



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

“PRÁCTICAS DE QUÍMICA PARA 1º DE BACHILLERATO”

AUTORÍA SALVADOR SAMUEL MOLINA BURGOS
TEMÁTICA QUÍMICA, TÉCNICAS EXPERIMENTALES
ETAPA BACHILLERATO

Resumen

Tradicionalmente, el laboratorio ha sido uno de los grandes olvidados en la enseñanza de la Física y de la Química. Ello ha obedecido a diversas razones: inexistencia de espacios adecuados, escasez de material, poca o nula disponibilidad horaria del profesorado, excesivos ratios, amplios programas que impartir,... Es por ello por lo que en este artículo proponemos algunas prácticas de Química que pueden realizarse perfectamente durante el tiempo que dura una clase, y que no requieren de materiales costosos.

Palabras clave

- Guiones de laboratorio
- Técnicas experimentales en los laboratorios de los IES
- Normas de seguridad
- Material usual de laboratorio

1. INTRODUCCIÓN.

A continuación mostramos los guiones de diez prácticas de laboratorio que pueden trabajarse con los alumnos de 1º de Bachillerato durante un curso académico. Todos ellos constan de un fundamento teórico, muestran el material que debe utilizarse, explicitan el procedimiento experimental a seguir y plantean algunas cuestiones de aplicación o profundización para que los alumnos las respondan en sus informes. Cada una de las prácticas es perfectamente realizable en el tiempo que dura una clase (50 minutos aproximadamente) y ninguna de ellas requiere materiales que no existan en los laboratorios medianamente equipados. Por otra parte, consideramos que los alumnos no han tenido apenas contacto con el laboratorio al comienzo del curso. Nuestro objetivo es el de proporcionar un material que pueda ser directamente utilizado por los profesores interesados en complementar sus explicaciones teóricas y de problemas con el trabajo experimental en el laboratorio.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

2. PRÁCTICAS DE LABORATORIO.

2.1. El trabajo experimental. Normas de seguridad en laboratorios. Reconocimiento de material.

1.- EL TRABAJO EXPERIMENTAL.

La Física y la Química son ciencias experimentales, pues necesitan corroborar mediante experimentos (habitualmente realizados en los laboratorios) las hipótesis que los científicos proponen para estudiar los fenómenos.

Las prácticas de laboratorio nos permiten acercarnos de forma práctica a los conceptos más teóricos explicados en clase, facilitando de esta manera su comprensión. Aunque la dinámica de trabajo en el laboratorio sea diferente a la de una clase convencional, sí hay que tener claro que **al laboratorio se asiste para aprender**. No es, por tanto, un lugar ni para jugar ni para desobedecer las indicaciones del profesor; además, a ello hay que añadir, como veremos más adelante, la elevada peligrosidad de algunas de las sustancias o materiales que pueden usarse.

Al comenzar cada práctica el alumno se encontrará con un esquema o *guión* en el que suelen aparecer una introducción teórica, el material que va a utilizarse, los pasos que hay que seguir y las conclusiones finales de la práctica. Así, todos los alumnos seguirán los siguientes pasos en la realización de todas las prácticas:

1. Lectura detenida del guión de la práctica, si es posible el día antes de realizarla, hasta su perfecta comprensión.
2. Medida de todas las magnitudes necesarias, repitiendo dicha medida el número de veces que se indique.
3. Siempre que sea posible, se ordenarán los datos obtenidos en forma de tabla con el objeto de facilitar su interpretación.
4. Llevar a cabo los cálculos necesarios y representaciones gráficas requeridas.
5. Obtenidos los resultados, es conveniente incluir algún tipo de comentario acerca de los mismos. Esto ayudará, entre otras cosas, a una mejor comprensión de la práctica y del fenómeno asociado, así como a detectar, debido a un resultado claramente desproporcionado, posibles errores en el transcurso de la práctica.
6. El alumno no deberá perder nunca de vista que la misión del guión es ayudarle a realizar un trabajo experimental y como tal debe entenderlo. Es decir, el guión propone una línea de trabajo que no debe impedir que el alumno incluya cualquier aportación de tipo personal.

Recogemos aquí otras indicaciones acerca del trabajo experimental en el laboratorio que el alumno no debe perder de vista:



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

- Es fundamental anotar todos los pasos y resultados que se vayan obteniendo, pues de esta manera se facilita la posterior redacción del informe de la práctica.
- Los datos obtenidos *nunca* deben alterarse; es preferible la equivocación a la falsificación de resultados.
- En el informe final, *que el alumno entregará al profesor*, aparecerá el nombre del alumno y de la práctica, la fecha de realización, una descripción del procedimiento experimental seguido junto con los resultados obtenidos y los cálculos realizados, así como las conclusiones finales y las respuestas a las preguntas que se planteen.

2.- NORMAS DE SEGURIDAD EN LABORATORIOS.

Como podrás comprobar, algunas de las normas que aparecen a continuación son de sentido común, pero no por ello dejan de ser importantes. **Todas las normas que aparecen a continuación deben aplicarse escrupulosamente por todos los alumnos**, sin excepciones de ningún tipo:

1. El orden y la limpieza son fundamentales; es por ello por lo que el puesto de trabajo debe quedar tal y como estaba antes de comenzar la práctica, y todo el material que se haya utilizado debe ser perfectamente limpiado antes de abandonar el laboratorio. En general, el material de vidrio se limpia bien lavándolo por los métodos corrientes, con disoluciones de jabón y de detergente.
2. Usar, si es posible y la práctica lo exige, guantes y gafas protectoras, así como la campana extractora de gases si el profesor lo indica.
3. Si tienes el pelo largo, es conveniente que lo lleves recogido.
4. Tener precaución a la hora de usar las bombonas de butano y los mecheros Bunsen, asegurándote de que al terminar la bombona se quede cerrada y el mechero apagado.
5. Está terminantemente prohibido tomar comidas y bebidas.
6. Fijarse bien, antes de utilizar un compuesto o reactivo, de que se trata del que se necesita, así como fijarse en los pictogramas de peligrosidad (ver a continuación).
7. No coger ningún producto químico que no te haya proporcionado el profesor sin haberle consultado.
8. No devolver a los frascos los productos químicos sobrantes, ni echarlos al desagüe sin consultar al profesor.
9. No tocar con las manos los productos químicos sólidos; usar espátulas.
10. No pipetear con la boca.
11. Cuando diluyas un ácido con agua, vierte siempre el ácido sobre el agua, siempre en ese orden.
12. Si se vierte sobre ti ácido o cualquier producto corrosivo, lávate inmediatamente con mucha agua y avisa al profesor.
13. Tener cuidado con los bordes y puntas cortantes de los objetos de vidrio.
14. Tener cuidado cuando se haya calentado un tubo de vidrio; dejarlo enfriar antes de tocarlo.
15. Si tienes que calentar a la llama el contenido de un tubo de ensayo...
 - ...sostén el tubo de ensayo con una pinza de madera.

ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

- ...cuida de que la boca del tubo de ensayo no apunte hacia ningún compañero (hacia ti tampoco).
 - ...usa, si es posible, las gafas protectoras.
 - ...calienta por el lateral del tubo de ensayo, nunca por el fondo.
 - ...agita suavemente el tubo.
16. Cuando peses cualquier producto químico con la balanza, coloca papel de filtro sobre el platillo; si la sustancia es corrosiva, utiliza un vidrio de reloj.
 17. Evitar cualquier perturbación que pueda alterar las medidas: soplar sobre las balanzas, vibraciones debidas a golpes, etc.
 18. Los tapones de los frascos no se pondrán en contacto con la mesa de trabajo: deberá mantenerse en la mano mientras se utiliza dicho frasco. Si la manipulación es larga, puede colocarse sobre un papel de filtro de forma que quede hacia arriba la parte que entra en el frasco.
 19. Los productos y material necesarios para la práctica que se esté realizando que no se encuentren en la mesa de trabajo podrán retirarse de los armarios sólo si el profesor lo autoriza.
 20. En caso de verterse algún producto sobre la mesa, limpiarla inmediatamente con agua, secándola con un paño.
 21. Los restos sólidos que queden después de un experimento deberán tirarse en la papelera, nunca en la pila de lavado.
 22. Avisar al profesor de cualquier accidente que ocurra en el laboratorio.

Mostramos a continuación algunos de los **pictogramas de peligrosidad** más comunes; observa que en muchos recipientes que contienen sustancias químicas aparecen uno o dos de ellos. Su fin es el de mostrar, gráficamente, el nivel de peligrosidad de la sustancia etiquetada. Todos los símbolos de peligro utilizados para la descripción de riesgos en la manipulación de productos químicos están asignados a marcas de peligrosidad fijas (E, O, C, F, F+, T, T+, Xn, Xi, N). Cada uno de ellos tiene el siguiente pictograma y significado de peligrosidad:



Corrosivo
Corrosive
Corrosif **C**



Muy Tóxico
Very Toxic
Très Toxique **T+**

Corrosivos: las sustancias y preparados que, en contacto con tejidos vivos, puedan ejercer una acción destructiva de los mismos.

Irritantes: las sustancias y preparados no corrosivos que, por contacto breve, prolongado o repetido con la piel o las mucosas puedan provocar



Irritante
Irritant
Irritant **Xi**

una reacción inflamatoria.

Tóxicos: la sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea en pequeñas cantidades puedan provocar efectos agudos o crónicos, o incluso la muerte.

Muy tóxicos: las sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea en muy pequeña cantidad puedan provocar efectos agudos o crónicos o incluso la muerte.



Inflamables: sustancias y preparados líquidos cuyo punto de ignición es bajo: Identifica a aquellas sustancias que se inflaman por un contacto breve con una fuente de ignición y después de haberse separado de dicha fuente de ignición continúan quemándose.

Fácilmente inflamables: sustancias y preparados...

- ...que puedan calentarse e inflamarse en el aire a temperatura ambiente sin aporte de energía, o
- ...sólidos que puedan inflamarse fácilmente tras un breve contacto con una fuente de inflamación y que sigan quemándose o consumiéndose una vez retirada dicha fuente, o
- ...en estado líquido cuyo punto de inflamación sea muy bajo, o
 - ...que, en contacto con agua o con aire húmedo, desprendan gases extremadamente inflamables en cantidades peligrosas.



Extremadamente inflamables: sustancias y preparados líquidos que tengan un punto de inflamación extremadamente bajo y un punto de ebullición bajo, y las sustancias y preparados gaseosos que, a temperatura y presión normales, sean inflamables en el aire. Identifica a aquellas sustancias que a temperatura ambiente y en contacto con el aire arden

espontáneamente.

Explosivos: sustancias y preparados sólidos, líquidos, pastosos o gelatinosos que, incluso en ausencia de oxígeno del aire, puedan reaccionar de forma exotérmica con rápida formación de gases y que, en condiciones de ensayo determinadas, detonan, deflagran rápidamente o, bajo el efecto del calor, en caso de confinamiento parcial, explotan. Identifica a aquellas sustancias que pueden hacer explosión por efecto de una llama, choque o fricción.



Comburentes: las sustancias y preparados que, en contacto con otras sustancias, en especial con sustancias inflamables, produzcan una reacción fuertemente exotérmica.

Nocivos: las sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan provocar efectos agudos o crónicos, o incluso la muerte.



Peligrosos para el medio ambiente: las sustancias o preparados que, en

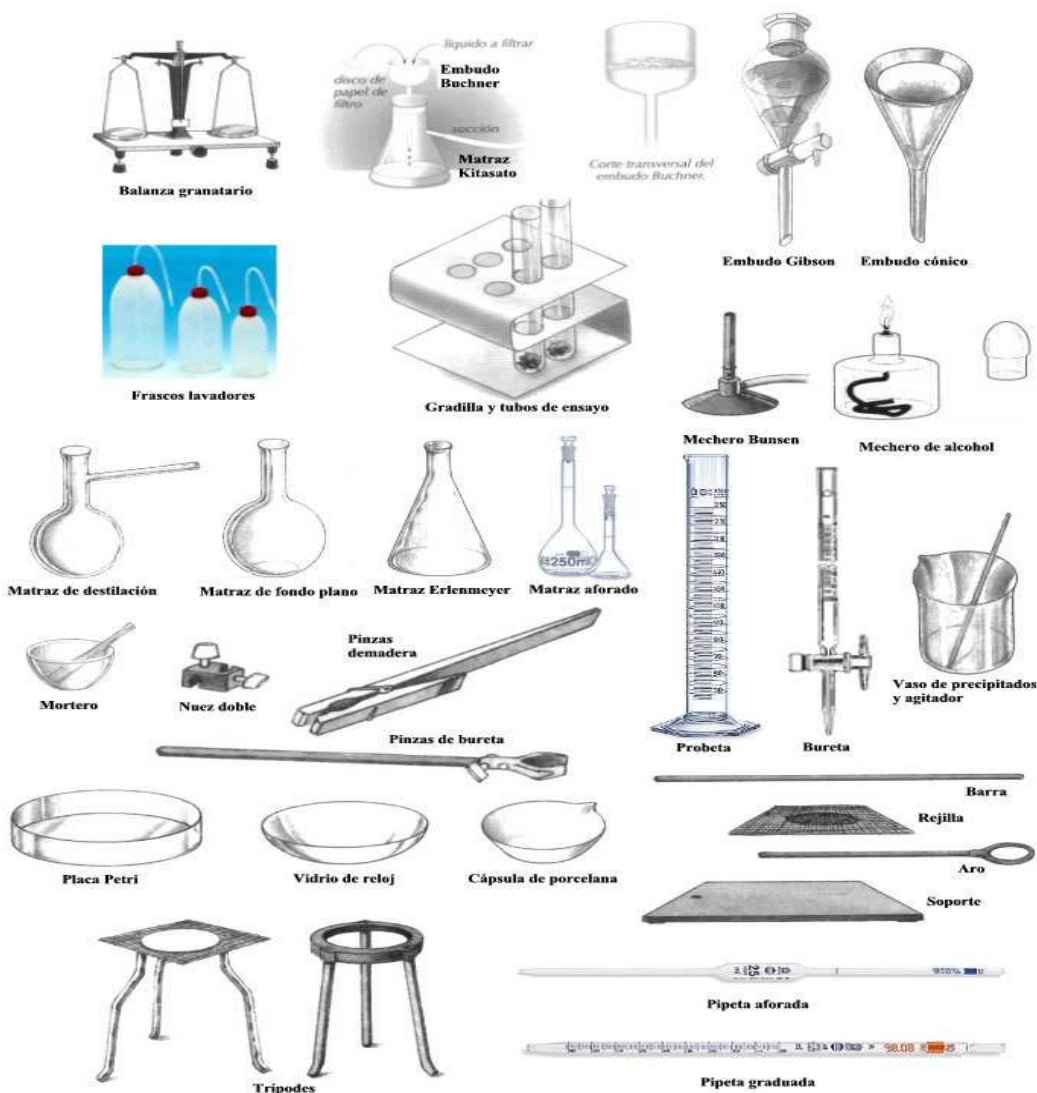
Peligroso para el Medio Ambiente **N**

caso de contacto con el medio ambiente, presenten o puedan presentar un peligro inmediato o futuro para uno o más componentes del medio ambiente.

3.- RECONOCIMIENTO DE MATERIAL.

A continuación se muestra el material más usual de laboratorio que se empleará durante el curso. Es importante familiarizarse con ellos, es decir, conocer su nombre, su utilidad concreta y la manera en que deben manipularse.

MATERIAL BÁSICO DE LABORATORIO





ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 31 – JUNIO DE 2010

2.2. Medidas de masas y de volúmenes. Determinación de densidades de sólidos y líquidos.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Cuando se trabaja en el laboratorio suele ser muy habitual medir masas y/o volúmenes de sustancias sólidas y líquidas. Es por ello por lo que en esta primera práctica vamos a utilizar algunos de los materiales de laboratorio más comunes para realizar dichas mediciones de la manera más precisa posible.

Una vez nos hayamos familiarizado con dichas medidas, nos encontramos en condiciones de determinar de manera experimental la densidad de un objeto sólido y de una sustancia líquida, pues sabemos de cursos anteriores que la densidad de cualquier cuerpo se calcula mediante la expresión:

$$d = \frac{m}{V}$$

siendo el kg/m^3 su unidad en el S.I.

MATERIAL.

- Balanza digital
- Papel de filtro
- Bureta
- Probeta
- Pipeta
- Vaso de precipitados
- Cuentagotas
- Matraz aforado
- Matraz erlenmeyer
- Objetos para pesar (anillo, goma de borrar, trozos de piedra,...)
- Objeto sólido del cual hallaremos su densidades
- Sustancia líquida (bebida sin gas, zumo u otra) de la cual hallaremos su densidad

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Medir las masas de diferentes objetos sólidos utilizando la balanza digital. Expresar los resultados con su error correspondiente, teniendo en cuenta la sensibilidad de la balanza.
2. Medir los siguientes volúmenes de agua, utilizando en cada caso el aparato más oportuno:
 - 75 cm^3
 - $2'5 \text{ cm}^3$ (con exactitud)
 - 15 cm^3
 - 3 gotas
 - 100 cm^3 (con exactitud)



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

3. Para determinar la densidad de un líquido (bebida sin gas, zumo, etc.) seguir el siguiente procedimiento:
 - Pesar un vaso de precipitados vacío y seco.
 - Medir con una pipeta 10 ml de la sustancia líquida y colocarla en el vaso.
 - Pesar en la balanza el vaso con el líquido.
 - Calcular, con los datos anteriores, la densidad del líquido.
 - Si diera tiempo, repetir la medida una ó dos veces; en tal caso, la densidad de la sustancia será el valor medio de las densidades calculadas. Expresar el resultado en su unidad correspondiente del S.I.
4. Para determinar la densidad de un sólido (trozos de piedra, anillo, etc.) seguir el siguiente procedimiento:
 - Medir la masa del trozo de piedra (o del objeto sólido).
 - Llenar con agua una probeta hasta un cierto nivel (**¡ ojo con el menisco!**) y sumergir a continuación el trozo de piedra. Calcular entonces el volumen de la piedra.
 - Hallar finalmente la densidad del objeto sólido, expresándola en su unidad correspondiente del S.I.

CUESTIONES.

1. ¿Qué sensibilidad poseen los instrumentos de medida que has usado?
2. ¿Qué volumen ocuparían 10 kg de la sustancia sólida?
3. ¿Cabrían 6 kg de la sustancia líquida en una garrafa de 5 litros?

2.3. Destilación simple.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

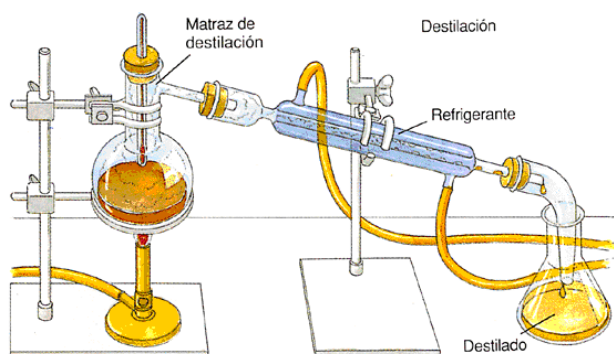
La destilación es un proceso que consiste en calentar una sustancia, normalmente un líquido, para que sus componentes más volátiles pasen a estado gaseoso o de vapor y a continuación volver esos componentes al estado líquido mediante condensación por enfriamiento. La meta principal de esta técnica es separar los distintos componentes de la mezcla aprovechando para ello sus distintos grados de volatilidad (o distintos puntos de ebullición). En esta práctica, intentaremos extraer el alcohol de una muestra de alcohol-agua o de vino. Los puntos de ebullición de ambas sustancias difieren en poco (78,5 °C el alcohol y 100 °C el agua), por lo que no es posible obtener la separación completa en una sola destilación; así, al hacerla hervir se producen vapores de ambas sustancias aunque con diferentes concentraciones, y más ricos en alcohol. Para conseguir alcohol con el máximo grado de pureza (nunca más del 97 %) es preciso realizar varias destilaciones – destilación fraccionada -, aunque por falta de tiempo sólo realizaremos una.

MATERIAL.

- Matraz de fondo redondo con tapón de corcho
- Termómetro
- Dos soportes
- Tubo refrigerante
- Pinza de bureta y doble nuez
- Rejilla
- Mechero de alcohol
- Trocitos de plato poroso
- Matraz de desagüe o vaso de precipitados
- Gomas de conexión y desagüe

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Con el material indicado anteriormente, realizar el montaje indicado en la figura:



2. Introducir la mezcla a destilar en el matraz, teniendo cuidado de no llenarlo más de la mitad de su capacidad, junto con unos trocitos de plato poroso. Comenzar a calentar.
3. Anotar la temperatura cada minuto a lo largo de toda la operación. ¿A qué temperatura comenzó a hervir la muestra?
4. A partir de los datos anteriores, realizar (**en papel milimetrado, si es posible**) una gráfica temperatura-tiempo. Comentar dicha gráfica.

CUESTIONES.

1. ¿Ha sido constante la temperatura a partir de la primera cantidad de líquido destilado recogido?
¿A qué temperatura se inició la primera recogida de destilado?
2. ¿Por qué la entrada de agua no se realiza por la parte superior?
3. ¿Para qué sirven los trocitos de plato poroso?
4. ¿Cuál es la fórmula química del alcohol etílico obtenido en la destilación? ¿Cuáles son sus principales aplicaciones?
5. ¿En qué consiste la destilación del petróleo?



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 31 – JUNIO DE 2010

2.4. Preparación de disoluciones.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Las disoluciones son mezclas homogéneas formadas habitualmente por 2 componentes: el soluto y el disolvente. A la cantidad de soluto que hay disuelta en una cierta cantidad de disolvente o disolución se le llama **concentración** de la disolución, la cual puede expresarse de varias maneras diferentes. En esta práctica vamos a preparar dos disoluciones, cada una de ellas con una cierta concentración. Es fundamental extremar las precauciones en el manejo de sustancias y a la hora de realizar los cálculos, pues la preparación de disoluciones es fundamental en muchas de las prácticas que se realizarán posteriormente.

MATERIAL.

- Matraz aforado de 100 ml
- Matraz aforado de 250 ml
- Cucharilla-espátula
- Frasco lavador
- Agua destilada
- Papel de filtro
- Balanza
- Vidrio de reloj
- Vaso de precipitados de 50 ml
- Embudo de vidrio
- Agitador (varilla)
- Pipeta

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Inicialmente, todas las disoluciones se comienzan en un vaso de precipitados escrupulosamente limpio y de volumen inferior al volumen de disolución que vamos a preparar. Para limpiar el vaso nos ayudaremos de agua destilada. Así, **antes de alcanzar el volumen de disolución propuesto, se trasvasará al matraz aforado y se llevará hasta el enrase con agua destilada y ayudándose de la pipeta.**

1. *Preparación de 250 ml de una disolución de cloruro sódico en agua del 5 % en masa y densidad 1,025 g/ml:*
 - I. Calcular la masa de sal que hay que pesar, teniendo en cuenta que la sensibilidad de la balanza es de 0,01 g.
 - II. Añadir un poco de agua destilada al vaso de precipitados limpio y seco.
 - III. Añadir la sal poco a poco, agitando suavemente con el agitador hasta que se disuelva en su totalidad.
 - IV. Trasvasar, con ayuda del embudo, la mezcla formada al matraz aforado de 250 ml. Lavar la varilla, el vaso de precipitados y el embudo con el agua destilada del frasco lavador. Verter este agua en el matraz.
 - V. Añadir agua destilada hasta conseguir el enrase en 250 ml. Utilizar la pipeta si es necesario.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

2. *Preparación de 100 ml de una disolución de hidróxido sódico en agua de concentración 0,1 M:*
 - I. Calcular la masa de hidróxido sódico que hay que pesar. Dato: masas atómicas en una: Na = 23; O = 16; H = 1.
 - II. Añadir un poco de agua destilada al vaso de precipitados limpio y seco.
 - III. Añadir el hidróxido sódico poco a poco, agitando suavemente con el agitador hasta que se disuelva en su totalidad. **¡¡OJO!! La disolución del hidróxido en agua es un proceso muy exotérmico.**
 - IV. Trasvasar, con ayuda del embudo, la mezcla formada al matraz aforado de 100 ml. Lavar la varilla, el vaso de precipitados y el embudo con el agua destilada del frasco lavador. Verter este agua al matraz.
 - V. Añadir agua destilada hasta conseguir el enrase en 100 ml. Utilizar la pipeta si es necesario.

CUESTIONES.

1. ¿Qué ha sucedido cuando el hidróxido sódico se estaba disolviendo en el agua?
2. ¿Por qué es necesario lavar la varilla, el embudo y el vaso de precipitados antes de completar el enrase?
3. ¿Qué tipo de sustancia es el hidróxido sódico? ¿Por qué hay que tener precaución en su manejo?

2.5. Preparación de disoluciones a partir de otras disoluciones de concentración conocida.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Cuando se trata de preparar una disolución de un líquido en agua, suele hacerse partiendo de otra disolución acuosa de la misma sustancia de concentración conocida. En esta práctica vamos a preparar 2 disoluciones acuosas de ácido clorhídrico y de ácido nítrico a partir de disoluciones comerciales (de concentración conocida) de dichas sustancias. *Es fundamental prestar atención en los cálculos necesarios y no equivocarse en ellos.*

MATERIAL.

- Dos matraces aforados de 250 ml
- Frasco lavador
- Agua destilada
- Vaso de precipitados de 50 ml
- Embudo de vidrio
- Agitador (varilla)
- Pipeta

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Al igual que en la práctica anterior, inicialmente todas las disoluciones se comienzan en un vaso de precipitados escrupulosamente limpio y de volumen inferior al volumen de disolución que vamos a



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

preparar. Para limpiar el vaso nos ayudaremos de agua destilada. Así, **antes de alcanzar el volumen de disolución propuesto, se trasvasará al matraz aforado y se llevará hasta el enrase con agua destilada y ayudándose de la pipeta.**

1. *Preparación de 250 ml de disolución 0´1 N de ácido nítrico.*

- I. Calcular el volumen de ácido nítrico comercial (su porcentaje en masa y densidad aparecen en la etiqueta del bote) necesario para obtener 250 ml de ácido nítrico 0´1 N. Datos: masas atómicas en una: H = 1; N = 14, O = 16.
- I. Añadir un poco de agua destilada al vaso de precipitados limpio y seco.
- II. Extraer con la pipeta el volumen calculado en el apartado I.
- III. Añadir lentamente el volumen de ácido nítrico comercial al agua del vaso, agitando lentamente con la varilla.
- IV. Trasvasar, con ayuda del embudo, la mezcla formada al matraz aforado de 250 ml. Lavar la varilla, el vaso de precipitados y el embudo con el agua destilada del frasco lavador. Verter este agua al matraz.
- V. Añadir agua destilada hasta conseguir el enrase en 250 ml. Utilizar la pipeta si es necesario.

2. *Preparación de 250 ml de disolución 0´1 M de ácido clorhídrico.*

- I. Calcular el volumen de ácido clorhídrico comercial (su porcentaje en masa y densidad aparecen en la etiqueta del bote) necesario para obtener 250 ml de ácido clorhídrico 0´1 M. Datos: masas atómicas en una: H = 1, Cl = 35´5.
- II. Añadir un poco de agua destilada al vaso de precipitados limpio y seco.
- III. Extraer con la pipeta el volumen calculado en el apartado I.
- IV. Añadir lentamente el volumen de ácido clorhídrico comercial al agua del vaso, agitando lentamente con la varilla.
- V. Trasvasar, con ayuda del embudo, la mezcla formada al matraz aforado de 250 ml. Lavar la varilla, el vaso de precipitados y el embudo con el agua destilada del frasco lavador. Verter este agua al matraz.
- VI. Añadir agua destilada hasta conseguir el enrase en 250 ml. Utilizar la pipeta si es necesario.

CUESTIONES.

1. ¿Por qué para preparar las dos disoluciones no has medido la masa del ácido nítrico o del ácido clorhídrico?
2. ¿Qué pictogramas de peligrosidad aparecen en los botes que contienen ambas disoluciones?
3. Buscar (en Internet o en algún libro) algunas aplicaciones o utilidades de ambos ácidos, y resumirlas brevemente.



ISSN 1988-6047

DEP. LEGAL: GR 2922/2007

Nº 31 – JUNIO DE 2010

2.6. Fabricación de jabón.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

La reacción química que permite obtener jabón es un tipo especial de reacción orgánica llamada *reacción de saponificación*. Es conocida desde la Antigüedad; los fenicios, griegos y romanos usaban un tipo de jabón que obtenían hirviendo grasa de cabra con una pasta formada por cenizas de fuego de leña y agua (potasa).

Un jabón es una mezcla de sales de ácidos grasos (que son una clase de ácido carboxílico) de cadenas largas. Puede hacerse transparente agregándole alcohol; asimismo, se le pueden añadir perfumes, colorantes, etc. Químicamente es siempre lo mismo y cumple de igual manera su función.

En esta práctica vamos a fabricar jabón a partir de aceite de freír usado (¡que no sea de pescado!) y de hidróxido sódico (o sosa); para darle aroma, hay que utilizar un aceite esencial del aroma que se desee. En caso contrario, el jabón no olerá.

MATERIAL.

- Vaso de precipitados de 500 ó 600 ml
- Vidrio de reloj
- Cucharilla-espátula
- Uno o varios moldes de plástico (que deberás traer)
- Varilla de vidrio
- 100 ml de aceite usado y filtrado
- Disolución de sosa en agua (100 ml de agua destilada y 24 g de sosa perfectamente disueltos)
- Aceite esencial del aroma deseado

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Preparar la disolución de sosa en el vaso de precipitados.
2. Verter lentamente el aceite, en un fino chorro, sobre la disolución de sosa, **mientras removemos continuamente y siempre en el mismo sentido, para que no se corte**. La reacción es muy lenta, así que hay que remover de 30 a 45 minutos.
3. Una vez añadido todo el aceite, y si queremos darle aroma al jabón, se añadirá el aceite de esencias y se seguirá moviendo hasta que se forme una mezcla consistente (como una mermelada espesa o la miel templada).
4. Verter la mezcla en el molde (o en los moldes, si es el caso), y dejarla enfriar durante al menos un par de días. Rotular el molde con el nombre de los componentes de cada grupo. Transcurrido dicho tiempo, desmoldar.
5. Una vez que se haya desmoldado, dejar secar aún 2 días más. El jabón estará entonces listo para usarse.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

6. Pesar, cuando sea posible, el jabón obtenido. A partir de este dato, calcular el rendimiento del proceso, sabiendo que la densidad del aceite vale, aproximadamente, 0,89 g/ml.

NOTA: Si en el paso 2 se corta la mezcla, calentarla al baño maría y comenzar a revolver de nuevo cuando esté caliente.

CUESTIONES.

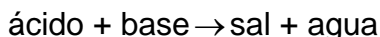
1. ¿En qué consiste una reacción de saponificación?
2. ¿A qué se denomina en Química “ácidos grasos”?
3. El alcohol que se obtiene en la reacción de obtención del jabón es el que le proporciona su suave textura. ¿Cómo se llama dicho alcohol?

2.7. Valoración ácido-base. Indicadores. pH de ácidos y bases.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Los ácidos y bases (o álcalis) son sustancias cuyas propiedades se conocen desde muy antiguo; el carácter ácido o básico de muchas sustancias se pone de manifiesto cuando se disuelven en agua, pues en tal caso se disocian liberando iones (es por ello por lo que también se les llama “electrolitos”).

Independientemente de las propiedades de los ácidos o de las bases, siempre que mezclamos ambos tipos de sustancias se produce una **reacción de neutralización**, tras la cual se obtiene una sal y agua:



Muchas sustancias químicas (en especial, sustancias orgánicas) se comportan de manera diferente cuando se encuentran en un medio ácido o en un medio básico; aprovechando este comportamiento, podemos utilizarlas para saber si una determinada sustancia tiene un carácter u otro. Así, los **indicadores** son sustancias que adoptan un color diferente según se mezclen con una disolución ácida o con una básica. En la tabla siguiente aparecen los colores que adoptan algunos indicadores muy frecuentes:

INDICADOR	COLOR EN MEDIO ÁCIDO	COLOR EN MEDIO BÁSICO
Fenolftaleína	transparente	morado
Naranja de metilo	rojo	naranja
Rojo congo	azul	rojo

Azul de bromotimol	amarillo	Azul (claro)
Papel pH	rojo	Azul marino
Papel de tornasol	rosa	azul

Para determinar el grado de acidez o de basicidad de una disolución se utiliza la **escala de pH**; se trata de una escala logarítmica cuyos valores están comprendidos entre 1 y 14:

si $1 < \text{pH} < 7 \rightarrow$ disolución ácida

si $\text{pH} = 7 \rightarrow$ disolución neutra

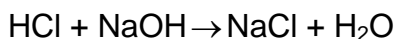
si $7 < \text{pH} < 14 \rightarrow$ disolución básica

Para determinar el pH de una disolución se utiliza un aparato electrónico llamado pH-metro, o bien el papel de pH, que consiste en una tira de papel de color anaranjado que cambia de color cuando un trozo del mismo se introduce en la disolución problema. Mostramos a continuación, a modo de ejemplo, el pH de algunos productos cotidianos:

PRODUCTO	pH	PRODUCTO	pH
Jugos gástricos	2	Agua pura	7
Limón	2,3	Saliva humana durante las comidas	7,2
Vinagre	2,9	Plasma sanguíneo	7,4
Bebidas carbonatadas	3	Huevos frescos	7,8
Vinos	3,5	Agua de mar	8
Naranjas	3,5	Bicarbonato sódico	8,4
Tomates	4,2	Pasta de dientes	9,9
Lluvia ácida	4,5	Antiácido	10,5
Orina humana	6	Limpiador amoniacal	11,5
Leche de vaca	6,4	Limpiador de cañerías	13,5
Saliva humana	6,6		

ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

En esta práctica vamos a determinar la concentración de una disolución de hidróxido sódico a partir de una disolución – cuya concentración conocemos – de ácido clorhídrico mediante una **valoración ácido-base**, basada en la reacción de neutralización que antes hemos indicado:



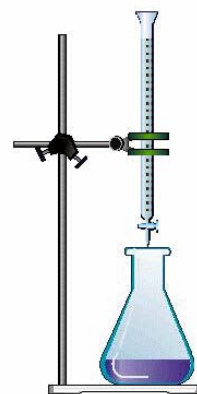
El final de la valoración, o *punto de equivalencia*, tiene lugar cuando todo el ácido o la base inicialmente presente se ha consumido; el pH de dicho punto puede medirse mediante el uso de un indicador adecuado o de un pH-metro. En el caso que nos ocupa, el punto de equivalencia se alcanzará cuando todo el HCl haya sido neutralizado por el NaOH, de modo que el pH de la disolución resultante será, por tanto, 7. El indicador que utilizaremos será la fenolftaleína.

MATERIAL.

- Bureta y soporte
- Papel de pH
- 2 matraces aforados de 250 ml
- Erlenmeyer
- Pipeta de 25 ml y aspirador
- Fenolftaleína
- Cuentagotas
- Agua destilada
- Reactivos: disolución de HCl del 37 % en masa y $d = 1,19 \text{ g/ml}$; disolución de NaOH

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Preparar 250 ml de disolución de HCl 0,1 M (la disolución de NaOH de concentración desconocida ya ha sido preparada por el profesor).
2. Medir con la pipeta 25 ml de la disolución anterior y verterlos en el erlenmeyer. Añadir unas gotas del indicador (fenolftaleína).
3. Enrasar la bureta con la disolución de NaOH. Añadir lentamente, gota a gota, la disolución de NaOH sobre la de HCl, agitando continuamente, hasta que se produzca el cambio de color. Anotar entonces el volumen de disolución de NaOH empleado.
4. Calcular la concentración de la disolución de NaOH a partir de la estequiometría de la reacción de neutralización que ha tenido lugar. Comparar dicho resultado con el teórico.

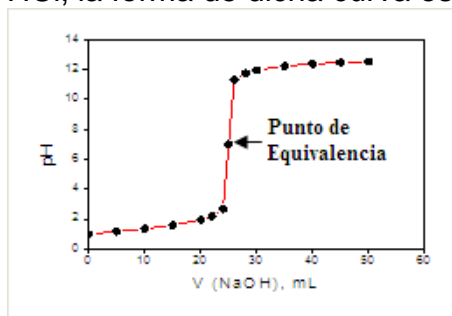


CUESTIONES.

1. Buscar algunas propiedades características de las sustancias ácidas y de las sustancias básicas.
2. ¿Por qué hay que agitar el erlenmeyer mientras esté cayendo la disolución de NaOH sobre la de HCl?
3. ¿Cómo va variando el pH de la mezcla del erlenmeyer conforme avanza la reacción de neutralización entre el NaOH y el HCl?

AMPLIACIÓN.

Si medimos mediante un ph-metro la variación del pH en el erlenmeyer, y la representamos gráficamente en función del volumen añadido, se obtiene una curva llamada **curva de valoración**, a partir de la cual puede calcularse, por métodos geométricos, el punto de equivalencia de la valoración. Para la reacción entre el NaOH y el HCl, la forma de dicha curva es la siguiente:



2.8. Determinación de la acidez de un vinagre comercial.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Esta práctica es una aplicación directa de la valoración ácido-base realizada en una práctica anterior. Se trata de determinar el contenido en ácido acético que posee un vinagre. El vinagre es un producto natural que se obtiene del vino por acción de un tipo de bacterias llamado *Acetobacter aceti*. Estas bacterias oxidan el alcohol presente en el vino (etanol) hasta convertirlo en ácido acético. De dicho proceso obtienen energía para su metabolismo.

MATERIAL.

- Pipeta y aspirador
- Erlenmeyer
- Vinagre
- Agua destilada
- Fenolftaleína
- Disolución de hidróxido sódico 0´1 M
- Bureta, soporte, pinzas y nuez
- Cuentagotas
- Matraz (o vaso de precipitados) de 500 ml
- Balanza

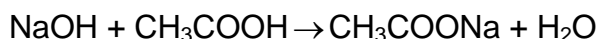
PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Tomar 50 ml de vinagre del bote, pesarlos y diluirlos en agua destilada hasta un volumen de 500 ml. Agitar cuidadosamente el matraz (tapado) para homogeneizar la disolución.
2. Extraer 25 ml de la disolución anterior con una pipeta y depositarlos en un erlenmeyer.
3. Añadir 50 ml de agua destilada, así como 3 ó 4 gotas de fenolftaleína.
4. Llenar, con cuidado de que no se formen burbujas de aire, la bureta con la disolución de hidróxido sódico.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

5. Valorar la disolución problema de vinagre hasta que se produzca la neutralización. Anotar entonces la cantidad de disolución de hidróxido añadida desde la bureta.
6. A partir del volumen anterior, calcular la concentración (expresada en % en masa) en ácido acético del vinagre, teniendo en cuenta que la reacción que tiene lugar es la siguiente:



CUESTIONES.

1. ¿De qué otro modo se conoce en Química Orgánica al ácido acético?
2. ¿Existe algún tipo de vinagre que no se obtenga del vino?

2.9. Determinación del contenido de ácido acetilsalicílico en una muestra de aspirina comercial.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

Esta práctica es una aplicación directa de la valoración ácido-base realizada en una práctica anterior. Se trata de determinar el contenido en ácido acetilsalicílico que posee una aspirina. Dicho ácido también se conoce con el nombre de *ácido ortohidroxibenzoico*, y es un compuesto sintético que se obtiene a partir del ácido salicílico, presente en la corteza del sauce y que ya era empleado por los griegos y por los pueblos indígenas americanos para combatir la fiebre y el dolor.

MATERIAL.

- Pipeta y aspirador
- Erlenmeyer
- Pastilla de aspirina no efervescente
- Agua destilada
- Fenolftaleína
- Disolución de hidróxido sódico 0'25 M
- Bureta, soporte, pinzas y nuez
- Cuentagotas
- Vaso de precipitados de 600 ml
- Mortero
- Mechero de alcohol

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

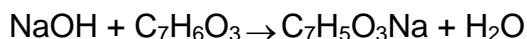
1. Coger un cuarto (aproximadamente) de la pastilla de aspirina, pesarla y triturarla en un mortero.
2. Una vez triturada, pasarla a un vaso de precipitados y disolverla perfectamente en agua destilada hasta los 600 ml de disolución. Cuidar de que no queden restos de aspirina en el mortero.
3. Si es necesario, calentar suavemente la disolución sin pasar de los 45 °C.
4. Llenar la bureta con la disolución de hidróxido sódico.
5. Valorar 100 ml de la disolución que contiene la aspirina usando fenolftaleína como indicador.
6. A partir del volumen anterior, calcular la concentración (expresada en % en masa) en ácido acetilsalicílico de la aspirina, teniendo en cuenta que la reacción que tiene lugar es la siguiente:



ISSN 1988-6047

DEP. LEGAL: GR 2922/2007

Nº 31 – JUNIO DE 2010



CUESTIONES.

1. Escribir la fórmula química desarrollada del ácido acetilsalicílico, e indicar algunas de sus propiedades.
2. ¿En qué error se habría caído si el calentamiento para provocar la disolución de la aspirina hubiera llegado hasta los 60 °C?
3. ¿Por qué en el paso 2 había que evitar que quedaran restos de aspirina en el mortero?

2.10. Análisis físico-químico de una muestra de leche.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

La leche de vaca es una suspensión coloidal heterogénea que contiene caseína, partículas de grasa, lactosa, trazas de calcio, fósforo y compuestos de potasio, lactoalbúminas, algunas vitaminas y, finalmente, agua. La leche humana contiene un porcentaje menor de proteínas que la leche de vaca, aunque un porcentaje mucho más alto de lactosa para no dañar el aparato digestivo del bebé.

En esta experiencia vamos a determinar algunas de las propiedades, ya sean físicas o químicas, de la leche de vaca: densidad, acidez y humedad.

MATERIAL.

- Pipeta y aspirador
- Erlenmeyer
- 350 ml de leche entera
- Agua destilada
- Fenolftaleína
- Disolución de hidróxido sódico 0´1 M
- Bureta, soporte, pinzas y nuez
- Cuentagotas
- Vaso de precipitados
- Balanza
- Cápsula de porcelana
- Mechero de alcohol

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Para determinar la **densidad** de la leche, extraer un determinado volumen, depositarlo en vaso de precipitados y pesarlo con la balanza. Esta práctica fue la primera que se realizó.
2. Para determinar la **acidez** de la leche, seguir los siguientes pasos:
 - a. Poner 25 ml de leche, previamente pesados, en un erlenmeyer.
 - b. Añadir 25 ml de agua destilada y un par de gotas de fenolftaleína.
 - c. Llenar la bureta con la disolución de hidróxido sódico, y valorar la leche contenida en el erlenmeyer.
 - d. Determinar la acidez de la muestra de leche (expresada en % en masa), sabiendo que 1 ml de disolución 0´1 M de NaOH reacciona con 0´009 g de ácido láctico.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 31 – JUNIO DE 2010

3. Para determinar la **humedad**, seguir los siguientes pasos:
 - a. Pesar la cápsula de porcelana vacía, y añadirle 20 ml de leche. Determinar la masa de leche que hay en la cápsula.
 - b. Evaporar a sequedad, calentando suavemente, y volver a pesar una vez que la cápsula se haya enfriado.
 - c. Determinar el % de humedad en la muestra de leche teniendo en cuenta la diferencia de masa observada.

CUESTIONES.

1. ¿En qué consiste y para qué sirve el procedimiento de pasteurización de la leche?
2. ¿Qué son suspensiones coloidales?
3. ¿Cómo se fabrica la leche en polvo?
4. ¿Qué componentes de la leche la hacen apta para la fabricación de quesos?
5. Consultar en Internet y comparar los porcentajes de grasa, caseína y lactosa presentes en las leches de vaca y humana.

Autoría

- Nombre y Apellidos: Salvador Samuel Molina Burgos
- Centro, localidad, provincia: IES Leopoldo Queipo, Melilla
- E-mail: salva.molina.burgos@gmail.com