

V OLIMPIADA HONDUREÑA DE QUÍMICA PROTOCOLO EXPERIMENTAL CATEGORÍA ANTOINE LAVOISIER

Autores: Fredy Rodríguez, Claudia Coca, Marcio Rodríguez, Adal Martínez, Ethan Marín, Wilmer Miranda, Saúl Soto Zúñiga y Adrián Gallardo Loya

Código de participante: _____

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 3 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 Antoine Lavoisier 7º, 8º y 9º, excluyendo al 9º 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. Requieres 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**. Considera adicionalmente que por **questiones de seguridad**, en este experimento **DEBES USAR EL EQUIPO DE PROTECCIÓN PERSONAL EN TODO MOMENTO**. 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.

EXPERIMENTAL: COBRE CÍCLICO

El elemento químico conocido como el cobre, con número atómico 29, es uno de los más minados en todo el mundo, siendo los principales productores del mundo Chile, Perú y la República Democrática del Congo. Su principal aplicación es para electrónica, siendo el principal componente del cableado. En sí el cobre es uno de los pocos metales que cuentan con un color característico distinto al plateado o al gris, siendo las únicas otras excepciones el cesio y el oro, que son de color dorado, así como el osmio, que es de color azulado.



El cobre también es de los pocos elementos que se encuentran en la naturaleza de forma nativa, es decir, se puede encontrar en su forma elemental, en este caso metálica. Sin embargo, el cobre nativo es poco común, siendo incluso artículos de colección. Lo más común es encontrar al cobre en estado de oxidación II o I, es decir, como sal. Algunas de las sales presentes en los minerales comunes del cobre son: CuFeS_2 , Cu_2S , CuS , Cu_2O , CuO , CuCO_3 .

Como tal, el cobre es un elemento único en muchos aspectos, algunos de los cuales se han mencionado. Hoy te tocará hacer algunas reacciones con el fin de convertir cobre metálico en... cobre metálico también. ¿Entonces por qué se hace este experimento? Resulta que la química nos permite explorar muchos compuestos por los que transitamos en un camino circular para llegar aunque sea al mismo producto. Puesto de manera literal, convertiremos al cobre en distintos compuestos químicos en un orden específico, para después regresarlo a ser cobre metálico.

MATERIALES:

POR MESA:

- | | | |
|---------------------------------|-------------------------|------------------|
| - Vaso de plástico transparente | - Papel aluminio | |
| - Vaso de precipitados 250 mL | - Gotero (pipeta Beral) | - Palo de madera |

POR SALÓN:

- | | | |
|-------------------------------|--------------------------------|---------------------|
| - Probeta 250 mL | - Probeta 50 mL (3) | - Piseta |
| - Erlenmeyer de 1000 mL | - Termómetro | - Manómetro |
| - 1 L Ácido clorhídrico 1.0 M | - 1 L Hidróxido de Sodio 1.0 M | - 65 mL Ác. nítrico |
| - Cable de cobre de 12.5 g | - Agitador de vidrio | |

REVISIÓN DE EQUIPO DE PROTECCIÓN PERSONAL:

Firma del evaluador para:

1p. de penalización por cada falta Gabacha Cofia Pantalón Calzado Guantes Lentes Mascarilla

INSTRUCCIONES:

Previo al comienzo de tu práctica se hará una demostración experimental en la cual se agregarán 12.5g de cobre metálico (Cu) a un matraz erlenmeyer de 1L que contiene 65 mL de ácido nítrico (HNO₃) concentrado (68% HNO₃ en masa, el resto siendo agua).

La disolución resultante contiene nitrato de cobre II (Cu(NO₃)₂) la cual estará disuelta en agua junto con un poco de ácido nítrico sobrante, los supervisores del examen llenarán con agua esta disolución hasta llegar a los 250 mL de mezcla, esto para repartir una alícuota a cada equipo.

A partir de la alícuota de 10 mL de la mezcla que te entreguen dentro del vaso de plástico realiza el siguiente procedimiento:

1. En una probeta mide 40 mL de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 1.0 mol/L. Vierte estos 40 mL de la disolución de hidróxido de sodio 1.0 M a un vaso de precipitados de 250 mL **vacío**. Para este paso es fundamental que tengas **TODO el equipo de protección personal**.
 2. Añade gota a gota la disolución de nitrato de cobre a la disolución de hidróxido de sodio usando el gotero proporcionado. Realiza anotaciones sobre la reacción química. Después de agregar espera un tiempo más para observar si hay un cambio en los productos.
 3. En otra probeta se deben medir 40 mL de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 1.0 mol/L. Agregar **lentamente** esta disolución al vaso de precipitados de 250 mL. Utiliza el palo de madera para agitar la mezcla. Realiza anotaciones sobre la reacción química.
 4. Agregar la lámina de papel aluminio proporcionada a la mezcla. Realiza anotaciones sobre la reacción química.
 5. Apunta la temperatura y presión a la que se está trabajando: _____ °C _____ atm
 6. Una vez terminado el experimento recoge y limpia todo tu material, desecharando 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:
3p. de penalización en caso de no limpiar

FIN DEL PROTOCOLO

**V OLIMPIADA HONDUREÑA DE QUÍMICA
EXAMEN EXPERIMENTAL
CATEGORÍA ANTOINE LAVOISIER**

Autores: Fredy Rodríguez, Claudia Coca, Marcio Rodríguez, Adal Martínez, Ethan Marín, Wilmer Miranda, Saúl Soto Zúñiga y Adrián Gallardo Loya

Código de participante: _____ **Puntaje:** _____ /40
Penalización: _____ /-10

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 exámen.
3. **Deberás leer el exámen en su totalidad y verificar que el exámen cuente con todas las 5 páginas de preguntas**, en caso de que falten páginas notifica a un supervisor. **Verifica** que el examen corresponda a tu **categoría** (este es el protocolo de la categoría Antoine Lavoisier 7º, 8º y 9º, excluyendo al 9º 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 preguntas con * **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. Requieres 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 exámen intenta **identificar** las preguntas que más facilidad tengas para resolver. **No te detengas mucho tiempo en preguntas que no puedes resolver**.
8. Debes **DEJAR** de **trabajar** inmediatamente cuando se dé la señal de finalización. Cualquier demora en hacerlo puede resultar en **tu DESCALIFICACIÓN**.

EXPERIMENTAL, PROBLEMA 1: COMPUESTOS DE COBRE (15 puntos)

Problema 1.1. Durante la elaboración del paso 2 se observó la precipitación de hidróxido de cobre II ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) el cual cambia de color lentamente debido a la pérdida de una molécula para formar óxido de cobre II (CuO).

- a)** Indica la fórmula química de la molécula que se pierde durante esta reacción.
b) Escribe la ecuación para dicha reacción química.

a) 1 punto	b) 2 puntos $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \underline{\hspace{2cm}}$
-------------------	--

Problema 1.2. Durante la elaboración del paso 3 se observa que el aluminio metálico (Al) reacciona con el cloruro de cobre II formado en el paso anterior (CuCl₂). Esta reacción produce cobre metálico (Cu) y cloruro de aluminio (AlCl₃).

- a)** Balancea la ecuación de reacción química.
b) Se realiza otro experimento en donde se tienen 30 mol de CuCl_2 y se quiere calcular cuánto aluminio se requiere para que haya una reacción completa, indique cuantos mol se requieren.

<p>a) 3 puntos</p> <p>$\underline{\hspace{1cm}} \text{CuCl}_2 + \underline{\hspace{1cm}} \text{Al} \rightarrow \underline{\hspace{1cm}} \text{Cu} + \underline{\hspace{1cm}} \text{AlCl}_3$</p>	<p>b) 2 puntos</p> <p>$\underline{\hspace{1cm}}$ mol de Al</p>
---	--

Problema 1.3. Bajo las condiciones del laboratorio, la reacción mostrada entre el cobre metálico (Cu) y el ácido nítrico (HNO_3) forman como producto nitrato de cobre II ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$), dióxido de nitrógeno (NO_2) y agua (H_2O).

- a)** Calcula la masa molar del $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en g/mol.
***b)** Balancea la ecuación de reacción química usando el método redox.

EXPERIMENTAL, PROBLEMA 2: ÓXIDOS DE NITRÓGENO (25 puntos)

Problema 2.1. Cuando no hay un exceso de ácido nítrico la reacción entre el cobre metálico (Cu) y el ácido nítrico (HNO₃) forma monóxido de nitrógeno (NO) en vez de dióxido de nitrógeno: $3 \text{ Cu} + 8 \text{ HNO}_3 \rightarrow 3 \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{ NO} + 4 \text{ H}_2\text{O}$.

a) Calcula la cantidad de mol de Cu que hay en 12.5 g de Cu.

b) A partir de tu respuesta anterior, calcula cuántos mol de monóxido de nitrógeno (NO) se pueden producir con esta cantidad de cobre.

a) 2 puntos	b) 3 puntos
Cantidad de Cu: _____ mol	Cantidad de NO: _____ mol

Problema 2.2. En un laboratorio, que tiene las mismas condiciones de temperatura y presión que apuntaste durante el protocolo, se produjeron 2 g de monóxido de nitrógeno (NO) los cuales se contuvieron en un globo.

a) Calcula cuántos mol de NO se produjeron.

*b) Calcula el volumen en litros que ocupará el globo de acuerdo a tu resultado en el inciso anterior y las condiciones que apuntaste durante el protocolo.

a) 2 puntos	b) 3 puntos
Cantidad de NO: _____ mol	$\mathbf{P \cdot V = n \cdot R \cdot T_K}$ <p>R: 0.082 atm L / mol K $T_K = T_{\text{C}} + 273.15$</p> <p>Volúmen del globo: _____ L</p>

Problema 2.3. El monóxido de nitrógeno (NO) puede reaccionar con oxígeno molecular (O₂) para formar dióxido de nitrógeno (NO₂) de acuerdo a la siguiente reacción: 2NO + O₂ → 2NO₂. Se introducen en un recipiente cerrado 4 mol de NO y 2 mol de O₂ los cuales alcanzan una presión total de 6 atm, siendo desconocida la temperatura del contenedor, el cual tiene un volumen fijo de 15 litros.

a) Indicar la presión cuando termine la reacción y solo haya NO_2 en el contenedor, la temperatura se mantiene constante.

b) Calcula la temperatura de este contenedor en Kelvin y °Celsius.

a) 2 puntos	b) 3 puntos $P \cdot V = n \cdot R \cdot T_K$ R: 0.082 atm L / mol K $T_K = T^{\circ}C + 273.15$
Presión final: _____ atm	Temperatura en Kelvin: _____ Temperatura en $^{\circ}$ Celsius: _____

Problema 2.4. Los óxidos de nitrógeno reportados en la literatura química son los siguientes: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 y N_2O_5 .

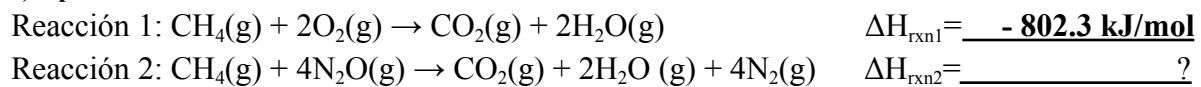
a) Indica los estados de oxidación del nitrógeno en estos óxidos.

b) Dibuja la estructura de Lewis del N_2O .

***c)** (próxima página) El monóxido de dinitrógeno (N_2O) es un comburente usado en vehículos de carreras, supuestamente porque la combustión del combustible es más energética que si fuera a realizarse solo con oxígeno molecular (O_2). Calcula la diferencia de entalpía de esa “Reacción 2” usando la ley de Hess y las entalpías de formación, también indica cual reacción da más energía por mol de metano (CH_4).

a) 2.5 puntos	b) 2.5 puntos
N_2O :	_____
NO :	_____
N_2O_3 :	_____
NO_2 :	_____
N_2O_5 :	_____

c) 5 puntos



$$\Delta H_f \text{ CH}_4 = - 74.8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f \text{ N}_2\text{O} = + 82.1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f \text{ O}_2 = 0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f \text{ CO}_2 = - 393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f \text{ H}_2\text{O} = - 241.8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f \text{ N}_2 = 0 \text{ kJ/mol}$$

Ley de Hess: $\Delta H_{\text{rxn}} = \sum (n(\Delta H_f))_{\text{productos}} - \sum (n(\Delta H_f))_{\text{reactivos}}$

n: coeficiente estequiométrico de cada reactivo o producto.

Σ : Suma total de cada uno de los reactivos o productos.

$\Delta H_{\text{rxn2}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ kJ/mol}$ La reacción que da más energía por mol de CH_4 es la: $\underline{\hspace{2cm}}$