

Los trabajos prácticos en la Química de 2º de Bachillerato

Los trabajos prácticos de laboratorio constituyen uno de los elementos importantes en el desarrollo del currículo de la Química de 2º de Bachillerato. En efecto, en la introducción a esta materia se cita que:

“El desarrollo de esta materia debe contribuir a una profundización en la familiarización con la naturaleza de la actividad científica y tecnológica y a la apropiación de las competencias que dicha actividad conlleva, en particular en el campo de la química. En esta familiarización las prácticas de laboratorio juegan un papel relevante como parte de la actividad científica, teniendo en cuenta los problemas planteados, su interés, las respuestas tentativas, los diseños experimentales, el cuidado en su puesta a prueba, el análisis crítico de los resultados, etc., aspectos fundamentales que dan sentido a la experimentación.”

En los objetivos se plantea:

“2. Familiarizarse con el diseño y realización de experimentos químicos, así como con el uso del instrumental básico de un laboratorio químico y conocer algunas técnicas específicas, todo ello de acuerdo con las normas de seguridad de sus instalaciones.”

Y en la Orientaciones metodológicas se indica que:

“... es el momento de poner énfasis en problemas abiertos y actividades de laboratorio concebidas como investigaciones, que representen situaciones más o menos realistas, de modo que los estudiantes se enfrenten a una verdadera y motivadora investigación, por sencilla que sea.”

Estos aspectos vienen recogidos en el bloque de contenidos comunes, que tiene carácter transversal, y que considera como uno de los contenidos la:

“— Utilización de estrategias básicas de la actividad científica tales como el planteamiento de problemas y la toma de decisiones acerca del interés y la conveniencia o no de su estudio; formulación de hipótesis, elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales teniendo en cuenta las normas de seguridad en los laboratorios y análisis de los resultados y de su fiabilidad.”

También a lo largo de los diferentes bloques temáticos aparecen referencias explícitas a estudios experimentales, tanto en contenidos como en los criterios de evaluación (ver hoja siguiente) por lo que se proponen los correspondientes trabajos de laboratorio

Con el fin de facilitar la tarea del profesor, y solamente como elemento orientador, se adjuntan unos posibles guiones para estos trabajos prácticos.

Aunque no se citen explícitamente, se recomienda reflexionar en cada una de las prácticas sobre el potencial tóxico o contaminante de las especies usadas para tomar precauciones tanto en el manejo de los reactivos y aparatos de laboratorio en general (usando elementos de protección como gafas de seguridad, guantes y batas de laboratorio) como en eliminación de los residuos generados.

También, y en el contexto tanto de la actividad científica como de la comunicación de resultados, consideramos aconsejable pedir a los alumnos una breve memoria, informe de laboratorio, donde el alumno, de acuerdo con la metodología científica reflexione y ponga por escrito las conclusiones más relevantes de la experiencia realizada.

CONTENIDOS Y CRITERIOS DE EVALUACIÓN DEL CURRÍCULO QUE HACEN REFERENCIA EXPLÍCITA A ESTUDIOS EXPERIMENTALES.

CONTENIDO	CRITERIO EVALUACIÓN	PROPUESTA DE TRABAJO PRÁCTICO
	<p>3) También se evaluará la realización e interpretación de experiencias de laboratorio donde se estudien propiedades como la solubilidad de diferentes sustancias en disolventes polares y no polares, así como la conductividad de sustancias (puras o de sus disoluciones acuosas).</p>	<p>ESTUDIO DE LA SOLUBILIDAD Y CONDUCTIVIDAD DE DIFERENTES SUSTANCIAS Y SU RELACIÓN CON EL ENLACE QUÍMICO</p>
<p>4) Determinación experimental de un calor de reacción.</p>	<p>4) Deben también aplicar la ley de Hess, utilizar las entalpías de formación, hacer balances de materia y energía y determinar experimentalmente calores de reacción.</p>	<p>DETERMINACIÓN DEL CALOR DE LA REACCIÓN ENTRE EL HIDRÓXIDO SÓDICO Y EL ÁCIDO CLORHÍDRICO.</p>
<p>5) Estudio experimental y teórico de los cambios de las condiciones sobre el equilibrio.</p>	<p>5) Asimismo se valorará la realización e interpretación de experiencias de laboratorio donde se estudien los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos como heterogéneos.</p>	<p>EFFECTOS DE ALGUNOS CAMBIOS SOBRE EL EQUILIBRIO QUÍMICO:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Influencia de la concentración sobre el desplazamiento del equilibrio: sistema Tiocianato/Hierro(III). - Influencia de la temperatura en el desplazamiento del equilibrio: sistema Dióxido de nitrógeno/Tetraóxido de dinitrógeno <p>REACCIONES DE PRECIPITACIÓN: formación de precipitados y desplazamiento del equilibrio en estas reacciones</p>
<p>6) Volumetrías ácido-base. Punto de equivalencia. Aplicaciones y tratamiento experimental.</p>	<p>6) Se valorará si conocen el funcionamiento y aplicación de las técnicas volumétricas que permiten averiguar la concentración de un ácido o una base eligiendo el indicador más adecuado en cada caso y saben realizarlo experimentalmente.</p>	<p>DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE ÁCIDO ACÉTICO EN UN VINAGRE COMERCIAL</p>
<p>7) Valoraciones redox. Tratamiento experimental.</p>	<p>7) Debe valorarse si son capaces de describir los elementos e interpretar los procesos que ocurren en las células electroquímicas y en las electrolíticas, mediante experiencias tales como: la construcción de una pila Daniell, la realización de procesos electrolíticos como deposiciones de metales, la electrolisis del agua, etc.</p>	<p>VALORACIÓN REDOX (PERMANGANIMETRIA).</p> <p>PILAS VOLTAICAS Y ELECTROLISIS</p>

ESTUDIO DE LA SOLUBILIDAD Y CONDUCTIVIDAD DE DIFERENCIAS SUSTANCIAS Y SU RELACIÓN CON EL ENLACE QUÍMICO

A. ESTUDIO DE LA SOLUBILIDAD DE DIFERENTES SUSTANCIAS

1. Introducción

La disolución de una sustancia es un proceso en el que intervienen dos interacciones: por una parte la que ocurre entre las partículas del disolvente y las de la sustancia a disolver y por otra la que ocurre entre las partículas que forman la sustancia a disolver. Dependiendo del valor relativo de estas dos interacciones, la sustancia se disolverá o no y, en su caso, podrá interpretarse y discutirse la dependencia que tiene de la temperatura. En resumen, este proceso depende de la naturaleza del enlace del soluto y del disolvente y de la fortaleza de estos enlaces.

2. Objetivo

Estudiar la solubilidad de sustancias iónicas y covalentes en diferentes disolventes.

3. Descripción del procedimiento

a) Material

- Tubos de ensayo
- Disolvente orgánico (Éter de petróleo, tolueno, tetracloruro de carbono, ciclohexano , etc.)
- Agua destilada
- I₂ y KMnO₄ sólidos

b) Procedimiento

- Verter en un tubo de ensayo 5 mL de un disolvente orgánico y unos cristales de KMnO₄ (s)
- Añadir otros 5 mL de agua destilada y agitar dejándolo reposar hasta que se separen las dos fases.
- En otro tubo de ensayo echar unos 5 mL de agua y unos cristales de yodo.
- Añadir otros 5 mL de disolvente orgánico y agitar dejándolo reposar hasta que se separen las dos fases.

4. Recogida y análisis de datos

- Registrar las observaciones realizadas en una tabla.
- Describir los procesos que se han observado.
- Comentar brevemente si en el proceso se han usado o se han producido sustancias contaminantes o nociva y en caso afirmativo que se debe hacer antes de eliminarlas.

5. Evaluación de resultados

Interpretar lo observado teniendo en cuenta los tipos de enlace que existen en las sustancias intervinientes.

B. ESTUDIO DE LA CONDUCTIVIDAD DE DIFERENTES SUSTANCIAS

1. Introducción

La conductividad es un fenómeno asociado a la movilidad de cargas eléctricas (tanto electrones como iones). Puesto que cada una de las partículas que forman una sustancia están interaccionando con sus vecinas, su movilidad dependerá de la naturaleza y fortaleza de esta interacción, en resumen del enlace químico.

2. Objetivo

Estudiar la conductividad de diferentes sustancias tanto en fase sólida como líquida o en disolución.

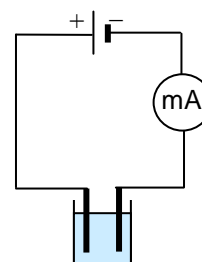
3. Descripción del procedimiento

a) Material

- Conductímetro didáctico (ver figura)
- Vaso de precipitados
- Agua destilada, cloruro de sodio, parafina

b) Procedimiento

- Conectar el miliamperímetro usando la escala más alta
- Tocar con los electrodos la sustancia sólida a investigar (parafina y un cristal de cloruro de sodio) observando la indicación del miliamperímetro.
- En el vaso de precipitados verter un poco de agua destilada, introducir los electrodos y observar la indicación del miliamperímetro.
- Añadir al agua cloruro de sodio, agitar hasta disolución y repetir la experiencia.



4. Recogida y análisis de datos

- a) Registrar las observaciones realizadas en una tabla.
- b) Describir los procesos que se han observado.

5. Evaluación de resultados

Interpretar lo observado teniendo en cuenta los tipos de enlace que existen en las sustancias intervinientes.

DETERMINACIÓN DEL CALOR DE LA REACCIÓN ENTRE EL HIDRÓXIDO SÓDICO Y EL ÁCIDO CLORHÍDRICO.

1. Introducción

En todo proceso químico se produce una variación energética que, si es a presión constante, se denomina entalpía. En su determinación se usa una técnica calorimétrica usual, calculando esta magnitud gracias a la variación de temperatura que experimenta el sistema.

Al realizarse el proceso en disolución, deberán considerarse previamente los siguientes aspectos:

- a) Preparación de disoluciones acuosas 1 M a partir de:
 - Un sólido puro NaOH (sería interesante hacer el cálculo con la riqueza real del hidróxido de sodio disponible en el laboratorio, aproximadamente de un 97 %).
 - De una disolución concentrada de HCl comercial del 37 % en masa y densidad 1,19 g/mL
- b) Variación de energía debida a un cambio de temperatura. Funcionamiento de un calorímetro.

2. Objetivo

Determinar el calor de reacción (neutralización) de un ácido fuerte con una base fuerte, compararlo con el valor teórico y analizar las posibles fuentes de error.

3. Descripción del procedimiento

- a) Material:
 - Vaso de precipitados de 100 mL
 - Probeta de 100 mL
 - Termómetro (preferiblemente de $\pm 0,5$ °C, o más preciso si se dispone de él)
 - Vaso de poliestireno con tapa
 - Disoluciones 1 M de NaOH_(ac) y de HCl_(ac)
- b) Procedimiento:
 - Colocar en un vaso 50 mL de la disolución 1 M de NaOH_(ac).
 - Colocar 50 mL de la disolución del HCl_(ac) en el vaso de poliestireno.
 - Anotar la temperatura de cada disolución.
 - Verter la disolución de NaOH sobre la de HCl, agitar suavemente y anotar la temperatura final de la mezcla.
 - Si es posible, repetir la experiencia.

4. Recogida y análisis de datos

- a) Registrar los datos en una tabla, que incluya las unidades y la incertidumbre de las medidas. Si cada grupo de alumnos puede realizar más de una experiencia pueden trabajar con estas, en caso contrario se sugiere que se haga una puesta en común de los datos de todos los grupos de alumnos formados y que se analicen en conjunto.
- b) ¿Cómo se determina el calor que se produce en la reacción?
- c) Procesar los datos para determinar la energía liberada en la reacción.

5. Evaluación de resultados

- a) Escribir la ecuación química que representa la reacción de neutralización.
- b) Calcular el calor de neutralización, en J/mol de HCl.
- c) El calor de neutralización de ácidos fuertes viene a ser 57,266 kJ/mol; ¿se desvía mucho del resultado obtenido? Analizar las posibles causas de error.

EFFECTO DE ALGUNOS CAMBIOS SOBRE EL EQUILIBRIO QUÍMICO

A. INFLUENCIA DE LA CONCENTRACIÓN SOBRE EL DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO: SISTEMA TIOCIANATO/HIERRO(III)

1. Introducción

Cuando una reacción química es reversible, puede establecerse un equilibrio químico en los procesos directo e inverso que cumple el principio de Le Chatelier, modificando su posición (las concentraciones de las sustancias intervinientes) cuando se modifican diferentes factores como la concentración de las sustancias.

En el caso del sistema tiocianato/hierro(III), el proceso es $\text{Fe}^{3+}_{(ac)} + 6 \text{SCN}^{-}_{(ac)} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}_{(ac)}$ y se puede seguir fácilmente su evolución en función de las concentraciones de las sustancias ya que ion hexakis(tiocianato) ferrato (III) es de color rojo intenso mientras que el Fe^{3+} es amarillo.

2. Objetivo

Estudiar la evolución de un equilibrio químico cuando se varía la concentración de algunas de las sustancias intervinientes.

3. Descripción del procedimiento

a) Materiales

- Vasos de precipitados de 100 mL
- Cuatro tubos de ensayo
- Disoluciones 0,1 M de FeCl_3 , KSCN , NaOH y de NaF

b) Procedimiento

En un vaso de precipitados se prepara una disolución mezclando 1 mL de las disoluciones de cloruro de hierro (III) y de tiocianato potásico diluyéndola con 50 mL de agua.

La disolución preparada se dividirá aproximadamente en cuatro partes iguales que se colocarán en cuatro tubos de ensayo.

- Tubo 1: Se deja inalterado como control
- Tubo 2: Se le añade gota a gota disolución de KSCN
- Tubo 3: Se le añade gota a gota disolución de NaOH
- Tubo 4: Se le añade gota a gota disolución de NaF

4. Recogida y análisis de datos

- Registrar los datos en una tabla que recoja lo observado con la mayor precisión.
- Escribir la constante de equilibrio correspondiente a la reacción indicada.
- Determinar la situación del equilibrio en cada tubo.

5. Evaluación de resultados

Explicar, según el principio de Le Châtelier y en función del cociente de reacción, los cambios cualitativos que se producen en la composición de la mezcla en equilibrio al añadir los diferentes reactivos (KSCN , NaOH y NaF).

B. INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA EN EL DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO: SISTEMA DIÓXIDO DE NITRÓGENO/TETRÓXIDO DE DINITRÓGENO

1. Contexto teórico

Cuando una reacción química es reversible, puede establecerse un equilibrio químico en los procesos directo e inverso que cumple el principio de Le Chatelier, modificando su posición (las concentraciones de las sustancias intervinientes) e incluso el propio valor de la constante de equilibrio cuando se modifica la temperatura.

Para el sistema $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$, en el que el proceso directo es endotérmico [$\Delta H^\circ = +57,7 \text{ kJ}$], la influencia de la temperatura se puede seguir fácilmente ya que el $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ es incoloro mientras que el $\text{NO}_2(\text{g})$ es pardo rojizo. Para obtener los óxidos de nitrógeno se ataca cobre con disolución concentrada de ácido nítrico, se obtiene una mezcla de óxidos de nitrógeno (NO y NO_2 mayoritariamente), que se recogen fácilmente en un matraz erlenmeyer cerrado con un tapón.

2. Objetivo

Estudiar la evolución de un equilibrio químico cuando se varía la temperatura.

3. Descripción del procedimiento

a) Materiales

- Tres matraces erlenmeyer tapados con el sistema gaseoso objeto de estudio a temperatura ambiente.

b) Procedimiento

Introducir uno de los matraces en agua con hielo y el otro en agua hirviendo. Mantener el tercer matraz a temperatura ambiente.

4. Recogida y análisis de datos

- Comparar los colores de cada matraz con el matraz de control. Anotar las observaciones en una tabla.
- Escribir la expresión de la constante de equilibrio correspondiente a la reacción anterior.
- Determinar la situación del equilibrio en cada tubo.

5. Evaluación de resultados

Explicar, según el principio de Le Châtelier y en función del cociente de reacción, los cambios cualitativos que se producen en la composición de la mezcla en equilibrio al modificar su temperatura.

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN: FORMACION DE PRECIPITADOS Y DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO EN ESTAS REACCIONES

1. Introducción

En las reacciones de precipitación uno de los productos de reacción es un sólido que, al estar en equilibrio con los iones en disolución, constituye un ejemplo de un equilibrio heterogéneo que también cumple el principio de Le Chatelier, modificando su posición (disolviéndose más o menos sustancia) cuando se modifican diferentes factores como la concentración de las sustancias. En los casos planteados en ese trabajo práctico, se considera la formación de un ion muy estable: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ o el ataque de un ácido al carbonato formado (reacción ácido-base).

2. Objetivo

Observar la formación de precipitados y aplicar el principio de Le Chatelier en el desplazamiento del equilibrio químico.

3. Descripción del procedimiento

a) Materiales

- Tubos de ensayo
- Vasos de precipitados.
- Disoluciones:
 - Cloruro sódico 0,2 M
 - Nitrato de plata 0,1 M
 - Cloruro de bario 0,1 M
 - Carbonato de sodio 0,1 M
 - Ácido clorhídrico 0,25 M
 - Amoníaco 0,1 M

b) Procedimiento

- En un tubo de ensayo se vierten 5 mL de disolución de cloruro sódico y a continuación gotas de la disolución de nitrato de plata hasta la formación de un precipitado claramente visible. A continuación se le añade gota a gota la disolución de amoníaco, observando lo que ocurre.
- En otro tubo de ensayo se vierten 5 ml de cloruro de bario y a continuación gotas de la disolución de carbonato de sodio hasta la formación de un precipitado claramente visible. A continuación se le añade gota a gota la disolución de ácido clorhídrico, observando lo que ocurre.

4. Recogida y análisis de datos

- a) Anotar lo observado en cada paso.
- b) Escribir las reacciones que se producen en todos los casos.

5. Evaluación de resultados

- a) Justificar, en función del producto de solubilidad, la formación del precipitado en cada caso
- b) Explicar, según el principio de Le Châtelier y en función del cociente de reacción, los cambios cualitativos que se producen en cada equilibrio al añadir a uno de los tubos la disolución de HCl y al otro la de amoníaco.

DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE ÁCIDO ACÉTICO EN UN VINAGRE COMERCIAL

1. Introducción

Cuando un ácido reacciona con una base se produce una reacción en la que se “neutralizan” las propiedades que caracterizan ambas sustancias, estas son las reacciones de neutralización. El punto final de la misma se detecta con un indicador adecuado.

A la hora de realizar esta actividad práctica, debería reflexionarse sobre la naturaleza de este proceso, indicando cuál es la reacción que se produce durante la valoración del vinagre, estudiar cómo debe ser el pH de la disolución durante la adición parcial del NaOH y en el punto de equivalencia (teniendo en cuenta la diferente fuerza del NaOH y del CH₃COOH) y elegir el tipo de indicador más adecuado para determinar el punto final de la valoración.

2. Objetivo

Estudiar una reacción de neutralización, determinando el punto final de la misma y aplicarlo para hallar la concentración en ácido acético de un vinagre comercial.

3. Descripción del procedimiento

a) Material

- Vaso de precipitados
- Disolución titulada de NaOH 1 M
- Matraz erlenmeyer
- Muestra de vinagre comercial
- Indicador
- Soporte y pinzas de bureta
- Probeta
- Pipeta aforada de 10 mL

b) Procedimiento

- Tomar con una pipeta aforada 10 mL de vinagre y verterla en el erlenmeyer.
- Añadir al erlenmeyer unos 25 mL de agua destilada.
- Agregar 3 gotas del indicador en el erlenmeyer.
- Verter lentamente disolución valorada de NaOH con la bureta, mientras se agita suavemente, hasta que se produzca el cambio de color.
- Limpiar bien el erlenmeyer y repetir la operación afinando bien el punto final.

4. Recogida y análisis de datos.

- a) Registrar los datos en una tabla que incluya las unidades y la incertidumbre de las medidas (si cada grupo de alumnos no ha podido realizar varias valoraciones, podría ser interesante compartir los datos de los distintos grupos de alumnos).
- b) Calcular la concentración de ácido acético en la muestra de vinagre. Expresar los resultados en Molaridad, g/L y % en masa. (Considera la densidad de la disolución de vinagre como de 1 g/mL).

5. Evaluación de resultados

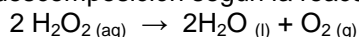
- a) ¿Por qué el hecho de añadir el agua destilada al erlenmeyer en el que se va a realizar la valoración, no va a suponer ninguna modificación en los resultados?
- b) Hallar la concentración del vinagre comercial y compararlo con el que viene en la etiqueta de la botella de vinagre comentando las posibles fuentes de error.

VALORACIÓN REDOX (PERMANGANIMETRÍA)

1. Introducción

Las valoraciones redox son reacciones en las que, usando un proceso redox, se pretende determinar la concentración de una disolución conociendo la de la otra sustancia reaccionante. En el caso que nos ocupa se determinarán la concentración de un agua oxigenada en peróxido de hidrógeno.

Las disoluciones de agua oxigenada (H₂O₂) en agua destilada tienen una concentración variable que oscila entre el 3 al 30%. Esta concentración se suele indicar en “volúmenes”, expresión que nos indica el volumen de oxígeno que puede desprender un volumen determinado de la disolución. Así, si un agua oxigenada es de 10 volúmenes quiere decir que 1 litro de esa disolución tiene una cantidad de agua oxigenada tal que es capaz de desprender 10 litros de oxígeno, medidos en condiciones normales cuando se produce su descomposición según la reacción:



donde 2 moles de agua oxigenada (34 gramos) desprenden 1 mol de oxígeno gaseoso, el cual en condiciones normales ocupa 22,4 L.

2. Objetivo

Determinar la concentración de un agua oxigenada comercial utilizando otra disolución de permanganato de potasio de concentración conocida. (Esta valoración recibe el nombre de permanganimetría).

3. Descripción del procedimiento

a) Materiales

- Bureta con soporte
- Erlenmeyer de 250 mL
- Pipeta aforada de 10 mL
- Probeta
- Vaso de precipitados
- Disolución de permanganato de potasio 0,02M
- Ácido sulfúrico 6M
- Agua oxigenada comercial
- Agua destilada

b) Procedimiento

- Se toman 10 mL de agua oxigenada comercial y tras introducirlos en una probeta, se diluye con agua destilada hasta 100 mL.
- Se miden con la pipeta 10 mL de la disolución acuosa de agua oxigenada y se vierten en el erlenmeyer.
- Se añaden al erlenmeyer 25 mL de agua destilada.
- Añadimos, a continuación, 10 mL de ácido sulfúrico 6M.
- Llenamos la bureta con la solución de permanganato de potasio 0,02M.
- Añadir lentamente la disolución de permanganato desde la bureta, mientras se agita el erlenmeyer suavemente, hasta que se produzca el cambio de color.
- Limpiar bien el erlenmeyer y repetir la operación, otras 2 veces, afinando bien el punto final.
- Al finalizar el experimento seguir las instrucciones habituales para lavar y ordenar el equipo usado, desechar los residuos adecuadamente, limpiar y ordenar el área de trabajo.

4. Recogida y análisis de datos

- a) Registrar los datos de las tres experiencias en una tabla, que incluya las unidades y la incertidumbre de las medidas (si cada grupo sólo puede hacer una valoración, compartir los resultados de todos los grupos de la clase).
- b) Teniendo en cuenta las semirreacciones de oxidación y reducción ajustar la reacción redox que tiene lugar en el proceso. ¿Qué especie es el oxidante? ¿Qué especie es el reductor?

- c) A partir del volumen de disolución de permanganato de potasio utilizado, calcular:
- La concentración del peróxido de hidrógeno en la muestra de agua oxigenada diluida.
 - La concentración del agua oxigenada comercial. Expresar los resultados en Molaridad, g/L y % en peso. (Considera la densidad de la disolución diluida como de 1 g/mL).

5. Evaluación de resultados

- a) ¿De cuántos “volúmenes” es el agua oxigenada comercial analizada? Compara el resultado con el de la etiqueta comercial.
- b) ¿Por qué el hecho de añadir el ácido sulfúrico y agua destilada al erlenmeyer en el que se va a realizar la valoración, no va a suponer ninguna modificación en los resultados?
- c) ¿Por qué se adiciona ácido sulfúrico al erlenmeyer?
- d) ¿Qué indicador se utiliza en esta volumetría? Razonar la respuesta.

PILAS VOLTAICAS Y ELECTROLISIS

A. CONSTRUCCIÓN DE UNA PILA DANIELL

Una pila Daniell está formada por dos semielementos, uno formado por una barra de cobre sumergida en una disolución saturada (aproximadamente 1 M) de CuSO_4 , y el otro por una barra de cinc sumergida en una disolución saturada (aproximadamente 1 M) de ZnSO_4 .

Se preparan en dos vasos de precipitados las disoluciones insertando los electrodos y se unen externamente a través de un hilo conductor. Si se intercala un amperímetro se detectará el paso de corriente y si se conecta un voltímetro a los extremos de los electrodos podremos medir la diferencia de potencial para esta pila (téngase cuidado en la conexión para que la corriente sea positiva). Los dos vasos deben conectarse a través de un puente salino creado por una tira de papel humedecida por una disolución acuosa de cloruro sódico.

Cuestiones:

Además de la descripción, construcción, resultados obtenidos, conclusiones, etc. para esta pila, deben responderse las siguientes preguntas.

1. Escribir las correspondientes semireacciones, indicando el oxidante, el reductor, etc., así como las ecuaciones iónica y molecular.
2. ¿Los resultados obtenidos (polaridad de la pila creada, voltaje, etc.) se corresponden con las previsiones teóricas?

B. ELECTROLISIS DEL AGUA

Si no se dispone de un voltámetro se puede realizar con dos buretas invertidas llenas de agua sobre un cristizador con agua, se introduce ligeramente dos electrodos de platino (grafito puede servir) en las bocas sumergidas de las buretas, se acidula el agua ligeramente con ácido sulfúrico, se conectan los electrodos a una fuente de alimentación de corriente continua para alimentar el circuito, elevando lentamente el voltaje, pronto se observa el desprendimiento gaseoso en las dos buretas invertidas.

Cuestiones:

Escribir los procesos que ocurren en cada electrodo. Realizar un esquema completo de la cuba electrolítica etiquetándola convenientemente.

C. DEPOSICIÓN ELECTROLÍTICA DE UN METAL (COBRE)

En un vaso de precipitados se coloca una disolución de sulfato de cobre(II) o cloruro de cobre(II) [es suficiente 0,5 M] y se introducen dos electrodos: (los dos metálicos, los dos de grafito o uno metálico en el que se realizará la deposición del metal y otro de grafito). Se conectan a una fuente de alimentación de corriente continua y se va elevando lentamente el voltaje.

Cuestiones:

Escribir los procesos que ocurren en cada electrodo. Realizar un esquema completo de la cuba electrolítica etiquetándola convenientemente.