

## LABORATORIO QUÍMICA 2º BACH

### NORMAS PARA EL BUEN DESARROLLO DE LAS PRÁCTICAS

1. En el laboratorio es necesario trabajar en silencio.
2. Los libros, abrigos y demás prendas personales no deberán estar nunca sobre la mesa del laboratorio, en esta, únicamente estará el material de la práctica y el cuaderno de laboratorio.
3. El material debe estar limpio, procediéndose a su lavado inmediatamente después de su uso.
4. Los frascos de reactivos se devolverán a su sitio de costumbre una vez usados, asegurándose de que están convenientemente tapados.
5. Si hay frascos de uso general, para todo el laboratorio, estos no se deben llevar nunca a la mesa de trabajo. Cuando se precise de su contenido, se tomará la cantidad necesaria, en un recipiente adecuado, en el lugar en donde se encuentren.
6. Los reactivos, una vez sacados de los frascos, nunca deberán ser devueltos a los mismos, ya que podrían contaminar todo su contenido. Las cantidades que se saquen deberán ser las que se indican en el guión de las prácticas.
7. Los reactivos líquidos y sólidos que se rechacen, o bien se deberán reciclar, o deberán ser incluidos en el sistema de recogida de productos químicos que adopte el centro. En todo caso habrá que consultar con el profesor en el momento de rechazarlos.
8. En el desarrollo de las prácticas, no deberá de substituirse un reactivo por otro ni una concentración por otra, a no ser que lo indique el profesor.
9. No deberá añadirse nunca un reactivo a un recipiente que se está calentando, se debe retirar primero de la fuente calorífica.
10. Los tubos de ensayo se deben calentar siempre por las paredes, en la zona media del líquido que contienen, moviéndolos continuamente y teniendo la precaución de que la boca del tubo no se dirija hacia las personas.
11. Los reactivos nunca se deben probar para conocer su sabor. Nunca se debe oler un reactivo directamente, si hace falta se agita al aire sobre la boca del recipiente acercándolo a la nariz.
12. Si se trabaja con sustancias inflamables, se debe tener cuidado de que no existan llamas próximas.
13. En el caso de incendio se deberá emplear el extintor adecuado, para lo cual se debe conocer su situación en el laboratorio, y su manejo.
14. En el caso de quemaduras, cortes o accidentes se deberá avisar inmediatamente al profesor.
15. Al terminar las sesiones de laboratorio, la mesa debe quedar limpia y las llaves del gas y del agua cerradas.

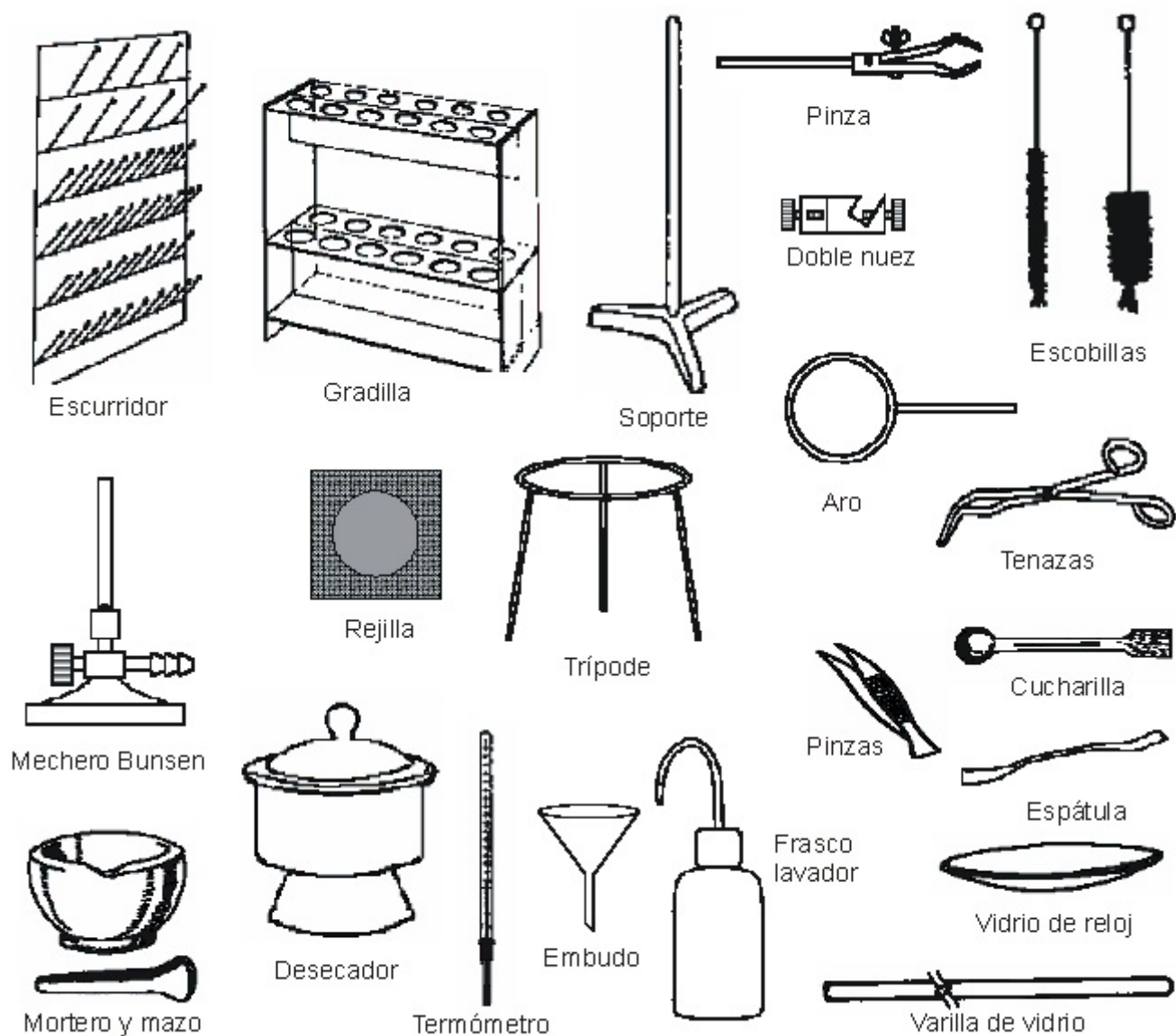
## PICTOGRAMAS DE PELIGRO DE LOS DIFERENTES PRODUCTOS QUÍMICOS

Por norma se deben leer las indicaciones de los envases antes de abrirlos

RIESGO	SIGNIFICADO	EJEMPLOS
 <b>E EXPLOSIVO</b>	Sustancias y preparados que pueden explotar al acercarlos una llama o por choques	Algunas mezclas como sodio y agua, hidrógeno y aire (en contacto con una llama), etc.
 <b>F INFLAMABLE</b>  <b>F+ FÁCILMENTE INFLAMABLE</b>	Mediante una chispa, llama o aumento de temperatura, pueden inflamarse fácilmente	Acetona, alcoholes, benceno, magnesio en polvo, hexano, fenolftaleína, éter, etílico, etc.
 <b>T TÓXICO</b> <b>T+ MUY TÓXICO</b>	Por inhalación, ingestión o penetración por la piel, pueden producir envenenamientos graves o incluso la muerte	Benceno, mercurio, metanol, cianuros, arsénico, dicromato de potasio, tetracloruro de carbono, óxidos de nitrógeno, halógenos, fenol, sulfato de cromo, anilinas, etc.
 <b>X<sub>II</sub> NOCIVO</b>	Por inhalación, ingestión o penetración por la piel, pueden producir daños de gravedad limitada	Ácido bórico, permanganato de potasio, yodo, algunas sales y óxidos de plomo, naftaleno, algunas sales y óxidos de cobre, etc.
 <b>O COMBURENTE</b>	En contacto con otros productos (especialmente con los inflamables), reacciona desprendiendo calor	Nitrato de amonio, de plomo, de potasio, de aluminio, de cinc. Clorato de sodio, de potasio. Ácido perclórico, dicromato de potasio, ácido nítrico, agua oxigenada
 <b>C CORROSIVO</b>	Sustancias y preparados que tienen una acción corrosiva sobre la piel	Muchos ácidos (nítrico, clorhídrico, sulfúrico, etc.). Nitrato de plata. Bases fuertes (hidróxido de sodio, etc)
 <b>X<sub>I</sub> IRRITANTE</b>	Por contacto prolongado con la piel y mucosas, pueden originar inflamaciones	Hidróxido de amonio, sulfato de sodio, cromato de potasio, gases de muchos ácidos (clorhídrico, nítrico, sulfúrico, etc.)
 <b>N PELIGROSO PARA EL MEDIO AMBIENTE</b>		

## MATERIAL DE USO COMÚN EN EL LABORATORIO

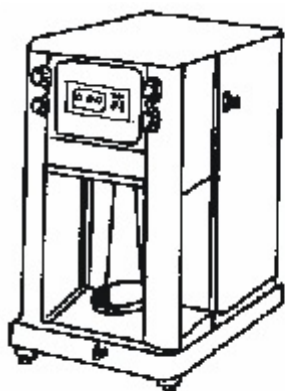
### MATERIAL DE USO GENERAL



### RECIPIENTES PARA CONTENER SUSTANCIAS



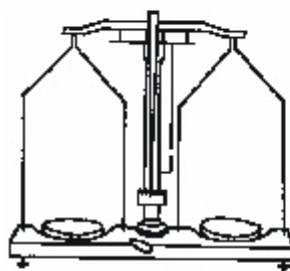
## MEDIDAS DE MASAS. BALANZAS



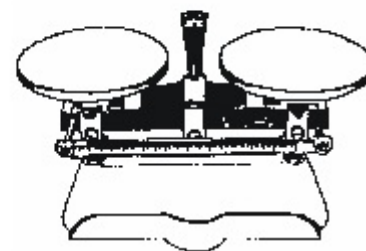
Analítica



Electrónica

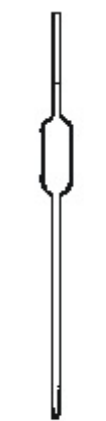


Granataria



Roberval

## MEDIDA DE VOLÚMENES DE LÍQUIDOS



Pipeta aforada



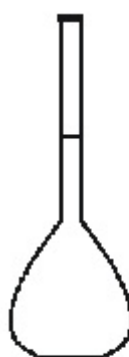
Pipeta graduada



Aspirador de pipetas



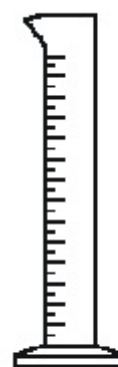
Pera de goma



Matraz aforado



Bureta



Probeta



Gotero

## PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

### Objetivos

- Emplear adecuadamente instrumentos de medida de masas y volúmenes, así como otros materiales de laboratorio.
- Resolver problemas sencillos sobre la preparación de disoluciones

### Fundamento

Una disolución es una mezcla homogénea constituida por un disolvente y uno o más solutos.

El disolvente más utilizado es el agua.

La concentración expresa la relación que hay entre la cantidad o volumen de soluto y la cantidad o volumen de disolvente o disolución. Se puede expresar, por ello, de varias formas, siendo las más frecuentes la molaridad, el tanto por ciento en masa (o peso) y la fracción molar.

### PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN APROXIMADAMENTE 0,1 M DE NaOH

**Objetivo:** Se trata de preparar una disolución acuosa de un soluto sólido, en este caso 1000 mL aproximadamente 0,1 M a partir del NaOH comercial sólido en lentejas.

### Material y reactivos

- |   |   |
|---|---|
| – NaOH sólido (lentejas) comercial              | – Matraz aforado de 1000 mL               |
| – Vidrio de reloj, espátula y varilla de vidrio | – Vaso de precipitados de 250 mL          |
| – Balanza granataria, o balanza electrónica     | – Frasco lavador con agua destilada       |
| – Cuentagotas. Embudo                           | – Recipiente para almacenar la disolución |

### Procedimiento

Hidróxido de sodio = sosa cáustica, desprende mucha calor al disolverse en agua, corrosivo.

Las disoluciones de hidróxido de sodio no se pueden preparar exactamente por pesada directa, a causa de la gran tendencia que tiene el producto sólido a absorber agua y dióxido de carbono, lo cual falsearía el peso obtenido. Por ello, estas disoluciones se preparan aproximadamente por pesada del producto sólido y posterior disolución de éste, valorando luego la disolución resultante contra otra disolución de concentración exactamente conocida.

1. Calcular la cantidad de NaOH comercial que se necesita para preparar esta disolución (observar la etiqueta del recipiente por si se debe tener en cuenta su riqueza).  $m_{\text{NaOH}} \text{ calculada} =$  g
2. Preparar el vaso de precipitados con unos 50 mL de agua destilada.
3. Sobre un vidrio de reloj, pesar *exactamente* alrededor de la cantidad de NaOH calculada, con ayuda de la espátula. En la balanza granataria hay que utilizar el procedimiento de pesada por diferencia, mientras que en la electrónica se puede hacer el tarado (poner a cero con el vidrio de reloj). El hidróxido sódico es una sustancia corrosiva por lo que hay que manejarla con cuidado.  $m_{\text{NaOH}} =$  g En moles:  $n_{\text{NaOH}} =$  mol
4. Verter el hidróxido sódico pesado en el vaso de precipitados con agua, lavar y arrastrar los restos de NaOH del vidrio de reloj mediante agua del frasco lavador. Disolver agitando mediante la varilla de vidrio.
5. Verter el contenido del vaso en el interior del matraz aforado, con ayuda del embudo, lavando el vaso y la varilla con agua del frasco lavador para arrastrar las partículas de soluto que pueden estar adheridas a las paredes.
6. Añadir agua destilada al matraz aforado, lavando el embudo, hasta acercarse a la marca de enrase. Con el tapón puesto, invertir varias veces para homogeneizar.
7. Con la ayuda del cuentagotas añadir agua destilada hasta enrasar evitando el error de paralaje.
8. Calcular la concentración de la disolución preparada:  $[\text{NaOH}] \approx$  M
9. La disolución se pasará luego a un frasco con tapón de goma o de plástico, ya que esta disolución alcalina ataca al vidrio, provocando la soldadura del tapón (si es de vidrio) con el cuello del frasco al cabo de algún tiempo, lo cual es causa bastante frecuente de la rotura del frasco al intentar destaparlo. Poner un etiqueta que indique la fórmula del soluto, concentración, fecha y nombre del operador.

## PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN APROXIMADAMENTE 0,1 M DE HCl

### Objetivo

Se trata de preparar una disolución acuosa de un soluto líquido, en este caso 1000 mL aproximadamente 0,1 M de HCl a partir de una disolución concentrada de dicho ácido.

### Material y reactivos

- HCl comercial
- Matraz aforado de 1000 mL
- Cuentagotas.
- Pipeta graduada de 10 mL con aspirador de pipeta o bureta
- Vaso de precipitados de 250 mL
- Frasco lavador con agua destilada
- Recipiente para almacenar la disolución

### Procedimiento

La mayoría de las disoluciones de los ácidos más frecuentes suelen prepararse por dilución de otras disoluciones más concentradas del mismo ácido. Estas disoluciones preparadas por dilución no resultan de una concentración que pueda tomarse como exacta, sino tan sólo aproximada. Para obtener su verdadera concentración es preciso valorarlas después contra otra disolución de concentración conocida.

Las disoluciones comerciales de ácido clorhídrico concentrado tienen un contenido en HCl alrededor de un 37 % en peso y una densidad de 1,19 g/cm<sup>3</sup> (confirmarlo con los valores de la etiqueta).

1. Calcular el volumen de disolución de ácido comercial necesario teniendo en cuenta la riqueza y densidad del mismo.  
 $V$  (en mL) =
2. Echar agua destilada en el matraz, con ayuda del embudo, hasta un tercio o la mitad del mismo.
3. Medir el volumen necesario de ácido comercial:
  - Con la pipeta: Echar ácido comercial en el vaso de precipitados y de ahí medir el volumen necesario con la pipeta ayudándose del aspirador de pipeta. Verter ese volumen de ácido comercial de la pipeta en el matraz aforado, manteniendo la pipeta vertical y apoyada la punta contra la pared interna del matraz que estará ligeramente inclinado. La pipeta se retira girándola sobre la punta para retirar las gotas de la punta, pero no forzando la retirada del líquido que queda en su interior, pues ya está calibrada teniendo en cuenta ese volumen.
  - Con la bureta (no se usará la bureta porque será manejada en las valoraciones): Echar ácido comercial en la bureta superando el volumen necesario. Enrasar la bureta hasta una cierta marca y dejar caer el volumen necesario en el matraz aforado, con ayuda del embudo, removiendo éste para favorecer la disolución.

**NOTA IMPORTANTE: Echar siempre el ácido sobre el agua.**

4. Añadir agua destilada al matraz aforado hasta acercarse al enrase. Con el tapón puesto, invertir varias veces para homogeneizar.
5. Añadir gotas de agua destilada con el cuentagotas hasta enrasar evitando el error de paralaje.
6. Calcular la concentración de la disolución:  $[HCl] \approx \quad M$
7. Verter la disolución preparada en el recipiente para almacenar la disolución, etiquetándolo con la fórmula del soluto, concentración, fecha y nombre del operador.

## REACCIONES QUÍMICAS

(Se realizarán en tubos de ensayo)

### ACCIÓN DE LOS ÁCIDOS SOBRE LOS METALES

#### **Objetivos**

Se trata de observar si un ácido reacciona, y con que velocidad, con diferentes metales. En los casos en los que se produzca reacción, se identificará el gas desprendido y se escribirá la correspondiente ecuación química.

#### **Reactivos y material**

- Disolución de HCl 1 M (se necesitan 8,3 mL de disolución comercial del 37% y 1,19 g/mL para 100 mL disolu.)
- Metales (Zn, Cu, Mg, Al)
- 4 tubos de ensayo
- Pipeta (con cargador) y Gradilla

#### **Procedimiento**

1. Verter unos 3 mL de HCl 1 M en cada uno de los tubos de ensayo
2. Introducir trozos aproximadamente iguales (y pequeños) de varios metales, cada uno en un tubo de ensayo diferente, observando y anotando y completando la siguiente tabla:

Metal	Velocidad reacción	Ecuación química ajustada	Observaciones
Zn			
Cu			
Mg			
Al			

### FORMACIÓN DE UN PRECIPITADO DE BaSO<sub>4</sub>

#### **Reactivos y material**

- Disolución 0,1 M de BaCl<sub>2</sub> (se necesitan 2,1 g para preparar 100 mL de disolución)
- Disolución 0,1 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (preparar 250 mL, se necesitan 1,4 mL de disolución comercial)
- Tubo de ensayo

#### **Procedimiento**

Sobre unos 2 mL de disolución 0,1 M de BaCl<sub>2</sub> se vierten unos 2 mL de disolución 0,1 M de ácido sulfúrico. Se forma un precipitado blanco de sulfato de bario. Escribir la ecuación química del proceso:

## **FORMACIÓN DE UN PRECIPITADO DE PbI<sub>2</sub> (Lluvia de oro)**

### **Reactivos y material**

- Disolución 0,1 M de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (se necesitan 3,3 g para preparar 100 mL de disolución)
- Disolución 0,1 M de KI (se necesitan 1,7 g para preparar 100 mL de disolución)
- Tubo de ensayo

### **Procedimiento**

En el tubo de ensayo se pone un pequeño volumen de disolución de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (aproximadamente un mL) y se le añade el doble de volumen de disolución de KI, dando como resultado la formación de un precipitado amarillento de PbI<sub>2</sub>. Escribir la ecuación química del proceso:

## **DESPLAZAMIENTO DE UN METAL DE UNO DE SUS COMPUESTOS**

### **Reactivos y material**

- Disolución 0,1 M de CuSO<sub>4</sub> (se necesitan 2,5 g para preparar 100 mL de disolución)
- Zn en granalla
- Tubo de ensayo

### **Procedimiento**

Dentro de una disolución acuosa de CuSO<sub>4</sub> se introduce granalla de cinc. Al cabo de poco tiempo se observa un sólido que se deposita en el fondo del recipiente. Escribir la ecuación química correspondiente al proceso:

## **FORMACIÓN DE UN GAS**

Obtendremos amoníaco, que es un gas incoloro, picante, fácilmente reconocible por su olor y muy volátil.

### **Reactivos y material**

- Cloruro amónico sólido
- Disolución concentrada de hidróxido de sodio
- Tubo de ensayo

### **Procedimiento**

En un tubo de ensayo se pone una pequeña cantidad de cloruro amónico sólido al que se añade, poco a poco, una disolución concentrada de hidróxido de sodio, y si hiciera falta, se calienta suavemente.

Escribir la ecuación química sabiendo que se produce cloruro de sodio, amoníaco y agua:

## **REACCIÓN DEL SODIO CON EL AGUA**

El sodio reacciona violentamente con el agua formando hidróxido de sodio e hidrógeno en una reacción exotérmica por lo que el sodio se funde (T<sub>f</sub> = 98 °C) deslizándose como un glóbulo por la superficie del agua. Debido al calor también el hidrógeno puede entrar en combustión con el oxígeno del aire.

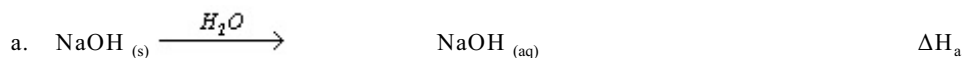
Escribir la ecuación química ajustada:

## DETERMINACIÓN DE ENTALPÍAS DE DISOLUCIÓN Y REACCIÓN

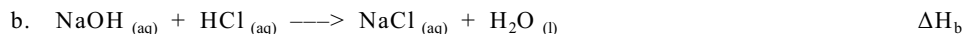
### Objetivo

Determinar los siguientes calores de reacción:

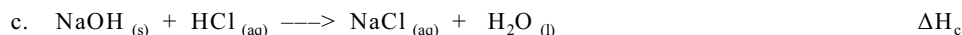
(Experimental) Disolución del hidróxido de sodio sólido:



(Experimental) Neutralización de disoluciones de NaOH<sub>(aq)</sub> y HCl<sub>(aq)</sub>:



(Experimental y por la ley de Hess) Reacción del NaOH<sub>(s)</sub> y una disolución de HCl<sub>(aq)</sub>:



### Fundamento

El calor de disolución, reacción, etc. (estos procesos se van a realizar a presión constante, la atmosférica, por lo que serán entalpías) es el calor (absorbido o desprendido) que interviene en el proceso químico. Se calcula a partir de la variación de temperatura experimentada por el sistema final\* (una vez completada la reacción, es decir, por los productos –se supone que la reacción es completa por lo que no quedan reactivos– y por el recipiente), mediante la expresión  $q = c_e \cdot m \cdot \Delta T$ . El calor absorbido o desprendido por la reacción se invierte pues en disminuir o incrementar la temperatura de la masa de la disolución final (sal, ácido, agua, etc.) y la masa del recipiente (vaso de precipitados) que actuará a modo de calorímetro, del que se supondrá conocido su calor específico. Además, al ser la masa de agua mucho mayor que la de la sal o ácido (es decir, es una disolución muy diluida), la masa total de la disolución final se supondrá que tiene un calor específico prácticamente igual al del agua, y la disolución se puede considerar que tiene densidad igual a la del agua por lo que la masa de la disolución en gramos será numéricamente igual al volumen de la disolución en mL.

Así,

$$q_{\text{reacción}} = \text{calor absorbido por la disolución final} + \text{calor absorbido por el vaso de precipitados} \quad [1]$$

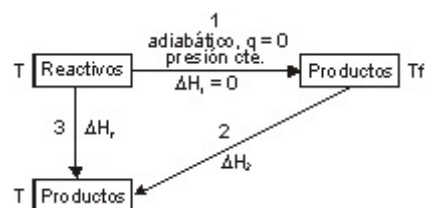
que teniendo en cuenta la aproximación comentada

$$q_{\text{reacción}} = c_e(\text{agua}) \cdot m(\text{disolución}) \cdot \Delta T + c_e(\text{vaso}) \cdot m(\text{vaso}) \cdot \Delta T \quad [2]$$

siendo

$$c_e(\text{agua}) = 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C} = 4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}; \quad c_e(\text{vaso}) = 0,84 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$$

### \* Justificación de que el calor de reacción es el calor absorbido/desprendido por el sistema final



Consideremos la reacción Reactivos  $\rightarrow$  Productos que se desarrolla en un calorímetro (recipiente abierto con paredes adiabáticas,  $q = 0$ ), por lo que mediremos la entalpía de reacción  $\Delta H_r$  a una  $T$  determinada (si en la reacción se producen gases tendría que realizarse en un recipiente cerrado y adiabático, esto es, una bomba calorimétrica, en la que varía la presión, midiendo por tanto  $\Delta U_r$ ).

En el gráfico se representa un ciclo termoquímico, en el que se cumple  $\Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2$  [3].

El proceso 1 es el real del laboratorio en el que los Reactivos a una temperatura  $T$  pasan a Productos a una temperatura final  $T_f$ , más alta que la inicial si es un proceso exotérmico. Como es adiabático por transcurrir en el calorímetro,  $q = 0$ , y presión y volumen (estamos trabajando con sustancias en fase condensada) constantes, luego  $\Delta H_1 = 0$  [4].

El proceso 2 corresponde al paso de Productos de la  $T_f$  a  $T$ , es decir, a un enfriamiento en el caso de una reacción exotérmica. Entonces,  $\Delta H_2 = \sum c_{\text{productos}} \cdot m_{\text{productos}} \cdot (T - T_f) + c_{\text{calorímetro}} \cdot m_{\text{calorímetro}} \cdot (T - T_f)$  [5]. Obsérvese como  $\Delta H_2$  es negativa en el caso de que la reacción sea exotérmica.

El proceso 3 es justamente  $\Delta H_r$ , el calor de reacción que deseamos medir y que corresponde al paso de Reactivos a

Productos a la T determinada. Teniendo en cuenta las relaciones [3], [4] y [5] se obtiene:

$$\Delta H_r = \sum c_{\text{productos}} \cdot m_{\text{productos}} \cdot (T - T_f) + c_{\text{calorímetro}} \cdot m_{\text{calorímetro}} \cdot (T - T_f) \quad [6]$$

en la que se pone de manifiesto que el calor de reacción se puede medir a partir de la variación de temperatura que experimenta el sistema final (productos y calorímetro). Si además los productos consisten mayormente de agua, tendremos la expresión [2].

### Reactivos y material

- Hidróxido de sodio sódico en lentejas
- Disolución de HCl 0,5 M
- Disolución de NaOH 0,5 M
- Vidrio de reloj, espátula, varilla de vidrio
- Vaso de precipitados de 250 mL (calorímetro)
- Vaso de precipitados auxiliar
- Probetas de 100 y 200 mL
- Termómetro

### a. MEDIDA DE LA ENTALPÍA DE DISOLUCIÓN DEL NaOH (s) EN AGUA ( $\Delta H_a$ )

1. Se pesa el vaso de precipitados limpio y seco. Se vierte en él 200 mL de agua medidos con la probeta. Se medirá (una vez estabilizada) y anotará la temperatura inicial.

m(vaso) =  
Ti =

2. Pesar 4 g de NaOH en un vidrio de reloj y verterlos en el vaso de precipitados, agitando (sin salpicar) con la varilla hasta disolver completamente, teniendo el vaso apoyado en la mesa y sujetándolo por el borde superior con la mano. Introducir el termómetro en la disolución y anotar la temperatura más alta alcanzada.

m(NaOH) =  
Tf =

3. Realizar los cálculos:

masa de disolución (agua + NaOH) =

$\Delta T$  =

q absorbido por la disolución =  $q_1 = c_e(\text{agua}) \cdot m(\text{disolución}) \cdot \Delta T$  =

q absorbido por el vaso =  $q_2 = c_e(\text{vaso}) \cdot m(\text{vaso}) \cdot \Delta T$  =

q total absorbido =  $q_1 + q_2$  =

número de moles de NaOH =

entalpía de disolución por mol de NaOH disuelto (con el signo adecuado) =  $\Delta H_a$  =

4. Calcular el valor teórico de  $\Delta H_a$  teniendo en cuenta que las entalpías molares estándar de formación (a 25 °C) del NaOH (s),  $\text{Na}^+$  (aq) y  $\text{OH}^-$  (aq) son, respectivamente, -426,7, -239,7 y -230 kJ/mol. Comparar con el valor obtenido experimentalmente.

### b. MEDIDA DE LA ENTALPÍA DE NEUTRALIZACIÓN DEL NaOH<sub>(aq)</sub> Y HCl<sub>(aq)</sub> ( $\Delta H_b$ )

1. Se pesa el vaso de precipitados limpio y seco. Se vierte en él 100 mL de NaOH 0,5 M medidos con la probeta. Se anotará la temperatura inicial.

m(vaso) =  
Ti =

2. Medir con una probeta limpia y seca 100 mL de HCl 0,5 M, procurando que su temperatura sea la misma que la de la disolución de NaOH (no calentar la probeta con la mano).

3. Verter el contenido de la probeta sobre el NaOH (**ácido sobre base**) del vaso de precipitados. Remover con la varilla hasta mezclar, teniendo el vaso apoyado en la mesa y sujetándolo por el borde superior con la mano. Anotar la temperatura máxima que se alcanza.

Tf =

4. Realizar los cálculos:

masa de disolución (masa disolución NaOH + masa disolución HCl) =

$\Delta T =$

q absorbido por la disolución =  $q_1 = c_e(\text{agua}) \cdot m(\text{disolución}) \cdot \Delta T =$

q absorbido por el vaso =  $q_2 = c_e(\text{vaso}) \cdot m(\text{vaso}) \cdot \Delta T =$

q total absorbido =  $q_1 + q_2 =$

número de moles de NaOH =

entalpía de neutralización por mol de NaOH (signo adecuado) =  $\Delta H_b =$

5. Comprobar, simplificando, que esta neutralización corresponde al proceso neto de formación de agua líquida a partir de sus iones en disolución acuosa.

6. Sabiendo que a 25 °C las entalpías normales estándar de formación del  $H^+$  (aq),  $OH^-$  (aq) y  $H_2O$  (l) son, respectivamente, 0, -230 y -285,8 kJ/mol, calcular la entalpía normal de neutralización (la correspondiente a la simplificada del paso 5). Comparar con el resultado experimental del paso 4.

### **c. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE REACCIÓN ENTRE NaOH (s) Y DISOLUCIÓN DE HCl(aq)** ( $\Delta H_c$ )

**Medida experimentalmente:** Se procede como en el primer proceso, pero añadiendo los 4 g de NaOH sólido a 200 mL de disolución de HCl 0,5 M:

1. Se pesa el vaso de precipitados limpio y seco. Se vierte en él 200 mL de disolución de HCl 0,5 M medidos con la probeta. Se anota la temperatura inicial.

$T_i =$

2. Pesar 4 g de NaOH en un vidrio de reloj y verterlos en el vaso de precipitados, agitando con la varilla hasta disolver completamente (sin salpicar), teniendo el vaso apoyado en la mesa y sujetándolo por el borde superior con la mano. Introducir el termómetro en la disolución y anotar la temperatura más alta alcanzada.

$T_f =$

3. Realizar los cálculos:

masa de disolución (masa disolución HCl + masa NaOH) =

$\Delta T =$

q absorbido por la disolución =  $q_1 = c_e(\text{agua}) \cdot m(\text{disolución}) \cdot \Delta T =$

q absorbido por el vaso =  $q_2 = c_e(\text{vaso}) \cdot m(\text{vaso}) \cdot \Delta T =$

q total absorbido =  $q_1 + q_2 =$

número de moles de NaOH =

entalpía de reacción por mol de NaOH =  $\Delta H_c =$

**Calculada a partir de la ley de Hess:**

Escribir las ecuaciones del ciclo:

Calcular  $\Delta H_c \text{ Hess} = \Delta H_a + \Delta H_b =$

**Comparar los resultados de  $\Delta H_c \text{ Hess}$  con los obtenidos experimentalmente.**

### **ANALIZAR LAS POSIBLES FUENTES DE ERROR**

Preparación de las disoluciones. ¿Fueron preparadas con agua de grifo o agua destilada?

¿Errores en las determinaciones de las masas?

¿Errores en las medidas de volúmenes con la probeta? ¿Es muy precisa la probeta?

¿Errores en las lecturas de la temperatura? ¿Qué precisión tenía el termómetro utilizado?

¿El vaso de precipitados tiene el calor específico indicado?

¿Sólo la disolución y el vaso absorben energía? ¿Y el aire? ¿Y la mano? ¿Y la agitación con la varilla aporta energía?

Además de estar limpios, ¿por qué deben estar secos el vaso de precipitados y la probeta si van a contener disoluciones acuosas?

Citar otras fuentes de errores

### **OBSERVACIÓN CUALITATIVA DE UN PROCESO ENDOTÉRMICO**

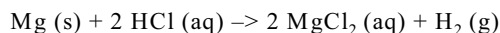
Disolución de nitrato amónico en agua (+25,7 kJ/mol, frente a la del cloruro amónico, +14,8 kJ/mol)

## CINÉTICA QUÍMICA

### INFLUENCIA DE LA CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

#### Objetivo

- Estudiar la influencia de la concentración en la velocidad de reacción



- Uso del material y trabajo en el laboratorio

#### Fundamento

La ecuación de velocidad contiene expresamente a la concentración de alguno o todos los reactivos, por ello cuando varía la concentración de éstos, también varía la velocidad.

En esta experiencia un trozo de cinta de Mg se hará reaccionar con ácido clorhídrico de tres concentraciones distintas, midiendo el tiempo que tarda en reaccionar todo el magnesio.

#### Reactivos y material

- |                                       |  |
|---------------------------------------|--|
| – Magnesio en cinta                   | – 3 tubos de ensayo y gradilla por grupo |
| – Disolución de ácido clorhídrico 6 M | – Pipeta de 5 mL                         |
| – Aspirador de pipetas                | – Cinta métrica                          |
| – Cronómetro                          | – Tijera                                 |
| – Balanza y vidrio de reloj           |  |

#### Procedimiento

1. Cortar tres trozos de cinta de magnesio de 3 cm cada uno (se puede hacer una marca de 3 cm de longitud en papel y a partir de ahí marcar con lápiz en la cinta de magnesio para después cortarla).
2. Pesar los tres trozos y obtener la masa promedio de cada uno.
3. En cada uno de los tres tubos de ensayo echar las cantidades que se indican en la tabla de disolución de ácido clorhídrico y de agua con la pipeta de 5 mL (Obsérvese que el volumen total es de 5 mL)
4. Echar un trozo de cinta de magnesio (doblar la cinta para que al introducirla en la disolución quede cubierta completamente por ésta. Agitar levemente para que la cinta se introduzca en la disolución) en el primer tubo y medir el tiempo que tarda en reaccionar completamente. Anotar el resultado en la tabla. Repetir el proceso para los restantes tubos.

Experiencia	mL agua	mL disolución HCl 6 M	$\Delta t$ (s)	[HCl] (M)	moles HCl
1	–	5,0			
2	2,5	2,5			
3	3,7	1,3			

5. Realizar los cálculos para la penúltima y última columna. En la penúltima calcular la concentración de HCl en la disolución empleada y en la penúltima los moles empleados de HCl.
6. A partir de la masa promedio de la cinta de magnesio, calcular los moles de magnesio que reaccionan y comprobar que es el reactivo limitante en todos los casos.

#### Cuestiones

1. ¿Cómo afecta la concentración del ácido a la velocidad de reacción? ¿Cuáles son las columnas de la tabla importantes para manifestar esta dependencia?
2. ¿Hay suficientes moles de HCl en cada caso para que reaccione todo el magnesio?

## FORMACIÓN DE PRECIPITADOS POCO SOLUBLES

### SEPARACIÓN DE LOS MISMOS POR FILTRACIÓN

### DISOLUCIÓN DE PRECIPITADOS

#### Objetivos

- Obtención de un precipitado de una sal poco soluble mediante la combinación de dos reactivos, conteniendo cada uno de ellos uno de los iones que van a formar la sal poco soluble.
- Aprender la técnica de separación de un precipitado por filtración, tanto a presión normal como a vacío.
- Disolver un precipitado de sal poco soluble mediante la adición de ciertos reactivos que provocan el desplazamiento del equilibrio de solubilidad en el sentido conveniente.

#### Reactivos

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>      CaCl<sub>2</sub>      AgNO<sub>3</sub>      HCl 1 M      NH<sub>4</sub>OH

#### Material

2 vasos de precipitados de 100 mL	Balanza
1 vaso de precipitados de 250 mL	Papel de filtro
Probeta de 25 mL	Embudo de filtración, aro para embudo y soporte
Espátula, vidrio de reloj y varilla de vidrio	Embudo Büchner
Tubos de ensayo	Matraz Kitasato
Frasco lavador	Trompa de vacío

#### **1a. FORMACIÓN DE PRECIPITADO DE CaCO<sub>3</sub>**    CaCl<sub>2</sub> (ac) + Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (aq) → 2 NaCl (ac) + CaCO<sub>3</sub> (↓ blanco)

#### Procedimiento:

1. Se mide con la probeta unos 25 mL de agua destilada y se vierten en un vaso de precipitados de 100 mL.

2. Se pesan *exactamente* alrededor de 2,7 g de CaCl<sub>2</sub> comercial 75%, unos 2 g de reactivo puro, (por ser una sustancia higroscópica absorbe rápidamente agua lo que dificulta la pesada) y se vierten en el vaso anterior. Agitar con la varilla limpia (lavándola al final con agua destilada del frasco lavador para arrastrar restos) y calentar suavemente para facilitar la disolución.

m CaCl<sub>2</sub> comercial =

m CaCl<sub>2</sub> puro =

3. En otro vaso de 100 mL se echan también unos 25 mL de agua destilada y se le añaden, aproximadamente, unos 3 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> previamente pesados. Agitar con la varilla (lavándola al final) y calentar suavemente para facilitar la disolución.

m Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> =

(únicamente para comprobar que hay Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> en exceso)

4. La disolución de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> se vierte sobre la de CaCl<sub>2</sub>. Aparecerá un precipitado de CaCO<sub>3</sub>.

5. Enfriar las paredes del vaso de precipitados con el chorro de agua del grifo para ayudar a la precipitación.

6. Una vez fría se filtra para separar el precipitado de CaCO<sub>3</sub>.

\*m papel filtro =

\*m (papel filtro + precipitado) seco =

\*m precipitado =

### Cuestiones:

1. Escribir la ecuación iónica correspondiente a la reacción de precipitación.
2. Identificar las sales solubles e “insolubles”.
3. Calcular los moles que reaccionan de cada uno de los reactivos. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿y el que está en exceso?
4. Calcular la cantidad que se obtendría de precipitado suponiendo un rendimiento del 100 %.
5. \*Calcular el rendimiento de la sustancia precipitada en la práctica.

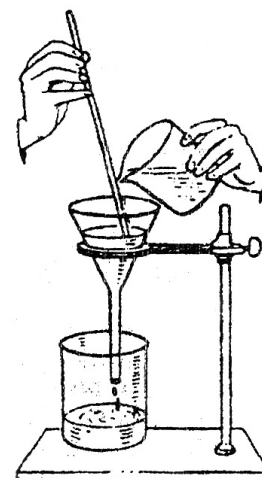


### Procedimiento:

1. Se mide con la probeta unos 25 mL de agua destilada y se vierten en un vaso de precipitados de 100 mL.
  2. Se pesan exactamente alrededor de 2 g de  $\text{AgNO}_3$  y se vierten en el vaso anterior. Agitar con la varilla limpia (lavándola al final con agua destilada del frasco lavador para arrastrar restos). m  $\text{AgNO}_3$  =
  3. Añadir unos 20 mL (medidos con la probeta de 25 mL) de  $\text{HCl}$  1 M. Agitar para homogeneizar. Se formará un precipitado de color azul-violeta claro.
  4. Enfriar las paredes del vaso de precipitados con el chorro de agua del grifo para ayudar a la precipitación.
  5. Una vez fría se filtra para separar el precipitado de  $\text{AgNO}_3$ . \*m papel filtro =
- OJO:** El nitrato de plata mancha la piel porque se produce óxido de plata y tardan unos días en desaparecer. \*m (papel filtro + precipitado) seco =  
\*m precipitado =

### Cuestiones:

1. Escribir la ecuación iónica neta correspondiente a la reacción de precipitación.
2. Identificar las sales solubles e “insolubles”.
3. El exceso de  $\text{HCl}$  ¿favorece la formación de precipitado de  $\text{Ag}$ ?
4. Calcular los moles que reaccionan de cada uno de los reactivos. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿y el que está en exceso?
5. Calcular la cantidad que se obtendría de precipitado suponiendo un rendimiento del 100 %.
6. \*Calcular el rendimiento de la sustancia precipitada en la práctica.



## 2. SEPARACIÓN DE PRECIPITADOS POR FILTRACIÓN

La filtración consiste en la separación de un sólido en suspensión de un líquido, utilizando el paso de ésta a través de un medio filtrante (material poroso) que retenga el sólido.

### a. Filtración a presión normal (filtración por gravedad)

Suele hacerse usando como material filtrante papel de filtro, eligiendo la porosidad del papel de acuerdo con el tamaño de las partículas del sólido. Se pesa el trozo circular de unos 14 cm de diámetro (que una vez formado el cono quedará insertado en el embudo al menos 0,5 cm por debajo del borde de éste) de papel de filtro que se va a usar y se anota su masa. Se forma un cono con él, tal como indica la figura. El filtro se ajustará al embudo humedeciéndolo con ayuda de unos mL de agua del frasco lavador.



Modo de hacer un filtro liso de papel

Se realiza el montaje de la figura en donde el embudo se encaja en un aro que está unido a un soporte.

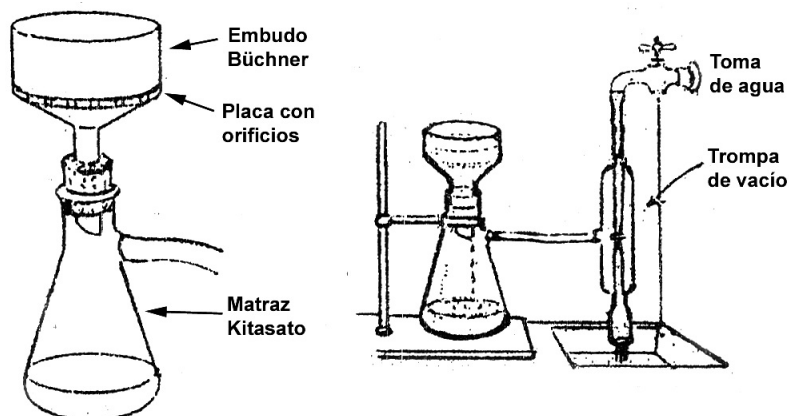
## b. Filtración a vacío (filtración a presión reducida)

Se basa en la producción de una diferencia de presión entre la parte superior e inferior de la sustancia a filtrar, mediante la realización de vacío sobre esta última.

El material requerido para ello es el siguiente:

- Embudo Büchner (químico alemán, 1860–1917): embudo de porcelana esmaltada conteniendo una placa interior provista de orificios.
- Matraz Kitasato (médico japonés 1853–1931): matraz semejante al Erlenmeyer, pero con una tubuladura lateral en el cuello del matraz.
- Sistema generador de vacío: consiste normalmente en lo que se conoce como una “trompa de vacío”.

El montaje se realiza como indica la figura:



Los orificios del embudo Büchner se cubren con un disco de papel de filtro, previamente pesado, del mismo diámetro que el interior del embudo. Se acopla el generador de vacío a la tubuladura lateral del Kitasato y a una toma de agua. Al dejar correr el agua a través de la trompa de vacío, éste se origina en el interior del Kitasato, haciendo que la filtración se realice más rápidamente que si se hiciese a presión normal. Para que el papel de filtro quede bien adherido al embudo se humedecerá, funcionando la bomba de vacío, con unos mL de agua destilada con el frasco lavador

Una vez terminada de realizar la filtración, **debe desconectarse primero el Kitasato del equipo de vacío antes de cerrar el paso de agua**, ya que en caso contrario, la diferencia de presiones haría que pasase agua al Kitasato, impurificando el líquido filtrado.

Debe cuidarse también que la unión del Büchner con el Kitasato no tenga fugas que permitan la entrada de aire, ya que ello impediría que se produjese el vacío necesario en el interior del Kitasato, con lo que la filtración no sería tan eficaz.

El líquido a filtrar debe dejarse resbalar por la varilla de vidrio (que estará en contacto con el papel de filtro) y no añadirlo directamente al embudo, no sobrepasando nunca el borde del papel de filtro.

Para evitar pérdidas de precipitado, el vaso de precipitados y la varilla de vidrio se lavarán repetidamente con agua destilada, líquidos que se verterán en el embudo para filtrarlos.

El precipitado del embudo se lavará varias veces con agua destilada para eliminar cualquier residuo de disolvente.

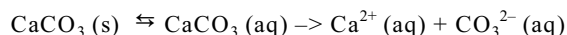
Se retira del embudo el filtro con el precipitado (con ayuda de la espátula en el caso del embudo Büchner) y se deposita en un vidrio de reloj grande previamente pesado. Vidrio y papel de filtro más precipitado se introducen en un desecador o estufa hasta sequedad. Se deja enfriar y se pesa el conjunto, que conociendo el peso del vidrio de reloj y el del papel de filtro, permite obtener el peso del precipitado.

### 3. DISOLUCIÓN DE PRECIPITADOS

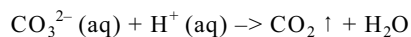
#### a. Por modificación del pH (acidificación)

##### Fundamento

El  $\text{CaCO}_3$  es una sal poco soluble en agua, cuyo equilibrio de solubilidad es



Al añadir un ácido a la disolución, por ejemplo  $\text{HCl} (\text{aq})$ , los  $\text{H}^+$  que se liberan se combinan con los iones  $\text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$ , originándose la reacción:



De esta forma se retiran iones  $\text{CO}_3^{2-}$  del equilibrio de solubilidad del  $\text{CaCO}_3$ , lo que, según el principio de Le Chatelier hace que el equilibrio se desplace hacia la derecha, favoreciéndose con ello la disolución de más precipitado de  $\text{CaCO}_3$ .

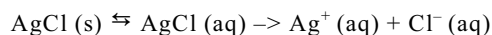
##### Procedimiento

1. Con la punta de la espátula coger un poco de precipitado y colocarlo en un tubo de ensayo.
2. Arrastralo al fondo con agua del frasco lavador.
3. Con ayuda de una pipeta, echar 2 o 3 mL de  $\text{HCl}$  1 M en el tubo de ensayo y agitarlo suavemente. Se forma un burbujeo y desaparece el precipitado.

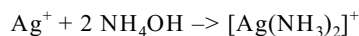
#### b. Por formación de especies complejas

##### Fundamento

Si a una disolución de  $\text{AgCl}$  (sal poco soluble en agua) en la cual exista un precipitado de dicha sal, se le añade una disolución concentrada de  $\text{NH}_4\text{OH}$ , se observa como dicho precipitado va desapareciendo. La razón está en que el  $\text{NH}_4\text{OH}$  forma con el ion  $\text{Ag}^+$  un complejo soluble, retirando dicho ion del equilibrio de solubilidad del  $\text{AgCl}$ :



con lo que este equilibrio se desplaza hacia la derecha, favoreciéndose así la disolución de más precipitado:



##### Procedimiento

1. Con la punta de la espátula coger un poco de precipitado y colocarlo en un tubo de ensayo.
2. Arrastralo al fondo con agua del frasco lavador.
3. Con ayuda de una pipeta, echar unos mL de disolución de  $\text{NH}_4\text{OH}$  en el tubo de ensayo y agitarlo suavemente. Desaparecerá lentamente el precipitado.

## VALORACIÓN DE UN ÁCIDO FUERTE CON UNA BASE FUERTE

### VALORACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE NaOH CON HCl DE CONCENTRACIÓN CONOCIDA (ALCALIMETRÍA)

#### Objetivos

- Aprender a realizar una volumetría manejando los aparatos adecuadamente y realizando los cálculos correspondientes a la neutralización.
- Determinar la concentración de una disolución de NaOH de concentración desconocida por neutralización con una disolución de HCl de concentración conocida.

#### Fundamento

- Cuando a un ácido se le añade una base, los iones  $\text{OH}^-$  liberados por ésta reaccionan con los  $\text{H}^+$  liberados por el ácido, dando agua neutra



- Se entiende por neutralización la reacción entre cantidades equivalentes de un ácido y de una base. Esta reacción permite conocer la concentración de una de las dos disoluciones, la ácida o la básica, conociendo la concentración de la otra.
- La determinación del punto de equivalencia entre ambas disoluciones se realiza de forma bastante aproximada mediante el cambio de color que experimenta el indicador utilizado.

#### Reactivos

- Disolución 0,10 M de HCl (disolución de concentración conocida, disolución valorante)
- Disolución de NaOH (disolución a valorar)
- Disolución de fenolftaleína (0,5 g de fenolftaleína en etanol 95 % hasta volumen de 100 mL)

#### Material

- |   |                 |
|---|-----------------|
| Bureta (disolución valorante)                   | Pipeta de 10 mL |
| Vaso de precipitados                            | Embudo          |
| Soporte, pinza de bureta y nuez doble           | Frasco lavador  |
| Matraz Erlenmeyer 100 mL (disolución a valorar) |                 |

#### Procedimiento

1. Limpiar la bureta adecuadamente y enjuagarla con un poco de la disolución de HCl a usar.
2. Hacer el montaje de la Figura 1, pero sustituyendo primeramente el matraz Erlenmeyer por un vaso de precipitados.
3. Llenar la bureta con disolución de HCl, de concentración conocida, con ayuda del embudo.
4. Cebear la bureta (rellenar con disolución la parte inferior) abriendo y cerrando rápidamente la llave de la bureta, repitiendo esta operación las veces que sea necesario hasta lograr que el pico de la bureta esté lleno y no queden burbujas de aire en él. El ácido sobrante se recoge en el vaso de precipitados que a tal fin ha sido previamente colocado debajo de la bureta.
5. Enrasar la bureta. Puede hacerse en el cero de la escala o en cualquier otra división de la misma. Anotar este volumen inicial en la tabla.
6. Tomar con una pipeta, con ayuda del cargador de pipetas, 10 mL de la disolución de NaOH a valorar, pasarlos al matraz Erlenmeyer y diluirlos con un poco de agua destilada. Poner en esta disolución unas gotas de fenolftaleína (su intervalo de viraje es de pH 8,0 a 9,8, incoloro en medio ácido, rojo púrpura en medio básico).

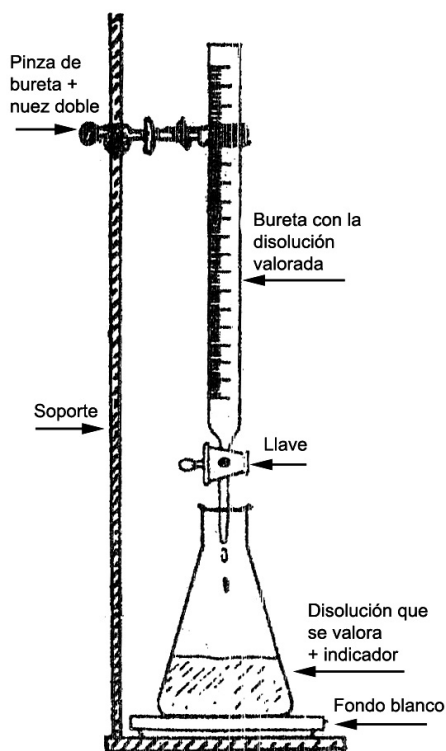


Figura 1

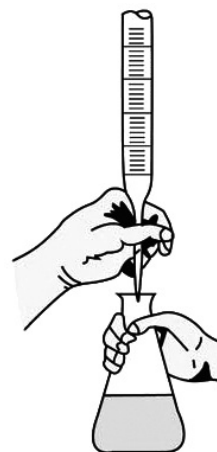


Figura 2

- Colocar el matraz Erlenmeyer así preparado con la disolución alcalina debajo de la bureta y comenzar la adición de la disolución de HCl, de forma relativamente lenta, abriendo la llave de paso y haciendo girar suavemente el matraz al mismo tiempo para lograr la mezcla, tal como indica la Figura 2.

Llegará un momento en que las gotas de HCl al caer sobre la disolución alcalina producirán a su alrededor el cambio de coloración de la disolución. Ello indica que nos estamos acercando al punto de equivalencia. Agitamos la disolución y desaparece el color. Los cambios de color se detectan mejor colocando papel blanco debajo del matraz Erlenmeyer.

A partir de aquí se prosigue la adición de HCl, pero ahora gota a gota, y agitando continuamente, hasta que la primera gota de HCl adicionada produzca un cambio de coloración permanente de la disolución.

- Leer el volumen de disolución de HCl gastado y anotar.

La experiencia se repetiría otras dos o tres veces más hasta obtener tres valores concordantes en el volumen añadido de ácido. Para ello habría que repetir el procedimiento desde el paso 3 (si no hay suficiente HCl en la bureta) o desde el 5 (en el caso de que quede suficiente HCl en la bureta para realizar la valoración). El volumen final de ácido sería el promedio de los volúmenes válidos.

	Vinicial HCl	Vfinal HCl	Vconsumido HCl
Experiencia 1			
Experiencia 2			
Experiencia 3			
		Volumen promedio HCl	

- Se realiza el cálculo para obtener la concentración de la disolución de NaOH a partir del volumen exacto de disolución de la misma y del volumen promedio de HCl añadido junto con su concentración:

$$M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}}$$

$$\boxed{[\text{NaOH}] = \quad \text{M}}$$

### Recomendaciones

- Si antes de comenzar la valoración hubiese una gota de disolución pendiente del pico de la bureta, se la desechará, haciendo tocar la gota con la pared interna de un vaso, dispuesto a tal fin.
- Si durante la valoración se formase una gota en el pico de la bureta, esta gota no debe desecharse, sino que se recogerá en el recipiente en el cual se esté efectuando la valoración, tocando la pared interna del mismo con dicha gota y enjuagándola seguidamente con agua destilada.
- Una vez finalizada la valoración, se lava todo el material. El ácido de la bureta se recoge y ésta se lava sin desmontarla, enjuagándola varias veces con abundante agua corriente y finalmente con agua destilada.
- En el caso de que la disolución contenida en la bureta fuese la disolución alcalina, deberá tener especial cuidado al enjuagar aquella, dado que, de no quedar bien lavada, el vidrio podría reaccionar con la disolución alcalina, pudiendo llegar a soldar la llave de la bureta (en el caso de buretas con llaves de vidrio).

### Cuestiones

- Escribir la reacción de neutralización y la reacción iónica
- ¿Por qué debe enjuagarse la bureta con disolución de HCl antes de comenzar?
- ¿Qué color tiene la disolución del matraz Erlenmeyer después de añadir la fenolftaleína y antes de comenzar la valoración? ¿Por qué?
- En el paso 6 ¿por qué es necesario medir con exactitud el volumen de disolución de NaOH y sin embargo se puede añadir una cantidad indeterminada de agua destilada? ¿Influye la cantidad de fenolftaleína en la concentración de la base que pretendemos determinar?
- ¿Qué color tiene la disolución una vez superado el punto de equivalencia?
- ¿Se podría realizar esta práctica colocando la base en la bureta y el ácido en el matraz Erlenmeyer?

## COMPROBACIÓN CUALITATIVA DEL CARÁCTER REGULADOR

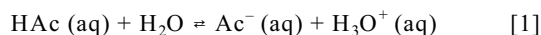
### DE UNA DISOLUCIÓN REGULADORA DE HAc/NaAc

#### Objetivo

- Comprobar que el pH de una disolución reguladora varía muy poco cuando se añaden pequeñas cantidades de un ácido o una base, incluso fuertes, en comparación con la variación del pH que experimentaría el mismo volumen de agua al añadirle la misma cantidad de ácido o base.

#### Fundamento

Una disolución reguladora, amortiguadora, tampón o buffer está formada por concentraciones relativamente altas de un ácido débil y una sal de dicho ácido (como HAc/NaAc) o una base débil y una sal de dicha base, produciéndose el equilibrio (para el caso del HAc/NaAc):



y que amortigua o resiste pequeños cambios de pH cuando:

- Se diluye
- O se añaden pequeñas cantidades de ácido o base, incluso fuertes. Así, para la disolución HAc/NaAc:
  - Al añadir un ácido, tal como HCl, HNO<sub>3</sub>, etc., los H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> liberados por éstos se consumirán reaccionando con la reserva de Ac<sup>-</sup> de la disolución reguladora, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (aq) + Ac<sup>-</sup> (aq) = HAc (aq) + H<sub>2</sub>O, no incrementándose significativamente la concentración de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y por tanto no modificando apenas el pH de la disolución. Es decir, el equilibrio [1] se desplaza hacia la izquierda para disminuir el exceso añadido de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.
  - Al añadir una base, tal como NaOH, los OH<sup>-</sup> liberados por ésta se consumirán reaccionando con la reserva de ácido HAc, OH<sup>-</sup> (aq) + HAc (aq) → Ac<sup>-</sup> (aq) + H<sub>2</sub>O, manteniendo así el pH casi invariable.

El intervalo de pH en el cual funciona bien una disolución reguladora vale pK<sub>a</sub> ± 1,00 (un intervalo de unas 2 unidades de pH). Así, el K<sub>a</sub> del ácido acético es 1,8 · 10<sup>-5</sup>, por lo que pK<sub>a</sub> = 4,74, y el intervalo de funcionamiento del amortiguador estará entre pH 3,7 y 5,7.

#### Reactivos

Disolución reguladora HAc 0,5 M / NaAc 0,5 M (previamente preparada)

Disolución 0,1 M de HCl

Disolución 0,1 M de NaOH

#### Material

2 vasos de precipitados estrechos, con divisiones de 20 mL

pHmetro

Pipeta

Frasco lavador

#### Procedimiento

- En un vaso de precipitados poner unos 20 mL de agua, y en el otro unos 20 mL de disolución reguladora HAc/NaAc.
- Medir el pH de ambas disoluciones con el pHmetro. Anotar los valores en la tabla.
- Añadir a cada vaso de precipitados 3 mL de disolución HCl 0,1 M, medidos con la pipeta. Medir el pH de ambas disoluciones y anotarlas.
- Repetir el paso 1 y el paso 2, pero en éste añadir 3 mL de disolución NaOH 0,1 M.

#### Tabla de resultados

	Agua	Disolución HAc/NaAc
pH		
pH después de añadir HCl		
pH después de añadir NaOH		

#### Analizar los resultados

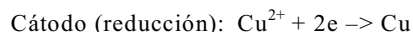
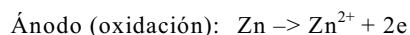
## CONSTRUCCIÓN DE UNA CÉLULA GALVÁNICA: PILA DANIELL

### Objetivos

- Construir una célula galvánica conectando adecuadamente dos semiceldas en condiciones estándar
- Unir las semiceldas con hilo conductor y puente salino
- Medir la fem de la pila resultante

### Fundamento

En la pila Daniell se transforma la energía química del proceso redox  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$  en energía eléctrica, para lo cual se separan las dos semirreacciones del proceso en dos semiceldas:



que se unirán mediante un puente salino de NaCl. La fem de la pila resultante se medirá con un voltímetro puesto en cc.

### Reactivos

- Disolución 1 M de  $\text{ZnSO}_4$
- Disolución 1 M de  $\text{CuSO}_4$
- Disolución de salmuera (saturada) de NaCl (poner gran exceso de sal)
- Electrodo de Zn y de Cu, con sus superficies lijadas para eliminar suciedad y óxidos, facilitando el contacto eléctrico

### Material

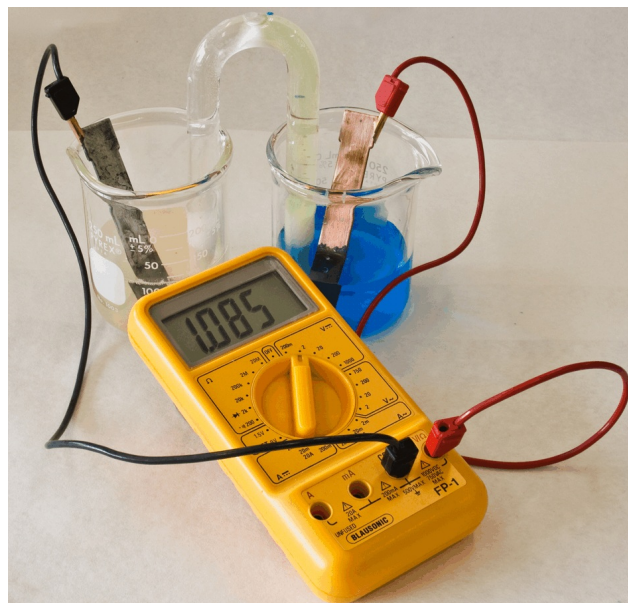
- 2 vasos de precipitados de 250 mL
- Voltímetro o polímetro con cables y pinzas de cocodrilo
- Tubo en "U"
- Algodón

### Procedimiento

1. Preparar el ánodo poniendo unos 100 mL de la disolución de  $\text{ZnSO}_4$  en un vaso de precipitados. Introducir el electrodo de Zn en esa disolución y unirlo mediante pinza y cable negro al conector COM del voltímetro
2. Preparar el cátodo poniendo unos 100 mL de la disolución de  $\text{CuSO}_4$  en el otro vaso de precipitados. Introducir el electrodo de Cu en esa disolución y unirlo mediante pinza y cable rojo al conector V (+) del voltímetro
3. Encender el voltímetro ¿Se observa fem?
4. Preparar el puente salino llenando completamente el tubo en "U" con la disolución saturada de salmuera (introduciendo además más sal en su interior), tapando los extremos con tapones de algodón y rellenando y humedeciendo finalmente el algodón con la salmuera. Se puede intentar substituir el puente salino por una tira de papel de filtro o un trozo de papel de secar manos.
5. Invertir el tubo en "U" (con cuidado para que no caiga la disolución) e introducirlo en los vasos de precipitados, cada rama en cada tubo. No debe quedar una zona hueca, sin disolución, en el tubo, pues se impediría el paso de iones de una semicelda a la otra.
6. Ahora el voltímetro marcará una fem. Anotarla:  $E = \quad \text{V}$
7. Sustituir el puente salino por una tira de papel de filtro ¿Funciona?

### Cuestiones

1. ¿Por qué no se aprecia fem antes de conectar las semiceldas con el puente salino? ¿No existe?
2. Dibujar el esquema de la pila. Identificar todas las partes. Indicar el flujo de electrones y el de iones.
3. Representar simbólicamente la pila.
4. A partir de las tablas de potenciales estándar determinar la fem que se puede esperar de la pila. ¿Coincide el valor medido con el valor previsto?
5. ¿Qué le sucede al voltaje en el transcurso del tiempo? ¿Por qué?
6. ¿Cómo varía la masa de cada electrodo? Justificar la respuesta



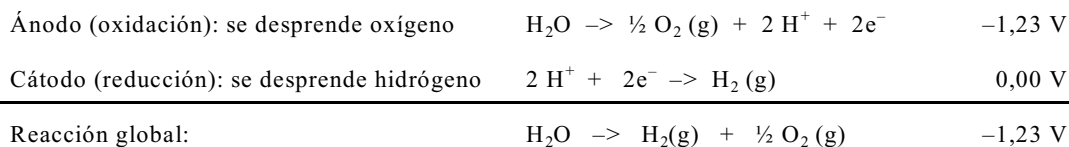
## ELECTRÓLISIS DEL AGUA EN MEDIO ÁCIDO

### Objetivos

- Construir una cuba electrolítica para producir la electrólisis del agua en medio ácido

### Fundamento

Los procesos redox que tienen lugar en la electrólisis del agua en medio ácido son:



En la práctica se necesita una fem de 1,6 a 1,8 V. Utilizaremos para ello una pila de 4,5 V

### Reactivos

- Agua destilada
- Ácido sulfúrico concentrado

### Material

- Vaso de precipitados de 1L (vaso grande para poder introducir en él la mano)
- 2 tubos de ensayo
- 2 electrodos curvados con hilo de platino
- Conductores
- Pila de 4,5 V

### Procedimiento

1. Poner unos 800 mL de agua destilada en el vaso de precipitados de 1 L.
2. Llenar un tubo de ensayo con agua destilada. Taparlo con el pulgar, invertirlo e introducirlo en el agua del vaso de precipitados. Destapar el tubo. De esta forma el tubo de ensayo queda lleno de agua e introducida su boca en el agua. Hacer lo mismo con el otro tubo. No se pueden formar burbujas de aire en la parte superior del tubo, de lo contrario hay que repetir el proceso.
3. Introducir los electrodos de tal forma que los hilos de platino queden en la parte inferior y dentro del tubo de ensayo.
4. Añadir unos 4 mL de ácido sulfúrico concentrado y homogeneizar con una varilla de vidrio.
5. Conectar el electrodo del ánodo al polo + de la pila (el terminal pequeño), y el electrodo del cátodo al polo - de la pila.
6. Comienza la electrólisis, liberando oxígeno en el ánodo e hidrógeno en el cátodo. Como estos gases se producen dentro del tubo de ensayo, burbujan hacia la parte superior quedando almacenados allí, empujando al agua hacia abajo.



Se le añadió indicador tornasol (color rojo–naranja en medio ácido) para visualizar mejor los niveles.

### Cuestiones

- 1 ¿Qué relación cumplen los volúmenes de hidrógeno y oxígeno? Justificar el resultado
- 2 ¿Por qué se le añade ácido sulfúrico?
- 3 Si el agua no es pura ¿se podrá producir electrólisis de otras especies?