicoquímicos formados por dos o más fases, una continua, que generalmente es un líquido y otra dispersa. El nombre coloide proviene de la palabra griega *colas* que significa “que puede pegarse”, haciendo referencia a su tendencia espontánea de formar coágulos. Los coloides contienen partículas de tamaño de entre 1 ηm y 1 μm , por lo que es posible verlas a nivel microscopio. Son sistemas heterogéneos pero su heterogeneidad es apreciable solo a nivel microscópico. Las partículas del coloide no se separan por sedimentación ni por filtración. Los coloides se clasifican a su vez en soles, emulsiones, geles y aerosoles, dependiendo del estado físico de las partículas dispersadas y de la fase continua o dispersante. Los coloides presentan Efecto Tyndall, que consiste en la dispersión de un haz de luz. Aunque todos los gases y líquidos dispersan la luz, esta es poco detectable. Sin embargo debido a que las partículas suspendidas en el coloide dispersan la luz en todas direcciones, es posible verla. Las partículas de los coloides presentan también movimiento browniano, que fue observado en 1827 por el botánico inglés Robert Brown y consiste en un movimiento desordenado de las partículas, debido al choque con las partículas del dispersante.

Las suspensiones son mezclas heterogéneas formadas por pequeñas partículas de sólido dispersas en

medios líquidos que sedimentan al dejarlas en reposo. El tamaño de partícula es aproximado a una micra, o superior, por lo que las fases son apreciables a simple vista y pueden ser separadas por medios físicos simples como filtración o decantación. Las suspensiones dificultan el paso de la luz, por lo que pueden ser opacas. Cuando la fase dispersora o continua es agua, se nombran *suspensiones mecánicas*

Reactivos

- Leche de vaca (proporcionado por los alumnos).
- Alcohol etílico.
- Agua destilada.
- Azúcar.
- Arena.
- Detergente en polvo.

Equipo y material

- 9 Tubos de ensaye.
- 1 Gradilla.
- 2 Pipeta.
- 2 propipeta.
- 1 tapón para tubo de ensaye.
- 1 Caja de cartón preparada para las pruebas (proporcionado por los alumnos).
- 1 lámpara de mano o un puntero láser (proporcionado por los alumnos).
- 2 goteros
- 1 varita de incienso (proporcionado por los alumnos).

Desarrollo

1. Marcar los tubos con números consecutivos del 1 al 6.
2. Añadir a 6 de los 7 tubos 6 mL de agua destilada.
3. Añadir a cada uno de los 6 primeros tubos la sustancia que se muestra en la tabla 6.1.
4. Agitar los tubos y dejar reposar en la gradilla.
5. Todas aquellas muestras que sedimentaron, se clasifican como suspensiones. Las que no, como dispersiones.
6. A la caja se le hacen dos orificios de 1.3 cm de diámetro, separados 1 cm en la parte superior de una caja de zapatos o de tamaño semejante. En un costado, se recorta una ventana de 1 cm de ancho por 4 cm de largo (por aquí se observarán los tubos en el interior de la caja). En la pared que hace

Tubo	Sustancia
1	Nada (tubo testigo).
2	0.3 g de azúcar.
3	0.3 g de arena.
4	0.3 g de detergente en polvo.
5	5 gotas de alcohol.
6	5 gotas de leche.
7	humo de incienso.

Tabla 6.1: Correspondencias de sustancia-tubo.

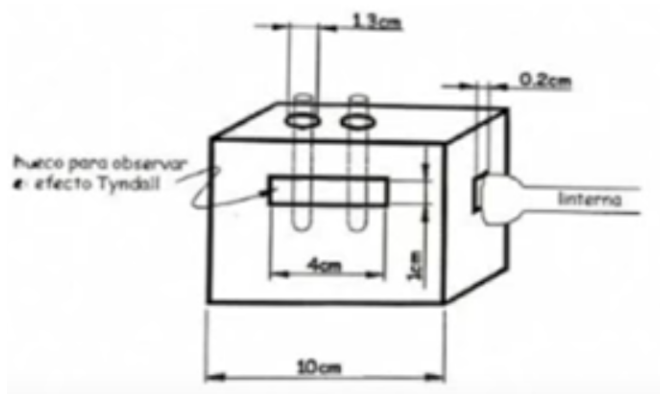


Figura 6.1: Caja preparada para efecto Tyndall

el ángulo de 90° con ésta, se hará un orificio de 0.2 cm de ancho por 1 cm de largo (por aquí entrará la luz de la lámpara de mano). En la figura 6.1 se muestra el diagrama de la caja preparada.

- Introducir en los orificios el tubo 1 (que contiene agua) con el tubo 2 (con azúcar). Anote las diferencias del efecto Tyndall entre ambas (disolución y no disolución), al dirigir la luz de la linterna por el orificio y mirar por la ventana de 4 cm de largo. **Ojo: es importante cuidar que el haz de luz se dirija específicamente a través de los tubos.**
- Comparar los tubos entre ellos y determinar cuáles son disoluciones y cuales dispersiones.
- Agitar el tubo 3 (con arena) y extraer 3 mL de la mezcla. Desechar el resto en el lavabo
- Agitar el tubo 5 (con alcohol) y extraer 3 mL con la pipeta, vaciar al tubo 3. Agitar suavemente
- Encender una varita de incienso. Invertir el tubo de ensaye 7 de manera que se capture el humo. Cuando se vea que ya hay humo dentro, retirar la varita y así invertido, tapar con el tapón. Hacer la prueba del efecto Tyndall.
- En los dos tubos de ensaye restantes, realiza mezclas de los diferentes tubos ya trabajados y observa si hay cambios.
- Anota las observaciones de las mezclas realizadas y de cuales de ellas presentan efecto Tyndall. Toda la información inclúyela en una tabla comparativa.

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Referencias bibliográficas

<http://cdigital.dgb.uanl.mx/la/1020082334/1020082334.009.pdf>

<http://www.fullquimica.com/2012/06/sistemas-dispersos.html>

<http://cienciasjokano.blogspot.mx/2014/08/soluciones-coloides-y-suspensiones.html>

<http://divquim.sharepoint.com/Pages/Disolucionesycoloides.aspx>

<http://www.quimicas.net/2015/10/ejemplos-de-suspensiones.html>

[https://www.ecured.cu/Suspensi%C3%B3n_\(qu%C3%ADmica\)](https://www.ecured.cu/Suspensi%C3%B3n_(qu%C3%ADmica))

Práctica No. 7

Soluciones y propiedades coligativas. Formas de expresar la concentración

Resultados de aprendizaje

El alumno prepara disoluciones con solutos sólidos y líquidos mediante la aplicación de cálculos previos, encaminados a expresar de diferentes formas una concentración. Asimismo, obtiene los valores de nuevas concentraciones, luego de diluir las disoluciones originales.

Fundamento

La concentración es la magnitud química que expresa la cantidad de un soluto que hay en una cantidad determinada de disolvente o disolución. Un soluto es la sustancia o sustancias que aparece en menor cantidad y se encuentra en un disolvente; el disolvente es el medio en el que se dispersan los solutos y aparece en mayor cantidad de éstos. Cada sustancia tiene una solubilidad específica que es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una disolución, y depende de condiciones como la temperatura, presión, y la presencia de otras sustancias disueltas.

En química, para expresar cuantitativamente la proporción entre un soluto y el disolvente en una disolución, se emplean distintas unidades: molaridad, normalidad, molalidad, formalidad, porcentaje en peso, porcentaje en volumen, fracción molar, partes por millón, partes por billón, etc. Otros términos utilizados, pero que expresan cualitativamente las características de cantidad de soluto en una disolución son: concentrada, diluida y saturada.

Durante la realización de esta práctica, podrás realizar cálculos de concentración, así como preparar disoluciones a distintas concentraciones.

Reactivos

- 2 g de Bicarbonato de Sodio (NaHCO_3).
- 10 mL de Etanol.
- Colorantes vegetales de varios colores.

Equipo y material

- 1 Espátula.
- 9 matraces aforados de 100 mL.
- 2 pipetas de 10 mL.
- 1 perilla.
- 1 balanza granataria.

Desarrollo

1. Toma un trozo cuadrado de hoja de papel y dóblala por sus diagonales.
2. Pesa 2 g de bicarbonato de sodio (NaHCO_3).
3. Vierte el bicarbonato de sodio en el matraz aforado de 100 mL.
4. Agrega agua destilada hasta el aforo, tapa el matraz y agita suavemente hasta disolver.
5. Responde:
 - a) ¿Cuántos moles de bicarbonato de sodio se tienen en la disolución?
 - b) Expresa la concentración como molaridad M .
6. Agrega unas gotas de colorante vegetal a la disolución hasta tener un color fuerte.
7. Toma varios volúmenes de disolución (10, 20, 30, 40 y 50 mL) y afóralos a 100 mL.
8. Calcula las nuevas concentraciones de cada disolución utilizando la ecuación

$$C_0V_0 = C_fV_f, \quad (7.1)$$

donde C_0 es la concentración de la disolución original, C_f la concentración desconocida, V_0 el volumen que sacaste de la disolución original y V_f el volumen del nuevo aforo.

9. Responde:
 - a) ¿Cuántos moles de bicarbonato se encuentran en cada nuevo aforo?
 - b) ¿Qué observas al comparar el color de la disolución original con cada una de las diluciones realizadas? Si es posible toma una fotografía para que la incluyas en tu reporte.
10. Ahora con la pipeta toma 10 mL de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), toma el dato de la densidad de la sustancia pura de la etiqueta del reactivo. Recuerda que para pipetear requieres de una perilla o propipeta, nunca con la boca.
11. Vierte este volumen en un recipiente aforado de 100 mL.
12. Responde:
 - a) Realiza los puntos 3-9 para la disolución de alcohol etílico.

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Referencias bibliográficas

<http://www.jcabello.es/clasificacion/concentracion.html>

[http://www.oupe.es/es/Secundaria/FisicaYQuimica/cuadernosapruebatusexamenesnacional/Galeria %20documentos/Páginas %20de %20muestra %203 %20ESO.pdf](http://www.oupe.es/es/Secundaria/FisicaYQuimica/cuadernosapruebatusexamenesnacional/Galeria%20documentos/Páginas%20de%20muestra%203%20ESO.pdf)

Anexos

Práctica No. 8

Soluciones y propiedades coligativas. Abatimiento del punto de fusión y ósmosis

Resultados de aprendizaje

El alumno analiza los cambios que sufren las propiedades físicas de las sustancias puras al añadirse un soluto no volátil, mismas que se conocen como propiedades coligativas.

Fundamento

Los líquidos tienen propiedades físicas características como: densidad, punto de ebullición, punto de congelación y punto de evaporación, viscosidad, conductividad eléctrica, etc. Para estas propiedades cada líquido presenta valores característicos constantes. Cuando un soluto no volátil es agregado a una sustancia líquida dando origen a una disolución, la presencia del soluto determina la modificación de estas propiedades con relación a las propiedades del disolvente puro.

Específicamente las propiedades que se ven afectadas son: Punto de ebullición (aumento), Punto de congelación (descenso), Presión de vapor (descenso) y se presenta una propiedad llamada Presión Osmótica. A estas propiedades se les conoce como Propiedades Coligativas ya que dependen del número de partículas disueltas en una cantidad fija de disolvente, y no de la naturaleza de estas partículas.

Las aplicaciones de las propiedades coligativas son muy variadas, algunas de ellas son métodos de purificación, elaboración de helados, fabricación de anticongelantes, separación de componentes por destilación fraccionada, determinar masas de solutos desconocidos, formular sueros fisiológicos, caldos de cultivo y soluciones de nutrientes para vegetales, entre otros.

Durante la elaboración de esta práctica, prepararás helado utilizando la propiedad coligativa del abatimiento del punto de fusión y verás el fenómeno de la presión osmótica.

Reactivos

- 1 yogurt chico.
- $\frac{3}{4}$ de taza de sal de grano.
- $\frac{1}{2}$ de taza de azúcar.
- Colorantes vegetales.

Equipo y material

- 1 Bolsa ziploc de un galón de capacidad.
- 2 Bolsa ziploc de $\frac{1}{4}$ de galón de capacidad.
- $\frac{1}{2}$ bolsa de Hielo.
- 1 Termómetro.
- 1 Embudo de vidrio.
- 1 Vaso de precipitados de 500 mL.
- 1 trozo de papel encerado de aproximadamente 10 cm \times 10 cm.
- 1 Liga.
- 1 Soporte universal.
- 1 Pinzas para soporte universal.
- 1 par de guantes de asbesto para manipular la bolsa con hielo y sal.
- 1 torunda de algodón.

Desarrollo

Actividad 1: Helado en una bolsa.

En esta sección, verás la depresión del punto de congelación debido a un soluto añadido.

1. Coloca el yogurt chico en una bolsa ziplocTM. Sella la bolsa perfectamente.
2. Añade dos tazas de hielo en una bolsa ziplocTM con capacidad de un galón.
3. Con un termómetro mide y registra la temperatura del hielo que se encuentra dentro de la bolsa.
4. Añade de $\frac{1}{2}$ a $\frac{3}{4}$ de taza de sal de grano (cloruro de sodio) a la bolsa con hielo.
5. Coloca la bolsa sellada con la mezcla dentro de la bolsa con hielo y sal. Sella la bolsa y agita durante 10-15 minutos o hasta que la mezcla haya solidificado. Toma la bolsa con guantes o envuélvela en una tela pues el frío puede lastimar tu piel.
6. Abre la bolsa que contiene el hielo y con el termómetro mide y registra la temperatura de la mezcla hielo/sal.
7. Saca la bolsa con la mezcla, sirve el contenido en vasos y disfruta tu helado.
8. Elabora una explicación sobre la energía involucrada en el sistema. Explica la causa de la diferencia de temperaturas entre el hielo y la mezcla hielo/sal. Si sustituyéramos la sal por azúcar, ¿tendríamos el mismo resultado? ¿Por qué?

Actividad 2: Presión osmótica.

Si colocas dos soluciones de diferente grado de concentración lado a lado, manteniéndolas separadas por una membrana, verás como el nivel de la solución concentrada se incrementa. Deducirás el motivo de este fenómeno.

1. Vierte agua destilada en un vaso de precipitados de 500 mL hasta la marca.
2. Prepara una solución concentrada de azúcar y añade unas gotas de colorante vegetal.
3. Llena un embudo con esta solución tapando el extremo del tubo con un poco de algodón. Ahora toma la pieza de papel celofán y átalos con el alambre o liga de goma.
4. Voltea el embudo y si es necesario añade un poco más de solución concentrada de azúcar, de modo que quede como se muestra en la figura 8.1.

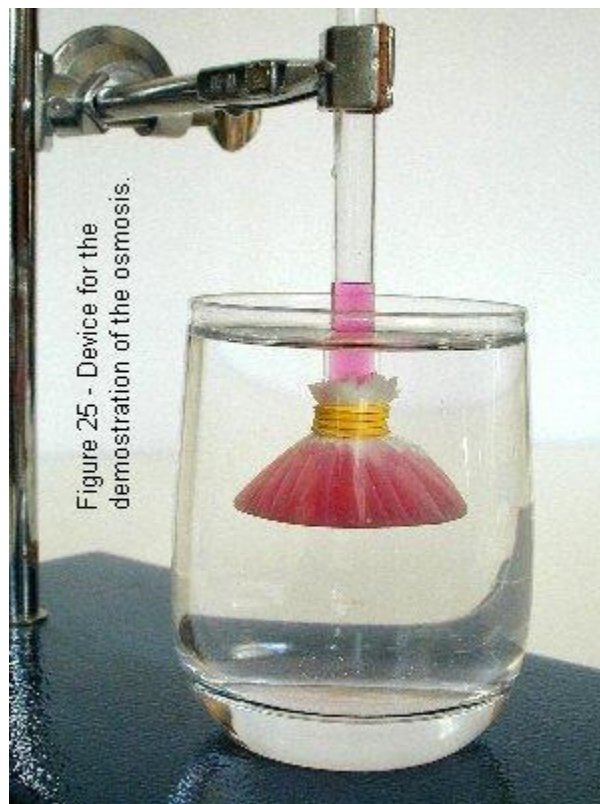


Figura 8.1: Sistema de embudo sumergido en agua destilada.

5. Sumerge el embudo y sujétalo con las pinzas. Marca con un marcador el nivel del agua con azúcar. Registra la hora en que sumergiste el embudo y anota cuando comiences a ver algún cambio.
 - a) ¿A qué se debe este fenómeno?
 - b) ¿Qué aplicaciones prácticas tiene la ósmosis?
 - c) ¿Cómo se diferencia la ósmosis de la ósmosis inversa?
 - d) ¿En qué procesos biológicos tiene lugar la ósmosis?
 - e) ¿Tiene la ósmosis inversa alguna aplicación práctica?

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Referencias bibliográficas

<http://chemistry.about.com/cs/howtos/a/aa020404a.htm>

www.funsci.com/fun3_en/exper2/exper2.htm#osmosis

<http://www.quimicayalgomas.com/quimica-general/propiedades-coligativas-quimica/propiedades-coligativas/>

<http://quimica2medio.blogspot.mx/p/propiedades-coligativas.html>

Anexos

Práctica No. 9

Electroquímica. Construcción de una celda de daniell

Resultados de aprendizaje

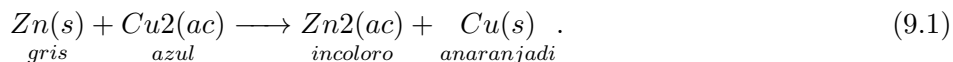
El alumno construye una celda de Daniel y comprende el principio de la electroquímica.

Fundamento

La electroquímica es el estudio de la electricidad y de cómo se relaciona con las reacciones químicas. En electroquímica, la electricidad puede ser generada mediante el movimiento de electrones desde un elemento a otro en una reacción conocida como redox, o de oxidación-reducción.

Una reacción redox es una reacción que implica un cambio en el estado de oxidación de uno o más elementos. Cuando una sustancia pierde un electrón, el estado de oxidación aumenta, es decir, se oxida. Cuando una sustancia gana un electrón, el estado de oxidación disminuye lo que implica que se ha reducido.

Un tipo muy importante de reacciones de oxidación reducción, son aquellas que se utilizan para proveer energía eléctrica en las baterías. Una celda electroquímica simple puede ser construida con cobre y zinc y con soluciones de sus sulfatos. Para comprenderlo mejor podemos considerar la reacción que se produce cuando se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de CuSO_4 (la disolución de CuSO_4 es de color azulado debido a los iones de cobre hidratado). Al cabo de un tiempo la barra de Zn se ha recubierto de un depósito anaranjado de cobre metálico, y el color azulado de la disolución comienza a desvanecerse. Estos cambios son debidos a que se produce la reacción



Es decir, que el Zn se oxida a Zn^{2+} y el Cu^{2+} se reduce a Cu. Si la reacción tiene lugar del modo descrito, a pesar de que es espontánea y que ha habido un intercambio de electrones, no se produce energía eléctrica. Para que la energía química de la reacción se transforme en energía eléctrica aprovechable, es necesario que los procesos de oxidación y de reducción tengan lugar en compartimentos separados, conectados entre sí del modo adecuado. Este sistema se denomina: **pila, célula electroquímica, célula galvánica o célula voltaica.**

Una forma simple de construir una pila se consigue mediante un montaje como el que se muestra en la figura 9.1.

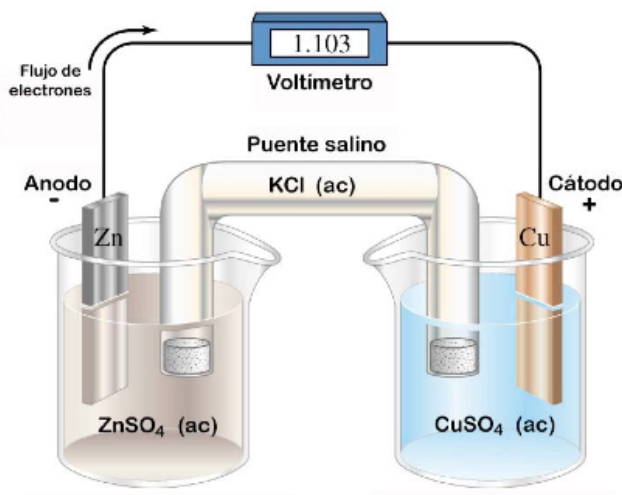


Figura 9.1: Célula electroquímica.

Hay dos compartimentos: en uno de ellos una barra de Zn está sumergida en una disolución de ZnSO_4 y, en el otro, una barra de Cu está sumergida en una disolución de CuSO_4 . Las dos disoluciones se mantienen conectadas eléctricamente mediante un puente salino (disolución de KCl, KNO_3 , etc.) que impide su mezcla. Un hilo metálico conductor conecta las barras de Zn y Cu, y constituye el circuito externo. Este ejemplo concreto se denomina **pila Daniel**. Cuando se unen los dos compartimentos de la manera representada en la figura, el voltímetro señala 1.1 v si las concentraciones de los iones involucrados son 1 M (o si son iguales entre sí).

Generalmente, en cada compartimento de una pila hay un metal en contacto con un electrolito. En electroquímica al metal se le denomina **electrodo**, y al conjunto metal/electrolito **semicélula** o **semicelda electroquímica** o **semipila**. Sin embargo, también es frecuente referirse al conjunto metal/electrolito como electrodo.

En esta práctica, construirás una celda de Daniel y podrás analizar su funcionamiento.

Reactivos

- 100 mL Sulfato de Cobre (II), CuSO_4 , 1 M.
- 100 mL Sulfato de Zinc, ZnSO_4 , 1 M.
- Nitrato de potasio o NaCl (10 g en 100 mL de agua).

Equipo y material

- 2 caimanes.
- 1 lámpara LED.
- 2 cables.
- 1 tubo de plástico transparente de 20 cm de largo para el puente salino.
- 2 torundas de algodón.
- Barra de Cu y barra de Zn para usarse como electrodos.
- 2 vasos de precipitados de 100 mL.
- Cable metálico de 30 cm de largo.
- Pinzas para cortar y doblar cables.
- 1 multímetro.

Desarrollo

1. Prepara una solución concentrada de Sulfato de cobre en agua destilada y otra solución de concentración similar de sulfato de zinc en agua destilada.
2. Para estas dos soluciones usa aproximadamente 10 – 30 g de desecante por cada 100 mL de agua destilada. Construye un sistema como el que se muestra a continuación:

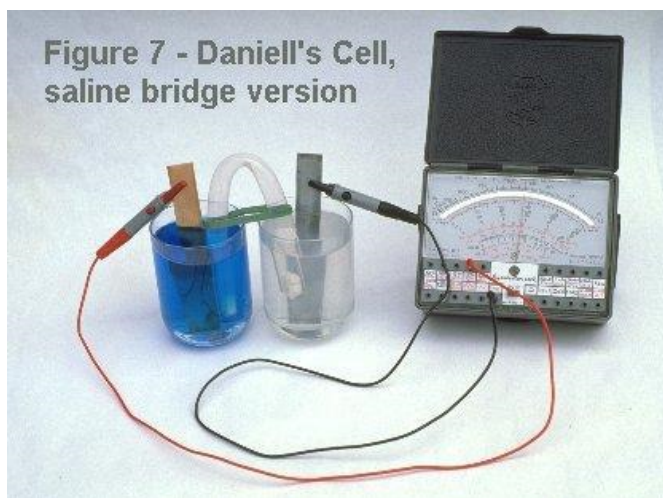


Figura 9.2: Celda de Daniel.

3. Coloca en la solución de Sulfato de cobre el electrodo de cobre y el sulfato de zinc con el electrodo de zinc.
4. Construye un puente salino usando un tubo flexible, dóblalo en *U* y llénalo con Nitrato de potasio (KNO_3) o sal (NaCl) disuelta en agua destilada (aproximadamente 10 g del compuesto por cada 100 mL de agua).
5. Tapa los extremos con algodón para que la solución salina se mantenga en el puente y no contamine los electrolitos.
6. El puente salino actúa como barrera entre ambos electrolitos mientras permite el flujo de cargas.
7. Junta las celdas de todos los demás equipos y conecten una pequeña lámpara LED a las terminales. En lugar de puente salino, coloquen un cable metálico como puente.

Registren los voltajes obtenidos y las conclusiones elaboradas.

Cálculos y resultados

Análisis de datos y conclusiones/comentarios

Referencias bibliográficas

<http://cartwright.chem.ox.ac.uk/tlab/experiments.html>

http://es.scribd.com/jsantiago_124/d/63941877-prcticas-fisicoquimica-1219278306277597-8

www.mysvarela.nom.es/quimica/practicas_eso/puntos_de_fusion.htm

<http://chemistry.about.com/od/growingcrystals/tp/Make-Crystals.htm?rd=1>

<http://chemistry.about.com/cs/howtos/a/aa020404a.htm>

www.funsci.com/fun3_en/exper2/exper2.htm#osmosis

www.funsci.com/fun3_en/electro/electro.htm

http://chemwiki.ucdavis.edu/Analytical_Chemistry/Electrochemistry/Basics_of_Electrochemistry

http://www.uam.es/docencia/qmapcon/QUIMICA_GENERAL/Practica_20_Procesos_Redox_Espontaneos_Pila_Daniell_y_Pilas_de_Concentracion.pdf

Anexos
