



Universidad
de La Laguna

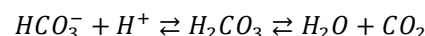
Departamento de Química
(Área de Química Física)

PRÁCTICAS DE FÍSICA APLICADA Y FISICOQUÍMICA FEB.-ABR.2021

ALKA-SETZER: determinación de la cantidad de bicarbonato en un antiácido

Introducción

En esta práctica se busca determinar experimentalmente el contenido de bicarbonato (HCO_3^-) presente en un antiácido comercial, como puede ser el Alka-Seltzer®, en forma de bicarbonato sódico ($NaHCO_3$, masa molecular 84 g/mol). Para ello lo haremos reaccionar con los protones de un medio ácido clorhídrico, generando y cuantificando el CO_2 gaseoso según la siguiente reacción:



A través de la medida del volumen V y conocidas las condiciones experimentales del laboratorio (P_{atm} y T) podremos determinar la cantidad de moles de CO_2 que han sido generados, lo que a su vez nos permitirá determinar por estequiometría la cantidad de bicarbonato que había en el fragmento que ha reaccionado, y relacionarlo con el comprimido efervescente de partida. Para ello debemos emplear:

- La ley general de los gases ideales aplicadas al CO_2 : $p_{CO_2} \cdot V = n_{CO_2} \cdot R \cdot T$
- La ley de Dalton de las presiones parciales considerando que en la cámara generada coexisten el CO_2 y vapor de agua a una presión igual a la atmosférica: $p_{CO_2} = P_{atm} + p_{H_2O}$
- La solubilidad del CO_2 en el medio líquido de reacción (coeficiente de Bunsen del gas): $0,80 \text{ mL } CO_2 / \text{mL de medio líquido}$ en condiciones de 25 °C y 760 mmHg.

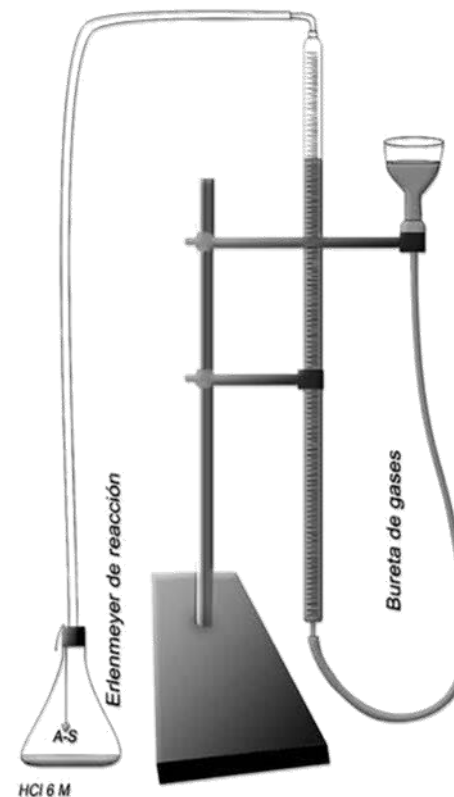
Disoluciones

Necesitaremos una disolución de volumen 25 mL y concentración 6 M de HCl. Partiremos de ácido clorhídrico comercial del 37% de pureza en peso y densidad 1,19 g/mL (masa molecular: 36,45 g/mol)

Procedimiento experimental

1. **Preparación de la disolución HCl 6 M (NOTA: posiblemente esta disolución esté preparada, dependiendo del tiempo disponible para el laboratorio).** Si la disolución 6 M de HCl no está disponible, deberá prepararse. Es ácido concentrado, por lo que hará falta prepararla en campana extractora con todos los elementos de seguridad (guantes y gafas incluidas), la campana funcionando y con luz, un vaso de precipitado para verter el contenido de la botella de HCl comercial al vaso, y una probeta para verter el HCl comercial del vaso a la probeta y medir la cantidad necesaria. Siempre que se prepara una disolución de ácido fuerte en el matraz debe haber algo de agua inicialmente (nunca añadir ácido en un matraz completamente vacío). Tras verter la cantidad de ácido medida con probeta, enrasar con agua destilada y volver al puesto de trabajo.
2. Se pesa una tableta de Alka-Seltzer® con 3 cifras significativas y se anota este dato.

3. Se parte con la espátula la pastilla hasta conseguir 2 ó 3 fragmentos de masas comprendidas entre 0,20 y 0,25 g. Numerar los fragmentos y anotar sus masas exactas con al menos 3 cifras (es recomendable anotar el número de fragmento y su masa no sólo en la libreta, sino también en un papel de filtro sobre el que colocaremos el fragmento hasta utilizarlo). No desechar el antiácido sobrante por ahora.
4. En un vaso de precipitado se añaden aproximadamente 125 mL de agua (medida aproximada, no es necesario emplear material volumétrico) y 2,0 mL de la disolución de HCl 6 M. Posteriormente se adicionará parte del antiácido sobrante y se agitará con la varilla de vidrio hasta su completa disolución y unos 2 minutos más una vez que termine de burbujear. Este contenido se vierte a través del embudo a la derecha del esquema mostrado, y para eliminar la mayor parte de las burbujas se sube y baja dicho embudo un par de veces observando como el líquido de la bureta de gases tiende a igualar su nivel con el del embudo, desplazando con ello las burbujas de la manguera. Si continúan apareciendo burbujas pequeñas en la manguera o bureta de gases posteriormente, darle pequeños toques con la varilla para desprenderlas.
5. Se usará el erlenmeyer como recipiente de reacción. En él se añaden 5,0 mL de HCl 6 M. Se ata con el hilo disponible uno de los fragmentos de antiácido y se suspende mediante un hilo como se observa en la figura, inmovilizando el hilo con el tapón del erlenmeyer. La disolución ácida y la tableta no deben entrar en contacto antes de haber preparado el sistema para la medición del gas (antes del paso 7), pues de lo contrario empezaría la reacción sin poder medir todo el CO_2 generado.
6. Se afloja la tapa del erlenmeyer para conseguir que el nivel del líquido de la bureta esté cerca del cero, y se eleva el embudo hasta que el nivel del líquido en la bureta de gases esté próximo a esta marca inicial. En cuanto se cierra el sistema, la presión ejercida al cerrar el tapón puede cambiar ligeramente este nivel y deberemos de nuevo mover el embudo hasta que los niveles de líquido dentro del tubo neumométrico (o bureta de gases) y el embudo sean iguales ayudándonos de las pinzas y soporte, pues sólo así podemos garantizar que la presión en el interior de la bureta es igual a la exterior (la atmosférica). No es imprescindible que se encuentren en cero, pero sí tomar nota exacta de la marca de volumen inicial.
7. **La reacción se inicia** inclinando el erlenmeyer hasta que el trozo de tableta esté inmerso en el ácido. Comienza a desprenderse gas y éste empujará el nivel del líquido en el interior de la bureta de gases. Cuando la reacción haya terminado y cese el desprendimiento de CO_2 , sin abrir el tapón, se igualan de nuevo los niveles de líquido en el embudo y la bureta y se anota el valor como volumen final. Si nos olvidamos de igualar volúmenes y retiramos el tapón del Erlenmeyer, perderemos gas y no habremos tomado la medida del volumen final con una presión interna conocida, por lo que habrá que repetir el montaje con otro fragmento. Se espera una diferencia de volumen entre 30 y 40 mL, que depende de muchos factores, el principal la masa del fragmento que ha reaccionado.
8. LIMPIAR TODO EL MATERIAL. NO VACIAR LA BURETA, PERO SÍ DESINFECTAR SU PARTE EXTERNA ASÍ COMO LOS SOPORTES



Lo recomendable es repetir la experiencia 2 ó 3 veces, especialmente si obtenemos una diferencia de volumen inferior a 30 mL. No obstante, dependiendo del tiempo disponible puede realizarse el experimento una única vez.

CALORÍMETRO: determinación de la entalpía de reacción entre Zn y CuSO₄

Introducción

La determinación experimental del calor de reacción a presión constante (es decir, la entalpía del proceso) puede llevarse a cabo en un calorímetro a través de la medida del cambio de temperatura producido durante dicha reacción. El calorímetro o termo garantiza que no hay pérdidas de energía en forma de calor hacia el entorno, por lo que la variación de temperatura de su contenido puede relacionarse, a través de su calor específico (energía necesaria para elevar la temperatura de un objeto o medio), con la energía liberada por la reacción. Sin embargo, el calorímetro también gana o pierde parte del calor durante la reacción, y debe cuantificarse también cuánto de este calor absorbe el calorímetro en función de su capacidad calorífica (cantidad de calor ganada o perdida por el calorímetro, el termómetro y los alrededores, expresada en cal/grado). Esto supone que el experimento debe involucrar dos pasos:

- (1) Determinación de la capacidad calorífica del calorímetro.

Para el primer proceso, permitiremos una transferencia de calor en el interior del calorímetro y cuantificaremos cuánto de ese calor no se emplea en el cambio de temperatura del medio líquido que contiene, y por tanto cuánto calor se ha utilizado en variar la temperatura del calorímetro. Lo más fácil es mezclar dos masas de agua a temperaturas iniciales diferentes, por ejemplo 0°C y 40°C. Si las masas de aguas son iguales, se espera que la temperatura final sea de 20°C (el agua caliente cede calor al agua fría hasta que ambas temperaturas se igualan). Sin embargo, como el calorímetro absorbe parte del calor del agua caliente, la temperatura final realmente debe ser inferior.

El calor cedido por el agua caliente y absorbido por el agua fría se pueden relacionar por su masa (preferiblemente conocida con balanza en lugar de con material volumétrico), el calor específico del agua ($1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \text{K}^{-1}$) y la variación de temperatura desde su temperatura inicial hasta la temperatura de equilibrio que alcancen:

$$\begin{aligned} Q_{\text{cedido por agua caliente}} &= m_{\text{agua caliente}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua caliente}}) \\ Q_{\text{abs por agua fría}} &= m_{\text{agua fría}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua fría}}) \end{aligned}$$

Como el calorímetro ha absorbido parte del calor también ha variado su temperatura en una cantidad $|K_{\text{calorímetro}} \cdot \Delta T|$, siendo $K_{\text{calorímetro}}$ la capacidad calorífica del calorímetro y ΔT la variación de temperatura igual a la temperatura final (T_{eq}) menos la inicial ($T_{\text{agua fría}}$ si el calorímetro contenía el agua fría inicialmente). Por tanto:

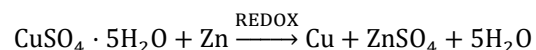
$$|Q_{\text{cedido por agua caliente}}| = |Q_{\text{abs por agua fría}}| + |K_{\text{calorímetro}} \cdot \Delta T|$$

Despejando y sustituyendo

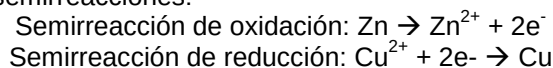
$$K_{\text{calorímetro}} = \frac{m_{\text{agua caliente}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua caliente}}) - m_{\text{agua fría}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua fría}})}{T_{\text{eq}} - T_{\text{agua fría}}}$$

- (2) Desarrollo de la reacción y determinación de los cambios de temperatura.

La reacción química general es:



Se trata de una reacción redox (reducción-oxidación) en la que los iones sulfato (SO_4^{2-}) y las moléculas de agua de hidratación de la sal no intervienen. Como toda reacción redox tiene lugar a través de dos semirreacciones:



La primera semirreacción se corresponde con la formación de ion Zn^{2+} desde sus elementos en estado natural, por lo que su entalpía es igual a la entalpía de formación de este ion (-36,43 kcal/mol). La segunda reacción es la opuesta a la formación del ion Cu^{2+} , cuya entalpía de formación es 15,39 kcal/mol. Esto nos permite determinar la entalpía teórica de la reacción que esperamos obtener como resultado.

Durante la reacción, si el sistema está bien aislado y no permite pérdidas de calor, el calor que produce la reacción debe ser igual a la suma de los calores absorbidos por la disolución (medio de reacción) y por el calorímetro:

$$|Q_{\text{liberado en la reacción}}| = |Q_{\text{abs por disolución}}| + |Q_{\text{abs por calorímetro}}|$$

Téngase en cuenta que, según el criterio de signos, el calor desprendido es negativo y el ganado positivo, luego lo que matemáticamente se puede igualar son las cantidades absolutas de calor.

El calor absorbido por la disolución será igual a la masa del medio de reacción ($m_{\text{disolución}}$, que incluye todo lo que se ha añadido al interior del calorímetro) multiplicado por el calor específico promedio de la disolución (supondremos un valor de $C_{\text{disolución}} = 0,95 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \text{K}^{-1}$) por la diferencia de temperatura (temperatura final menos temperatura inicial). Por su parte, el calor absorbido por el calorímetro es de nuevo $|K_{\text{calorímetro}} \cdot \Delta T|$, pero ya conocemos esta constante y el incremento de temperatura es el mismo que para la reacción.

$$|Q_{\text{liberado en la reacción}}| = |m_{\text{disolución}} \cdot C_{\text{disolución}} \cdot \Delta T| + |K_{\text{calorímetro}} \cdot \Delta T|$$

El calor calculado es el que produce la cantidad de moles que ha reaccionado. Para determinar la entalpía es necesario dividir este calor por el número de moles que ha reaccionado, es decir, del reactivo limitante. Este será el dato de ΔH experimental que tendremos que comparar con el teórico.

Procedimiento experimental

Determinación de la capacidad calorífica o constante del calorímetro

1. Se calienta en un vaso unos 100 gramos de agua, de masa conocida y anotada, hasta 50-52 °C en un vaso de precipitados. En otro vaso de precipitados se procede de igual manera hasta alcanzar la temperatura de 30-32°C. Tener cuidado de no elevar la potencia de la placa calefactora al máximo desde el principio, pues puede romperse el vaso de vidrio.
2. Una vez que lleguemos a esas temperaturas, introducimos el contenido del agua a 30°C en el termo que llamaremos calorímetro, tapamos con el tapón que tiene el termómetro insertado y esperamos a estabilizar su temperatura, anotando su valor como temperatura del agua fría. Igualmente, el agua caliente la trasvasamos al segundo termo y esperamos también hasta que se estabilice la temperatura para anotar su valor.
3. Tras estabilizar ambas temperaturas, vertemos el contenido del termo con agua caliente en el calorímetro (el termo con agua fría), y agitamos ligeramente para favorecer la transferencia de energía en forma de calor. Finalmente, una vez estabilizada la temperatura se anota su valor, T_{eq} .

Determinación del calor de reacción.

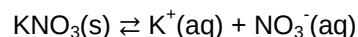
1. Vaciar el calorímetro del agua contenida en el paso anterior
2. Se disuelve en un vaso de precipitado 10,0 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (masa molecular 249,68 g/mol) en 190 mL de agua calentando, hasta que se encuentre totalmente disuelto a unos 40 °C. Seguidamente, se introduce en el calorímetro y se tapa con el tapón que contiene el termómetro de referencia. Se deja estabilizar y se anota la temperatura alcanzada como temperatura inicial.
3. Se pesan 4,0 g de Zn en polvo empleando un vidrio de reloj.
4. Se vierte el cinc en polvo en el calorímetro rápidamente y se tapan, agitando vigorosamente durante la totalidad de la reacción para facilitar el contacto de las especies reaccionantes y evitar que la reacción se detenga por formación de una película adherente de cobre sobre el cinc. Se anota el ascenso de la temperatura, hasta que su valor vuelva a descender. La temperatura máxima será el dato experimental que hay que utilizar para calcular el incremento de temperatura producido durante la reacción.
5. Por último, se filtra el contenido del calorímetro. La disolución resultante debe ser incolora y se espera un aumento de temperatura aproximado de entre 8 y 11 °C. La persistencia de un color azulado revelaría que la reacción no se ha completado, y suele estar acompañada por incrementos de temperatura inferiores, debidos a una agitación insuficiente y formación de película adherente de cobre sobre cinc.
6. LIMPIAR TODO EL MATERIAL Y DESINFECTAR LA PARTE EXTERIOR DE SOPORTES Y CALORÍMETROS.

NOTA: EL FILTRO CON EL SÓLIDO SE PUEDE TIRAR A LA BASURA Y LA DISOLUCIÓN POR EL FREGADERO.

SOLUBILIDAD: determinación de las magnitudes termodinámicas del KNO_3 a partir de su solubilidad en agua a varias temperaturas

Introducción

En esta práctica se calcularán las magnitudes termodinámicas ΔH , ΔS e ΔG , a partir de la solubilidad, en moles/litro determinada en un intervalo de temperaturas de 40 a 60 °C para el siguiente equilibrio:



Para ello estableceremos el punto de equilibrio de solubilidad para cada temperatura. El punto de equilibrio es aquel en el que coexisten una forma sólida (KNO_3 sólido sin disolver enturbando la disolución) con la disolución líquida y transparente pero saturada. Está caracterizado por su temperatura y la concentración máxima soluble o solubilidad s a esa temperatura. Para determinarlo, deberemos conocer a qué temperatura exacta deja de ser soluble cada concentración de KNO_3 , caracterizado porque empiezan a formarse cristales de precipitado que enturbian la disolución.

La constante de equilibrio de la reacción viene dada por: $K = [\text{K}^+] \cdot [\text{NO}_3^-]$. En condiciones de saturación, la concentración de KNO_3 disuelta es igual a la solubilidad s , y como por cada mol de KNO_3 se genera un mol de K^+ y un mol de NO_3^- , la constante de equilibrio queda:

$$K = [\text{K}^+] \cdot [\text{NO}_3^-] = s \cdot s = s^2$$

Si prácticamente todo el nitrato potásico está disuelto en el punto de equilibrio, esta solubilidad coincide con el número de moles de KNO_3 añadido dividido por el volumen de disolución (en litros).

Por otro lado, la variación de energía libre de Gibbs, ΔG , está relacionada con la constante de equilibrio y con la temperatura a la que en cada caso se establezca este equilibrio a través de:

$$\Delta G = - R T \ln K$$

donde T es la temperatura en Kelvin y R es la constante universal de los gases, $8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Cada valor de solubilidad tendrá un valor de K y una temperatura, por lo que tendrá un valor de ΔG diferente. Conocidos los valores de K para cada temperatura T , podremos aplicar la forma lineal de la ecuación de Van't Hoff que relaciona su dependencia con la variación de entalpía del proceso, ΔH , la cual en aproximación consideraremos invariante con la temperatura (la cantidad de calor que debe recibir el sistema para disolver la sal realmente varía con la temperatura, pero despreciaremos esta variación al ser mínima):

$$\ln(K) = -\frac{\Delta H}{R} \cdot \frac{1}{T} + \text{constante}$$

Mediante la representación gráfica adecuada podremos obtener el valor de ΔH . Finalmente, para obtener la variación de entropía ΔS debemos despejar de la ecuación:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

teniendo en cuenta que cada temperatura tiene su valor de ΔG (determinado anteriormente) y por tanto proporcionará un valor ligeramente diferente de ΔS .

Procedimiento experimental

1. Pesar en un tubo de ensayo 15-16 g de KNO_3 , anotando la cantidad exacta. Para ello el tubo de ensayo puede colocarse dentro de un vaso de precipitado que lo mantenga casi vertical en la balanza y tarar la misma con el tubo y el vaso encima.
2. Montar el sistema como en la figura, con el tubo de ensayo sujeto por la pinza y en su interior el termómetro, varilla de metal y la sal que hemos pesado. El termómetro se ajusta al tapón de manera que el bulbo quede lo más próximo posible al fondo del tubo. El asa del agitador debe estar alrededor del bulbo del termómetro.
3. Añadir desde la bureta 12,0 ml de agua destilada. Cerrar el tubo con el tapón y con el termómetro y el agitador en su interior.
4. Calentar esta mezcla al baño María hasta disolución completa, agitando. Marcar con permanente el nivel de agua.
5. Sacar el tubo del baño, dejando que se enfríe mientras se agita lentamente para evitar así la sobresaturación. Desconectar la placa calefactora.
6. Anotar la temperatura a la que aparecen los primeros cristales, identificado porque la disolución se enturbia.
7. Añadir a la disolución anterior 2,0 mL de agua destilada, y calentar hasta que todo el sólido se haya disuelto. Volver a determinar el volumen de la disolución y la temperatura de equilibrio, como anteriormente se señaló durante el enfriamiento. Marcar con permanente el nivel de agua.
8. Repetir el ciclo hasta tener 4 medidas en total, añadiendo 2 mL de agua destilada cada vez.
9. Al terminar con la última medida, vaciar y secar el tubo de ensayo con papel. Medir con la bureta cada uno de los volúmenes reales de disolución (no únicamente disolvente) añadiendo agua desde la bureta, y anotarlos.
10. LIMPIAR TODO EL MATERIAL, DESINFECTANDO CONTROLES DE PLACA CALEFACTORA, SOPORTES, PINZAS Y VARILLA.



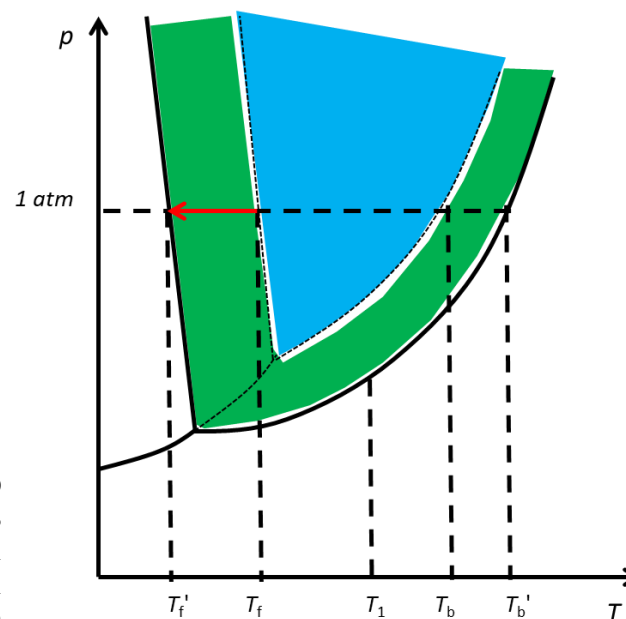
CRIOSCOPIA: determinación de la masa molecular de la urea por crioscopia

Introducción

Debido a la mayor estabilidad (menor potencial químico) que tiene una mezcla o disolución ideal respecto a los componentes puros, a medida que se añade soluto a un disolvente líquido y se forma una mezcla homogénea (disolución), se alteran algunas propiedades físicas del medio líquido que supone la disolución respecto a la del disolvente puro. Al surgir como consecuencia de mezclar o co-ligar varios compuestos, estas propiedades reciben el nombre de **Propiedades Coligativas** y son las siguientes:

- La disolución es capaz de ejercer una **presión osmótica** por la tendencia del disolvente a fluir desde disoluciones más diluidas a más concentradas por, a fin de igualar concentraciones.
- Disminuye la presión de vapor** ejercida por el líquido, por disminuir el número de moléculas de líquido que tienden a transferirse a la fase de vapor.
- A consecuencia de lo anterior, aumenta la temperatura T_b necesaria para alcanzar una presión de vapor de 1 atm, necesario para ebullicir el líquido a presión atmosférica. Esto es equivalente a decir que aumenta el punto de ebullición desde T_b hasta T_b' (**aumento ebulloscópico**)
- También es necesario disminuir más la temperatura para que el líquido (disolvente) se congele, por lo que la temperatura de congelación disminuye desde T_f hasta T_f' .

A este último fenómeno (a presión constante) se le denomina **Descenso Crioscópico**. Junto con la disminución de la presión de vapor y el aumento ebulloscópico, se trata de propiedades que son deducibles desde el diagrama de fases del disolvente puro y la disolución (diagrama a la derecha) ya que la mayor estabilidad del medio líquido al formarse la disolución aumenta los intervalos de presión y temperatura a la que líquido es el estado de agregación más estable (región azul para el disolvente puro sin soluto, azul + verde para la disolución).



El descenso de la temperatura de congelación se aplica, por ejemplo, para evitar la congelación de los circuitos refrigerantes de agua del automóvil, para evitar la formación de placas de hielo en las carreteras, o para aumentar la capacidad de enfriamiento del hielo en las heladeras tradicionales.

Teóricamente, para disoluciones diluidas, en las que el soluto ni se asocia ni se disocia, el descenso crioscópico viene dado por:

$$\Delta T = T_{f \text{ Disolución}} - T_{f \text{ Disolvente puro}} = -K_f \cdot m$$

Donde: K_f es la constante crioscópica que sólo depende de las propiedades fisicoquímicas del disolvente y en el caso del agua destilada su valor es de 1,86 K·kg/mol; y m es la molalidad de la disolución expresada por el cociente de los moles de soluto entre la masa del disolvente en kilogramos:

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{masa}_{\text{Disolvente}}(\text{kg})}$$

Por tanto, conociendo la masa de soluto y disolvente añadida a una mezcla y a partir de la medida experimental de la temperatura de fusión (congelación) de la disolución respecto y del disolvente puro, se puede determinar la molalidad de la disolución. Con la molalidad se pueden determinar los moles de soluto que se han añadido ya que conocemos la masa en kilogramos del disolvente. Finalmente, sabiendo la masa de soluto añadida, los datos nos permitirán determinar su masa molecular.

Procedimiento experimental

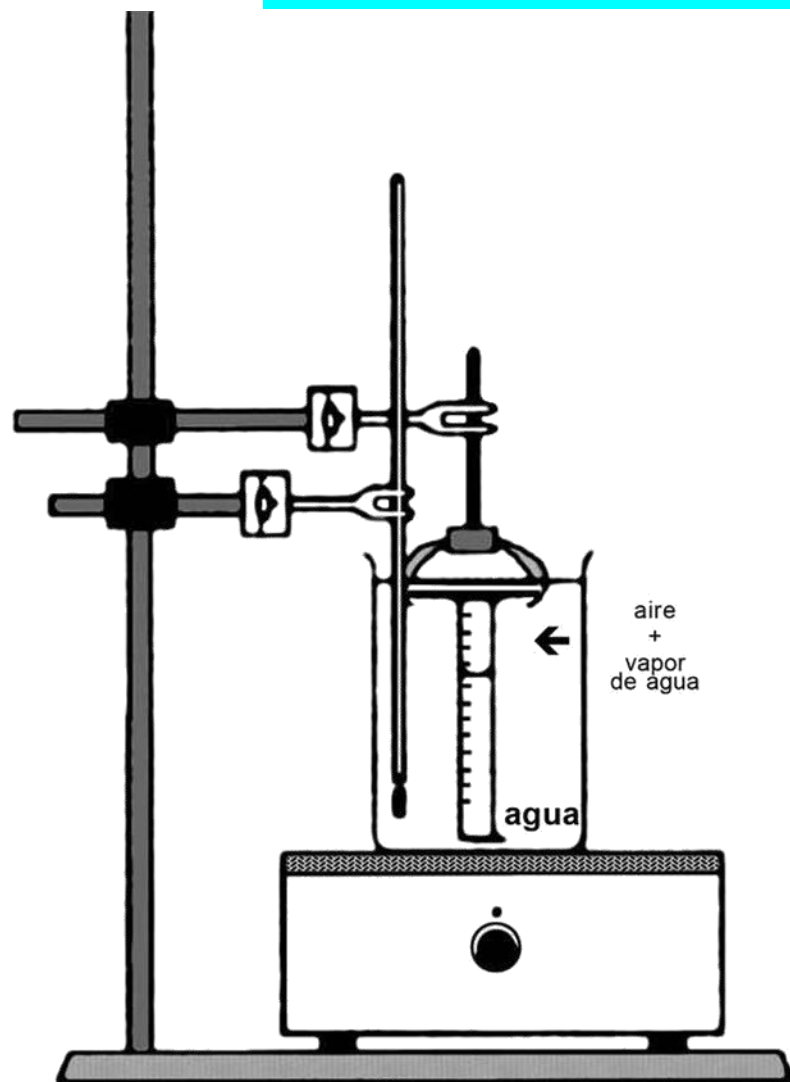
- 1 **Si no estuviera preparada la mezcla criogénica, debe procederse como sigue:** Se prepara una mezcla frigorífica o criogénica (generadora de frío) basada en el descenso crioscópico, constituida por capas sucesivas de sal común (NaCl) y de hielo picado en un medio adiabático (termo). Es importante prepararla con el tubo de ensayo (en el cual se va a realizar la experiencia) colocado en su interior desde que tengamos unas 2 capas, para crear el espacio suficiente donde posteriormente se emplazará este tubo. El equilibrio entre la disolución líquida, el hielo, sumados al propio efecto del descenso crioscópico que produce la sal en la mezcla, nos permite alcanzar hasta 21 °C por debajo de la temperatura de congelación del agua pura con un medio en el que coexisten fase sólida (hielo y sal) y fase líquida o acuosa, que favorece el contacto con el tubo de ensayo.
- 2 Terminada la mezcla frigorífica, se saca de nuevo el tubo de ensayo para que alcance la temperatura del laboratorio y se tapa el termo.
- 3 Se pesan 2,3 g de urea en un vaso tarado (anotar la masa exacta), luego se añaden 100 mL de agua destilada. Se disuelven mediante agitación y se reserva la disolución.
- 4 Se vierten en el tubo de ensayo unos 40 mL de agua destilada, se introducen la sonda de temperatura y la varilla de metal, de forma que el aro metálico quede rodeando la sonda para permitir agitación continua. Anotar el valor de temperatura inicial (valor de tiempo “cero”).
- 5 Se introduce el tubo de ensayo con agua destilada en el hueco de la mezcla frigorífica y se activa en ese momento el cronómetro. Se anotan los valores de temperatura cada 30 segundos, mientras se agita suavemente con la varilla. Se debe tener preparada la tabla con anterioridad para poder anotar la temperatura cada 30 segundos pero minimizando en lo posible el tiempo que dejamos de agitar. La sonda debe permanecer separada de las paredes del tubo y del fondo, ya que de lo contrario registrará una temperatura muy próxima a la del baño criogénico en lugar de la temperatura del medio líquido del interior del tubo. Anotar el valor mínimo de temperatura al que se llega y su tiempo, y continuar tomando medidas hasta que se logre un valor estable durante 2 minutos.
- 6 Se saca el tubo de ensayo del termo, se tira el agua, se sacude bien y se deja fuera de la mezcla criogénica unos minutos, hasta que vuelva a adquirir la temperatura del laboratorio, mientras se cierra el termo con la tapa para evitar que la mezcla criogénica se descongele.
- 7 Se vierten en el tubo de ensayo unos 40 mL de la disolución de urea preparada inicialmente y se repite todo el procedimiento de los puntos 4 a 6 anteriores. Al terminar se dejan los termos tapados con la mezcla frigorífica dentro.
- 8 Lavar todo el material, no tirar la mezcla criogénica, desinfectar sonda y termos en su parte exterior y su asa.

Cálculos y representación gráfica

- Además de calcular el peso molecular experimental de la urea y compararlo con el teórico, deben representarse los datos registrados de temperatura vs. tiempo para el disolvente y la disolución, con colores diferentes para diferenciarlos. Si es necesario se pueden despreciar los primeros puntos.

VAPORIZACIÓN: determinación del calor de vaporización del agua

HACER SIEMPRE ESTA PRÁCTICA ANTES DE ADSORCIÓN



Introducción

Cuando se encierra un líquido en un recipiente que contenga una cámara de aire, parte de ese líquido pasará al estado de vapor, ejerciendo una determinada presión que dependerá de la temperatura del sistema. Esa se denomina **presión de vapor del líquido** y tendrá un valor para cada temperatura. Cuanto más alta sea la temperatura, mayor será la presión de vapor. La presión de vapor p viene relacionada con la temperatura T por la ecuación de Clausius-Clapeyron, que en su forma lineal se expresa como:

$$\ln(p) = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \cdot \frac{1}{T} + \text{constante}$$

donde el ΔH_{vap} es la entalpía molar de vaporización. Al representar $\ln(p)$ frente a $1/T$, debe salir una recta de pendiente $-\Delta H_{\text{vap}}/R$, de donde obtendremos el valor de ΔH_{vap} .

Para determinar presiones de vapor de un líquido a diferentes temperaturas, deberemos formar una cámara de fase gaseosa en contacto con un líquido a fin de establecer el equilibrio líquido-vapor a temperatura controlada. Conociendo los moles iniciales de aire encerrados en esta cámara (número de moles constantes durante toda la experiencia al no entrar y salir aire, sólo moléculas de agua), podremos determinar qué presión ejerce el aire a cada temperatura, y suponiendo en aproximación que toda la fase gaseosa se encuentra a presión atmosférica podremos determinar la presión parcial de vapor de agua p a cada temperatura T .

Procedimiento experimental

1. Anotar inicialmente la temperatura del laboratorio y la presión atmosférica.
2. Se llena la probeta con, aproximadamente, 10 mL de agua destilada. Tapando con un dedo su extremo, se invierte y se sumerge completamente en un vaso de precipitado que contiene también agua destilada. Sujétese la base de la probeta con las pinzas. Montamos el sistema como se observa en la figura de la izquierda, con un termómetro en el interior del vaso y la probeta también sumergida totalmente.

3. Calentar el agua al tiempo que se remueve con la varilla de agitación hasta que la burbuja se expanda hasta el 8 de la escala de la probeta, momento en el que se apaga a la placa calefactora.

4. Si se puede, se coloca un trozo de refractario (un azulejo, teja o similar) entre el vaso y la placa para facilitar que empiece a bajar la temperatura. Si se hace la práctica individualmente, este procedimiento puede ser peligroso, por lo que se recomienda no hacerlo y simplemente esperar.

5. Se toman varias medidas de volumen de la cámara de vapor y temperatura del baño cada 5 minutos o cada 2 °C de temperatura. Se pueden anotar medidas cada 5 minutos mientras se va haciendo una segunda práctica (adsorción). Para un enfriamiento más rápido puede añadirse hielo, pero si el enfriamiento es demasiado rápido se aleja al sistema del equilibrio que queremos identificar.

6. Limpiar todo el material con agua y jabón, y desinfectar soportes, pinzas y placa calefactora (rueda de regulación).

NOTA.- Para que las lecturas de volumen fueran rigurosamente a la presión atmosférica, tendrían que estar los niveles del agua igualados dentro y fuera de la probeta. El error que se comete con la probeta totalmente sumergida supone una sobrepresión que, en el peor de los casos, no llega a 1 mm de Hg. Sin embargo, si la burbuja está fuera del baño, se enfría rápidamente con una gran disminución del volumen y la invalidación de la lectura correspondiente.

Cálculos

1. Determinar el número de moles de aire en la cámara. Para ello, deberemos conocer la temperatura de laboratorio y la presión atmosférica. Con la tabla de presiones de vapor de agua a diferentes temperaturas, tomamos como válido el dato de presión de vapor de agua a la temperatura del laboratorio. Aplicando la Ley de Dalton de las presiones parciales, la presión total en la cámara (que será igual a la atmosférica) es la suma de la presión parcial del aire más la del agua, con lo que nos permitirá determinar la presión parcial del aire. Conociendo volumen y temperatura podremos calcular el número de moles de aire.
2. Para cada temperatura y volumen, calculamos el número de moles totales que hay en la cámara suponiendo que se trata de una mezcla de gases ideales. Restamos el número de moles de aire y de esta manera conoceremos el número de moles de agua que hay en el vapor de la cámara.
3. Conociendo volumen, temperatura y número de moles de vapor de agua, podemos determinar la presión parcial de vapor de agua p , que utilizaremos para elaborar la representación gráfica y determinar la variación de entalpía junto con la pendiente. La entalpía de vaporización teórica es de 40,7 kJ/mol, comparar el valor experimental obtenido con el teórico.

ADSORCIÓN: isoterma de adsorción del ácido acético sobre carbón activo

Introducción

En un proceso de adsorción, se produce la adherencia y retención de una sustancia (adsorbato) en la superficie de un material capaz de retenerlo (adsorbente). Este proceso depende de la afinidad química (si hay quimisorción) y otras interacciones fisicoquímicas (fisisorción, menos efectiva) entre las moléculas de adsorbato y el material adsorbente, además de la superficie que expone este último, la cual se incrementa a mayor porosidad y carácter granulado. Hay varias expresiones que relacionan la cantidad de adsorbato retenido en función de su concentración en el medio y presencia de adsorbente para cada valor de temperatura constante, es decir, varias expresiones para las isotermas de adsorción. La más simple, puramente experimental y con aplicabilidad exclusiva a bajas concentraciones de adsorbato es la isoterma de adsorción de Freundlich, expresada por:

$$\frac{\chi}{m} = k\gamma^n$$

siendo χ la cantidad (moles) de sustancia adsorbida, m la masa total de adsorbente, k y n constantes características de cada equilibrio de adsorción, y γ la concentración de adsorbato en la disolución en equilibrio. Como adsorbato usamos el ácido acético (HAc) y como adsorbente el carbón activo.

Para determinar cuánto HAc se ha adsorbido en el carbón activo deberemos conocer la concentración de la disolución de ácido acético antes y después de ponerla en contacto con el adsorbente. Aunque preparemos una disolución conocida de 0,4 M de concentración, la concentración efectiva puede variar dependiendo del estado del reactivo, su volatilidad y condiciones de preparación. Para conocer exactamente la concentración de ácido antes y después de establecer el equilibrio de adsorción es conveniente valorarla con un patrón primario, constituido por disolución de NaOH preparada a partir de Fixanal® o Tritisol® cuya concentración está plenamente garantizada por el fabricante. Como en esta valoración un mol de ácido es valorado con un mol de NaOH hasta el viraje del indicador (fenolftaleína), la concentración del ácido M_{HAc} la podemos conocer sabiendo los volúmenes de ácido valorado (V_{HAc}) y el volumen de NaOH añadido desde la bureta (V_{NaOH}) mediante:

$$V_{\text{NaOH}} \cdot 0,1M = V_{\text{HAc}} \cdot M_{\text{HAc}}$$

Gracias a las valoraciones antes y después de establecer el equilibrio, conoceremos la concentración inicial de HAc (M_{inicial}) antes de ponerla en contacto con el carbón activo; así como su concentración final (γ) tras establecer el equilibrio. Sabiendo el volumen V de disolución que ha sido expuesto al carbón activo, podremos determinar la cantidad de moles adsorbidos mediante:

$$\chi = (M_{\text{inicial}} - \gamma)V$$

Con los datos obtenidos podremos representar la isoterma de Freundlich en su forma lineal (aplicando logaritmos):

$$\log\left(\frac{\chi}{m}\right) = \log(k) + n \cdot \log(\gamma)$$

de modo que representando $\log\left(\frac{x}{m}\right)$ vs. $\log(\gamma)$ podremos obtener los parámetros de la isoterma k y n , característico de cada equilibrio adsorbente-adsorbato.

Procedimiento experimental

1. Deberemos contar con una disolución NaOH patrón primario, que se prepara disolviendo el contenido de una ampolla de patrón primario en un litro de agua o siguiendo las instrucciones del fabricante (probablemente ya está preparada). Si no está disponible, también debe prepararse 100 mL de HAc 0,4 M, partiendo de ácido acético glacial del 70% de pureza en peso, masa molecular 60,05 g/mol y densidad 1,052 g/mL.
2. Se valoran 10 mL del ácido acético preparado con NaOH 0,1 M para conocer exactamente la concentración del ácido. Para ello se añaden unas 3-4 gotas de fenolftaleína a estos 10 mL de ácido en el erlenmeyer, y se vierte lentamente NaOH desde la bureta hasta que la fenolftaleína vire hacia una coloración rosada.
3. Después se preparan varias disoluciones de ácido acético (adsorbato) de 50 mL de volumen total directamente en los frascos de color topacio. Para ello mezclaremos las siguientes cantidades de ácido acético y agua:

Botella nº	1	2	3	4
mL de ácido	50 mL (con bureta o probeta)	20 ó 25 (según la pipeta disponible)	10	5
mL de agua con bureta	0	30 ó 25 (según lo añadido de ácido para completar 50 mL)	40	45

4. A continuación, se añaden con la ayuda de una espátula 2,0 g de carbón activo en cada disolución preparada, empleando los embudos “cucurucho” al efecto, intentando no ensuciar todo con el carbón en polvo.
5. Se agitan los frascos para que se produzca un buen contacto y una buena adsorción, durante unos 5 minutos. Tras la agitación se los deja reposar durante otros 5 minutos y se filtran para separar la disolución, la cual se valora con el NaOH 0,1 M. Para la valoración se toman los siguientes volúmenes de disolución:

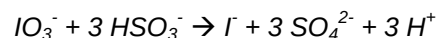
Disolución	1	2	3	4
$V_{\text{filtrado}}/\text{mL}$	10	20	20	40

6. Se lava el material, se desinfectan las buretas y sus llaves, se lavan los frascos y se dejan en estufa.

ORDEN DE REACCIÓN: cinética de la reducción del IO_3^- con HSO_3^-

Introducción

Aunque las reacciones de los iones en disolución suelen ser muy rápidas, la reducción de los iones yodato (IO_3^-) con los iones bisulfito (HSO_3^-) es lo suficientemente lenta para que su cinética pueda ser estudiada por los métodos ordinarios de laboratorio. Esto se debe a que ambos iones tienen carga negativa, y su repulsión electrostática ralentiza en cierto grado la reacción.



La velocidad de reacción depende de una constante de velocidad, k , que depende de la reacción y las condiciones experimentales (temperatura, medio de reacción, interferentes, etc.) y de las concentraciones de las sustancias reaccionantes. Para esta reacción, la ecuación de velocidad viene dada por:

$$v = k \cdot [\text{IO}_3^-]^n \cdot [\text{HSO}_3^-]^m$$

siendo m y n los órdenes de reacción respecto a los reactivos yodato (IO_3^-) y bisulfito (HSO_3^-), que salvo excepciones se trata de números enteros. Cuanto mayor el orden de reacción respecto a un reactivo, más influirá un cambio de su concentración en la velocidad de reacción. Por tanto, determinar el valor de este orden es indispensable para conocer la velocidad a la que puede proceder una reacción química al cambiar la concentración de un reactivo.

En general, si las concentraciones de todos los reactivos excepto uno, en este caso el yodato (IO_3^-), son iguales en varios experimentos así como el resto de las condiciones experimentales, se puede admitir que tales concentraciones (en este caso la del bisulfito (HSO_3^-)) pueden formar parte de una pseudoconstante k' de manera que:

$$k' = k \cdot [\text{HSO}_3^-]^m$$

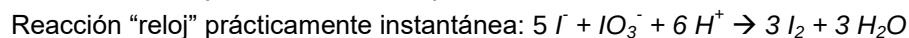
por lo que tendremos una expresión de velocidad que sólo depende de una pseudoconstante y la concentración del reactivo cuyo orden deseamos determinar: $v = k' \cdot [\text{IO}_3^-]^n$. Tomando logaritmos:

$$\log(v) = \log(k') + n \cdot \log[\text{IO}_3^-]$$

Podemos determinar velocidades de reacción, pero es más fácil determinar tiempos, que son inversamente proporcionales a la velocidad que tarda la reacción. Si determinamos el tiempo en que tarda una reacción en consumir una misma cantidad de reactivo (tiempo de reacción), la expresión anterior puede expresarse como:

$$\log(t) = -\log(k') - n \cdot \log[\text{IO}_3^-]$$

De la representación de $\log(t)$ frente a $\log[\text{IO}_3^-]$ debe obtenerse una línea recta de pendiente $-n$ (orden de reacción respecto al yodato). Para identificar cuándo se ha consumido una misma cantidad de reactivo en varios experimentos, la cantidad de bisulfito (HSO_3^-) añadida será estequiométricamente pequeña, de manera que se agotará antes que el yodato. En el momento en que se agota el bisulfito, los iones yodato (IO_3^-) reaccionan con los iones yoduro (I^-) generando yodo molecular (I_2). Este yodo molecular reacciona con disolución de almidón añadida en cantidad suficiente a modo de indicador, pues el complejo yodo-almidón tiene una coloración azul intensa y nos indica el tiempo de reacción.



Procedimiento experimental

1. Si no están preparadas, se preparan las siguientes disoluciones: 100 mL de concentración 0,075 M en KIO_3 (masa molecular 214 g/mol, pureza 99%), 50 mL de concentración 0,015 M en NaHSO_3 (masa molecular 104,06 g/mol y pureza 99%) y disolución de almidón* (esta última debe estar lista).
2. Se llenan dos buretas, una con agua destilada y la otra con la disolución de KIO_3 , mezclándose en las siguientes proporciones en 4 tubos de ensayo:

disolución	1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^a
mL yodato	10	8	6	4
mL agua	10	12	14	16

3. En los erlenmeyer se ponen 10 mL de la disolución de bisulfito 0,015 M (medidos con pipeta) con 1 mL de la disolución de almidón (medido con pipeta). Se inicia la agitación, bien manual o bien con agitador magnético.
4. Se le añade al erlenmeyer el contenido del primer tubo de ensayo al tiempo que se acciona el cronómetro cuando termine de caer el contenido, y se mide el tiempo que transcurre hasta que aparece el color azul oscuro. Se procede de igual forma con cada tubo de ensayo con lo cual se realiza la misma reacción con diferentes concentraciones de yodato.
5. Se recupera el agitador magnético (puede usarse otro imán), se limpia todo el material y se desinfectan los equipos.

*Disolución de Almidón: Se mezclan 10 g de almidón con 20 a 30 mL de agua. Se hace una papilla y, una vez obtenida ésta, se añaden unos 500 ml de agua hirviendo (esta disolución puede estar ya preparada).

ARRHENIUS: energía de activación de la reacción entre los iones BrO_3^- y los Br^-

Introducción

Aunque las reacciones de los iones en disolución suelen ser muy rápidas, la reducción de los iones bromato (BrO_3^-) con los iones bromuro (Br^-) es lo suficientemente lenta para que su cinética pueda ser estudiada por los métodos ordinarios de laboratorio. Esto se debe a que ambos iones tienen carga negativa, y su repulsión electrostática ralentiza en cierto grado la reacción.



La velocidad de la reacción depende de la constante de velocidad, k , y de las concentraciones de los reactivos elevados a su correspondiente orden de reacción:

$$v = k \cdot [\text{BrO}_3^-]^a \cdot [\text{Br}^-]^b \cdot [\text{H}^+]^c$$

Esta constante de velocidad depende de las condiciones experimentales, y es muy sensible a la temperatura, T . Arrhenius fue el primero en proponer una formulación cuantitativa de tal dependencia en forma exponencial:

$$k = A \cdot e^{(-E_a/R \cdot T)}$$

donde E_a es la energía de activación, A el factor pre-exponencial o de frecuencia y R la constante de los gases.

Además, el tiempo necesario t para que se transforme una cantidad fija de reactivo es inversamente proporcional a k , por lo que esta ecuación en forma logarítmica puede expresarse como:

$$\ln(t) = \text{constante} + \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Por tanto, determinando el tiempo que tarda la reacción en generar una misma cantidad de producto a diferentes temperaturas, manteniendo el resto de condiciones experimentales invariantes, podemos a través de la representación adecuada calcular la energía de activación de la reacción. Esta energía de activación es una barrera de energía que deben superar los reactivos para que se produzca la reacción entre dos moléculas. Cuanto mayor sea, más lenta será la reacción (más energía habrá que superar para que un choque entre moléculas produzca la reacción), y a mayor temperatura, más fácil será que las moléculas adquieran esta energía, tardando menos en reaccionar.

Para determinar el tiempo necesario para que se transforme una cantidad fija de reactivo, se añade una cantidad fija de fenol y unas gotas de rojo de metilo como indicador. El bromo formado reacciona con el fenol, produciendo tribromofenol y una vez que todo el fenol se ha agotado, el bromo, que continúa generándose, reacciona con el indicador decolorándolo e indicando el tiempo de reacción.

Procedimiento experimental

1. Si no están preparadas, se preparan las siguientes disoluciones:
 - 100 mL de disolución acuosa de fenol 0,01 M (**cuidado: es cáustico y quema**) a partir de fenol sólido (94,11 g/mol, pureza 98%).
 - 100 mL de disolución acuosa que sea, a la vez, 0,0833 M en KBr (a partir del sólido, masa molecular 119g/mol, pureza 99%) y 0,0167 M en KBrO_3 (a partir del sólido, masa molecular 167 g/mol, pureza 99%)
 - 100 mL de disolución acuosa 0,5 M en H_2SO_4 (a partir de ácido sulfúrico comercial, masa molecular 100 g/mol, densidad del ácido comercial 1,84 g/mL, pureza 98%).
 - Disolución etanólica de rojo de metilo en frasco cuentagotas
2. Se añaden en 4 tubos de ensayo 4 gotas de indicador rojo de metilo + 5 mL de disolución bromato-bromuro (medidos con bureta) + 5 mL de disolución de fenol (medidos con pipeta).
3. Se añade en un tubo de ensayo 2,5 mL de ácido sulfúrico (medidos con pipeta).
4. Se toma el tubo de sulfúrico y uno de los tubos de reacción, y se llevan al baño termostático donde se introducen durante 1-2 minutos para que se atempere. Habrá baños termostáticos a temperaturas de 35, 45 y 50 °C (comprobar con el termómetro), y se espera que la reacción tarde más en el baño de menor temperatura (tenerlo en cuenta puede ayudar a gestionar el tiempo de laboratorio de forma más eficiente si hay gente esperando). También debe hacerse el experimento a temperatura ambiente, para lo cual se dispondrá de un vaso de precipitado grande que llenar con agua (para que amortigüe cualquier variación de temperatura debido a la reacción) a modo de termostato.
5. Una vez atemperados, se mezclan los contenidos vertiendo el ácido sobre la mezcla de bromato-bromuro al tiempo que se acciona el cronómetro (si se hace la práctica individualmente, puede accionarse el cronómetro y a los, por ejemplo, 5 segundos exactos hacer la mezcla, con lo que al dato de tiempo final deberemos restarle los 5 segundos adicionales). Se agita con movimientos circulares y arriba-abajo para favorecer el contacto y que la mezcla sea homogénea, hasta desaparición del color rojo. En este momento se detiene el cronómetro y se anota el tiempo.
6. Después de decolorada la disolución, aparece progresivamente una coloración amarilla, debida a que continúa generándose bromo. Antes de que esto ocurra, los tubos de ensayo utilizados deben vaciarse en el contenedor de residuos halogenados, lavarse inmediatamente con agua destilada en el momento y ponerse a secar boca abajo.
7. La experiencia se repite a todas las temperaturas con nuevas disoluciones.
8. Se limpia y desinfecta el material y se separan los tubos de ensayo utilizados para su correcto lavado y condicionamiento con ácido sulfúrico por parte del personal técnico del laboratorio.

Bibliografía:

S. Glastonne, D. Lewis; Elements of Physical Chemistry, D. Van Nostrand Company Inc., New York, 1960.
J.L. Lathan, D.A. Jenkin, G.R.H. Jones; Selected Experiments in Physical Chemistry, Butterworths, Londres, 1964.

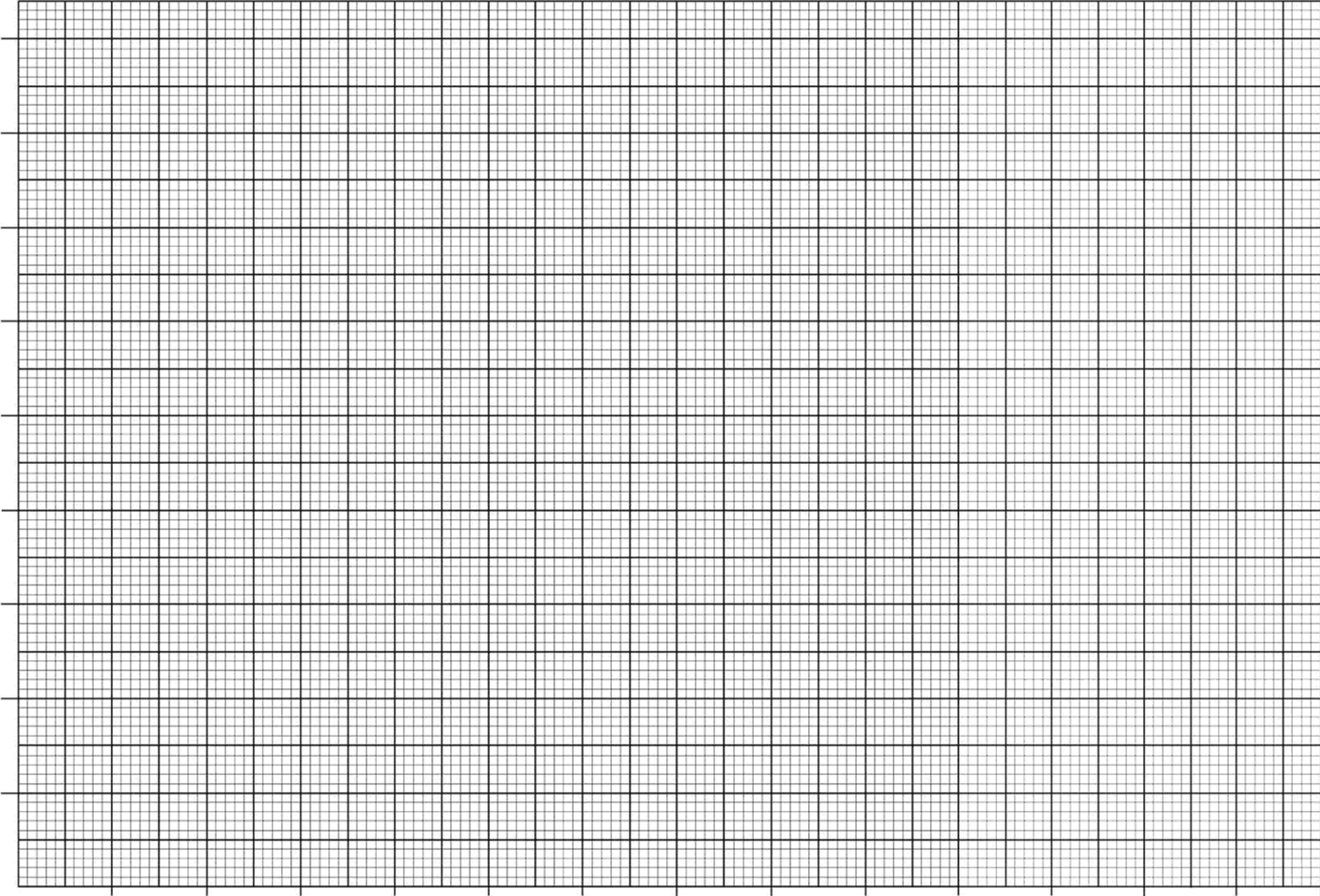
PRISIONES DE VAPOR DEL AGUA A DISTINTAS TEMPERATURAS, EN MMHG

t, °C	0.0	0.2	0.4	0.6	0.8
-15	1.436	1.414	1.390	1.368	1.345
-14	1.580	1.534	1.511	1.485	1.460
-13	1.691	1.665	1.637	1.611	1.585
-12	1.834	1.804	1.776	1.748	1.720
-11	1.987	1.955	1.924	1.893	1.863
-10	2.149	2.116	2.084	2.050	2.018
-9	2.326	2.289	2.254	2.219	2.184
-8	2.514	2.475	2.437	2.399	2.362
-7	2.715	2.674	2.633	2.593	2.553
-6	2.931	2.887	2.843	2.800	2.757
-5	3.163	3.115	3.069	3.022	2.976
-4	3.410	3.359	3.309	3.259	3.211
-3	3.673	3.620	3.567	3.514	3.461
-2	3.956	3.898	3.841	3.785	3.730
-1	4.258	4.196	4.135	4.075	4.016
-0	4.579	4.513	4.448	4.385	4.320
0	4.579	4.647	4.715	4.785	4.855
1	4.926	4.998	5.070	5.144	5.219
2	5.294	5.370	5.447	5.525	5.605
3	5.685	5.766	5.848	5.931	6.015
4	6.101	6.187	6.274	6.363	6.453
5	6.543	6.635	6.728	6.822	6.917
6	7.013	7.111	7.209	7.309	7.411
7	7.513	7.617	7.722	7.828	7.936
8	8.045	8.155	8.267	8.380	8.494
9	8.609	8.727	8.845	8.965	9.086

t, °C	0.0	0.2	0.4	0.6	0.8
10	9.209	9.333	9.458	9.585	9.714
11	9.844	9.976	10.109	10.244	10.380
12	10.518	10.658	10.799	10.941	11.085
13	11.231	11.379	11.528	11.680	11.833
14	11.987	12.144	12.302	12.462	12.624
15	12.788	12.953	13.121	13.290	13.461
16	13.634	13.809	13.987	14.166	14.347
17	14.530	14.715	14.903	15.092	15.284
18	15.477	15.673	15.871	16.071	16.272
19	16.477	16.685	16.894	17.105	17.319
20	17.535	17.753	17.974	18.197	18.422
21	18.650	18.880	19.113	19.349	19.587
22	19.827	20.070	20.316	20.565	20.815
23	21.068	21.324	21.583	21.845	22.110
24	22.377	22.648	22.922	23.198	23.476
25	23.756	24.039	24.326	24.617	24.912
26	25.209	25.509	25.812	26.117	26.426
27	26.739	27.055	27.374	27.696	28.021
28	28.349	28.680	29.015	29.354	29.697
29	30.043	30.392	30.745	31.102	31.461
30	31.824	32.191	32.561	32.934	33.312
31	33.695	34.082	34.471	34.864	35.261
32	35.663	36.068	36.477	36.891	37.308
33	37.729	38.155	38.584	39.018	39.457
34	39.898	40.344	40.796	41.251	41.710
35	42.175	42.644	43.117	43.595	44.078
36	44.563	45.054	45.549	46.050	46.556
37	47.067	47.582	48.102	48.627	49.157
38	49.692	50.231	50.774	51.323	51.879
39	52.442	53.009	53.580	54.156	54.737
40	55.324	55.91	56.51	57.11	57.72
41	58.34	58.96	59.58	60.22	60.86

Tomado de *HandBook of Chemistry and Physics*, pág. D-92,
©1964 THE CHEMICAL RUBBER COMPANY CRC

Nombre y apellidos:



Banco de datos complementarios para las prácticas

ALKA-SETZER

Masa total de la pastilla: 3,5 g
 Masa de fragmento: 0,250 g
 Temperatura de laboratorio: 20 °C
 Presión atmosférica: 720 mmHg
 Volumen inicial: 0,4 mL
 Volumen final: 35,5 mL

CALORÍMETRO

Parte 1:
 Masa del agua fría: 100 g
 Masa del agua caliente: 100 g
 Temperaturas iniciales: 30 y 50 °C
 Temperatura de equilibrio: 30,5 °C

Parte 2:
 Temperatura inicial: 40 °C
 Temperatura final: 10 °C

SOLUBILIDAD

Masa KNO₃: 10,0 g

Exp	Vol. Añadido (mL)	Vol. Real (mL)	T (°C)
1	7,0		74.2
2	10,0		56.6
3	13,0		45.1
4	16,0		36.5
5	19,0	22,5	30.8

CRIOSCOPIA

t (s)	Temperatura (°C)	
	Agua	Disol. urea
120	9.2	7.3
180	6.3	3.5
210	5.3	2.2
240	4.1	0.9
270	2.6	-0.3
300	1.5	-1.2
330	0.5	-2.1
360	-0.5	-1
390	-1.4	-1
420	-0.2	-1
450	-0.2	-1
480	-0.2	-1
510	-0.2	-1

VAPORIZACIÓN

Volumen inicial: 3,0 mL
 Temperatura inicial: 20 °C
 Presión atmosférica: 760 mmHg

T (°C)	Vol. (mL)
85	7,0
80	5,9
75	5,2
72	4,9
68	4,6
64	4,3

ADSORCIÓN

Vol. valoración inicial: 33,8 mL.

Exp.	Vol. Valorante (mL)
1	25,4
2	11
3	4,1
4	2,9

ORDEN DE REACCIÓN

Vol. KIO ₃	t (min:seg)
10	00:24
8	00:30
6	00:41
4	01:02
2	02:28

ARRHENIUS

T (°C)	t (min:seg)
18	07:41
25	04:30
35	02:11
45	01:07
55	00:35

Usar estos datos en caso de que no sea posible adquirir toda la información en el laboratorio. Los datos que faltan son los mismos que los indicados en el guión de cada práctica.