

**IV OLIMPIADA HONDUREÑA DE QUÍMICA  
PROTOCOLO EXPERIMENTAL  
CATEGORÍA ANTOINE LAVOISIER**

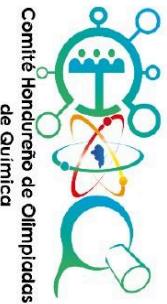
**Autores:** Adrián Gallardo Loya y Saúl Soto Zúñiga

**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 5 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, mascarilla, lentes de seguridad, pantalón y calzado adecuado**, así como **buenas prácticas de seguridad**. Considera adicionalmente que **por cuestiones de seguridad, en este experimento NO DEBES USAR GUANTES**. 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.

# Tabla Periódica de los Elementos Químicos

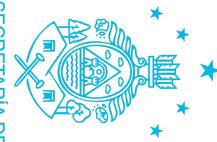


\*\*\* H  
Ciencia,  
Tecnología,  
e Innovación  
Gobierno de la República

Leyenda:

Nombre del Elemento	Número Atómico	Simbolo	Masa Molar
Boro	5	C	10.811
B	13	Si	28.0855
Carbono	6	P	30.97376
C	14	S	32.065
Nitrógeno	7	Cl	35.453
N	15	Ar	39.984
Oxígeno	8	He	4.002602
O	16	Ne	20.1797
Fluor	9	Neón	10
F	17		
Azufre	18		
Cloro	19		
Cl	20		
Gálio	21		
Ga	22		
Cobre	23		
Cu	24		
Zinc	25		
Zn	26		
Cobalto	27		
Co	28		
Níquel	29		
Ni	30		
Hierro	31		
Fe	32		
Manganeso	33		
Mn	34		
Hierro	35		
Cr	36		
Cromo	37		
Cr	38		
Zirconio	39		
Zr	40		
Níobio	41		
Nb	42		
Molibdeno	43		
Tecnecio	44		
Rutenio	45		
Rhodium	46		
Rh	47		
Paladio	48		
Plata	49		
Cadmio	50		
In	51		
Indio	52		
Antimónio	53		
Te	54		
Selenio	55		
Sb	56		
Yodo	57		
Br	58		
Kr	59		
Kripton	60		
Fluor	61		
Dysposio	62		
Tb	63		
Holmio	64		
Gadolinio	65		
Terbio	66		
Europio	67		
Gd	68		
Tulio	69		
Ho	70		
Er	71		
Tm	72		
Yttrio	73		
Yb	74		

Lantano	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Dysposio	Holmio	Europio	Tulio	Yttrio
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
138.9055	140.1116	140.95765	144.24	[145]	150.36	151.964	157.25	158.9253	162.50	164.930	167.259	168.934	173.04
Actinio	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendeleyio	Nobelio
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
[227]	[232.038]	[231.0359]	[238.0289]	[237]	[244]	[243]	[247]	[247]	[286]	[289]	[290]	[293]	[294]



## EXPERIMENTAL: LA ENERGÍA DE LA CAÑA DE AZÚCAR (10 puntos)

La caña de azúcar es uno de los recursos naturales más importantes de nuestro país, se usa para producir sacarosa, mejor conocida como azúcar de mesa. El azúcar se exporta internacionalmente, generando más de 200,000 empleos a nivel nacional. Aunque el uso tradicional que se le da a la sacarosa es como edulcorante, esta también se usa como materia prima en otras industrias. Casi todos los usos que se le puede dar al azúcar emplean biotecnología, usando microorganismos como bacterias y levaduras para metabolizar la sacarosa y transformarla en otros productos como el ácido cítrico, vinagre, ácido oxálico, glicerina, entre otros. Un ejemplo es la producción de alcohol etílico como combustible, siendo este un aditivo a la gasolina en algunos países.



Las plantas condensan agua y dióxido de carbono para generar carbohidratos, lo cual es interesante ya que la reacción no se favorece termodinámicamente, requiere de la acción de luz solar para lograr producir los carbohidratos más energéticos. Es relevante discutir que la caña de azúcar y el azúcar que produce tienen mucha energía químicamente hablando; misma que usa nuestro cuerpo cuando la consumimos con moderación. Sin embargo, esta se puede usar directamente para generar energía, cuando se mezcla con un agente oxidante como el nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ), y al encender la mezcla resultante se produce una reacción exotérmica. Esta reacción libera humo debido a la combustión incompleta del azúcar.

El experimento que elaborarás consiste en la creación de una bomba de humo a partir de jugo de caña de azúcar y nitrato de potasio. A lo largo del protocolo se te guiará paso a paso con el objetivo de que logres hacer tu propia bomba de humo.

### MATERIALES:

- |                      |                          |                      |
|----------------------|--------------------------|----------------------|
| - Parrilla eléctrica | - Jugo de caña de azúcar | - Palillo de madera  |
| - Alcohol etílico    | - Brixómetro             | - Balanza granataria |
| - Lata de aluminio   | - Nitrato de potasio     | - Probeta de 500 mL  |
| - Papel encerado     | - Encendedor             | - Papel toalla       |

### REVISIÓN DE EQUIPO DE PROTECCIÓN PERSONAL:

(4 puntos)

Firma del evaluador para:

Gabacha   Cofia   Pantalón   Calzado   Mascarilla   Lentes

## INSTRUCCIONES:

1. Utiliza el Brixómetro para medir los grados Brix del jugo de caña de azúcar: \_\_\_\_\_ °Bx. Cada grado Brix equivale a un gramo de sacarosa por cada 100 gramos de jugo.
2. Pesa la lata de aluminio vacía, después mide exactamente 200 mL de jugo de caña de azúcar usando la probeta y agregalos a la lata. En este momento notifica a un evaluador para que califique tu técnica de medición de volúmenes\*\* Esta calificación se recibe individualmente. Después pesa la lata con los 200 mL de jugo y calcula la masa de jugo agregada así como la densidad del jugo.

Masa lata vacía: \_\_\_\_\_ g

Masa lata con jugo: \_\_\_\_\_ g

Masa de jugo: \_\_\_\_\_ g

$$\text{Densidad: } \rho = \frac{m}{v} \quad \rho: \text{Densidad, } m: \text{Masa, } v: \text{Volumen}$$

Densidad del jugo: \_\_\_\_\_ g/mL (1 punto)

\*\*Calificación de medición de volúmenes con firma del evaluador: (1 punto)

Usando la medición de grados Brix y la masa del jugo, calcula la cantidad de sacarosa en la cantidad de jugo que mediste. Recuerda que cada grado Brix equivale a un gramo de sacarosa por cada 100 gramos de jugo.

Cantidad de sacarosa: \_\_\_\_\_ g (1 punto)

3. Ahora se debe agregar nitrato de potasio con la finalidad de que la mezcla tenga una proporción de 35 % sacarosa y 65 % nitrato de potasio. Calcula la cantidad de nitrato de potasio que se debe agregar, después pesala y agregala al jugo de caña.

Cantidad de nitrato de potasio: \_\_\_\_\_ g (1 punto)

4. Enciende la parrilla eléctrica y calienta la lata con la finalidad de evaporar la mayor cantidad de agua. Durante el proceso debes agitar circularmente para asegurarte de que la mezcla quede homogénea y que la bomba de humo funcione, para esto usa un palillo de madera. Si la mezcla burbujea o humea demasiado, esta se debe retirar de la parrilla por unos momentos hasta que deje de reaccionar. Calienta la mezcla hasta que tenga una apariencia achicharrada. Recuerda que a lo largo del procedimiento no deberás usar guantes. En caso de que la bomba de humo se encienda prematuramente debes retirarla tranquilamente del laboratorio y solicitar la ayuda de un

supervisor. Recuerda que en todo momento es importante mantener la calma para evitar accidentes.

5. Vierte cuidadosamente la mezcla a un papel encerado con la finalidad de que se solidifique al enfriarse. Espera hasta que la mezcla esté completamente sólida. Si la mezcla aún es viscosa al enfriarse necesitarás regresarla a la lata y calentarla más tiempo.
6. Una vez tengas la mezcla sólida llevala al lugar designado y enciéndela con ayuda de un supervisor. Cuando la mezcla humee notifica a un evaluador para recibir el puntaje correspondiente\*\* Esta calificación se recibe por equipo.
7. Finalmente, al terminar el experimento, recoger y/o tirar los materiales de la forma solicitada.

\*\*Calificación del resultado del experimento con firma del evaluador: **(2 puntos)**

**FIN DEL PROTOCOLO**

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

**Autor:** Adrián Gallardo Loya y Saúl Soto Zúñiga

**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 exámen.
3. Deberás leer el exámen en su totalidad y verificar que el exámen 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 Antoine Lavoisier 7º, 8º y 9º, excepto 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 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. 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.
8. Debes **DEJAR de trabajar** inmediatamente cuando se dé la señal de finalización. Cualquier demora en hacerlo puede resultar en **tu DESCALIFICACIÓN**.

## CONSTANTES, UNIDADES Y FÓRMULAS

### Constantes:

Calor específico del agua:	$C_p = 4.1813 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$
Calor latente de vaporización del agua:	$L = 2271.0 \text{ J g}^{-1}$
Entalpía de combustión del butano:	$\Delta H_c = -2878.5 \text{ kJ mol}^{-1}$
Constante ebulloscópica del agua:	$K_b = 0.507 \text{ }^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$
Temperatura de ebullición del agua:	$T_b = 100 \text{ }^{\circ}\text{C}$

### Entalpías de formación de algunas sustancias:

Sacarosa sólida ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ):	$\Delta H_f = -2221.8 \text{ kJ mol}^{-1}$
Nitrato de potasio sólido ( $KNO_3$ ):	$\Delta H_f = -495.0 \text{ kJ mol}^{-1}$
Dióxido de carbono gaseoso ( $CO_2$ ):	$\Delta H_f = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$
Nitrito de potasio sólido ( $KNO_2$ ):	$\Delta H_f = -379.6 \text{ kJ mol}^{-1}$
Agua gaseosa ( $H_2O$ ):	$\Delta H_f = -241.8 \text{ kJ mol}^{-1}$

### Fórmulas:

Calor específico:	$Q = m C_p \Delta T$
Q: Energía calorífica, m: Masa del sistema, $C_p$ : Calor específico, $\Delta T$ : Cambio de temperatura	

Calor del proceso de ebullición:	$Q = m L$
Q: Energía calorífica, m: Masa del sistema, L: Calor latente de vaporización	

Concentración molal:	$C_m = n \div m$
$C_m$ : Concentración molal, n: Mol de soluto, m: Masa del disolvente.	

Ascenso ebulloscópico:	$\Delta T_b = K_b C_m$
$\Delta T_b$ : Incremento en la temperatura de ebullición, $K_b$ : Constante ebulloscópica, $C_m$ : Concentración molal	

$T_b$ tras ascenso ebulloscópico:	$T_f = T_b + \Delta T_b$
$T_f$ : Temperatura de ebullición de la mezcla, $T_b$ : Temperatura de ebullición del disolvente puro,	
$\Delta T_b$ : Incremento en la temperatura de ebullición	

Ley de Hess:	$\Delta H_{rxn} = \sum n(\Delta H_f \text{ productos}) - \sum n(\Delta H_f \text{ reactivos})$
$\Delta H_{rxn}$ : Entalpía de la reacción, $\Delta H_f$ : Entalpía de formación	

**FISICOQUÍMICA, PROBLEMA 1: EL PODER DE LA COMBUSTIÓN (15 puntos)**

**Problema 1.1.** Para el rango de temperatura en la cual se trabajó el experimento y las condiciones físicas, el calor específico de agua ( $C_p$ ) y su calor latente de vaporización ( $L$ ) se mantiene constante. **a)** Calcular la cantidad de energía ( $Q$ ) en kJ necesaria para elevar la temperatura de 200 g de agua con una temperatura inicial de 20 °C, hasta 100 °C. **b)** Después de llegar a los 100 °C, el agua se debe evaporar en su totalidad. Calcula la cantidad de energía ( $Q$ ) en kJ que ocupa este proceso. **c)** Suponiendo que se está calentando con una estufa de butano, así como su la entalpía de combustión ( $\Delta H_c$ ), calcula la cantidad de mol de butano que se ocuparían para llevar a cabo el proceso del inciso **a** y **b**.

**5 puntos**

**Problema 1.2.** El fenómeno conocido como ascenso ebulloscópico es la razón por la cual una mezcla líquida tiene un punto de ebullición mayor a la del disolvente puro. La medida en la cual aumenta la temperatura de ebullición se relaciona con una ecuación empírica, la cual relaciona este aumento de temperatura con la concentración **molal** ( $C_m$ ) de los solutos. Considera que la concentración molal es diferente a la concentración molar, siendo la molal la cantidad de mol de soluto ( $n$ ) entre la masa del disolvente en kg ( $m$ ). **a)** Usando tus datos, calcula la concentración **molal** ( $C_m$ ) de sacarosa en el jugo de caña, asume que la mezcla inicial solo contiene agua y azúcar. La masa molar de la sacarosa es  $342.3 \text{ g mol}^{-1}$ . **b)** Basándote en la cantidad de nitrato de potasio que agregaste a la mezcla, calcula la concentración **molal** ( $C_m$ ) del ión nitrato y la concentración **molal** ( $C_m$ ) del ión potasio. **c)** Sumando la concentración molal de la sacarosa, con la concentración molal del ión nitrato, y la concentración molal del ión potasio, se obtiene la concentración molal total de los solutos en la mezcla. Esta concentración molal total se puede usar en la ecuación de ascenso ebulloscópico. Calcula la temperatura de ebullición de la mezcla de sacarosa y nitrato de potasio.

**5 puntos**

**Problema 1.3.** La ecuación de reacción química balanceada para la reacción que ocurre en la bomba de humo al final del experimento es la siguiente:



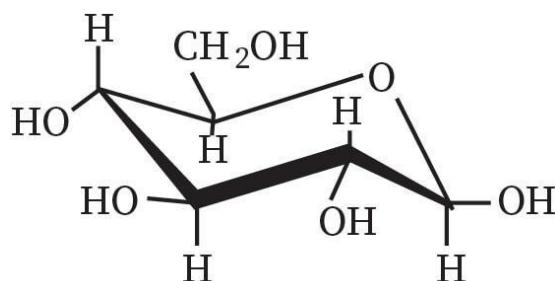
Usando las entalpías de formación ( $\Delta H_f$ ) de todas las sustancias involucradas, y la ley de Hess, calcula la entalpía de la reacción ( $\Delta H_{rxn}$ ).

**5 puntos**

## QUÍMICA ORGÁNICA, PROBLEMA 2: CARBOHIDRATOS (15 puntos)

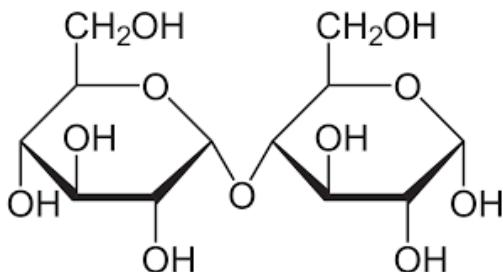
**Problema 2.1.** Los carbohidratos suelen ser muy solubles en agua debido a la formación de puentes de hidrógeno. En particular hay varios grupos presentes en estos carbohidratos que facilitan este tipo de interacciones. A continuación se muestra la estructura de la molécula de glucosa. **a)** Indica el nombre del grupo funcional responsable de la formación de estos puentes de hidrógeno. **b)** Circula las posiciones donde se encuentra este grupo funcional en la molécula.

5 puntos



**Problema 2.2.** Los carbohidratos sencillos como la glucosa o la fructosa se pueden condensar entre ellos para formar moléculas llamadas disacáridos. La unión entre estos carbohidratos se llama enlace glucosídico, químicamente es un grupo funcional llamado éter, sin embargo no todos los éteres de los disacáridos son enlaces glucosídicos. Circula la posición del enlace glucosídico en la molécula de maltosa, mostrada a continuación. Considera que la maltosa es el disacárido formado por la condensación de dos moléculas de glucosa.

5 puntos



**Problema 2.3. a)** Escribe la fórmula molecular de la glucosa, cuya estructura se encuentra en el problema 2.1. **b)** La fórmula química de la maltosa es  $C_{12}H_{22}O_{11}$  igual que la de la sacarosa. Indica cómo se llama la relación entre este tipo de compuestos que comparten una misma fórmula pero estructuras químicas distintas.

5 puntos