



GOBIERNO DE LA
REPÚBLICA DE HONDURAS
★ ★ ★ ★ ★

SECRETARÍA
DE EDUCACIÓN



**VI OLIMPIADA HONDUREÑA DE QUÍMICA
PRIMER EXAMEN DEPARTAMENTAL
CATEGORÍA MARIE CURIE**

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 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 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 INORGÁNICA, PROBLEMA 1: 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 1.1. 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)** Calcule la edad del sedimento a 30 cm.

***c)** Determine la tasa de sedimentación usando Pb-210 y discuta si es consistente con un modelo constante.

***d)** 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) 3 punto	
b) 5 puntos	c) 5 puntos
c) 3 puntos	

En muestras del sedimento se identifican minerales que contienen iones metálicos de transición, como Fe^{3+} y Cu^{2+} . Estos iones están rodeados por ligandos formando complejos cristalinos. Se analiza la estructura electrónica mediante la teoría del campo cristalino (TCC), considerando geometría octaédrica y tetraédrica.

Datos:

$$\Delta_o (\text{octaédrico}) = 15000 \text{ cm}^{-1}$$

$$\Delta_t (\text{tetraédrico}) \approx 4/9 \Delta_o$$

$$\text{Energía de apareamiento } P = 18000 \text{ cm}^{-1}$$

Configuración electrónica Fe^{3+} : d^5

Configuración electrónica Cu^{2+} : d^9

Problema 1.3. a) Explique la teoría del campo cristalino y la separación de orbitales d.

b) Determine Δt para el sistema dado. **c)** Para Fe^{3+} (d^5), determine si el complejo es de alto o bajo spin.

a) 2 puntos

b) 2 puntos

c) 2 puntos

***Problema 1.4. a)** Calcula la energía de estabilización del campo cristalino (CFSE) para Fe^{3+} en octaedro. **b)** Determine la energía de transición (en Joules) asociada a Δo .

$$E = h\nu \quad h = 6.6 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \quad c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

a) 4 puntos

b) 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) Una muestra de agua presenta las siguientes concentraciones 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, convierta todas las concentraciones a mg/L, ordénelas de modo ascendente y determine la muestra más contaminada.

***b)** Calcule los moles de KMnO_4 contenidos en 25.0 mL de la disolución usada y la masa de FeSO_4 contenida en 40.0 mL de la otra disolución.

***c)** Si el límite máximo permitido de hierro en agua potable fuera 3.00 mg/L, indique cuáles de las muestras anteriores cumplirían con la norma y cuáles no.

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

c) 3 punto

Problema 2.2. a) Balancee por el método redox la ecuación iónica neta de la reacción entre MnO_4^- y Fe^{2+} en medio ácido, sabiendo que uno de los productos es Mn^{2+} .

*b) Determine el reactivo limitante y calcule la cantidad teórica máxima de Fe^{3+} que puede producirse al igual que la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar al final del proceso.

*c) Si experimentalmente se obtuvieron 0.00200 mol de Fe^{3+} , determine el rendimiento porcentual de la oxidación.

a) 2 punto

b) 2 punto

c) 1 puntos

Problema 2.3. a) Escriba la expresión del cociente de reacción Q para la reacción redox balanceada entre MnO_4^- y Fe^{2+} en medio ácido.

b) Calcule el potencial estándar de celda para la reacción global y justifique la espontaneidad de la reacción en condiciones estándar mediante la energía libre de Gibbs. Además, determine la constante de equilibrio K asociada a la reacción.

c) Suponiendo que, en un instante del proceso, las concentraciones son:

$$[\text{MnO}_4^-] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Mn}^{2+}] = 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 3.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = 8.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = 0.10 \text{ mol/L}$$

Calcule el valor de Q y determine el potencial de celda en esas condiciones mediante la ecuación de Nernst. Con base en los valores obtenidos, indique en qué sentido procederá espontáneamente la reacción en el instante siguiente. $\Delta E = \Delta E_0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$

$$R = \frac{8.314 \text{ J}}{\text{mol K}} \quad F = 96500 \text{ C/mol} \quad T = 298.15 \text{ K}$$

a) 1 punto

b) 2 puntos

c) 4 punto

Problema 2.4. La reacción de oxidación de Fe^{2+} con MnO_4^- en medio ácido es espontánea en las condiciones estándar consideradas anteriormente. Sin embargo, la espontaneidad de una reacción redox puede depender de la temperatura. Para la reacción global balanceada, se sabe que:

$$\Delta H^\circ = -125 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^\circ = -210 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

- a) Determine la temperatura límite, en Kelvin, a partir de la cual la reacción deja de ser espontánea en condiciones estándar.
- b) Indique si al aumentar la temperatura por encima de ese valor la reacción se vuelve más o menos favorable, y justifique su respuesta usando los signos de ΔH° y ΔS° .
- c) Explique por qué una reacción puede ser espontánea a una temperatura y dejar de serlo a otra, aun cuando no cambien ni los reactivos ni los productos.

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 estado de oxidación positivo característico 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 y del óxido formado.
 *d) Utilizando los resultados anteriores, determine la masa molar aproximada del metal M e identifique el elemento.

a) 2 puntos	b) 2 puntos

--	--

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

Problema 3.2. a) Escriba la configuración electrónica del átomo neutro del elemento identificado y la del ion M^{3+} .

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

c) Explique por qué el radio del ion M^{3+} es considerablemente menor que el del átomo neutro, relacionando su respuesta con apantallamiento electrónico y carga nuclear efectiva.

d) Justifique por qué el estado de oxidación +3 es especialmente estable para este elemento.

a) 2 puntos

b) 1 punto	c) 1 punto
------------	------------

--	--

d) 1 puntos

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

***b)** 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.

***c)** Determine las concentraciones molares de los iones M^{3+} y Cl^- en la disolución, suponiendo disociación completa.

a) 1 punto

b) 1 puntos

c) 2 puntos

Problema 3.4. a) El ion M^{3+} puede formar el complejo $[M(H_2O)_6]^{3+}$. Indique el número de coordinación del metal y la geometría más probable del complejo.

b) Para un complejo octaédrico del tipo $[MCl_4(H_2O)_2]^-$:

i) indique cuántos isómeros geométricos son posibles,

c) Considere los compuestos NaCl, MgCl_2 y el cloruro del metal identificado. Ordénelos de menor a mayor carácter covalente y justifique el orden utilizando carga del catión, radio iónico y poder polarizante (reglas de Fajans).

a) 3 puntos	
b) 3 puntos	c) 2 puntos

QUÍMICA ANÁLITICA, PROBLEMA 4: ACIDIFICACIÓN Y EQUILIBRIO ACOPLADO EN SISTEMAS COSTEROS (25 PUNTOS)

En un sistema costero como la Laguna de Guaimoreto, el incremento de CO_2 atmosférico altera profundamente el equilibrio químico del agua marina, afectando organismos calcificadores.

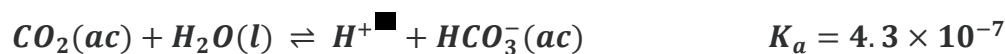


Se consideran los siguientes equilibrios a 25°C :

1. Disolución de CO_2 :



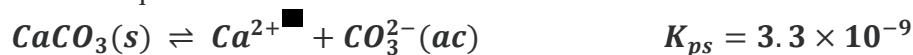
2. Equilibrio ácido-base:



3. Según disociación:



4. Equilibrio de solubilidad



Condiciones iniciales:

- Presión parcial del CO_2 : $P_{\text{CO}_2} = 4.0 \times 10^{-4} \text{ atm}$
- Concentración inicial de $\text{Ca}^{2+} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$

Problema 4.1. Demuestre cualitativamente por qué el sistema carbonato actúa como un sistema amortiguador en aguas costeras y bajo qué condiciones pierde su capacidad buffer.

5 punto

Problema 4.2. Analice cómo la variación de P_{CO_2} afecta simultáneamente el pH y la precipitación/disolución de CaCO_3 , justificando con desplazamientos de equilibrio acoplados

5 puntos

Problema 4.3. Calcule la concentración de $\text{CO}_2(\text{ac})$ y H^+ en el sistema.

5 punto

Problema 4.4. Determine si el CaCO_3 precipita o se disuelve.

5 puntos

Problema 4.5. Determine el valor mínimo de P_{CO_2} para que comience la precipitación de CaCO_3 .

5 puntos

FIN DEL EXÁMEN