

CiENCIAS

AROUND YOU

COLABORADORES

Profesores y Becarios de la Facultad de Ciencias que participan en estas Jornadas

- | | |
|-----------------------------------|----------------------------|
| ● Jose Maria Abelleira Pereira | ● Belén García Jarana |
| ● Pilar Blanco Rodríguez | ● José Antonio López López |
| ● Carmen Esther Castillo González | ● José Antonio Pérez Omil |
| ● Juan José Delgado Jaén | ● Daniel Roldán Calbo |
| ● Estrella Espada Bellido | ● Mónica Schwarz Rodríguez |
| ● Juana Fernández Rodríguez | ● Violeta Vadillo Márquez |
| ● Andrés García Algarra | |

Profesores Responsables de la Organización

- M^a Dolores Galindo Riaño
- Jose Manuel Igartuburu Chinchilla
- Susana Trasobares Llorente
- José Rodríguez Labrador
- Casimiro Mantell Serrano

Equipo Decanal

- Manuel García Basallote (Decano)
- Concepción García Vázquez (Vicedecana)
- Manuel Domínguez de la Vega (Vicedecano)
- Maria José Muñoz Cueto (Vicedecana)
- María de Valme García Moreno (Secretaria)

CONTENIDO

Práctica L1_1: El Estrés de las Reacciones Químicas	7
Práctica L1_2: Descubre la Química en un Tubo de Ensayo	11
Práctica L1_3: Frio Extremo.....	15
Práctica L2_1: ¿Tiene vitamina tu zumo de naranja?.....	17
Práctica L2_2: Analiza con verduras	21
Práctica L2_3: La fuente de la Fruta de la Pasión	25
Práctica L2_4: Analiza huellas dactilares como en “csi”	29
Práctica PP_1: Extracción Líquido-Líquido	33
Práctica PP_2: Cromatografía.....	35
Práctica PP_3: Extracción y Separación de Pigmentos Fotosintéticos	37
Práctica A1_1: La energía y la Química.....	39

PRÁCTICA L1_1: EL ESTRÉS DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. INTRODUCCIÓN

Una reacción química tiene dos aspectos generales de suma importancia: *la posición de equilibrio y la velocidad de reacción*. Al considerar el equilibrio químico, sólo nos interesan la estabilidad relativa de los reactivos y productos y sus concentraciones de equilibrio, cuánto vamos a obtener del producto de reacción y cuánto nos va a quedar sin reaccionar. Al considerar la velocidad de reacción nos interesa la rapidez o lentitud en la transformación de reactivos a productos, adentrándonos en los factores que la afectan, y el camino seguido en ella, es decir, el mecanismo de reacción. Estos aspectos los estudia la **cinética química**.

La velocidad de una reacción se define como la variación con el tiempo de la concentración de una de las sustancias, ya sea reactivo o producto, que toma parte en la reacción. En esta práctica vamos a ver qué factores afectan a la velocidad de las reacciones químicas. Durante el desarrollo de la práctica se harán diferentes experiencias, cada una de ellas conducentes a esclarecer la influencia de los diferentes factores sobre la velocidad de reacción. El alumno deberá estar atento a todo lo que ocurre y anotarlo con todo detalle en su cuaderno

2. OBJETIVO

Estudiar los factores que afectan a la velocidad con la que se produce una reacción química.

3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACIÓN DE LA PRACTICA

- tubos de ensayo
- gradilla
- cuentagotas
- espátula
- Clavos de hierro
- Cartulina negra



Aclaraciones necesarias para el uso de algún material o preparación de disoluciones.

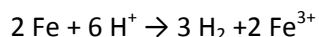
4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Experimento 1.- Influencia de la superficie de contacto.

Coloque en dos tubos de ensayo ácido clorhídrico concentrado hasta llenar un cuarto de los mismos. En el primero añadirá un clavo y en el segundo unas

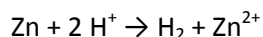


limaduras de hierro (sólo la punta de la espátula, no se precisa más). En ambos debe ocurrir la siguiente reacción, aunque no con la misma velocidad:



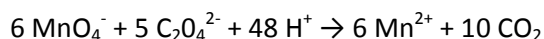
Experimento 2.- Influencia de la concentración

Llene hasta un cuarto de su capacidad un tubo de ensayo con HCl concentrado y otro con HCl diluido. Añada un trozo pequeño de cinc en cada uno de ellos. Observe la evolución de cada uno de los sistemas al producirse la reacción:



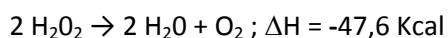
Experimento 3.- Influencia de la temperatura

Tome un tubo de ensayo y coloque en él 2 mL de solución de permanganato de potasio (KMnO_4) y 5 mL de oxalato de sodio. Añada unas gotas de ácido sulfúrico concentrado. Agite con una varilla y vierta la mitad de la mezcla sobre otro tubo de ensayo. Deje uno de ellos en la gradilla y caliente el otro al "baño de María". Anote la diferente evolución de los dos sistemas. La reacción que se produce es:



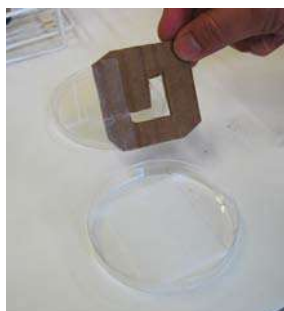
Experimento 4.- Catálisis

El peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) es una sustancia termodinámicamente inestable, sin embargo la reacción:



no suele darse si éste se encuentra bien almacenado y en ausencia de la luz.

Llenamos dos tubos de ensayo hasta 1/4, de su capacidad con una solución de peróxido de hidrógeno y añadimos en una de ellas una pequeña cantidad de dióxido de manganeso.



¿Por qué ahora sí se produce la reacción?

Experimento 5.- Influencia de la luz

Tome un papel de filtro de unos 10 cm de diámetro.

Introdúzcalo en la cápsula y gotee sobre toda la superficie una solución de cloruro de sodio, Agregue gota a gota solución de nitrato de plata sobre toda la superficie. Cubra el papel de filtro con una cartulina negra, a la cual se le ha

recortado alguna letra o figura. Ponga el conjunto a la luz solar o una lámpara potente durante unos 5 minutos. ¿Qué es una reacción fotoquímica?; ¿Por qué la luz es capaz de provocar una reacción?



Esta reacción es la que tiene lugar en el proceso de impresión de las películas de fotografía, lo único que cambia es el soporte que en este caso es una película de un material transparente denominado celuloide. Si se desea hacer permanente la impresión realizada habría que realizar un “revelado de la fotografía” lavando la plata que no ha reaccionado con una disolución de tiosulfato de potasio.

PRÁCTICA L1_2: DESCUBRE LA QUÍMICA EN UN TUBO DE ENSAYO

1. INTRODUCCIÓN

Una reacción química es un proceso por el cual una o más sustancias se transforman en otras distintas. En ocasiones no podemos apreciar los cambios porque reactivos y productos tienen las mismas propiedades físicas. Hay otras reacciones en las que los productos de reacción tienen propiedades totalmente distintas a las de los productos de partida, bien porque hay un cambio de estado físico, por qué hay un cambio de color, o bien porque se producen llamaradas, chispas, incandescencias, etc.

En esta práctica vamos a realizar distintos experimentos con sustancias químicas que producen cambios más o menos llamativos al efectuar una reacción química.

2. OBJETIVO

Realizar distintas reacciones químicas y describir los cambios que se producen al transformarse los reactivos en productos.

3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACIÓN DE LA PRÁCTICA

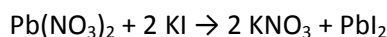
- tubos de ensayo
- gradilla
- cuentagotas
- espátula
- baño de maría



4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Experimento 1.- Lluvia de oro.

Coloque en un tubo de ensayo 2 mL de solución de nitrato de plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) y de yoduro potásico (KI) y se producirá la siguiente reacción química:



El yoduro de plomo (PbI_2) que se produce es insoluble y aparece como un precipitado amorfo de color amarillo.

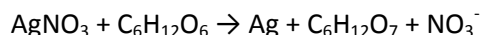
Podemos transformarlo en *lluvia de oro* por recristalización. Para ello, introducimos el tubo de ensayo en un baño de maría y lo dejamos calentando unos 5 minutos para que se re-disuelva y después lo



dejamos enfriar en la gradilla lentamente. Conforme se vaya enfriando aparecerán en el tubo de ensayo unos cristales en forma de escamas amarillas brillantes con aspecto de oro que irán depositándose en el fondo del tubo en forma de lluvia.

Experimento 2.- Espejo de plata

Muchos espejos se obtienen depositando una delgada capa de metal sobre vidrio u otro material transparente. En este experimento vamos a generar un espejo depositando plata metálica en el fondo de un tubo de ensayo utilizando la reacción:



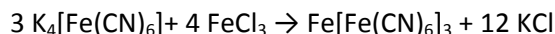
En un tubo de ensayo poner un 1 ml de disolución de AgNO_3 , y añadir unas gotas de disolución de NaOH . Aparecerá un precipitado pardo, agregar entonces disolución de NH_3 , y agitar vigorosamente hasta que se haya disuelto por completo dicho precipitado. Añada unas gotas de solución de glucosa, agite el tubo y póngalo a calentar en un baño de maría. Al cabo de poco tiempo podrá observar cómo se forma un espejo de plata metálica en el fondo del tubo de ensayo.



Experimento 3.- Tinta azul.

El azul de Prusia es un pigmento utilizado en acuarelas y tintas de bolígrafos y rotuladores que se obtiene a partir del hierro, entre sus inconvenientes está el que tiende a decolorarse con la luz solar, aunque se recupera en la oscuridad.

Tome un tubo de ensayo y coloque en él 1 cm^3 de solución de ferrocianuro de potasio ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) y agregue unas gotas de disolución de cloruro. La reacción que se produce es:



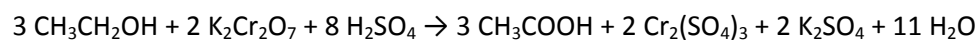
Anota los cambios ocurridos.



Experimento 4.- Prueba de alcoholemia



Una forma rápida de identificar alcoholes en el laboratorio consiste en hacerlos reaccionar con dicromato potásico ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) en presencia de ácido sulfúrico produciéndose la siguiente reacción:



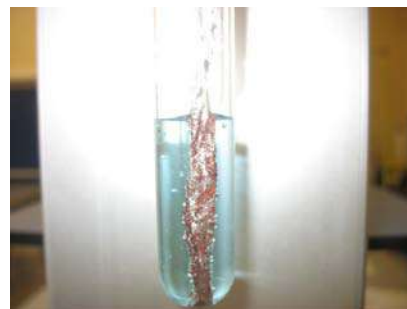
Que produce un cambio de color característico, la intensidad del color producido depende de la cantidad de alcohol presente.

Colocar 1,5 mL de solución de $K_2Cr_2O_7$ en un tubo de ensayo, agregar unas gotas de ácido sulfúrico concentrado y unas gotas de alcohol.

Anotar los cambios producidos.

Experimento 5.- Electroquímica

En un tubo de ensayo coloque 2 mL de disolución de sulfato de cobre ($CuSO_4$) y 1 mL de solución de cloruro de sodio ($NaCl$). Tome una tira de papel de aluminio, introdúzcala en el tubo y observe los cambios que se producen. La reacción producida es una reacción electroquímica, el aluminio libera electrones que son absorbidos por el cobre y el hidrógeno del agua haciendo que se obtenga cobre metálico a partir del cobre en disolución y observándose un desprendimiento de hidrógeno, al tiempo que parte del aluminio se disuelve.



PRÁCTICA L1_3: FRIO EXTREMO

1. INTRODUCCION

El Nitrógeno es el principal componente del aire que respiramos. En estado natural es un gas incoloro, sin embargo si lo enfriamos lo suficiente (por debajo de 196 grados centígrados), podemos llegar a obtenerlo en forma líquida. Por otra parte, la nieve carbónica es dióxido de carbono en estado sólido. Por ello, a temperatura ambiente sublima y no adquiere el típico aspecto húmedo del hielo de agua la descongelarse.

En cada uno de los puestos tenéis un termo como los que llevamos de camping (nosotros los llamamos vasos Dewar) lleno de un líquido humeante,

¡Cuidado! el líquido y el sólido queman, pero no porque estén calientes, ¡sino porque están muy, muy fríos!. ¿Cómo podemos saber si esto es cierto o no?, Para eso vamos a realizar algunas experiencias.

2. OBJETIVO

Observar de primera mano los cambios que experimentan las propiedades de los cuerpos cuando se encuentran a temperaturas muy, muy bajas.

Observar los estados de la materia, y el distinto comportamiento de los gases.

3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACION DE LA PRACTICA

- Vaso Dewar
- Hojas de plantas
- Globos
- Gomas elásticas
- Nitrógeno líquido
- Nieve carbónica

Aclaraciones necesarias para el uso de algún material o preparación de disoluciones.

4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Al lado del vaso tenéis varios objetos: una gomilla, un clip, una hoja de una planta, ... ¿qué sucede si los introducís con cuidado en el vaso?, ¿Cuándo es más fácil de partir la gomilla antes o una vez que la hemos sacado del vaso?.
2. Cuando hayáis terminado, probar a meter un globo lleno de aire en el vaso dewar, ¿qué le sucede al globo?

3. ¿Qué ocurre si se nos cae un poco de nitrógeno líquido al suelo?, ¿hacia dónde va el humo?, ¿por qué?. Qué observamos cuando introducimos un poco de nieve carbónica en un vaso con agua?
4. ¿Qué ocurre si introducimos nieve carbónica en un globo y lo cerramos?
5. ¿Qué color toma el papel indicador cuando ponemos sobre él una gota de agua que ha estado en contacto con nitrógeno líquido o con nieve carbónica? ¿por qué hay diferencias?

PRÁCTICA L2_1: ¿TIENE VITAMINA TU ZUMO DE NARANJA?

1. INTRODUCCION

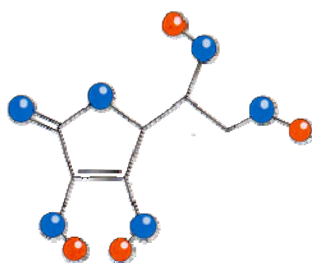
Las vitaminas son compuestos orgánicos necesarios para el metabolismo y en general, para el buen funcionamiento del organismo.

Se clasifican en:

- Liposolubles (Se almacenan en las grasas del cuerpo): A, D, E y K
- Hidrosolubles (No se pueden almacenar): B1, B2, B3,... **C**



Nombre químico de la Vitamina C: Ácido Ascórbico



La Vitamina C se encuentra en cítricos, frutas, verduras de hoja verde, tomates, etc. Es considerada un nutriente esencial para el desarrollo y mantenimiento del organismo, y ya que el ser humano no puede sintetizarla por sí solo, su consumo es obligatorio para mantener una buena salud.

2. OBJETIVO

Calcular la concentración de ácido ascórbico (VITAMINA C) en diferentes zumos.

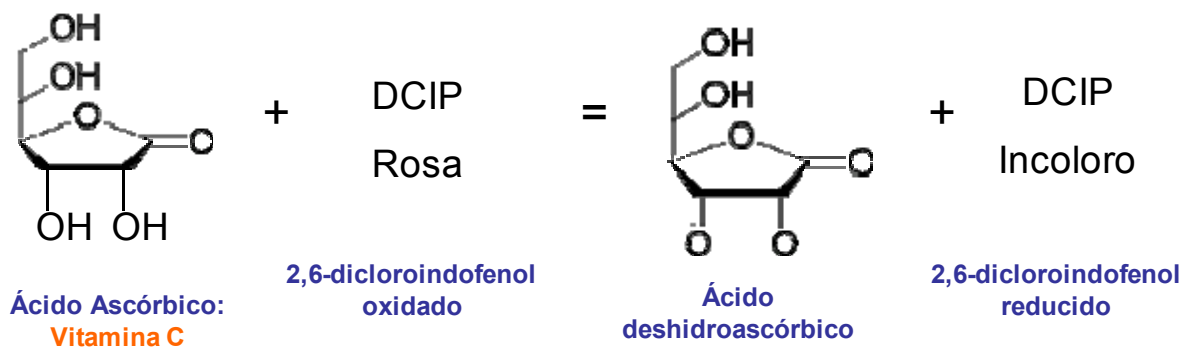


3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACIÓN DE LA PRACTICA

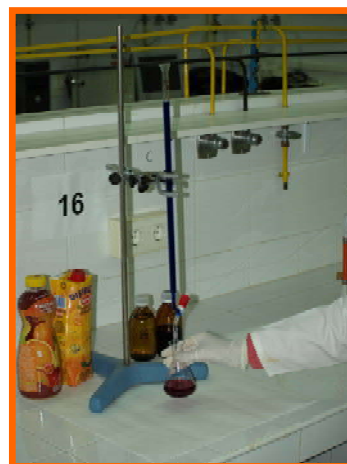
- Bureta de 25 mL.
- Erlenmeyer de 100 mL
- Soporte de bureta.
- Pinzas

4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Vamos a usar un método de análisis rápido y sencillo: una VALORACIÓN de oxidación-reducción, según la siguiente reacción:



1. Añade 2 mL de tu zumo de naranja y 5 mL del extractante preparado.
2. Comienza la valoración añadiendo gota a gota el DCIP (valorante) sobre el zumo.
3. Observarás la aparición de un leve color rosado que desaparece al agitar.
4. La valoración acaba cuando el color rosa permanece en la disolución.



5. ¿Qué está ocurriendo? Al añadir DCIP sobre la muestra, reacciona rápidamente con la vitamina C del zumo, dando ácido deshidroascórbico y DCIP (Incoloro). Cuando ya no queda vitamina C en la muestra, queda el DCIP en exceso de color rosa.



Cálculos:

A continuación, tienes descrito con un ejemplo como hay que hacer los cálculos para determinar el contenido en Vitamina C. En el ejemplo, el volumen al cual cambia el color es de 18 mL. Por tanto, se realizaría así:

- Anota el volumen que has gastado de la bureta: 18 mL.
- Inicialmente se ha valorado una muestra cuyos mg de ascórbico conocíamos (Factor de equivalencia): Hemos gastado 28 mL en la bureta para 2 mg de ascórbico. Por tanto: una muestra que gaste 18 mL contiene 1,29 mg de ascórbico.
- Finalmente, la concentración de ascórbico (Vitamina C) que aparece en las etiquetas de los zumos se expresa como mg en 100 mL.
- Como hemos tomado 2 mL de zumo que correspondían a 1,29 mg de vitamina C, ¿Cuánto habrá en 100 mL? **¡Pues 64,29 mg en 100 mL!**
- **¡Ahora hazlo tú!**

Resultados:

Marca	Zumo Día (50 centimos)	Zumo Juvier (1 euro)	Zumo natural (1,50 euros)
Volumen gastado (mL)			
mg de Ac. Ascórbico			
Concentración de Ac. Ascórbico (mg en 100 mL)			

PRÁCTICA L2_2: ANALIZA CON VERDURAS

1. INTRODUCCIÓN

El pH es un valor numérico que indica la concentración de iones H^+ que hay en una disolución. La escala de pH es una escala numérica que va de 1 a 14.

- Una disolución es:

- Ácida si $pH < 7$
- Neutra si $pH = 7$
- Básica si $pH > 7$

Los ácidos y bases son dos tipos de sustancias que de una manera sencilla se pueden caracterizar por las propiedades que manifiestan.

- Los **ácidos**:

- tienen un sabor ácido
- dan un color característico a los indicadores (ver más abajo)
- reaccionan con los metales liberando hidrógeno
- reaccionan con las bases en proceso denominado neutralización en el que ambos pierden sus características.
- tienen un pH menor a 7

SUSTANCIAS ÁCIDAS



- Las **bases**:

- tienen un sabor amargo
- dan un color característico a los indicadores (distinto al de los ácidos)
- tienen un tacto jabonoso.
- tienen un pH mayor a 7



SUSTANCIAS BÁSICAS

Así por ejemplo: el limón, vinagre, refrescos, tomate, vino... son alimentos cotidianos que se engloban dentro de los ácidos mientras que la lejía, la pasta de dientes, el jabón o el bicarbonato son sustancias básicas.

Para confirmar la teoría se puede utilizar la lombarda que es un vegetal del cual se puede extraer un pigmento que funciona como un indicador ácido-base.



Los indicadores son colorantes orgánicos, que cambian de color según estén en presencia de una sustancia ácida, o básica.

2. OBJETIVO

Obtener un indicador ácido-base a partir de la cocción de la col lombarda y determinar la acidez o basicidad de diferentes sustancias.

3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACION DE LA PRACTICA

- Extracto en agua de col lombarda.
- Tubos de ensayo
- Gradilla
- Vaso de precipitado
- Placa calefactora
- Embudo de vidrio
- Papel de filtro
- Diversas sustancias con diferente carácter ácido o básico.

4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

El procedimiento consiste en:

1. Cortar unas hojas de lombarda (cuanto más oscuras mejor).
2. Cuécelas en un recipiente con un poco de agua durante al menos 10 minutos.

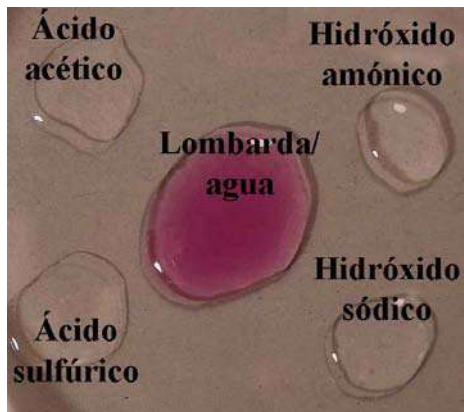


3. Retira el recipiente del fuego y dejarlo enfriar.
4. Filtra el líquido y ya tienes el indicador (El líquido filtrado de color azul violáceo).
5. El indicador se adiciona a la muestra de la que queremos investigar su naturaleza ácido-base y observamos el color al que vira:

color que adquiere	medio en el que está
rosa o rojo 	ácido
Color lombarda 	neutro
verde 	básico



6. Así, en las siguientes figuras podemos observar los distintos colores a lo que ha virado la lombarda según esté en medio ácido o básico.



Medio Ácido



Medio Básico

PRÁCTICA L2_3: LA FUENTE DE LA FRUTA DE LA PASIÓN

1. INTRODUCCIÓN

Existen sustancias químicas que cuyo color depende del medio en que se encuentran. Un caso particular es el de las sustancias cuyo color cambia al variar el pH del medio (Figura 1).



Reactivo incoloro + variación de pH → Reactivo coloreado

Figura 1. La variación del pH puede afectar al color de algunos reactivos químicos

Este es el caso de la fenolftaleína, un compuesto químico que es incoloro en disolución ácida, pero cuando se alcanza pH básico toma coloración rosa (Figura 2). Este cambio de color nos permite saber si el medio es básico.



Figura 2. Fenolftaleína en medio básico

Como el amoníaco es una base, si lo ponemos en contacto con fenolftaleína, esta se coloreará de rosa. Una forma de conseguir amoníaco es mediante la reacción de cloruro amónico (NH_4Cl) con óxido cálcico

(CaO). Para que esta reacción tenga lugar es necesario aportar energía al sistema, lo que se consigue calentando la mezcla de reactivos sólidos (Figura 3).



Figura 3. Reacción del cloruro amónico con óxido cálcico

2. OBJETIVO

Identificación del gas amoníaco con fenolftaleína. Se trata de producir gas amoníaco y al contacto con una disolución acuosa que contiene fenolftaleína, y ser una sustancia básica cambiará el color del indicador a rosa.

3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACIÓN DE LA PRACTICA

- 2 matraces de fondo redondo pyrex
- 1 tubo de vidrio
- 1 septum
- 1 mechero Bunsen
- 1 baño con agua
- Cloruro amónico
- Óxido cálcico
- Etanol
- Soporte y pinzas
- Indicador fenolftaleína

4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Lo dividiremos en dos partes, la primera se referirá a la generación de amoniaco y la segunda a la reacción con la fenolftaleína:

a. Generación de amoniaco

1. Homogeneizaremos una mezcla de 10 gramos de cloruro amónico y 10 gramos óxido cálcico, en un matraz de fondo redondo para aumentar la eficiencia en la producción de amoniaco.
2. Para recoger el amoniaco gaseoso utilizaremos un matraz de fondo redondo con la boca hacia abajo que se coloca sobre el matraz donde tiene lugar la reacción (Figura 4). Este montaje nos permite recoger el amoniaco ya que este es menos denso que el aire y sube quedando retenido por la pared del matraz.
3. A continuación calentaremos la mezcla con un mechero Bunsen, para que tenga lugar la reacción.
4. Para dirigir el gas hacia el matraz superior utilizaremos un tapón atravesado por un tubo de vidrio, de forma que los extremos de este se encuentren dentro de los dos matraces.



Figura 4. Producción de amoníaco gas

b. Surtidor de la fruta de la pasión

1. Antes de llevar a cabo la reacción necesitamos preparar nuestra disolución de fenolftaleína.

Una vez que tenemos el amoníaco, apagamos el mechero y retiramos el matraz superior sin darle la vuelta (se nos escaparía el amoníaco).

2. Utilizando el mismo tapón con el tubo, tapamos la boca de este matraz y nos dirigimos a la disolución de fenolftaleína. Introducimos la punta del tubo en la disolución y observaremos como esta sube por el mismo.



Figura 5. Colocación del matraz lleno de amoníaco en la disolución de fenolftaleína

3. Como el amoníaco es muy soluble en agua, se disuelve en la disolución y se retira del matraz, donde se genera una disminución de presión. Para compensar esa variación de presión, el agua sube llenando el matraz. Durante este proceso se produce la mezcla del amoníaco con fenolftaleína, y la disolución que era transparente toma color rosa.



Figura 6. Reacción de la fenolftaleína con amoníaco

PRÁCTICA L2_4: ANALIZA HUELLAS DACTILARES COMO EN "CSI"

1. INTRODUCCIÓN

Una práctica habitual en los laboratorios policiales, es la identificación de personas a través de sus huellas dactilares. Existen bancos de huellas confeccionados con las que nos tomamos cuando nos sacamos el carnet de identidad, así que cuando la policía encuentra huellas dactilares en un lugar, sólo tiene que compararlas con las que hay en su banco de huellas para identificar a quien las dejó allí.

Existen varias técnicas para poder realizar estas identificaciones, entre ellas se encuentra el reconocimiento de huellas con yodo.

Fundamento

La molécula de yodo (I_2), en estado gaseoso, tiene la capacidad de reaccionar con los enlaces químicos de las grasas de nuestra piel, que a simple vista son transparentes, dando un producto coloreado que nos permite ver la huella (Figura 1).

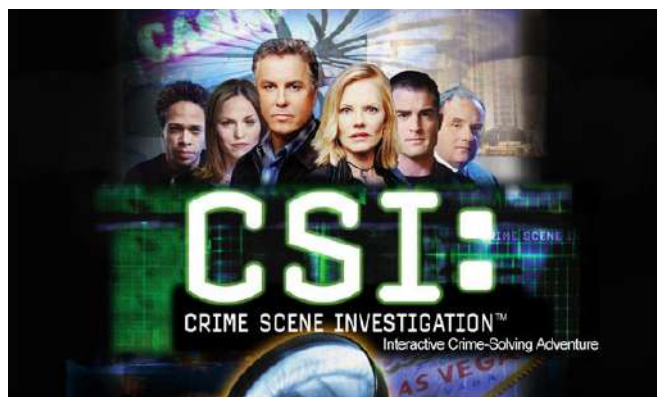


Figura 1. Huella coloreada con yodo

Los enlaces covalentes, como los que se dan entre los átomos de carbono que forman nuestro cuerpo, pueden ser simples, dobles o triples. Las grasas se caracterizan por ser compuestos químicos en los que los dobles enlaces son abundantes y es con estos dobles enlaces con los que el yodo va a reaccionar, en lo que se conoce como adición de un halógeno (el yodo) a un doble enlace (Figura 2).

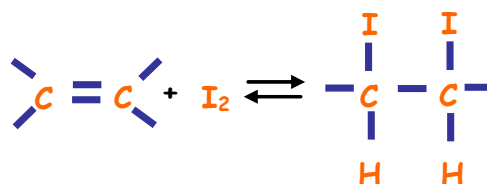


Figura 2. Reacción de adición de yodo a un doble enlace

La forma más estable del yodo y por tanto en la que se encuentra en la naturaleza es en estado sólido (Figura 3). Para que tenga lugar la reacción del yodo con la grasa depositada sobre el vaso, necesitamos que el yodo se encuentre en estado gaseoso. Esto no es difícil de conseguir, ya que el yodo es un sólido que sublima con facilidad, es decir que pasa del estado sólido al gaseoso sin pasar por el líquido, incluso a temperatura ambiente (Figura 4).



Figura 3. Yodo en estado.

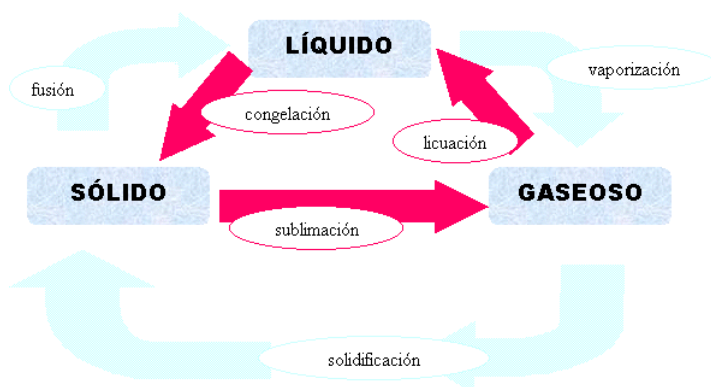


Figura 4. Esquema de cambio de estado de la materia



Figura 5. Sublimación del iodo metálico

Una vez que el yodo se encuentra en estado gaseoso tiene lugar la reacción química anterior (adición de halógeno a doble enlace) y podemos entonces observar la huella dactilar sobre el vaso.

2. OBJETIVO

Encontrar una huella dactilar en un vaso, mediante una reacción química de un gas con la grasa que dejamos con el dedo.

3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACIÓN DE LA PRACTICA

- 1 vaso de precipitado de 100 ml
- 1 vaso de precipitado de 500 ml
- Unos cristales de yodo
- 1 placa de Petri

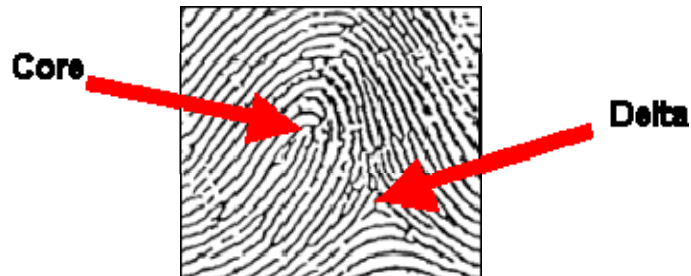
4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. En primer lugar hay que tener una huella que identificar. Dejaremos nuestra marca en la superficie de un vaso de precipitado de 100 ml.
2. Añadimos unos cuantos cristales de yodo en el vaso de precipitado de 500 ml e introducimos unos cristales de yodo para que sublime y tengamos el yodo gaseoso. Ahora colocamos el vaso con nuestra huella, tapamos el vaso más grande y esperamos a que tenga lugar la reacción.
3. Observaremos como se genera vapor de yodo, amarillo, a partir del sólido que hay en el vaso. Poco a poco podremos ir viendo la huella marcada en un color amarillo-marrón sobre el vaso interior. Esto significa que el yodo gaseoso está reaccionando con los dobles enlaces de la grasa de nuestras manos (Figura 6).



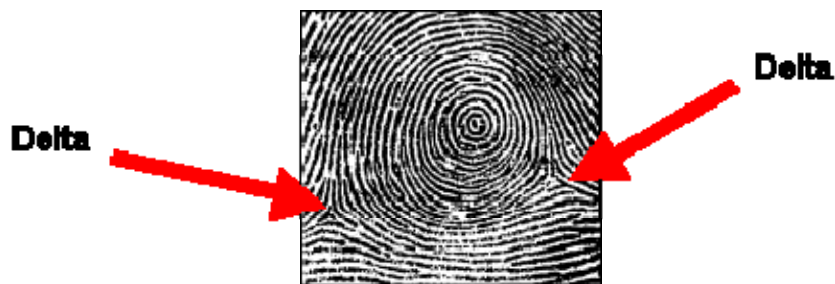
Figura 6. Huella coloreada como producto de la reacción de adición al doble enlace

- Ahora sólo queda comparar la huella del vaso con la que tengamos en nuestro carnet de identidad e identificar a quien lo ha tocado.
- Existen varios tipos de huella que se clasifican según el dibujo que forman en la falange del dedo. Si comparamos nuestra huella con las de la figura 7 podremos identificar cual es nuestro grupo.



Tipo "LAZO"

(tiene dos zonas diferentes: el centro donde existe el "lazo o loop" y el delta o zona triangular)



Tipo "ESPIRAL"

(tiene dos o más deltas)



Tipo "ARCO"

(no tiene ni delta ni centro)

Figura 7. Tipos de huellas dactilares

PRÁCTICA PP_1: EXTRACCIÓN LÍQUIDO-LÍQUIDO

1. INTRODUCCIÓN

Una de las principales competencias del Ingeniero Químico es el estudio de las operaciones de separación de los componentes presentes en una mezcla/disolución. Existen multitud de procesos de separación utilizados comúnmente en la vida diaria. La preparación de una taza de café o el lavado de la ropa en una lavadora son ejemplos típicos de procesos de separación en los que se separan unos componentes de una mezcla sólida por la acción de un disolvente. Además de esta separación sólido-líquido, existen otras separaciones en donde intervienen gases/vapores, y líquidos. Un ejemplo bastante ilustrativo de una separación en donde intervienen dos líquidos inmiscibles puede realizarse a escala de laboratorio utilizando simplemente un embudo de decantación.

Se denomina por tanto, extracción líquido-líquido a la separación de los componentes de una mezcla líquida por tratamiento con un disolvente en el que uno o más de los componentes es preferencialmente soluble.

Todos los procesos de extracción líquido-líquido requieren:

- a) Un contacto íntimo del disolvente y la disolución.
- b) La separación de las dos fases resultante.
- c) La eliminación y recuperación del disolvente.



En la extracción más sencilla que se realiza de forma discontinua y en una sola etapa, el disolvente y la alimentación se mezclan y se dejan luego decantar, separándose las dos fases formadas: el extracto, rico en disolvente, y el refinado, rico en diluyente y que se ha empobrecido en soluto. Si se quiere continuar disminuyendo la concentración del soluto en la disolución, el proceso

puede repetirse en varias etapas. El estudio de los datos de equilibrio del sistema a tratar, así como el planteamiento de los balances de masa apropiados y el diseño del proceso industrial son competencias que corresponden al Ingeniero Químico. Ejemplos industriales de procesos de extracción líquido-líquido se encuentran en las refinerías de petróleo en la separación de aromáticos y parafínicos.



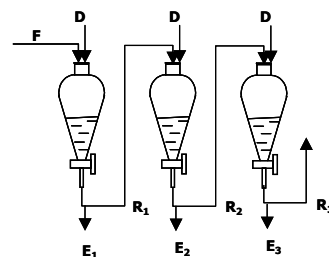
2. OBJETIVO

Realizar un proceso de extracción líquido-líquido en varias etapas a escala de laboratorio. El sistema a estudiar es agua/tetracloruro de carbono/yodo.

3. INSTALACION. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACION DE LA PRACTICA

- Embudo de decantación
- Matraz Erlenmeyer
- Pipeta
- Pipeteador

Se utilizará un embudo de decantación a modo de mezclador-sedimentador. Además se necesitará un matraz erlenmeyer para la recolección de la fase orgánica (extractos) y una pipeta con pipeteador para la adición de las fases.



4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Colocar en un embudo de decantación la solución a extraer ya preparada de yodo en agua. El yodo es soluble tanto en agua como en tetracloruro de carbono presentando una coloración amarillenta cuando el yodo está en agua y rosa cuando se encuentra junto al tetracloruro de carbono.
2. Sobre la disolución en el embudo de decantación, añadir 10 mL de la disolución de tetracloruro de carbono formándose en el embudo dos fases. Si el sistema no se agita, se comprobará que el yodo presente en el agua, comienza a pasar a la fase orgánica, aumentando la coloración de esta, hacia un color rosáceo. Este proceso se denomina difusión y es en general un proceso bastante lento.
3. Para aumentar la velocidad del proceso, taponar el embudo y agitar fuertemente durante cinco minutos (OJO, cada pequeños intervalos de tiempo, es necesario detener la agitación y liberar la posible presión que haya en el interior, abriendo el embudo con cuidado ya que pueden producirse proyecciones).
4. Dejar reposar el sistema para que se separen perfectamente las dos fases; debemos quitar el tapón para favorecer la decantación. El yodo se habrá repartido entre las dos fases, apareciendo en la parte inferior del embudo la de mayor densidad de color rosa, la fase orgánica, y en la parte superior, la de menor densidad, la acuosa.
5. Finalmente separar la fase orgánica (inferior) denominada extracto, dejando en el embudo la fase acuosa (superior) que presenta aún coloración aunque menos intensa.
6. Sobre la fase que queda en el embudo, denominada refinado añadir nuevamente 10 ml de tetracloruro de carbono y proceder a una nueva extracción de forma similar a la anterior, repitiendo los pasos 3-5 hasta que la disolución acuosa quede libre de yodo (incolora), momento en el cual finalizará la práctica.



PRÁCTICA PP_2: CROMATOGRAFÍA

1. INTRODUCCION

La cromatografía es una técnica de separación de sustancias que se basa en las diferentes velocidades con que se mueve cada una de ellas a través de un medio poroso arrastradas por un disolvente en movimiento. Con esta técnica comprobaremos que la tinta de los rotuladores y bolígrafos no son una única sustancia, sino que es una mezcla de varias.

2. OBJETIVO

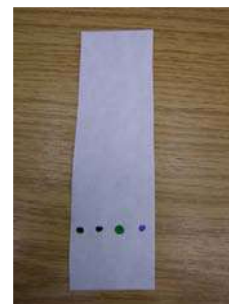
Realizar un proceso de cromatografía para separar los pigmentos que forman parte de diferentes tintas comerciales de bolígrafos y rotuladores.

3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACION DE LA PRACTICA

- Una tira de papel poroso
- Bolígrafos y rotuladores de colores
- Vaso de precipitados
- Disolvente: mezcla 20 mL de etanol – 10 mL de agua

4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Recortar una tira de papel poroso que tenga unos 4 cm de ancho y sea un poco más larga que la altura del vaso de precipitados.
2. Dibujar varias manchas con los rotuladores y bolígrafos en uno de los extremos de la tira, a unos 2 cm del borde.
3. Verter en el vaso de precipitados una mezcla de etanol-agua hasta una altura de 1 cm.
4. Situar la tira en el interior del vaso de precipitados sin que las manchas queden sumergidas en el líquido.
5. A medida que la mezcla líquida va ascendiendo a lo largo de la tira, va arrastrando consigo los diversos pigmentos que contienen las manchas de tinta. Como no todos son arrastrados con la misma velocidad, al cabo de un rato se ven franjas de colores.



PRÁCTICA PP_3: EXTRACCIÓN Y SEPARACIÓN DE PIGMENTOS FOTOSINTÉTICOS

1. INTRODUCCIÓN

La fotosíntesis, proceso que permite a los vegetales obtener la materia y la energía que necesitan para desarrollar sus funciones vitales, se lleva a cabo gracias a la presencia de pigmentos en las hojas y en los tallos jóvenes. Dichos pigmentos son moléculas de origen lipídico responsables de capturar la energía de la luz.

Entre los distintos métodos que existen para separar y obtener esos pigmentos se encuentra el de la cromatografía, que es una técnica que permite la separación de las sustancias de una mezcla que tengan una afinidad/preferencia diferente por el disolvente en que se encuentran. De tal manera que, al introducir una tira de papel poroso en la mezcla disolvente-extracto de pigmentos, el disolvente arrastra con distinta velocidad a los pigmentos en función de dicha afinidad, separándolos y permitiendo identificarlos según su color.

2. OBJETIVO

Realizar un proceso de cromatografía para separar los pigmentos fotosintéticos presentes en hojas de espinacas.

3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACIÓN DE LA PRÁCTICA

- Hojas de espinacas
- Vaso de precipitados
- Mezcla 20 mL de etanol – 10 mL de agua

4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

7. Colocar hojas en el mortero, añadiendo un poco de alcohol, y triturarlas hasta que el alcohol adquiriera un color verde intenso.
6. Filtrar el líquido obtenido a través del filtro de café colocado en el embudo.
7. Introducir una tira de papel poroso en el vaso hasta que toque el fondo, procurando que se mantenga vertical.
8. Esperar 30 min. hasta que aparezcan en la parte superior de la tira de papel unas bandas de colores que indican la existencia de los diferentes pigmentos.

PRÁCTICA A1_1: LA ENERGÍA Y LA QUÍMICA

1. INTRODUCCIÓN

La forma convencional de obtener energía consiste en la combustión de materiales fósiles como el petróleo, el carbón o el gas natural. En estos materiales la energía química se consume de forma no sostenible generándose gases tóxicos con grandes repercusiones en nuestro medio ambiente.

Es necesario encontrar nuevas fuentes de obtención de energía a través de nuevos combustibles, como por ejemplo el hidrógeno, y nuevas formas de generar la energía, como son las pilas de combustibles.

2. OBJETIVO

El objetivo de la práctica es que los alumnos se cuestionen cómo una nueva forma de energía es posible, cómo a través de principios químicos simples podemos obtener hidrógeno a partir de agua por hidrólisis y cómo ese hidrógeno puede ser usado para obtener energía eléctrica a través de las pilas de combustibles.

Explicar en qué consiste una fuente de energía sostenible.

Introducir los conceptos básicos de una pila.

Hacer énfasis como el origen de la energía se encuentra en el Sol.



3. MATERIAL NECESARIO PARA LA REALIZACIÓN DE LA PRÁCTICA

- Equipo completo sobre soporte, en el que se incluye un sistema completo Panel solar, electrolizador, tanque de almacenamiento, pila de combustible y una carga en forma de ventilador.
- Coche que funciona con hidrógeno.
- 4 Vasos de precipitado, 4 electrodos, 1 electrodo de referencia, 1 polímetro, cables y bombilla.

4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Demostración de cómo podemos obtener hidrógeno a partir de agua y energía solar empleando para ello una placa solar y un electrolizador. A continuación se demuestra cómo la energía almacenada en el hidrógeno puede transformarse en eléctrica a través de una pila de combustible. Todo este proceso se acompaña de preguntas y explicaciones al alumno para despertar su curiosidad y estimular su entendimiento.

2. Demostración de cómo funciona un coche de hidrógeno. Se hace énfasis en la pila de combustible.
3. Los alumnos hacen una serie galvánica comparando la diferencia de potencial de unos electrodos con un electrodo de referencia. Entre los electrodos se incluirán algunas monedas. Se explica cómo la energía química se transforma en energía eléctrica.
4. Se elige el electrodo más reductor y el más oxidante y se construye una pila con la posibilidad de encender una bombilla. Se relaciona la pila convencional con las pilas de combustible.