

**IV OLIMPIADA HONDUREÑA DE QUÍMICA**  
**PROTOCOLO EXPERIMENTAL**  
**CATEGORÍA MARIE CURIE**  
**Autor: Adrián Gallardo Loya**

**Código de participante:** \_\_\_\_\_ **Puntaje:** \_\_\_\_\_/10

**INSTRUCCIONES PARA EL EXAMEN:**

1. Debes escribir **tu código** dentro del espacio indicado en esta primera página del examen. **NO debes escribir tu nombre** en ninguna parte del examen, únicamente escribe tu código.
2. Se dará una explicación elaborando las instrucciones de este protocolo, después cuentas con **DOS HORAS** para trabajar en el experimento con tu equipo. Después de terminar el experimento debes ir a la **sala del examen experimental**, donde tendrás **DOS HORAS** para responder las preguntas.
3. Durante el periodo de explicación **deberás leer el protocolo en su totalidad**. También deberás **verificar que cuente con todas las 4 páginas**, en caso de que falten páginas notifica a un supervisor. **Verifica** que el protocolo corresponda con tu **categoría (este es el protocolo de la categoría Marie Curie 10°, 11°, 12° y 9° del sistema anglosajón)**. En caso de tener **CUALQUIER DUDA** sobre las instrucciones debes solicitar la ayuda de un **supervisor**, que se comunicará con los autores de los ejercicios para ayudarte. Verifica que **no falte ningún material** indicado en la lista.
4. Debes **registrar** la información que recolectes a lo largo de la elaboración del experimento así como tus **observaciones** ya que se usará para **responder las preguntas de examen después de acabar tu experimento**. Aunque la práctica se realiza en equipos debes tener tu propia información ya que el **examen experimental** se responderá de **forma individual**.
5. Los resultados numéricos carecen de significado si no tienen **UNIDADES**. **Es MUY IMPORTANTE** que indiques las **UNIDADES** en tus observaciones y resultados.
6. Requiere utilizar una **calculadora científica NO programable** sin función de graficar. **Se decomisará cualquier calculadora con funciones no permitidas**. Usar **TABLAS PERIÓDICAS ajenas** a la incluida **NO** está permitido por ningún motivo.
7. **Al concluir el experimento** lleva **CONTIGO** todas tus hojas a la sala de examen para responder las preguntas.
8. Durante la elaboración del experimento serás **evaluado** por parámetros como el uso de **gabacha, cofia, guantes, lentes de seguridad, pantalón y calzado adecuado**, así como **buenas prácticas de seguridad**. En caso de ocurrir un **incidente** se debe notificar inmediatamente a un supervisor para **resolver la situación**. Los incidentes **NO REPORTADOS** significarán la **DESCALIFICACIÓN INMEDIATA** del examen práctico.

**¡Mucha Suerte!**

SECRETARÍA DE  
EDUCACIÓN

## EXPERIMENTAL: ÁCIDO DE CARICATURAS (10 puntos)

Cuando se habla de un ácido, las personas suelen pensar en un líquido verde brillante que es venenoso y que carcome cualquier tipo de material, incluida la piel humana. Es posible que esta concepción popular se origine debido a los cómics alrededor de la mitad del siglo XX, debido a que en estos se mostraban sustancias tóxicas con un color verde muy llamativo. En particular DC Comics #168, publicado originalmente en 1951, muestra una historia de origen de *the Joker*, en la cual, este personaje cae dentro de una sustancia verde la cual le desfigura el rostro.



Sin embargo la realidad suele ser bastante distinta, debido a que los ácidos son usualmente disoluciones acuosas transparentes, las cuales son corrosivas a metales. Sin embargo, podemos intentar replicar esta sustancia ficticia formando un anión de coordinación llamado tetraclorocuprato. Cuando el tetraclorocuprato se encuentra en disolución acuosa esta adquiere una tonalidad verde bastante llamativa, y sorprendentemente, tiene la capacidad de disolver algunos metales. Curiosamente el anión de coordinación sólo puede existir cuando hay alta concentración de anión cloruro en la disolución, si la concentración baja o si no hay nada de ión cloruro en la disolución, el cobre formará otro ión complejo llamado hexaacuocobre, el cual tiene una coloración azul. En esta práctica investigarán la reactividad del cobre mediante una serie de experimentos llamativos, los cuales esperamos lleguen a sorprenderlos.

### MATERIALES:

- |                       |                         |                          |
|-----------------------|-------------------------|--------------------------|
| - Plumón indeleble    | - Agua destilada        | - <i>Beaker</i> de 50 mL |
| - Sulfato de cobre    | - Probeta de 25 mL      | - Balanza granataria     |
| - Salmuera            | - Papel aluminio        | - Gradilla               |
| - Tubos de ensayo (5) | - Palillo de madera (6) | - Jeringa de 5 mL        |

### REVISIÓN DE EQUIPO DE PROTECCIÓN PERSONAL:

(4 puntos)

Firma del evaluador para:

Gabacha    Cofia    Pantalón    Calzado    Guantes    Lentes

## INSTRUCCIONES:

1. Pesa 7.0 gramos de sulfato de cobre pentahidratado en un papel y agrégalo al *beaker* de 50 mL, después agrégale 25 mL de agua con el objetivo de hacer una disolución *stock* de cobre II. Utiliza el plumón para etiquetar la disolución. Una vez agregada el agua, se debe agitar con un palillo de madera hasta que no se puedan apreciar los cristales al fondo de la mezcla.

2. Una vez tengan la disolución *stock* de sulfato de cobre, etiqueten los tubos de ensayo individualmente del **1** al **5**. Usando la jeringa, a los tubos de ensayo **1**, **2** y **3** agrega 5 mL de la disolución *stock* de sulfato de cobre, y finalmente al tubo **4** agregar 10 mL.

3. Enjuagando previamente la jeringa, agregar 4 mL de agua destilada al tubo **1**, y 2 mL de agua destilada en el tubo **2**.

4. Enjuagando previamente la jeringa, agregar 1 mL de salmuera al tubo **1**, 3 mL de salmuera al tubo **2**, 5 mL de salmuera al tubo **3**, y finalmente 10 mL de salmuera al tubo **5**. La salmuera es una disolución saturada de cloruro de sodio

5. Observa los colores de las disoluciones. Indica cualitativamente, cómo afecta la concentración del ión cloruro proveniente de la salmuera al color de las disoluciones.

A menor concentración de cloruro, la disolución adquiere tonos más: \_\_\_\_\_ **(1 punto)**

6. Tomar pequeñas láminas de papel aluminio y doblarlas de tal manera que cada una pueda sumergirse en cada disolución. Antes de agregar las láminas a las disoluciones todos los miembros del equipo deberán prestar atención, ya que la reacción ocurrirá rápidamente.

7. Agregar y sumergir cada lámina de aluminio de manera simultánea, ayudándose con un palillo de madera para lograrlo. Observar muy detalladamente la reacción que ocurrirá.

8. Observar en qué tubos de ensayo ocurre alguna reacción y en cuáles no. Observar el tipo de productos que se forman durante la reacción. A lo largo del proceso se precipitan tres sustancias, una es un metal, otra es una sal metálica insoluble, y la otra es un óxido metálico.

¿Cuáles son las fórmulas químicas de los tres precipitados? \_\_\_\_\_ **(3 puntos)**

¿Qué gas desprende el aluminio a lo largo de la reacción? \_\_\_\_\_ **(1 punto)**

9. Una vez terminado el experimento recoge y limpia todo tu material, desechando las mezclas en el contenedor indicado. Notifica a un evaluador\*\* para mostrarle tu estación de trabajo limpia.

\*\*Firma del evaluador para corroborar que el equipo haya limpiado: \_\_\_\_\_ **(1 punto)**

**FIN DEL PROTOCOLO**

## IV OLIMPIADA HONDUREÑA DE QUÍMICA

### EXAMEN EXPERIMENTAL

### CATEGORÍA MARIE CURIE

**Autor:** Adrián Gallardo Loya

**Código de participante:** \_\_\_\_\_ **Puntaje:** \_\_\_\_\_/30

### INSTRUCCIONES PARA EL EXAMEN:

1. Debes escribir **tu información** dentro del espacio indicado en esta primera página del examen. **NO debes escribir tu nombre** en ninguna parte del examen, únicamente escribe tu código.
2. A partir del momento en el que llegues, dispones de un periodo de **DOS HORAS para responder** el examen.
3. **Deberás leer el examen en su totalidad y verificar que el examen cuente con todas las 6 páginas de preguntas**, en caso de que falten páginas notifica a un supervisor. **Verifica** que el examen corresponda a tu **categoría (este es el examen de la categoría Marie Curie 10°, 11°, 12° y 9° del sistema anglosajón)**. En caso de tener **DUDAS** sobre los problemas debes solicitar la ayuda de un **supervisor**, que se comunicará con los autores de los ejercicios para ayudarte en caso de ser pertinente.
4. Realiza los **PROCEDIMIENTOS** de forma **ORDENADA** dentro de los **RECUADROS** correspondientes a cada problema, lo que se escriba fuera del recuadro **NO SE TOMARÁ EN CUENTA**. **Indica claramente el inciso** de cada pregunta que se responde, mostrando tus **procedimientos** y **CIRCULANDO tu RESULTADO FINAL**, el cual **debe** estar escrito con **TINTA**. La evaluación de la respuesta a preguntas **tomará en cuenta el procedimiento**.
5. Los resultados numéricos carecen de significado si no tienen **UNIDADES**. **Es MUY IMPORTANTE** que indiques las **UNIDADES** en todas tus **RESPUESTAS** y **PROCEDIMIENTOS** para evitar la **CANCELACIÓN del PUNTAJE**.
6. Requiere utilizar una **calculadora científica NO programable** sin función de graficar. **Se decomisará cualquier calculadora con funciones no permitidas**. Usar **TABLAS PERIÓDICAS ajenas** a la incluida en el examen **NO** está permitido por ningún motivo.
7. **Sugerimos MUY FUERTEMENTE** que empieces con las preguntas que te parezcan **MÁS FÁCILES**. Cuando revises el examen intenta **identificar** las preguntas que **más facilidad** tengas para resolver.
8. Debes **DEJAR de trabajar** inmediatamente cuando se dé la señal de finalización. Cualquier demora en hacerlo puede resultar en **tu DESCALIFICACIÓN**.

**¡Mucha Suerte!**

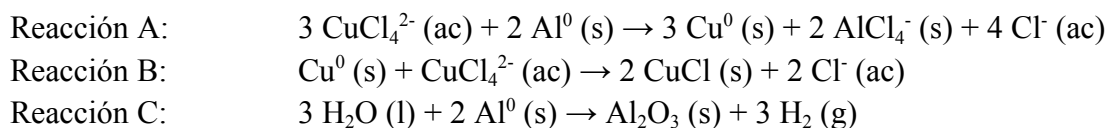
## QUÍMICA INORGÁNICA, PROBLEMA 1: QUÍMICA DE COORDINACIÓN (15 puntos)

**Problema 1.1.** El tetraclorocuprato se genera en disolución acuosa al formarse un enlace de coordinación entre un ión cobre  $2+$  y cuatro iones cloruro. Los enlaces de coordinación (también llamados dativos) son enlaces covalentes formados por dos átomos en los cuales uno de ellos aporta el par de electrones, a diferencia de los enlaces covalentes más comunes donde ambos átomos proporcionan un electrón. En un enlace de coordinación, la molécula, átomo o ión que aporta el par de electrones es llamado ligante, mientras que la especie que acepta el par de electrones es llamado ácido de Lewis. **a)** Se tienen tres especies químicas, agua, cloruro, y cobre  $2+$ , indica cuál de estas tres es el ácido de Lewis. **b)** La sustancia que se utilizó al principio del protocolo es sulfato de cobre pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), calcula la masa molar de esta sustancia.

5 puntos

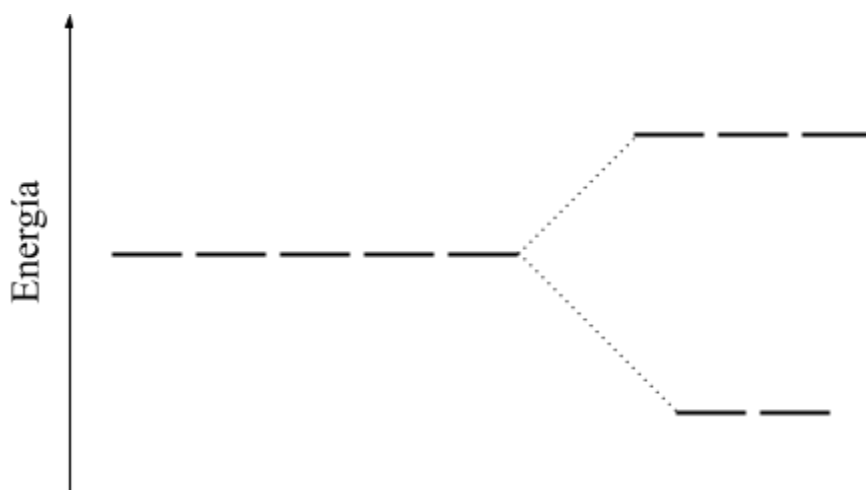
**Problema 1.2.** La reacción del tetraclorocuprato ( $\text{CuCl}_4^{2-}$ ) con el aluminio ( $\text{Al}^0$ ) es bastante curiosa, ya que los productos finales que se forman dependen de la cantidad de aluminio que se agrega. Si bien la reacción principal implica la formación de cobre metálico (reacción A), si se agota el aluminio antes que el tetraclorocuprato, este último puede reaccionar con el cobre metálico formando cloruro de cuproso (reacción B), el cual es una sal del ión cobre  $1+$ . Si por el contrario, hay un exceso de aluminio, al agotarse el tetraclorocuprato el aluminio puede seguir reaccionando con el agua formando hidrógeno y óxido de aluminio (reacción C). **a)** En cada reacción circula el agente oxidante y subraya el agente reductor. **b)** Basándote en tus observaciones experimentales, indica si el conjunto de estas reacciones que ocurrió en los tubos de ensayo 1, 2 y 3 son exotérmicas o endotérmicas, explica brevemente tu respuesta. **c)** Indica el estado de oxidación (número de oxidación) del aluminio en el tetracloroaluminato ( $\text{AlCl}_4^-$ ) que se forma durante la reacción A.

5 puntos



**Problema 1.3.** Un átomo de cobre sólo en el espacio tiene cinco orbitales “d” degenerados. Al ser rodeado por otras especies químicas (como lo puede ser el ion cloruro) la distribución electrónica cambia, haciendo que los orbitales “d” cambien de energía perdiendo su degeneración. Dependiendo de la geometría del compuesto de coordinación cada orbital puede subir o bajar de energía, como se muestra en el diagrama para un compuesto de coordinación tetraédrico como lo es el tetraclorocuprato. **a)** Escribe la configuración electrónica completa para el ión cobre  $2+$  e indica cuantos electrones tiene en sus orbitales 3d. **b)** Explica qué significa la palabra “degenerado” cuando se dice que los orbitales están degenerados. **c)** Considerando que en el diagrama cada raya representa un orbital “d”, escribe cómo quedarían distribuidos los electrones.

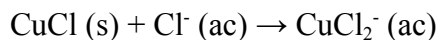
5 puntos



**QUÍMICA ANALÍTICA, PROBLEMA 2: CLORURO Y COBRE (15 puntos)**

**Problema 2.1.** Cuando en una disolución hay un exceso de ión cloruro, el cloruro cuproso, el cual es insoluble, puede formar un ión coordinado llamado diclorocuprito con fórmula  $\text{CuCl}_2^-$ . La formación de este complejo solubiliza al cloruro cuproso. Dentro del recuadro se expresa la ecuación química de la reacción así como la expresión de la constante de equilibrio de formación del compuesto de coordinación ( $K_{\text{FC}}$ ). Dicha constante tiene un valor de  $1 \times 10^5$ . **a)** Explica brevemente la razón por la cual, en la expresión de la  $K_{\text{FC}}$  no esté incluida la concentración molar del cloruro cuproso. **b)** Calcula la concentración analítica total de cloruro (presente como ión cloruro libre y ión cloruro coordinado a átomos de cobre) necesaria para solubilizar cloruro cuproso hasta una concentración de 0.22011 molar.

**5 puntos**



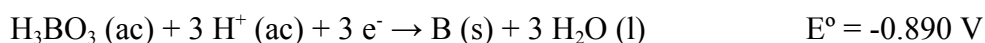
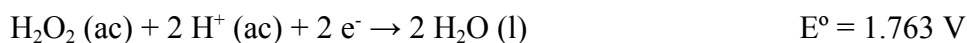
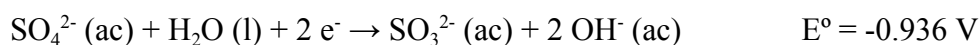
$$K_{\text{FC}} = [\text{CuCl}_2^-] \div [\text{Cl}^-]$$



**Problema 2.2.** En presencia de algún agente oxidante y exceso de ión cloruro, el diclorocuprito puede reaccionar para formar tetraclorocuprato:  $\text{CuCl}_2^- (\text{ac}) + 2 \text{Cl}^- (\text{ac}) \rightarrow \text{CuCl}_4^{2-} (\text{ac}) + 1 \text{e}^-$ . En el laboratorio se cuenta con varios potenciales agentes oxidantes, entre ellos está el sulfato de sodio (portador de ión sulfato  $\text{SO}_4^{2-}$ ), el peróxido de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) y el ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ). En el recuadro se muestran sus semirreacciones de reducción así como sus potenciales estándar.

**a)** Indica cuál sería el oxidante más fuerte de los que se tienen a disposición. **b)** Balancea por método redox a la ecuación para la reacción del oxidante que seleccionaste con el diclorocuprito. **c)** Indica si esta reacción presentaría un cambio de color según tus conocimientos, en caso de presentarlo, indica el color inicial y el color final.

**5 puntos**



**Problema 2.3.** El ión hexaacuocobre(II) con fórmula  $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$  presenta comportamiento ácido base, liberando un protón ( $\text{H}^+$ ) para formar otro compuesto de coordinación. **a)** Indica la fórmula química del ión que representa a la base conjugada del ión hexaacuocobre. **b)** Si se usa un exceso de base, este ión se desprotona una vez más, formando un precipitado con fórmula  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . El cual tiene una constante de solubilidad ( $K_s$ ) de  $1.6 \times 10^{-19}$ . Considerando que una disolución tiene un pOH de 5 (es decir  $[\text{OH}^-] = 10^{-5}$ ), y que la expresión de la constante de solubilidad es  $K_s = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$ . Calcula la máxima concentración molar que puede alcanzar el ión  $\text{Cu}^{2+}$  antes de precipitarse el  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

**5 puntos**

**FIN DEL EXAMEN**