

LA XXIV OLIMPIADA INTERNACIONAL DE QUÍMICA

Carlos Mauricio Castro Acuña y
María Antonia Dosal Gomez

Para que nuestros estudiantes de bachillerato continúen su preparación en competencias, y para que sus profesores puedan orientarlos, incluimos ahora una parte de los reactivos que se utilizaron en la Olimpiada Internacional de Química. La dificultad de las preguntas pudiera ahuyentar a algunos valientes alumnos y profesores, pero no hay de qué preocuparse pues los ganadores de la Olimpiada Nacional reciben el entrenamiento suficiente para poder tener éxito en el concurso internacional. ¡Adelante!

La XXIV Olimpiada Internacional de Química se llevó a cabo en las ciudades de Pittsburgh y de Washington en Estados Unidos de América, del 11 al 22 de julio de 1992. En esta competencia, participaron 131 estudiantes de nivel medio superior, representando a 33 naciones. La delegación de México asistió por primera vez a este certamen, siendo el único país participante de Latinoamérica.

Según las normas establecidas para esta competencia internacional, se incluyeron aspectos teóricos y experimentales. Desde hace ya varios años, el nivel de conocimientos que se exige a los estudiantes en estos concursos internacionales, ha ido en constante aumento. Esto ha ocasionado que el buen éxito logrado por los alumnos, si se considera en función de las medallas de oro, plata o bronce obtenidas, dependa del nivel de

conocimientos adquirido durante su educación preuniversitaria y, además, de un programa de entrenamiento adicional que permita que los alumnos seleccionados reciban otras etapas de preparación.

Esto explica que, de acuerdo con los reglamentos de las IChO (International Chemistry Olympiads), no exista una lista oficial que clasifique a las naciones por los resultados obtenidos, ya que se trata de una competencia de carácter individual. En consecuencia, el número de medallas obtenidas por un país no es necesariamente un índice de la calidad de la enseñanza de la Química en el mismo.

El examen práctico o experimental suele significar un serio problema para el comité organizador. Por ejemplo, en esta ocasión, la Universidad de Pittsburgh tuvo que ofrecer el número de laboratorios suficiente para que los 131 alumnos pudieran trabajar simultáneamente, en forma cómoda y segura. Cada estudiante debía tener su material de vidrio, reactivos y demás equipo, lo que sólo fue posible a través de donativos muy generosos de diversas empresas. Por lo anterior, muchas olimpiadas nacionales de Química no incluyen una prueba práctica.

Por considerarlo de interés para profesores y alumnos, se presenta a continuación el examen práctico que se utilizó en la IChO en 1992. En la medida de lo posible, se ha mantenido el formato original para que el lector tenga una idea precisa del material que recibió el estudiante. El tiempo permitido fue de cinco horas. Agradecemos de antemano todos sus comentarios, críticas y sugerencias así como aportaciones al banco de reactivos.

XXIV IChO: EXAMEN PRÁCTICO

Martes 14 de julio de 1992

Por favor lee todo el procedimiento y las hojas anexas antes de empezar el experimento

AVISO MUY IMPORTANTE

Mientras te encuentres en el laboratorio, deberás usar los lentes de seguridad todo el tiempo. Cuando utilices la pipeta deberás usar la perilla que te ha sido proporcionada. Si, por cualquier motivo, te quitas los lentes de seguridad o usas la pipeta con la boca, se te llamará la atención. Si vuelves a hacerlo, se te dará un segundo aviso y tendrás un castigo de cinco puntos menos. La tercera ocasión dará por resultado que te impidan continuar en el laboratorio.

Si te sacan del laboratorio obtendrás un cero de calificación en este examen práctico.

EFEECTO DE LA PRESENCIA DE CO_2 EN LA SOLUBILIDAD

El carbonato de calcio es una sustancia parcialmente soluble, conocida comúnmente como piedra caliza, mármol, gis o calcita. En presencia de agua subterránea, rica en CO_2 , el carbonato de calcio se disuelve y forma cavidades y cuevas en formaciones de piedra caliza.

En este experimento, determinarás la solubilidad del carbonato de calcio en una solución acuosa saturada con bióxido de carbono y en otra, libre de este gas. La concentración de $[\text{Ca}^{2+}]$ será determinada por titulación complejométrica con EDTA (ácido etilen diamino tetra-cético) el cual tú deberás estandarizar.

PROCEDIMIENTO PARA LA DETERMINACIÓN DE $[\text{Ca}^{2+}]$

1. Para calibrar tu pHmetro, sigue las instrucciones que se anexan.

2. Mide y anota el pH de la solución de muestra que se te proporcionó.

Esta solución ha sido saturada con CaCO_3 sólido y CO_2 gaseoso.

3. Para remover todo el CaCO_3 , que pueda estar suspendido en tu muestra, fíltrala y recoge el filtrado en la otra botella de plástico de 250 mL que se te ha proporcionado. Tan pronto como termines esta operación, cierra la botella.

4. Destapa la botella únicamente el tiempo suficiente para medir y anotar el pH de la solución filtrada y vuelve a cerrar la botella hasta que la necesites para el siguiente paso.

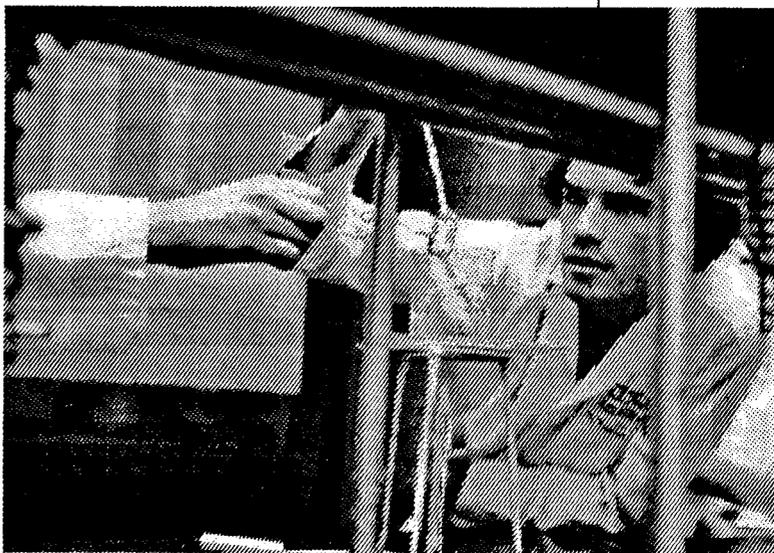
5. Utiliza tres matraces Erlenmeyer para transferir, a cada uno de ellos, una alícuota de 25 mL de tu solución filtrada. Efectúa esta operación tan rápido como te sea posible y cierra la botella después de

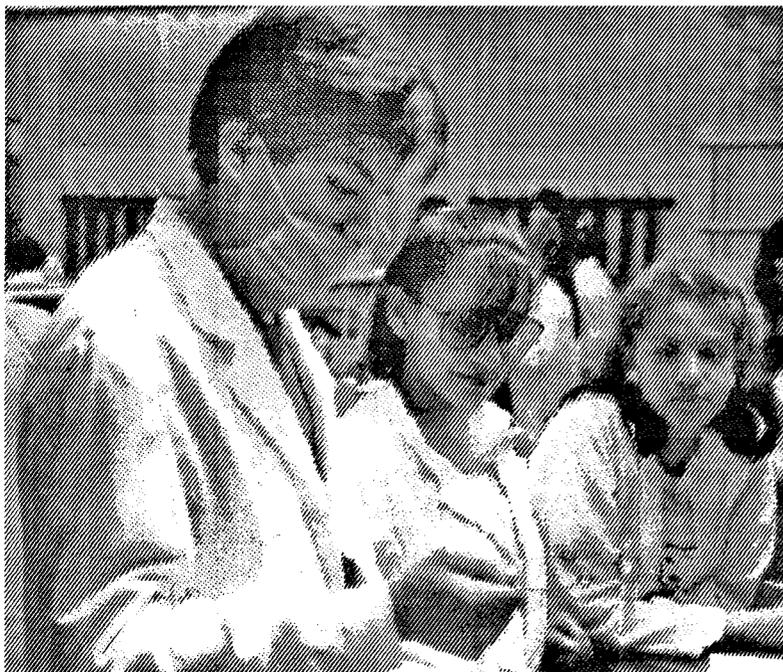
transferir cada alícuota.

6. A cada uno de los tres matraces Erlenmeyer, añádele 15 gotas de la solución que está en el frasco etiquetado "HCl 6M", utilizando al mismo tiempo el agitador magnético. Cualquier precipitado de CaCO_3 que se haya formado, deberá disolverse. Antes de proceder al siguiente paso, asegúrate que no quede ningún residuo de CaCO_3 sólido en el matraz Erlenmeyer. Si quedara algún residuo, necesitas agitar más tiempo.

Para cada una de las muestras, trabajando una por una, sigue los pasos numerados del 7 al 10:

7. Añade 5 mL de la solución reguladora de pH que se encuentra en el frasco con la etiqueta "pH 10 NH_3 BUFFER"





8. Para lograr que el indicador funcione adecuadamente, añade 20 gotas de la solución que se encuentra en el frasco con la etiqueta "0.001 M $Mg^{2+}/EDTA^{4-}$ "

9. Añade 5 gotas del indicador "CALMAGITE"

10. Titula la muestra con la solución que te han proporcionado, y que tiene una concentración aproximada de 0.01 M de EDTA, hasta que observes un vire de color del rojo al azul. Para que conozcas el color en el punto final, podrías hacer una solución de referencia con agua, solución amortiguadora de pH, 2 gotas de la solución tituladora de EDTA y del indicador. Procura considerar en tus lecturas intervalos de 0.01 mL.

11. Cuando hayas terminado los pasos del 1 al 10 y estés satisfecho con los resultados, transfiere, a un vaso de precipitados adecuado, el resto de la solución saturada y filtrada que obtuviste en el paso 3.

Calienta esta solución a un punto cercano a la ebullición y mantenla a esta temperatura, durante 5 minutos, al mismo tiempo que la agitas con el agitador magnético. En la escala de agitación, un 6 es conveniente y, para empezar el calentamiento, debes usar la posición *high*. Deberías poder observar cómo se desprende CO_2 y se forma un precipitado de $CaCO_3$.

12. Al terminar los cinco minutos de calentamiento, usa las pinzas para quitar el vaso de precipitados de la parrilla de calentamiento. Pon el vaso de precipitados en hielo hasta que la solución se enfríe y tenga la temperatura ambiente.

13. Mide y anota el pH de la solución enfriada.

14. Filtra la solución para eliminar cualquier $CaCO_3$ suspendido.

15. Utiliza tres matraces Erlenmeyer para transferir, a cada uno de ellos, una alícuota de 25 mL de esta solución filtrada. A cada matraz Erlenmeyer añade unos

25 mL del agua que está en el garrafón con la etiqueta "DEIONIZED WATER." Después, a cada matraz, añádele 15 gotas de la solución que está en el frasco etiquetado "HCl 6 M".

16. Titula estas muestras siguiendo los pasos numerados del 7 al 10.

PROCEDIMIENTO PARA LA ESTANDARIZACIÓN DE EDTA

1. Pesa con exactitud aproximadamente 0.35g del estándar primario $CaCO_3$ seco (masa molecular = 100.09 g/mol) que se encuentra en el pesafiltros dentro del desecador.

Nota: el $CaCO_3$ es higroscópico.

2. Añade a la muestra pesada de $CaCO_3$, 25 mL de agua deionizada y adiciona con cuidado 5 mL del HCl 6M. Tapa rápidamente el recipiente con un vidrio de reloj.

3. Cuando el $CaCO_3$ se haya disuelto, transfiere cuantitativamente la solución a un matraz volumétrico de 250 mL y diluye hasta la marca.

4. Utiliza tres matraces Erlenmeyer para transferir, a cada uno de ellos, una alícuota de 25 mL de esta solución estándar de Ca^{2+} .

5. Titula cada una de estas soluciones siguiendo la secuencia indicada en los pasos 7 al 10.

INSTRUCCIONES DE USO DEL pH METRO

Para calibrar el pH metro sigue estos pasos:

1. En el control de función selecciona pH.

2. Coloca el electrodo en la solución del frasco con etiqueta "pH 7 BUFFER" y ajusta, con el control de temperatura, el valor que corresponda a la temperatura de la solución amortiguadora de pH.

Para eliminar cualquier burbuja de aire que pudiera estar atrapada en la punta del electrodo, sacude éste suavemente mientras esté sumergido en la solución amortiguadora de pH.

3. Ajusta con el control de estandarización hasta que en pantalla aparezca el valor de 7.00. Regresa el control de función a la posición *standby*.

4. Enjuaga el electrodo con agua deionizada y colócalo en la solución del frasco con etiqueta "pH 4 BUFFER".

5. En el control de función selecciona pH. Con el control de pendiente *slope* ajusta hasta que en pantalla aparezca el valor 4.00.

6. Enjuaga el electrodo con agua deionizada y regresa el control de función a la posición *standby*.

Para medir pH:

7. En el control de función selecciona pH.

8. Coloca el electrodo en la muestra y ajusta el control de temperatura a la temperatura de la muestra.

9. Anota la lectura cuando ésta sea estable. Enjuaga el electrodo con agua deionizada.

10. Para cada muestra nueva, repite los pasos 8 y 9.

XXIV IChO: EXAMEN PRÁCTICO

HOJA DE RESPUESTAS

1. (8 puntos)

a) ¿Cuál es el pH de la muestra en el paso 2?

b) ¿Cuál es el pH de la muestra en el paso 4?

c) ¿Cuál es el pH de la solución enfriada en el paso 13?

2. (16 puntos)

a) ¿Cuál es la masa del CaCO_3 que pesaste para estandarizar la solución de EDTA?

b) Calcula el volumen promedio de la solución tituladora de EDTA usada para valorar la solución estandar de Ca^{2+} . En los espacios señalados indica el volumen de cada una de las titulaciones que usaste para calcular el promedio:

Promedio _____

c) ¿Cuál es la concentración de la solución estandarizada de EDTA? Por favor indica todos tus cálculos en las páginas anexas.

3. (10 puntos)

a) Calcula el volumen promedio de la solución de EDTA usada para titular la muestra saturada con CaCO_3 y CO_2 . En los espacios señalados indica el volumen de cada una de las titulaciones que usaste para calcular el promedio:

Promedio _____

b) ¿Cuál es la solubilidad del CaCO_3 (expresada en molaridad) en una solución saturada con CO_2 ?

Por favor indica todos tus cálculos en las páginas anexas.

4. (10 puntos)

a) Calcula el volumen promedio de la solución de EDTA usada para titular la muestra saturada con CaCO_3 y libre de CO_2 . En los espacios señalados indica el volumen de cada una de las titulaciones que usaste para calcular el promedio:

Promedio _____

b) ¿Cuál es la solubilidad del CaCO_3 (expresada en molaridad) en una solución libre de CO_2 ?

Por favor indica todos tus cálculos en las páginas anexas.

5. (8 puntos)

a) Indica todas las especies iónicas cuya concentración aumenta como resultado de disolver CaCO_3 en agua simple.

b) A continuación se describen brevemente dos soluciones de CaCO_3 saturadas. Encierra con un círculo aquella solución en la cual la concentración de la especie CO_3^{2-} sería mayor:

*Una solución preparada
disolviendo CaCO_3 en
agua saturada con CO_2*

*Una solución preparada
disolviendo CaCO_3 en
agua libre de CO_2*

c) Indica si la solubilidad del CaCO_3 aumenta, disminuye o permanece sin cambio en una solución de la cual se ha eliminado el CO_2 . Encierra en un círculo la respuesta correcta:

Aumenta

disminuye

*permanece
sin cambio*