



Embelllecimiento de Objetos de la Vida Cotidiana

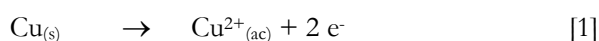
INTRODUCCIÓN

La apariencia de muchos objetos utilizados a diario no se corresponde con su naturaleza. Aquellos que parecen de plata simplemente están recubiertos de una fina capa de este metal, al igual que el oro depositado sobre joyas o contactos eléctricos, los cromados, o los niquelados. Estos recubrimientos se consiguen mediante *electrodeposición*. Para obtener un buen depósito electrolítico, bien adherido y espesor uniforme, hay que controlar factores como la diferencia de potencial entre los electrodos, la intensidad de la corriente eléctrica, la pureza y concentración de la disolución electrolítica, la temperatura a la que se lleva a cabo el proceso, y la limpieza del objeto a recubrir.

FUNDAMENTO TEÓRICO

La *electrodeposición* consiste en el depósito de una lámina fina de metal ($\approx 0,02$ mm de espesor) sobre una superficie conductora mediante un proceso de electrólisis. El ejemplo más sencillo es la *electrodeposición* de cobre. El objeto a recubrir se coloca como cátodo y como ánodo un electrodo de cobre. Ambos electrodos se sumergen en una disolución que contenga una sal de Cu^{2+} , por ejemplo CuSO_4 (1).

En el ánodo se produce la semirreacción de oxidación:



En el cátodo se produce la semirreacción de reducción:



A medida que el Cu se deposita sobre el cátodo, los iones Cu^{2+} pasan a la disolución desde el ánodo, manteniéndose constante la concentración de Cu^{2+} en la disolución. Por tanto, no existe una reacción neta, sino simplemente una transferencia de cobre desde el ánodo hasta el cátodo.

La cantidad de sustancia liberada en los electrodos durante la electrólisis está relacionada con la carga total que ha fluído en el circuito eléctrico en la reducción [2], un mol de iones Cu^{2+} da lugar a 1 mol cobre metal. Para ello es necesario consumir 2 moles de electrones. Cada mol de electrones tiene una carga de $9,65 \cdot 10^4$ C, denominada constante de Faraday ($F=9,65 \cdot 10^4 \text{C/mol}$).

Por tanto, si se conoce la cantidad de sustancia precipitada, m , se puede saber la cantidad de carga eléctrica usada para su deposición, Q , según las siguientes relaciones:

$$Q = \frac{m}{PM} \cdot n \cdot F \quad (\text{Ley de Faraday}) \quad \text{y} \quad Q = I \times \Delta t \quad \text{donde}$$

PM = Peso molecular del Cobre
n = nº electrones
F = $9,65 \cdot 10^4$ C/mol
I = Intensidad de corriente
Δt = tiempo de electrólisis

A partir de la carga eléctrica y del tiempo de electrólisis, se puede determinar la intensidad de corriente.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA



DPTO. QUÍMICA FÍSICA Y TERMODINÁMICA APLICADA

OBJETIVOS

- Provocar la electrodeposición de una capa de metal (Cu) para recubrir un objeto metálico de naturaleza distinta por electrólisis y cuantificar la cantidad depositada mediante gravimetría.
- Calcular la carga y la intensidad de corriente para la deposición de esa cantidad de metal.

MATERIALES Y MÉTODOS

Material:

Pila, cables, objeto a recubrir, lámina de cobre, vaso de precipitados, matraz aforado de 50 ml, espátula, vidrio de reloj y sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

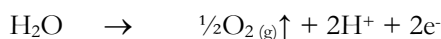


Preparación de la disolución de CuSO_4

- Pesar 1.25g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en un vidrio de reloj.
- Disolver en agua destilada el sólido pesado en un vaso de precipitado.
- Transvasar el líquido resultante a un matraz de 50ml y enrasar.
- Calcular la concentración de Cu^{2+} presente en la disolución.

Limpieza electroquímica del objeto a recubrir.

- Pesar el objeto que se quiere recubrir.
- Conectar el objeto a recubrir, mediante el cable rojo, al polo positivo de la pila.
- Conectar la lámina de cobre, mediante el cable negro, al polo negativo de la pila.
- Añadir los 50ml de la disolución de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en el vaso de precipitado. El objeto a recubrir y la lámina de cobre se introducen en la disolución. Observar un intenso burbujeo sobre el objeto a recubrir, durante al menos 1 minuto. Las burbujas son el resultado de la oxidación del agua para formar oxígeno sobre la superficie del objeto mediante la reacción de electrólisis del agua:



Deposición de Cobre sobre el objeto a recubrir.

- Conectar la lámina de cobre, mediante el cable rojo, al polo positivo de la pila.
- Conectar el objeto a recubrir, mediante el cable negro, al polo negativo de la pila.
- Transcurridos 10 minutos desconectar los cables de la pila y retirar el objeto recubierto de cobre.
- Secar y pesar el objeto, ahora recubierto de Cobre. Por diferencia, se determina la cantidad de cobre que se ha depositado sobre el objeto.
- Desechar la disolución de CuSO_4 al recipiente adecuado para su tratamiento como residuo y limpiar el material.
- A partir de los datos experimentales, calcular la carga necesaria para realizar la deposición y la intensidad de corriente que circuló durante el proceso de electrólisis.

REFERENCIAS

1. K.W. Whitten, R.E. Davis y M.L. Peck, *Química General*, Ed. McGraw-Hill, Madrid (1998).



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA FÍSICA Y
TERMODINÁMICA APLICADA



Guante de Oxígeno

INTRODUCCIÓN

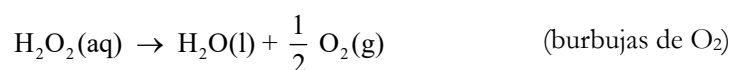
Las sustancias gaseosas de utilidad deben encerrarse en un recipiente adecuado para su uso posterior. En cualquier laboratorio, e incluso en hospitales, no es raro ver balas de gases útiles (medicinales en el caso de hospitales) cuyo uso es fundamental en distintas aplicaciones.

Muchos gases son obtenidos mediante reacciones químicas. Son productos de reacción que, si no se pone cuidado, se pierden mezclándose con el aire del laboratorio o del recinto.

En esta práctica vamos a producir oxígeno y lo vamos a "embalar" en un guante.

FUNDAMENTO

La descomposición del peróxido de hidrógeno tiene lugar según la reacción:



Esta reacción es exotérmica, de manera que la temperatura de la mezcla de reacción aumenta en una magnitud proporcional a la cantidad de peróxido de hidrógeno que reacciona. El calor desprendido se puede determinar por la fórmula:

$$Q \cong m \cdot c_e \cdot \Delta T$$

Para que la reacción transcurra rápidamente se añade un CATALIZADOR. Éste interviene en la reacción aunque veremos que al final queda igual que estaba al principio. Esto nos indica que no es un reactivo ni un producto, sólo un "intermediario" para que la reacción vaya más rápida.

MATERIALES Y MÉTODOS

Material:

Matraz de tres bocas, vaso de precipitados, termómetro, guante, peróxido de hidrógeno (H₂O₂), nitrato de hierro (III)

Procedimiento:

- Se toman 50 mL de una disolución de H₂O₂ (3% p/v) en un vaso pequeño con una probeta.
- Se prepara una disolución del catalizador, Fe(NO₃)₃, pesando 2 gramos y disolviéndolo con 30 mL de agua en otro vaso pequeño. Tomar nota del COLOR de la disolución.
- Preparamos el matraz de tres bocas con el termómetro en el centro, un guante en la boca de la izquierda (para los zurdos mejor al contrario) y un tapón para el de la derecha.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA



DPTO. QUÍMICA FÍSICA Y TERMODINÁMICA APLICADA

- Se quita el tapón y se añade el H_2O_2 . Se mide la temperatura. Será la TEMPERATURA INICIAL, T_i .
- Luego se añade por la misma boca la disolución del catalizador y se cierra rápido con el tapón.

Observaciones:

- Observar el cambio instantáneo de COLOR y anotarlo.
- Observar cómo en pocos segundos aparecen muchas burbujas.
- Ver cómo la temperatura aumenta y anotar la TEMPERATURA FINAL, T_f .
- Ver que el guante se hincha (como en la figura de la derecha), albergando el oxígeno ("bala o guante" de oxígeno).
- Observar el cambio de color de la disolución según transcurre la reacción.



Cálculos y conclusiones:

- Teniendo en cuenta que la masa total de la disolución preparada es próxima a 80 g (50+30 mL de disoluciones acuosas mezcladas) y que $c_e = 4.18 \text{ J/}^\circ\text{C}\cdot\text{g}$, determinar el calor desprendido en la reacción, Q .

Si luego se divide Q entre el número de moles que hemos puesto de H_2O_2 , tendremos el CALOR DE REACCIÓN (ΔH_{exp}) DE DESCOMPOSICIÓN DE PERÓXIDO DE HIDRÓGENO. En los libros vemos que tiene un valor de alrededor de 90 kJ/mol, ¿te sale?

- ¿Cómo vemos en este experimento que el Fe juega el papel de catalizador?



ENSAYOS SENCILLOS CON POLÍMEROS DE USO COTIDIANO

Muchos de los objetos que nos rodean y utilizamos en la vida cotidiana están hechos o tienen partes elaboradas con plásticos, pinturas y fibras sintéticas. Todos estos objetos tienen en común el hecho de estar constituidos por polímeros, es decir, moléculas grandes (macromoléculas) construidas a partir de unidades más pequeñas (monómeros) que se repiten muchas veces a lo largo de la molécula.

En la primera parte de la práctica, comprobaremos cómo, mediante ensayos sencillos basados en su diferente densidad, pueden identificarse y separarse, para poder ser reciclados, distintos plásticos de uso cotidiano.

Los diferentes plásticos que tendremos que identificar así como las 6 disoluciones de densidad conocida (disoluciones patrón) que nos servirán para su identificación aparecen en la siguiente tabla.

POLÍMERO	Símbolo para reciclado	Intervalo de densidad (g/cm ³)	Disoluciones patrón	
			Identificador	Densidad (g/cm ³)
EPS (poliestireno expandido)		0.02-0.06		
PP (polipropileno)		0.89-0.91	1	0.79
LDPE (polietileno de baja densidad)		0.91-0.93	2	0.91
HDPE (polietileno de alta densidad)		0.94-0.96	3	0.94
PS (poliestireno)		1.04-1.11	4	1.00
PVC (policloruro de vinilo)		1.20-1.55	5	1.15
PET (politereftalato de etileno)		1.38-1.40	6	1.38

Algunos ejemplos de uso de estos materiales:

EPS (poliestireno expandido): relleno de cajas para proteger el contenido de posibles golpes en su traslado; caja para hamburguesas; bandejas de alimentos preparados.

PP (polipropileno): contenedores de quesos frescos y algunas margarinas; puntas de pipeta.

LDPE (polietileno de baja densidad): algunas bolsas de plástico; bolsas de congelados.

HDPE (polietileno de alta densidad): recipientes de champús y geles de baño; recipientes de yogures líquidos.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL
LABORATORIO EXPERIMENTAL
DE QUÍMICA



DPTO. QUÍMICA ORGÁNICA

PS (poliestireno): platos, cubiertos y vasos de plástico desechable; perchas de plástico.

PVC (policloruro de vinilo): bandejas de tartas y frutas escarchadas; correas de relojes.

PET (politereftalato de etileno): es el plástico más empleado en botellas de bebidas

POCEDIMIENTO

- Disponer una gradilla con 6 tubos de ensayo. Añadir a cada uno de los tubos una de las disoluciones de densidad conocida.

-Preparar las diferentes muestras de polímeros, cortándolas en trozos de unos 4x4 mm. De cada polímero problema se cortarán 6 trozos. Introducir uno en cada tubo de ensayo, y a la vista de los resultados completar la siguiente tabla e identificar el material del que se trata.

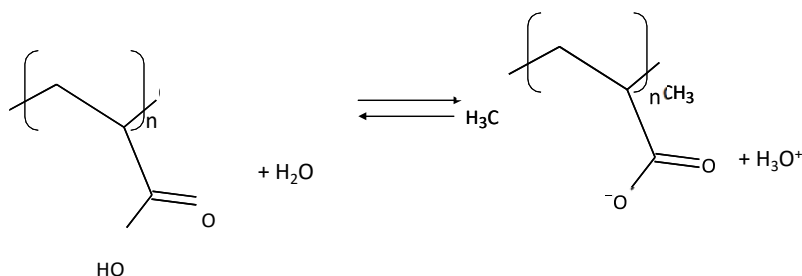
Nr. muestra	Indicar si flota (F) o se hunde (H) en cada una de las disoluciones de densidad conocida						Polímero de que se trata
	1	2	3	4	5	6	

Es posible que se formen burbujas de aire alrededor de los polímeros lo que puede hacer que materiales que por su densidad deberían hundirse permanezcan a flote. Por ello, realizaremos los ensayos agitando con la ayuda de una varilla.

HIDROGELES

En la segunda experiencia el estudiante se familiarizará con los hidrogeles, también conocidos como materiales poliméricos “inteligentes”. Los hidrogeles se encuentran presentes en muchos materiales de uso cotidiano, como los pañales desechables, aprovechando su gran capacidad de absorción de líquido (muchas veces su peso).

Los hidrogeles suelen estar constituidos por ácidos carboxílicos (compuestos de estructura R- COOH) que se ionizan en agua dejando una serie de cargas negativas alrededor del polímero.





JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA



DPTO. QUÍMICA ORG

Esto tiene un doble efecto: a) las cargas negativas se repelen, dando lugar a una expansión del polímero; b) las moléculas polares de agua son atraídas por las cargas negativas. Como consecuencia de ello, la mezcla de polímero y agua se hace más viscosa y el polímero, que había aumentado de tamaño, puede retener gran cantidad de agua.

Sin embargo, se trata de un equilibrio, que puede ser modificado de diversas formas. Por ejemplo, si se añade una sal, ésta se disociará en agua, dando iones positivos y negativos. Los iones positivos serán atraídos hacia las cargas negativas del polímero que, en consecuencia, liberarán el agua retenida.

PROCEDIMIENTO

Con la ayuda de unas tijeras, romper un pañal, recogiendo con cuidado el hidrogel de su interior. Tendrá un aspecto de pequeñas partículas blancas. De un pañal se pueden obtener unos 5-10 g de hidrogel. Pesar unos 5 g y verterlos en un vaso de precipitados. Ir añadiendo agua (alrededor de 100mL) y comprobar la alta capacidad de absorción del polímero, a la vez que aumenta su tamaño. Si ahora añadimos sal, la viscosidad de la mezcla disminuirá y se hará cada vez más fácil de agitar. El hidrogel tenderá a liberar agua y recuperar su aspecto original, decantando en el fondo del vaso.

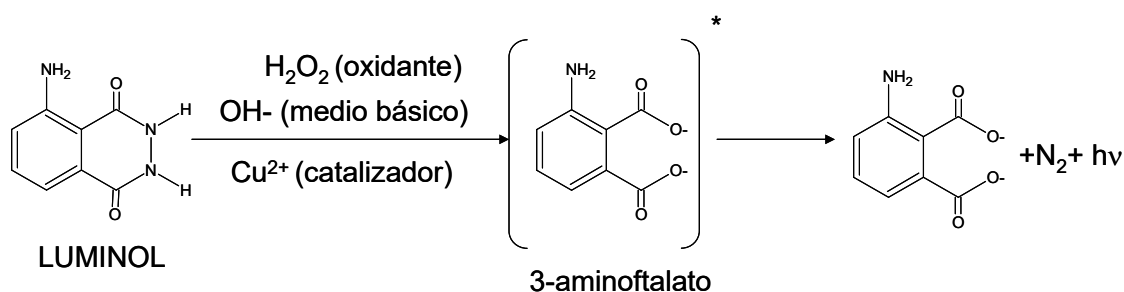


La espiral luminosa: generación de luz mediante una reacción química

La luminiscencia es un fenómeno que se produce en determinados compuestos químicos que al ser excitados pueden emitir luz. Cuando la excitación es provocada por la luz, tenemos procesos como la fluorescencia (caso por ejemplo de determinadas tintas que brillan de un modo especial al ser iluminadas) o la fosforescencia (caso de los juguetes que brillan en la oscuridad o las manecillas de ciertos relojes).

Cuando la excitación es originada por una reacción química, se habla de bioluminiscencia (si tiene lugar en los seres vivos) o de modo genérico de quimioluminiscencia. Un ejemplo típico de bioluminiscencia es el caso de las luciérnagas que emiten luz en la oscuridad. Todos hemos visto alguna vez en la televisión (particularmente en series como CSI) cómo la policía científica llega a la escena del crimen y mediante una serie de reactivos logra detectar rastros de sangre. Este es un ejemplo de quimioluminiscencia muy parecido al que veremos en esta práctica.

En nuestro caso el compuesto que emitirá luz al ser irradiado es el luminol. El proceso que tendrá lugar se puede esquematizar de modo resumido de la siguiente manera:



Así, al poner el luminol en un medio básico será oxidado por el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada), proceso que es catalizado por un metal, en este caso el cobre. La reacción originará un intermedio inestable (3-aminofталato excitado) que emitirá luz. En el caso de la detección de rastros de sangre, el catalizador es el hierro de la hemoglobina.

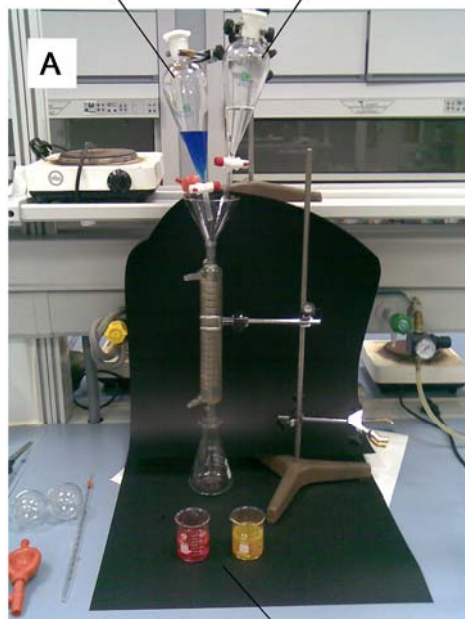
Procedimiento

El alumno encontrará un montaje como el de la Figura 1A. Introducir en uno de los embudos la disolución básica de luminol con el catalizador (disolución A) y en el otro la disolución de peróxido de hidrógeno (disolución B). Abrir simultáneamente las llaves de paso de ambos embudos. A medida que los contenidos de ambas disoluciones se vayan mezclando en el serpentín, tendrá lugar la reacción del esquema, originándose una luz de tonalidad azulada (Figura 1B). La tonalidad de la luz puede ser alterada mediante la adición de determinados tintes. Repetir el experimento, haciendo gotear a la entrada del serpentín, con la ayuda de una pipeta, unos mililitros de disolución de rodamina B (disolución C).

Para poder apreciar mejor el experimento, conviene llevarlo a cabo con escasa luz. También puede rodearse el sistema con cartulina negra.

Disolución A
(luminol, OH⁻, Cu²⁺)

Disolución B
(H₂O₂)



Disolución C (colorante)



Figura 1. Montaje experimental de la práctica (A) y resultado de la misma al mezclar las disoluciones A y B (B).

Material y reactivos

2 embudos de decantación

1 embudo de rama corta

Un refrigerante de reflujo

Un matraz Erlenmeyer

Una pipeta de 10 mL

Cartulina negra

Disolución básica de luminol con Cu²⁺ (disolución A)

Disolución acuosa de H₂O₂ (disolución B)

Disolución acuosa de rodamina B (disolución C)



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



Caracterización y Tratamiento de Aguas Residuales

INTRODUCCIÓN

En el Laboratorio de Aguas Residuales del Departamento de Química Inorgánica e Ingeniería Química se realizan principalmente actividades relacionadas con la caracterización de las aguas residuales, entendiéndose estas como aquellas cuyas características originales han sido modificadas por actividades antropogénicas, teniendo que ser vertidas a un cuerpo natural de agua o reusadas y que por sus características de calidad requieren de un tratamiento previo de depuración.

El proceso de depuración de las aguas residuales se realiza en una Estación Depuradora de Aguas Residuales (EDAR) y consta, generalmente, de tres etapas:

- Tratamiento primario: Comprende operaciones que eliminan los sólidos en suspensión presentes en el agua residual. También se eliminan aceites y grasas.
- Tratamiento secundario: Su objetivo es reducir la materia orgánica disuelta y coloidal convirtiéndola, mediante microorganismos, en materia sedimentable flocculenta que pueda ser separada del agua con medios físicos como la sedimentación y filtración.
- Tratamiento terciario: La finalidad de este tratamiento es eliminar la carga orgánica residual y otras sustancias contaminantes que no han sido eliminadas en el tratamiento secundario, como por ejemplo el fósforo y el nitrógeno. No todas las plantas tienen esta etapa ya que dependerá de la composición del agua residual y el destino que se le dará.

En el marco de la caracterización de las aguas residuales, en esta jornada se llevarán a cabo dos actividades:

- ✓ **Sedimentación de partículas flocculadas mediante el método normalizado Jar-Test.**
 - ✓ **Determinación del contenido de nitrógeno amoniacal mediante el método Kjeldahl.**
-

PRÁCTICA 1. *Sedimentación de partículas flocculadas mediante el método normalizado Jar-Test*

Introducción

Los procesos de coagulación-floculación persiguen la eliminación de las sustancias coloidales del agua, cuya extraordinaria estabilidad hace que no puedan ser eliminadas por decantación



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



simple. Ejemplos de estas sustancias son partículas causantes de la turbidez y el color del agua residual (sílice coloidal, arcillas, cienos, partículas orgánicas, etc.).

Una suspensión coloidal se constituye de partículas de muy pequeño tamaño que se mantienen estables debido a que soportan cargas eléctricas del mismo signo; esto provoca que, a causa de la repulsión eléctrica, se encuentren de forma estable en el seno del líquido, impidiendo su agregación en partículas mayores decantables.

La sedimentación natural de partículas coloidales (muy abundantes en aguas naturales y residuales) es un proceso de alcance muy limitado, puesto que estas partículas suelen ser muy estables en las aguas, ya que al encontrarse cargadas superficialmente con cargas negativas tienden a repelerse eléctricamente entre ellas, con lo que su agregación para formar partículas de mayor tamaño y densidad es prácticamente imposible. Es por ello por lo que se llevan a cabo procesos de coagulación-floculación, con el objetivo de favorecer la sedimentación.

La coagulación de una dispersión se basa en la neutralización de las cargas eléctricas de dicho coloide por la acción del ión coagulante, hecho que provoca una anulación de las fuerzas de repulsión. A continuación, se produce la floculación, que consiste en la agregación de las partículas neutralizadas, formando flóculos de mayor tamaño, lo que permite su separación del líquido mediante decantación.

Objetivo de la práctica

Transformar partículas, que permanecerían estables en el agua, en partículas susceptibles de separación por sedimentación.

Materiales

- Muestra de agua residual.
- Agua destilada.
- Disolución de coagulante-floculante: Sulfato de aluminio.
- Equipo Jar-Test.
- Vasos de precipitado de 1 L.
- Probetas (500 mL y 100 mL).
- Pipetas.

Procedimiento Experimental

1. Se trasvasan con ayuda de la probeta, alícuotas de 500 mL de agua residual a 6 vasos de precipitado de 1 L de forma alta.
2. Se colocan los vasos en el equipo Jar-Test y se van adicionando progresivamente dosis de la disolución de coagulante-floculante equivalentes a: 0, 20, 40, 60, 80 y 100 mg/L.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



3. Se introducen las palas agitadoras en cada vaso manteniendo una agitación rápida (aproximadamente 55 rpm) de la mezcla agua residual+reactivo durante 10-15 segundos.
4. Posteriormente se reduce la velocidad de agitación a una marcha lenta (aproximadamente 25 rpm) durante 2 minutos.

PRÁCTICA 2. Determinación del contenido de nitrógeno amoniacal mediante el método Kjeldahl

Introducción

El nitrógeno presente en las aguas residuales puede proceder de diversas fuentes: explotaciones agrícolas, aguas residuales urbanas e industriales, explotaciones ganaderas intensivas...

En un agua residual bruta, el nitrógeno suele estar presente en forma de amoníaco o de nitrógeno orgánico, presentándose este último principalmente en forma de urea y de aminoácidos. Adicionalmente, las aguas residuales suelen contener nitrógeno en forma de nitrito y nitrato, debiendo tratarse de forma adecuada para evitar efectos adversos sobre el medio ambiente.

El nitrógeno, en sus distintas formas, se debe eliminar para evitar los siguientes efectos adversos:

- Al ser un nutriente de plantas y algas puede provocar eutrofización, alterando el equilibrio de los ecosistemas acuáticos receptores.
- Problemas sobre la salud humana: generación de olores desagradables, cuando se añade cloro en la depuración y se forman cloraminas; formación de algunos derivados nitrados (por ejemplo, nitrosaminas) que son cancerígenos; cianosis o metahemoglobinemia por nitratos, que al ser absorbidos pasan a la sangre combinándose con la hemoglobina y reducen su capacidad de transporte de oxígeno, lo que deriva en fenómenos de asfixia interna.

Aunque existen diversas metodologías para la determinación de nitrógeno en aguas residuales, el método Kjeldahl es una de las más frecuentemente utilizadas. El método Kjeldahl, que puede utilizarse para la determinación de nitrógeno en muestras muy diversas tales como: alimentos, cereales, aguas residuales, suelos, compost, etc., consta de tres etapas fundamentales: digestión, destilación y valoración.

Objetivo de la práctica

Utilización del método Kjeldahl para la determinación del contenido de nitrógeno amoniacal en un agua residual.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química

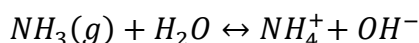


Materiales

- Muestra de agua residual.
- Destilador Kjeldahl.
- Bureta.
- NaOH 0.1 N.
- H₂SO₄ 0.1 N.
- Disolución indicadora de fenolftaleína. La disolución básica tiene un color rosa fucsia mientras que la neutra es incolora.
- Disolución indicadora de naranja de metilo. La disolución ácida tiene un color rojo-rosa, mientras que la básica es amarilla.
- Disolución de NaOH al 35 %. Esta disolución es la que se utiliza en el aparato de destilación.

Procedimiento Experimental

Tomaremos una alícuota de nuestra muestra y la pondremos en un tubo o matraz Kjeldahl. En la muestra estará presente la forma ionizada y no ionizada del amoníaco. En primer lugar, para asegurarnos que destilamos todo el nitrógeno amoniacal contenido en nuestra muestra, desplazaremos el equilibrio hacia la forma no ionizada gaseosa.



Añadiremos tantos pulsos de NaOH (35 %) como sean necesarios para superar un pH de 9.5, el cual nos asegura que el equilibrio está totalmente desplazado hacia la forma gaseosa, que será arrastrada por una corriente de vapor de agua hasta un serpentín, donde disminuirá la temperatura de la corriente gaseosa hasta su condensación.

El destilado lo recogeremos en un Erlenmeyer con unas gotas de indicador naranja de metilo y un volumen de sulfúrico (0.1 N) en exceso. Para asegurarnos que queda sulfúrico en exceso, nos basaremos en el color que el indicador da a la disolución. En medio ácido, es rosa y en medio básico, es amarillo. Por tanto, cuando hay exceso de ácido, la disolución será rosa. De este modo, después de destilar el amonio de nuestra muestra, la disolución en la que lo recogemos debería ser rosa. Si durante la destilación observamos un cambio de color a amarillo, deberíamos añadir más sulfúrico cuyo volumen anotaremos para sumárselo al volumen que pusimos al principio y conocer cuál es el volumen de sulfúrico total en el que recogemos nuestro nitrógeno amoniacal. Una vez destilado todo el nitrógeno amoniacal, se procede a la valoración. Para ello se emplea NaOH 0.1 N, que se añade desde una bureta, de modo que reaccionará con el sulfúrico libre que quedaba en el Erlenmeyer, provocando que la disolución vire a amarillo, cuando todo el sulfúrico haya reaccionado.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL
LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



Una vez realizada la valoración, se tendrán todos los datos necesarios para calcular el contenido de nitrógeno amoniacal de la muestra de agua residual, mediante la siguiente ecuación:

$$\text{mg N} - \text{NH}_4^+ = \frac{(V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot N_{\text{H}_2\text{SO}_4} - V_{\text{NaOH consumida}} \cdot N_{\text{NaOH}})}{\text{Volumen de muestra (mL)}} \cdot 1000 \cdot 14$$



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL
LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



Bio-refinería de Materias Primas No Madereras

INTRODUCCIÓN

Tras la recepción de los alumnos, se procede a explicar la línea de investigación de “Bio-refinería de materias primas no madereras” que se desarrolla en el laboratorio, que incluirá los siguientes puntos:

- Composición de los materiales lignocelulósicos.
- Proceso de bio-refinería de materiales lignocelulósicos
 - Proceso hidrotérmico
 - Proceso de pasteado
 - Proceso de obtención de lignina
- Celulosa: Propiedades y aplicaciones
- Hemicelulosas: Propiedades y aplicaciones
- Lignina: Propiedades y aplicaciones
- Nanocelulosa: Obtención, caracterización y aplicaciones

Tras la explicación, se procederá a realizar dos prácticas experimentales que pongan de manifiesto los conceptos explicados anteriormente (porosidad, superficie específica, etc.), así como los conceptos de reacciones REDOX, electrólisis y síntesis de hidrogeles.

PRÁCTICA 1. *Fabricación de papel buscapolos*

Material

- Una pila
- Dos vasos de precipitado de 100 mL (disolución de NaCl y disolución de fenolftaleína)
- Una varilla
- Dos matraces de 100 mL
- Dos matraces de 500 mL
- Tres tiras de papel

Explicación

Al unir el papel mojado en las disoluciones y en agua, con los dos polos de la pila, se realiza la electrólisis del NaCl y los iones Na^+ van al polo negativo, formando al reaccionar el Na^+



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



con el OH^- del agua, NaOH . A su vez, el NaOH en contacto con la fenolftaleína como indicador básico, produce un color rosa.

Procedimiento

1. Comenzamos realizando una disolución de NaCl , como va a ser de 100 mL, necesitamos 5,85 gramos de NaCl pesados en un vidrio de reloj.
2. Se echan estos gramos en un vaso de precipitado con un poco de agua y se diluye agitando con una varilla.
3. Seguidamente, pasamos la disolución al matraz y enrasamos hasta 100 mL.
4. Una vez que tengamos esta disolución la ponemos en un vaso de precipitado, en otro vaso echamos fenolftaleína, y se siguen los siguientes pasos.
5. Se sumerge la tira de papel en la disolución de cloruro sódico y luego en la de fenolftaleína.
6. Se deja reposar la tira de papel para que se seque un poco encima de la mesa.
7. Se unen los dos polos de la pila con una tira de papel y se observa como los aparece una señal rosa en el papel coincidiendo con el polo negativo de la pila.
8. Explicación de lo observado.

PRÁCTICA 2. *Obtención de hidrogel de sílice*

Material

- Un pie de bureta
- Una bureta de 20 mL
- Dos vasos de precipitado de 100 mL.
- Dos matraces de 500 mL
- Silicato sódico comercial (77,66g/100 mL)
- Una varilla de vidrio
- Fenolftaleína
- Ácido clorhídrico 1M.

Explicación

Cuando una disolución de un disilicato soluble que es muy básica se acidifica, el ion silicato reacciona formando ácido monosilícico, que reaccione entre sí para producir agua y enlaces Si-O-Si. Estos enlaces son la base para la formación de la red tridimensional que dará lugar al gel. El gel de sílice así obtenido es una sustancia sólida amorfa, es decir, sus átomos presentan una disposición ordenada sólo a corto alcance. Se comprobará la capacidad de ganar y perder agua del material preparado mediante pesada.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



Procedimiento

1. Poner ácido sulfúrico en la bureta y unos 20 mL de la disolución de silicato sódico en un vaso de precipitado.
2. Añadir dos gotas de fenolftaleína en la disolución de silicato sódico.
3. Dejar caer ácido sobre la disolución de silicato sódico e ir agitando ocasionalmente, justo hasta que se decolore.
4. La sílice formada en la reacción coagulará pronto y se obtendrá un gel.
5. Se les muestra el gel seco (preparado previamente) y se vuelve a rehidratar mediante la adición de agua destilada.
6. Explicación de lo observado.



Contenido de Azúcar de Zumos de Frutas

INTRODUCCIÓN

Los zumos de frutas son un producto relacionado con un estilo de vida saludable, obtenidos a partir de frutas sanas y maduras. La composición mayoritaria de los zumos, en general, está compuesta por azúcares, ácidos, vitaminas, minerales, en cantidades variables dependiendo de la fruta originaria.

El zumo de fruta es una bebida cuya composición suele ser bastante similar a la de la fruta de la cual procede. La elaboración puede realizarse por el consumidor final o industrialmente. En el mercado se encuentra una gran variedad de zumos elaborados: 100% exprimido, néctar, concentrado, etc.

El contenido de azúcar de los zumos de fruta procede directamente de la fruta y no debe tener azúcares añadidos. Como se ha mencionado, el contenido en azúcar de los zumos dependerá de la variedad de fruta empleada, pues es sabido que la composición nutricional de las frutas depende de su variedad, cultivo, condiciones climáticas, almacenamiento y conservación.

Según la normativa europea, los zumos de frutas nunca contienen azúcares añadidos, pero sí pueden tener un contenido de azúcar similar al de la fruta de la que proceden. Los fabricantes de zumos tampoco pueden reducir legalmente el contenido de azúcar de los zumos de frutas. La Organización Mundial de la Salud recomienda limitar el consumo de azúcares libres a no más del 10% del aporte calórico diario por la importancia de los hábitos alimentarios y el estilo de vida para el control del peso.

PRÁCTICA 1. *Determinación del pH y los °brix de zumos de frutas*

Introducción

Actualmente, existe una gran controversia sobre la ingesta del azúcar presente en determinados alimentos y, especialmente, en los zumos envasados. Esta propuesta pretende ser un primer acercamiento a una metodología de investigación, pues permite a los participantes discutir y analizar algunos factores que reciben más atención por parte de la sociedad actual, como es la concentración de azúcar en los alimentos.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



Objetivo de la práctica

En esta práctica se pretende estimar el contenido en sólidos solubles mediante la determinación del grado Brix, que es el porcentaje en masa de sacarosa de una solución acuosa de sacarosa que tiene el mismo índice de refracción que el producto analizado. Debido al alto contenido en ácidos de los zumos, se hace necesario realizar una corrección del valor del grado Brix mediante la determinación de la acidez valorable.

Materiales

Para la elaboración de los zumos en el laboratorio se emplearán exprimidores y trituradores. Para evitar interferencias por partículas sólidas (especialmente pulpa) se realizará un filtrado idéntico para todas las muestras empleadas.

Se empleará la metodología descrita en las normas

- ✓ UNE-EN 1132:1995 “Zumos de frutas y hortalizas. Determinación del valor del pH”,
- ✓ UNE-EN 12147:1997 “Zumos de frutas y hortalizas. Determinación de la acidez valorable”
- ✓ UNE-EN 12143:1997 “Zumos de frutas y hortalizas. Estimación del contenido en sólidos solubles. Método refractométrico”, permitiendo la determinación del “Extracto seco refractométrico o Grado Brix” y del “Grado Brix corregido”.

Se manejarán las fichas técnicas de seguridad de los diferentes reactivos utilizados en el laboratorio y se realizará un correcto manejo de los residuos obtenidos para una adecuada gestión medioambiental.

Se realizará una comparación y discusión de los valores obtenidos de los diferentes zumos de frutas, prestando especial atención a las posibles diferencias entre los parámetros estimados para los zumos elaborados en el laboratorio y los disponibles comercialmente.

Procedimiento experimental

1. Preparación del zumo.
 - a. Identificación de la muestra
 - b. Homogeneización y filtración del zumo
 - c. Preparar 400 ml de cada zumo aproximadamente
2. Determinación del pH.
 - a. Calibración del pH-metro
 - b. Medir el pH en cada muestra
3. Determinación de la acidez
 - a. Preparar la disolución de NaOH 0,25 mol/l en 500 ml de H₂O destilada.
 - i. Pesar 5,1 g de NaOH (Pm = 40.00 NaOH y 98,00% de riqueza)



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL
LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



$$\text{ii. } \text{molaridad} = \frac{\text{mol}}{L} = \frac{\frac{\text{masa NaOH teórica}}{Pm}}{L} = \frac{\text{masa NaOH real} \cdot \text{riqueza}}{L}$$

$$0,25 \frac{\text{mol}}{L} = \frac{\frac{\text{masa NaOH real} \cdot 0,98}{40,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{500 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^{-3} \text{ mL}}} \rightarrow \text{masa NaOH real} = 5,10 \text{ g}$$

iii. Estandarización de la disolución de NaOH con ftalato ácido de potasio

$$\text{molaridad NaOH} = 4,896 \frac{\text{masa ftalato g}}{\text{volumen NaOH consumido}}$$

- b. Medir la acidez de cada muestra
- Tomar 25 g de muestra
 - Añadir ml de la disolución de NaOH hasta que el pH llegue a 8,1
 - Calcular la acidez valorable expresada en mmoles de H^+ por 100 g de producto
 - $C_{\text{H}^+} = 4 \cdot 10^{-3} \cdot V_{\text{NaOH en mL}} \cdot \text{molaridad NaOH}$
 - Expresar la acidez valorable en gramos por litro de producto

Multiplicando el valor de acidez valorable expresada en mmoles de H^+ por 100 g de producto por el factor 0,064 (ácido cítrico anhidro).

4. Determinación de los grados Brix
- Calibración del refractómetro
 - Medir el Grado Brix de las muestras
 - Realizar la corrección de la acidez

Añadir al valor obtenido $(0,012 + 0,193 \cdot m - 0,0004 \cdot m^2)$ siendo m la acidez total en g por 100 g de producto.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL
LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



Bio-refinería de Materias Primas No Madereras

INTRODUCCIÓN

Tras la recepción de los alumnos, se procede a explicar la línea de investigación de “Bio-refinería de materias primas no madereras” que se desarrolla en el laboratorio, que incluirá los siguientes puntos:

- Composición de los materiales lignocelulósicos.
- Proceso de bio-refinería de materiales lignocelulósicos
 - Proceso hidrotérmico
 - Proceso de pasteado
 - Proceso de obtención de lignina
- Celulosa: Propiedades y aplicaciones
- Hemicelulosas: Propiedades y aplicaciones
- Lignina: Propiedades y aplicaciones
- Nanocelulosa: Obtención, caracterización y aplicaciones

Tras la explicación, se procederá a realizar dos prácticas experimentales que pongan de manifiesto los conceptos explicados anteriormente (porosidad, superficie específica, etc.), así como los conceptos de reacciones REDOX, electrólisis y síntesis de hidrogeles.

PRÁCTICA 1. *Fabricación de papel buscapolos*

Material

- Una pila
- Dos vasos de precipitado de 100 mL (disolución de NaCl y disolución de fenolftaleína)
- Una varilla
- Dos matraces de 100 mL
- Dos matraces de 500 mL
- Tres tiras de papel

Explicación

Al unir el papel mojado en las disoluciones y en agua, con los dos polos de la pila, se realiza la electrólisis del NaCl y los iones Na^+ van al polo negativo, formando al reaccionar el Na^+



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



con el OH^- del agua, NaOH . A su vez, el NaOH en contacto con la fenolftaleína como indicador básico, produce un color rosa.

Procedimiento

1. Comenzamos realizando una disolución de NaCl , como va a ser de 100 mL, necesitamos 5,85 gramos de NaCl pesados en un vidrio de reloj.
2. Se echan estos gramos en un vaso de precipitado con un poco de agua y se diluye agitando con una varilla.
3. Seguidamente, pasamos la disolución al matraz y enrasamos hasta 100 mL.
4. Una vez que tengamos esta disolución la ponemos en un vaso de precipitado, en otro vaso echamos fenolftaleína, y se siguen los siguientes pasos.
5. Se sumerge la tira de papel en la disolución de cloruro sódico y luego en la de fenolftaleína.
6. Se deja reposar la tira de papel para que se seque un poco encima de la mesa.
7. Se unen los dos polos de la pila con una tira de papel y se observa como los aparece una señal rosa en el papel coincidiendo con el polo negativo de la pila.
8. Explicación de lo observado.

PRÁCTICA 2. *Obtención de hidrogel de sílice*

Material

- Un pie de bureta
- Una bureta de 20 mL
- Dos vasos de precipitado de 100 mL.
- Dos matraces de 500 mL
- Silicato sódico comercial (77,66g/100 mL)
- Una varilla de vidrio
- Fenolftaleína
- Ácido clorhídrico 1M.

Explicación

Cuando una disolución de un disilicato soluble que es muy básica se acidifica, el ion silicato reacciona formando ácido monosilícico, que reaccione entre sí para producir agua y enlaces Si-O-Si. Estos enlaces son la base para la formación de la red tridimensional que dará lugar al gel. El gel de sílice así obtenido es una sustancia sólida amorfa, es decir, sus átomos presentan una disposición ordenada sólo a corto alcance. Se comprobará la capacidad de ganar y perder agua del material preparado mediante pesada.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



Procedimiento

1. Poner ácido sulfúrico en la bureta y unos 20 mL de la disolución de silicato sódico en un vaso de precipitado.
2. Añadir dos gotas de fenolftaleína en la disolución de silicato sódico.
3. Dejar caer ácido sobre la disolución de silicato sódico e ir agitando ocasionalmente, justo hasta que se decolore.
4. La sílice formada en la reacción coagulará pronto y se obtendrá un gel.
5. Se les muestra el gel seco (preparado previamente) y se vuelve a rehidratar mediante la adición de agua destilada.
6. Explicación de lo observado.



Contenido de Azúcar de Zumos de Frutas

INTRODUCCIÓN

Los zumos de frutas son un producto relacionado con un estilo de vida saludable, obtenidos a partir de frutas sanas y maduras. La composición mayoritaria de los zumos, en general, está compuesta por azúcares, ácidos, vitaminas, minerales, en cantidades variables dependiendo de la fruta originaria.

El zumo de fruta es una bebida cuya composición suele ser bastante similar a la de la fruta de la cual procede. La elaboración puede realizarse por el consumidor final o industrialmente. En el mercado se encuentra una gran variedad de zumos elaborados: 100% exprimido, néctar, concentrado, etc.

El contenido de azúcar de los zumos de fruta procede directamente de la fruta y no debe tener azúcares añadidos. Como se ha mencionado, el contenido en azúcar de los zumos dependerá de la variedad de fruta empleada, pues es sabido que la composición nutricional de las frutas depende de su variedad, cultivo, condiciones climáticas, almacenamiento y conservación.

Según la normativa europea, los zumos de frutas nunca contienen azúcares añadidos, pero sí pueden tener un contenido de azúcar similar al de la fruta de la que proceden. Los fabricantes de zumos tampoco pueden reducir legalmente el contenido de azúcar de los zumos de frutas. La Organización Mundial de la Salud recomienda limitar el consumo de azúcares libres a no más del 10% del aporte calórico diario por la importancia de los hábitos alimentarios y el estilo de vida para el control del peso.

PRÁCTICA 1. *Determinación del pH y los °brix de zumos de frutas*

Introducción

Actualmente, existe una gran controversia sobre la ingesta del azúcar presente en determinados alimentos y, especialmente, en los zumos envasados. Esta propuesta pretende ser un primer acercamiento a una metodología de investigación, pues permite a los participantes discutir y analizar algunos factores que reciben más atención por parte de la sociedad actual, como es la concentración de azúcar en los alimentos.



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



Objetivo de la práctica

En esta práctica se pretende estimar el contenido en sólidos solubles mediante la determinación del grado Brix, que es el porcentaje en masa de sacarosa de una solución acuosa de sacarosa que tiene el mismo índice de refracción que el producto analizado. Debido al alto contenido en ácidos de los zumos, se hace necesario realizar una corrección del valor del grado Brix mediante la determinación de la acidez valorable.

Materiales

Para la elaboración de los zumos en el laboratorio se emplearán exprimidores y trituradores. Para evitar interferencias por partículas sólidas (especialmente pulpa) se realizará un filtrado idéntico para todas las muestras empleadas.

Se empleará la metodología descrita en las normas

- ✓ UNE-EN 1132:1995 “Zumos de frutas y hortalizas. Determinación del valor del pH”,
- ✓ UNE-EN 12147:1997 “Zumos de frutas y hortalizas. Determinación de la acidez valorable”
- ✓ UNE-EN 12143:1997 “Zumos de frutas y hortalizas. Estimación del contenido en sólidos solubles. Método refractométrico”, permitiendo la determinación del “Extracto seco refractométrico o Grado Brix” y del “Grado Brix corregido”.

Se manejarán las fichas técnicas de seguridad de los diferentes reactivos utilizados en el laboratorio y se realizará un correcto manejo de los residuos obtenidos para una adecuada gestión medioambiental.

Se realizará una comparación y discusión de los valores obtenidos de los diferentes zumos de frutas, prestando especial atención a las posibles diferencias entre los parámetros estimados para los zumos elaborados en el laboratorio y los disponibles comercialmente.

Procedimiento experimental

1. Preparación del zumo.
 - a. Identificación de la muestra
 - b. Homogeneización y filtración del zumo
 - c. Preparar 400 ml de cada zumo aproximadamente
2. Determinación del pH.
 - a. Calibración del pH-metro
 - b. Medir el pH en cada muestra
3. Determinación de la acidez
 - a. Preparar la disolución de NaOH 0,25 mol/l en 500 ml de H₂O destilada.
 - i. Pesar 5,1 g de NaOH (Pm = 40,00 NaOH y 98,00% de riqueza)



JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL
LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

DPTO. QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA
Área de Ingeniería Química



$$\text{molaridad} = \frac{\text{mol}}{L} = \frac{\frac{\text{masa NaOH teórica}}{Pm}}{L} = \frac{\text{masa NaOH real} \cdot \text{riqueza}}{Pm \cdot L}$$
$$0,25 \frac{\text{mol}}{L} = \frac{\frac{\text{masa NaOH real} \cdot 0,98}{40,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{500 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^{-3} \text{ mL}}} \rightarrow \text{masa NaOH real} = 5,10 \text{ g}$$

- b. Estandarización de la disolución de NaOH con ftalato ácido de potasio
- ii. Pesar 0,5-0,75 g de ftalato ácido de potasio por triplicado

$$\text{molaridad NaOH} = 4,896 \frac{\text{masa ftalato g}}{\text{volumen NaOH consumido}}$$

- c. Medir la acidez de cada muestra
- i. Tomar 25 g de muestra
 - ii. Añadir ml de la disolución de NaOH hasta que el pH llegue a 8,1
 - iii. Calcular la acidez valorable expresada en mmoles de H^+ por 100 g de producto
$$C_{\text{H}^+} = 4 \cdot 10^{-3} \cdot V_{\text{NaOH en ml}} \cdot \text{molaridad NaOH}$$
 - iv. Expresar la acidez valorable en gramos por litro de producto
Multiplicando el valor de acidez valorable expresada en mmoles de H^+ por 100 g de producto por el factor 0,064 (ácido cítrico anhidro).

4. Determinación de los grados Brix

- a. Calibración del refractómetro
- b. Medir el Grado Brix de las muestras
- c. Realizar la corrección de la acidez

Añadir al valor obtenido ($0,012 + 0,193 \cdot m - 0,0004 \cdot m^2$) siendo m la acidez total en g por 100 g de producto.



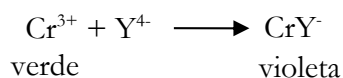
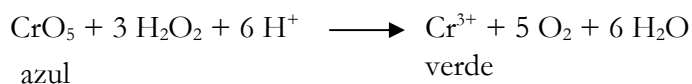
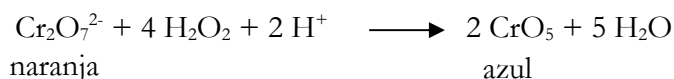
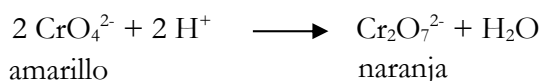
Ensayos de identificación de sustancias inorgánicas

INTRODUCCIÓN

En esta práctica se llevarán a cabo ensayos de identificación para cuatro especies inorgánicas: cromato, plomo, aluminio y cobalto, basados en la formación de diferentes productos coloreados mediante reacciones de dimerización, formación de complejos, precipitación y redox.

1. RECONOCIMIENTO DE CROMATO

El reconocimiento de este ion se basa en una reacción policromática. La disolución acuosa de cromato (CrO_4^{2-}) es de color amarillo. En medio ácido el cromato pasa a dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) de color naranja. Mediante la adición de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se forma peroxo crómico (CrO_5), compuesto de color azul. Mediante calentamiento a ebullición se destruye el peroxo crómico formándose $\text{Cr}(\text{III})$ de color verde, que forma un complejo con AEDT (CrY^-) de color violeta.





JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA



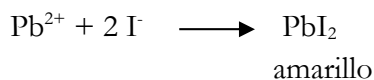
DPTO. QUÍMICA ANALÍTICA

PROCEDIMIENTO:

- A 0.5 mL (10 gotas) de la disolución N° 1 (Cromato) se adiciona HCl 2 N hasta acidez, más dos gotas en exceso. Se obtiene color naranja de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.
- Se añaden 5 gotas de H_2O_2 al 3%. Se obtiene color azul de CrO_5 .
- Se agita y pasa a verde (Cr^{3+}). Se comprueba que no forma más color azul agregando una gota de H_2O_2 . Se calienta para eliminar el exceso de H_2O_2 (1 minuto a ebullición).
- Se añaden 10 gotas de AEDT- Na_2 al 5%, y se calienta al baño maría hasta la formación de color violeta (CrY).

2. RECONOCIMIENTO DE PLOMO

La identificación del catión Pb^{2+} se realiza mediante el ensayo de la lluvia de oro. El Pb^{2+} en presencia de yoduro potásico (KI) forma un precipitado amarillo de PbI_2 , que en caliente se disuelve y al enfriarse de nuevo, precipita en forma de escamitas doradas brillantes dando lugar a una apariencia de lluvia de oro.



PROCEDIMIENTO:

- A 0.5 mL (10 gotas) de la disolución N° 2 (Plomo) se adicionan 5 gotas de KI 0.5 M. Se obtiene un precipitado de color amarillo (PbI_2).
- Se diluye con agua destilada y se calienta el tubo al baño maría hasta que se disuelva el precipitado.
- Se enfría el tubo con agua fría. Se forma un precipitado amarillo de aspecto cristalino (PbI_2).



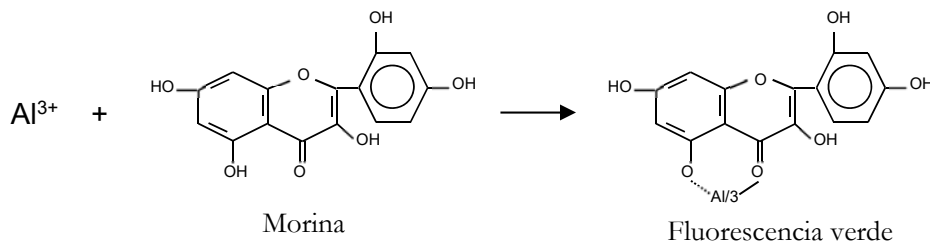
JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL
LABORATORIO EXPERIMENTAL
DE QUÍMICA



DPTO. QUÍMICA ANALÍTICA

3. RECONOCIMIENTO DE ALUMINIO

El reconocimiento del catión Al^{3+} se basa en la formación de un complejo con morina de intensa fluorescencia verde.

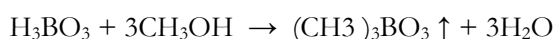


PROCEDIMIENTO:

- A 1 mL (20 gotas) de la disolución N° 3 (Aluminio) se le adiciona ácido acético diluido hasta acidez y cinco gotas de Morina al 0,02% en etanol.
- Se diluye con agua destilada y se calienta al baño maría.
- Se observa la fluorescencia verde del complejo formado bajo la luz de la lámpara UV.

4. RECONOCIMIENTO DE BORATO

El reconocimiento del ion borato se basa en la reacción de esterificación del ácido bórico con metanol dando lugar a la formación del éster trimetil bórico:



Este compuesto es volátil en caliente (punto de ebullición: $68,7^\circ\text{C}$) y origina un color verde en la llama de un mechero Bunsen.

PROCEDIMIENTO:

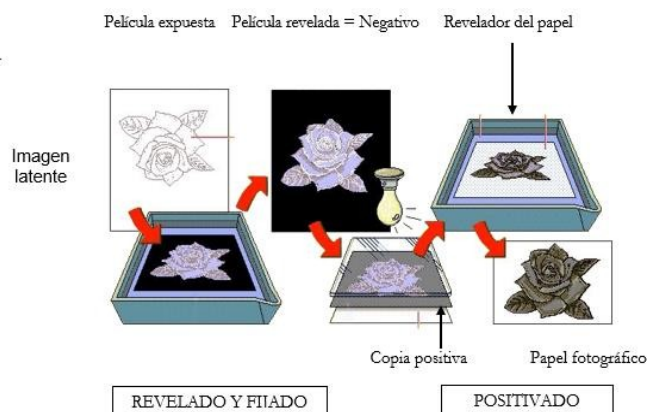
- Se añaden unos 0,5 g de problema sólido en un tubo de ensayo seco
- Se añaden unas gotas de ácido sulfúrico concentrado $18,0 \text{ mol L}^{-1}$ y 1–2 mL de metanol. Se tapa el tubo con un tapón de corcho que lleva incorporado un codo de vidrio con punta capilar.
- Se calienta el tubo de ensayo suavemente a fuego directo
- Se acerca la punta del capilar de vidrio a la llama para prender los vapores liberados de éster trimetil bórico
- En presencia del ion borato la llama del mechero Bunsen se vuelve de color verde.

Blueprinting: “Fotografía En Azul”

INTRODUCCIÓN

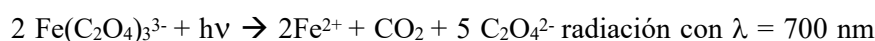
La luz se comporta como un reactivo intangible que induce cambios en la materia. Muchas reacciones naturales son fotoquímicas, como la función clorofílica, la formación de ozono en las capas superiores de la atmósfera, las reacciones químicas que tienen lugar en la retina y que constituyen el mecanismo de la visión, etc. Otras reacciones fotoquímicas de gran interés en la actualidad son por ejemplo la reacción del oxígeno del aire con algunos constituyentes de los gases procedentes de combustiones de los motores de los automóviles lo que origina un grave problema de contaminación atmosférica. Finalmente, además de las aplicaciones de las reacciones fotoquímicas a la industria química preparativa, la absorción de la luz en sí misma es importante, ya que, por ejemplo, el almacenamiento de energía solar es un proceso fotoquímico.

Una utilidad práctica de la luz, muy conocida y accesible a todo el mundo es la fotografía. Originalmente se trataba de la acción de la luz sobre un material fotosensible compuesto de una suspensión de sales de plata en una gelatina. Los cristales suficientemente iluminados se transforman en plata metálica, y los demás pasan al revelador, que los disuelve. Así se consigue el *negativo*. A continuación, se *fija* la emulsión que queda. En el *positivado*, se hace pasar luz intensa sobre el *negativo* hacia un papel fotográfico y tras un revelado, se recupera la imagen real de la fotografía.

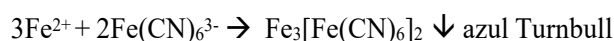


FUNDAMENTO DEL “BLUEPRINTING”

También se denomina *fotografía por cianotipos*. En el “blueprinting” el material fotosensible consiste en un complejo de Fe^{+3} con un ligando (citrato, oxalato...) que absorbe un cuanto de luz. La absorción sucede a una longitud de onda característica, λ . Tras la misma, el ligando pasa a un estado excitado de energía que produce la oxidación de este y la consiguiente reducción del ión hierro. Por tanto, en presencia de luz, el complejo trioxalatoferrato se descompone según:



Posteriormente el Fe^{+2} precipita en presencia de ferricianuro de potasio:





JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

ÁREA QUÍMICA INORGÁNICA



PARTE EXPERIMENTAL

REACTIVOS Y MATERIAL

- Ácido oxálico dihidrato.
- Nitrato de hierro (III) nonahidrato.
- Ferricianuro de potasio.
- Lámpara de mercurio.
- Bandejas de reacción, revelado, lavado.
- Pinzas.
- Papel de filtro y secante.
- Objetos opacos: llaves, monedas, letras...

PROCEDIMIENTO

Para realizar la experiencia, se utiliza una disolución de $\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$ que se ha preparado disolviendo 1 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ en 1g de ácido oxálico disuelto en 25 ml de agua.

- Colocar esta disolución en una bandeja e impregnar con ella diferentes círculos de papel de filtro (8 cm de diámetro), 1 círculo por pareja. Retirar los círculos con una pinza dejando que el exceso de reactivo gotee en la bandeja. A continuación, extender los papeles sobre papel secante.
- Una vez secos, disponer los círculos sobre una "bandeja de reacción". Colocar sobre cada círculo de papel de filtro letras u otros objetos planos. La función de los mismos es impedir el acceso de la luz a las zonas que recubren y, por tanto, evitar la reacción fotoquímica en las mismas.
- Llevar la *bandeja de reacción* a una lámpara de Hg, aproximadamente durante 3 minutos. La reacción fotoquímica se produce durante este tiempo en las zonas expuestas a la radiación.
- Recuperar la bandeja, despojar a los círculos de lo que tengan encima e introducir, uno a uno, con unas pinzas, en la *bandeja de revelado*. En ella, encontramos una disolución de $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,3 M. Comprobar que las regiones expuestas a la radiación se tornan azules, mientras que las de debajo de los objetos opacos son blancas. Eliminar el exceso de reactivo sumergiendo los círculos en una *bandeja de lavado*, que contiene agua destilada.
- Recuperar los círculos y extender sobre papel secante.

El "Blueprinting" realizado, previa plastificación, puede llevarse a casa. Duración prevista: 30 minutos.



Escritura Mágica

Mediante Reacciones Químicas

INTRODUCCIÓN

En estos experimentos, se observará la aparición repentina de mensajes escritos. Las reacciones químicas que tienen lugar son divertidas y se caracterizan por cambios de color al mezclar los reactivos.



PARTE EXPERIMENTAL

REACTIVOS Y MATERIAL

- Disolución de cloruro de hierro (III), FeCl_3 .
- Disolución de tiocianato de potasio, KSCN .
- Disolución de ferrocianuro de potasio, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
- Ácido tánico, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_4$.
- Disolución A: Disolución de cloruro de amonio (10%), NH_4Cl .
- Disolución B: Disolución de cloruro de cobalto (II) (10%), CoCl_2 .
- Fenolftaleína
- Papel de filtro y pinceles.
- Pipetas.
- Gradilla con tubos de ensayo.
- Placa calefactora y secador.

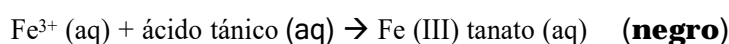
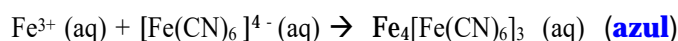
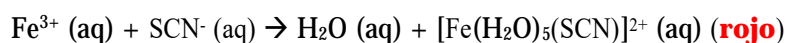
ENSAYO 1: Tintas que cambian de color con distintos reactivos

PROCEDIMIENTO.

Por razones de seguridad, utilizar gafas y guantes. La práctica se realizará por parejas.

1. Iniciaremos la práctica utilizando pipetas graduadas. Tomaremos 2 mL de cada disolución y lo echaremos en el tubo de ensayo correspondiente. ¡Todo está nombrado, NO MEZCLAR disoluciones!
2. Coger una hoja de papel de filtro y “escribir” un mensaje, usando como “tinta” una disolución cloruro de hierro (III) al 1%. Secar con rapidez con la ayuda de un secador. Pintarlo encima con las siguientes disoluciones y se podrá observar la aparición del mensaje escrito en diferentes colores:
 - Disolución de tiocianato de potasio (KSCN): color **rojo**.
 - Disolución de ferrocianuro de potasio [$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$]: color **azul**.
 - Ácido tánico ($\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_4$): color negro.

REACCIONES





JORNADAS DE INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO EXPERIMENTAL DE QUÍMICA

ÁREA QUÍMICA INORGÁNICA



ENSAYO 2: Tintas que cambian de color con la temperatura

PROCEDIMIENTO.

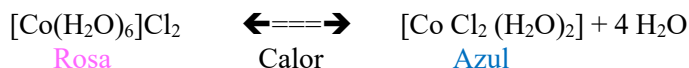
Muy importante: usar gafas y guantes al manipular la sal de cobalto. La práctica se realizará por parejas.

En este experimento, se observará un cambio de color en la “tinta” que utilizamos; pero esta vez debida a reacciones químicas en las que interviene el calor.

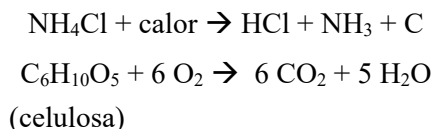
1. Coger una hoja de papel. Con un pincel impregnado de la disolución B (**rosa**), dibujar o escribir lo que prefiráis.
2. En la parte inferior de la misma hoja de papel y con un pincel impregnado de la disolución A (también se podría usar vinagre o zumo de limón) escribir o dibujar otra cosa. Dejar que el papel se seque.
3. Colocar la hoja de papel sobre la placa calefactora y calentarlo suavemente (evitar que el papel se quemé).
4. Finalmente, se podrá observar que la primera palabra o dibujo se volverá azul (y negra si se calienta demasiado), y la segunda palabra o dibujo aparecerá en color negro.

REACCIONES

En el primer caso la disolución se vuelve azul cuando el papel se calienta debido a que tiene lugar una reacción de deshidratación entre el papel y las diferentes tintas usadas. Por tanto, el cambio de color producido es debido a la pérdida de moléculas de agua del complejo de cobalto:



En el segundo caso la reacción hace que la celulosa del papel se carbonice, haciendo que la palabra se haga visible:



ENSAYO 3: Tinta invisible

PROCEDIMIENTO.

Por razones de seguridad, utilizar gafas y guantes. La práctica se realizará por parejas.

En este experimento, se facilitará un papel escrito con tinta invisible y tendréis que descubrir el mensaje secreto.

1. Pintar encima del papel con un pincel impregnado de la disolución de fenolftaleína para descubrir el mensaje oculto.

REACCIONES

En este experimento se comprueba el equilibrio químico de la fenolftaleína:

