



GOBIERNO DE LA
REPÚBLICA DE HONDURAS
★ ★ ★ ★ ★

SECRETARÍA
DE EDUCACIÓN



VI OLIMPIADA HONDUREÑA DE QUÍMICA
PRIMER EXAMEN DEPARTAMENTAL
CATEGORÍA ANTOINE LAVOISIER
Autores: Adal Martínez y Rodrigo Moreno

Nombre del estudiante: _____ **Puntaje:** /100
Centro Educativo: _____ **Grado:** _____
Departamento: _____ **Municipio:** _____ **Tutor:** _____

INSTRUCCIONES PARA EL EXAMEN:

1. Debes escribir **tu información** dentro del espacio indicado en esta primera página del examen.
2. Dispones de un periodo de **20 minutos** para **revisar** el exámen, después de este periodo cuentas con **3.5 HORAS** para trabajar en los problemas. **No leas las preguntas** hasta que se indique el comienzo del periodo de revisión.
3. Durante los **20 minutos** del periodo de revisión **deberás leer el exámen en su totalidad**. Durante este periodo deberás **verificar que el exámen cuente con todas las 14 páginas de preguntas**, en caso de que falten páginas notifica a un supervisor. **Verifica** que el examen corresponda con 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 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. 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**. Aprovecha el periodo de revisión para **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**.

¡Mucha Suerte!

QUÍMICA ANALÍTICA, PROBLEMA 1: AGUA DEL MAR CARIBE (25 puntos)

Un equipo de investigadores del Mar Caribe estudia la composición química del agua marina cerca de una zona arrecifal vulnerable. Se recolecta una muestra de 1,000 L de agua de mar con una densidad de 1.025 g/mL a 25 °C.



El análisis químico realizada revela las siguientes concentraciones:

- NaCl: 27.0 g/L
- MgSO_4 : 3.4 g/L
- CaCl_2 : 1.2 g/L

Problema 1.1. a) Explique las siguientes formas de concentración: molaridad, molalidad, normalidad, formalidad, ppm y fracción molar.

b) Indique en qué tipo de estudios o aplicaciones se utiliza cada una de ellas.

a) 3 punto	b) 2 punto
--------------------------	--------------------------

Problema 1.2. a) Explique la diferencia entre **molaridad** y **formalidad** en soluciones de electrolitos fuertes. **b)** Utilice como ejemplo el NaCl para justificar su respuesta.

c) Discuta brevemente cómo influyen las **interacciones iónicas** y la **no idealidad** en sistemas reales.

a) 1 puntos	b) 1 puntos
---------------------------	---------------------------

c) 1 puntos

Problema 1.3. *a) Calcule los moles por litro (mol/L) de cada soluto presente en la solución.

***b)** Determine la molaridad total de iones considerando la disociación completa de:

- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

***c)** Exprese el resultado final en mol/L de iones totales.

a) 2 puntos

b) 2 puntos

c) 1 puntos

Problema 1.4. *a) Calcule la masa total de la solución usando la densidad dada. ***b)** Determine la masa total de los solutos. ***c)** Calcule la masa del solvente (agua) en kg. ***d)** Determine el número total de moles de soluto. ***e)** Calcule la molalidad total de la solución (mol/kg).

a) 1 puntos	b) 1 puntos
c) 1 puntos	d) 1 puntos
e) 1 puntos	

Problema 1.5. *a) Calcule la concentración de CaCl_2 en ppm. b) Interprete el resultado en términos de contaminación o concentración relativa en agua marina.

a) 1 puntos	b) 1 puntos
-------------	-------------

Problema 1.6. *a) Determine los moles de agua (H_2O) presentes en la solución. b) Calcule el número total de moles del sistema. *c) Determine la fracción molar del NaCl .

a) 2 puntos	b) 1 puntos
c) 2 puntos	

QUÍMICA ANALÍTICA, PROBLEMA 2: HIERRO EN AGUAS SUBTERRÁNEAS (25 puntos)

En una comunidad rural se analiza agua subterránea que contiene hierro(II) disuelto. Para mejorar la calidad del agua se estudia su oxidación con permanganato de potasio en medio ácido, para así posteriormente poder precipitarlo y separarlo.



En el laboratorio se mezclan 25.0 mL de una disolución de KMnO_4 de concentración 0.0200 mol/L con 40.0 mL de una disolución de FeSO_4 de concentración 0.100 mol/L, en presencia de exceso de ácido sulfúrico.

Problema 2.1. **a)** Calcule los moles de KMnO_4 contenidos en 25.0 mL de una disolución de 0.0200 mol/L. **b)** Calcule la masa de FeSO_4 disuelta en 40.0 mL de la disolución 0.100 mol/L. **c)** Una muestra de agua presenta las siguientes formas de expresar la concentración de hierro disuelto:

Muestra A: 2.82 ppm de Fe

Muestra B: 2.76 mg/L de Fe

Muestra C: 5.10×10^{-5} mol/L de Fe

Muestra D: 0.000274 % m/v de Fe

Suponiendo densidad 1.00 g/mL, ordena de modo ascendente las concentraciones de las muestras e indique cuál de las cuatro muestras anteriores sería la más contaminada en hierro.

a) 2 punto

b) 2 puntos

c) 3 punto

--

Problema 2.2. a) Balancee la ecuación iónica neta de la reacción descrita al inicio por el método redox en medio ácido. Recuerda que uno de los productos será Mn^{2+} .

b) Identifique la especie que se oxida y la especie que se reduce.

c) Indique el agente oxidante y el agente reductor.

a) 4 punto	
b) 1 punto	c) 1 puntos

Problema 2.3. *a) Calcule los moles iniciales de MnO_4^- y Fe^{2+} presentes en la mezcla.

*b) Determine el reactivo limitante.

*c) Calcule los moles de Fe^{3+} producidos al finalizar la reacción.

a) 2 punto	b) 2 puntos
------------	-------------

c) 2 punto

Problema 2.4. *a) Calcule los moles del reactivo en exceso que quedan sin reaccionar.

***b)** Si experimentalmente se obtuvieron 0.00200 mol de Fe^{3+} , calcule el rendimiento porcentual del proceso.

***c)** Calcule la masa de hierro contenida en los moles reales de Fe^{3+} obtenidos experimentalmente.

a) 2 punto

b) 2 puntos

c) 2 punto

**QUÍMICA INORGÁNICA, PROBLEMA 3: IDENTIDAD DE UN METAL
REPRESENTATIVO (25 puntos)**

En una planta de tratamiento de agua se estudia un metal representativo M utilizado en procesos de coagulación y purificación. Se sabe que M pertenece al bloque p de la tabla periódica, presenta un único estado de oxidación positivo en sus compuestos más comunes y forma un óxido anfótero. Para identificarlo, se realizan dos experimentos independientes con muestras puras del metal:



Experimento 1:

Se hacen reaccionar completamente 2.70 g del metal M con cloro en exceso, obteniéndose 13.35 g de un cloruro anhidro.

Experimento 2:

Se hacen reaccionar completamente 2.70 g del mismo metal M con oxígeno, obteniéndose 5.10 g de un óxido.

- Problema 3.1.** a) *Calcule la masa de cloro que se combinó con el metal en el Experimento 1.
b) *Calcule la masa de oxígeno que se combinó con el metal en el Experimento 2.
c) *Determine la fórmula empírica del cloruro formado.
d) *Determine la fórmula empírica del óxido formado.

a) 2 puntos	b) 2 puntos

c) 2 puntos	d) 2 puntos
-------------	-------------

Problema 3.2. a) A partir de la fórmula del cloruro obtenida en el inciso anterior, determine la masa molar aproximada del metal M.

b) Identifique el elemento M.

c) Escriba la configuración electrónica del átomo neutro del elemento identificado.

d) Indique el grupo, el período y el número de electrones de valencia del elemento M.

a) 2 puntos

b) 1 punto	c) 2 puntos
d) 2 puntos	

Problema 3.3. a) Nombre correctamente, según la nomenclatura inorgánica de la IUPAC, el cloruro y el óxido obtenidos.

b) Indique el número de oxidación del metal M en ambos compuestos.

a) 1 punto	b) 1 puntos
------------	-------------

Problema 3.4. *a) Una muestra sólida del cloruro anhidro obtenido tiene una masa de 6.675 g y se disuelve en agua hasta completar 250.0 mL de disolución. Calcule la concentración molar del cloruro de M en la disolución.

***b)** Determine la concentración molar del ion M^{3+} en la disolución, suponiendo disociación completa.

***c)** Determine la concentración molar del ion Cl^- en la disolución, suponiendo disociación completa.

a) 4 puntos	
b) 2 puntos	c) 2 puntos

QUÍMICA INORGÁNICA, PROBLEMA 4: DINÁMICA DE SEDIMENTOS (25 puntos)



La Laguna de Guaimoreto ubicada en Trujillo, Colón es un sistema lagunar costero sujeto a procesos de sedimentación controlados tanto por factores naturales como antropogénicos. En las últimas décadas, cambios en el uso del suelo han incrementado la carga de sedimentos y la presencia de compuestos químicos disueltos, incluyendo carbonatos, materia orgánica y metales transportados en solución acuosa.

Para reconstruir la historia sedimentaria, se extrae un núcleo de 50 cm y se aplican modelos de decaimiento radiactivo basados en Carbono-14 y Plomo-210. Se asume un modelo de sedimentación constante y ausencia de bioturbación significativa.

Además, el análisis químico del sedimento (densidad = 0.8 g/cm^3) revela la presencia de especies como CO_2 disuelto, H_2O , y compuestos iónicos como Pb^{2+} , cuya estabilidad depende de su estructura electrónica y de las interacciones intermoleculares presentes en el medio.

A continuación se presentan datos experimentales para cada uno de los isótopos:

	C-14	Pb-210
N_0	100 Bq/kg	200 Bq/kg
$N_{(30\text{cm})}$	25 Bq/kg	
$N_{(10\text{cm})}$		50 Bq/kg
$t_{1/2}$	5730 años	22.3 años

Problema 4.1. a) Explique el fundamento del decaimiento radiactivo exponencial, incluyendo el significado físico de la constante de decaimiento (λ) y su relación con la vida media.

b) Explique por qué el C-14 se usa para sedimentos antiguos y el Pb-210 para recientes.

a) 2 punto	b) 2 punto
------------	------------

Problema 4.2. *a) Determine la edad del sedimento a 30 cm utilizando.

***b)** Determine la tasa de sedimentación usando Pb-210 y discuta si es consistente con un modelo constante. ***c)** Calcule el flujo de masa de sedimentos ($\text{kg/m}^2 \cdot \text{año}$) considerando la tasa obtenida.

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

$$N_t = N_0 e^{-\lambda t}$$

$$F = \rho \cdot v$$

a) 4 puntos	b) 4 punto
-------------	------------

c) 3 puntos

Problema 4.3. a) Represente la estructura de Lewis de las especies presentes en el sistema y explique cómo la distribución de electrones influye en la geometría molecular de cada caso.

b) Identifique las interacciones intermoleculares predominantes en el sistema y explique cómo estas interacciones afectan la movilidad y deposición de los sedimentos.

a) 3 puntos

b) 3 puntos

Problema 4.4. a) Explique cómo las propiedades moleculares del agua (polaridad y estructura de Lewis) influyen en el transporte de sedimentos y en la adsorción de metales pesados como el plomo en ambientes lagunares

b) ¿Cómo la química molecular (estructura de Lewis e interacciones moleculares) puede influir indirectamente en los modelos de datación radiométrica, especialmente en la retención o movilidad de isótopos en los sedimentos?

a) 2 puntos

b) 2 puntos

FIN DEL EXÁMEN