

**IV OLIMPIADA HONDUREÑA DE QUÍMICA
I RONDA DEPARTAMENTAL
CATEGORÍA MARIE CURIE**

Autores: Emy Reyes, Adal Martínez, y Adrián Gallardo Loya

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 **TRES 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 9 páginas de preguntas**, en caso de que falten páginas notifica a un profesor. **Verifica** que el examen corresponda con tu **categoría (Antoine Lavoisier 7°, 8° y 9°, 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. Escribe los **PROCEDIMIENTOS** en las **hojas blancas** proporcionadas, si requieres más hojas, puedes solicitarlas. **Indica claramente el número e inciso** de cada pregunta que se responde, mostrando tus **procedimientos** y **circulando tu RESULTADO FINAL**, el cual debe estar escrito con **tinta**. Enumera todas las hojas en orden. Cualquier inciso contestado de manera desordenada **podría ser omitido** al momento de evaluar. La evaluación de la respuesta de las preguntas se **tomará en cuenta el procedimiento**.
5. Escribe en la **parte superior** tu **nombre completo** y tu **categoría** en **CADA HOJA** usada.
6. Los resultados numéricos carecen de significado si no tienen **UNIDADES**. **Es importante que indiques las unidades en todas tus respuestas para evitar posibles penalizaciones**.
7. Requiere utilizar una **calculadora científica NO programable** sin función de graficar. **Se decomisará cualquier calculadora con funciones no permitidas**.
8. **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. El exámen no está diseñado con la intención de que todos lo respondan por completo, así que no te preocupes si no logras responder algunas preguntas.
9. Debes **DEJAR de trabajar** inmediatamente cuando se dé la señal de finalización. Cualquier demora en hacerlo puede resultar en **tu DESCALIFICACIÓN**.

¡Mucha Suerte!

Tabla Periódica de los Elementos Químicos

[illegible]

QUÍMICA INORGÁNICA, PROBLEMA 1: PUENTE CARIÁS (25 puntos)

Uno de los emblemas icónicos del sur del país es el puente Carías, el cual cruza el río Choluteca. El puente forma parte de la importante carretera Panamericana, la cual conecta a casi todos los países de América del Norte.

Imagina que te toca realizar una maqueta del Puente Carías en Choluteca, y tienes que hacerlo de forma tal que tengas que cuidar cada detalle de la forma del puente, desde los materiales que utilizaron para la construcción del mismo, hasta las medidas necesarias para la sostenibilidad del mismo.



Problema 1.1. Determina los 3 materiales metálicos con los cuales se realizará la construcción.

a) El primer material es un elemento metálico de alta resistencia y es uno de los componentes de las aleaciones conocidas como aceros. Su densidad es de 7.87 g/cm^3 . Indicar el nombre del elemento. **b)** El segundo material lo conforma un elemento metálico ligero, el cual tiene una electronegatividad de 1.61, adicionalmente es un metal muy fácil de reciclar debido a su bajo punto de fusión de 660°C . Indicar el nombre del elemento. **c)** El tercer material es menos común que los dos anteriores y cumple la función de dar estabilidad química ante la corrosión a los puentes, perteneciente a la familia de los metales de transición, es uno de los elementos químicos más duros, y se ha usado de forma histórica para recubrir acero con el fin de lograr un acabado lustroso y resistente. Indicar el nombre del elemento. **9 puntos**

Problema 1.2. Indique el nombre del enlace químico presente en las aleaciones y dé ejemplos de las propiedades que presentan debido al comportamiento de sus electrones. Puede hacer un dibujo para sustentar su explicación. **4 puntos**

Problema 1.3. Los metales tienen la propiedad de ser buenos conductores, explique porque los metales tienen la capacidad de poder conducir corriente eléctrica. **3 puntos**

Problema 1.4. Este es un puente bastante antiguo, y con el paso de los años ha necesitado algunas reparaciones ya que el material se ha corroído. **a)** Escribe la ecuación química balanceada que describe este fenómeno para el caso particular de la formación de óxido de hierro III. **b)** Es habitual cubrir los aceros con zinc, a esta práctica se le llama galvanizado, sabiendo que el zinc reacciona más rápidamente con el oxígeno que con el hierro indica una de las aplicaciones del galvanizado. **c)** Escribe la ecuación balanceada para la reacción de oxidación del zinc. **9 puntos**

QUÍMICA INORGÁNICA, PROBLEMA 2: UN INGREDIENTE ESENCIAL (25 puntos)

Desde la colonia, Choluteca ha sido tierra de hacendados gracias a su potencial agropecuario, y se destaca como una región de comerciantes, camaroneras, salineras, meloneras, y grandes haciendas bovinas. Choluteca es la más grande del sur de Honduras y conserva un casco histórico bien preservado, lo que la convierte en un destino con un gran valor histórico y cultural.

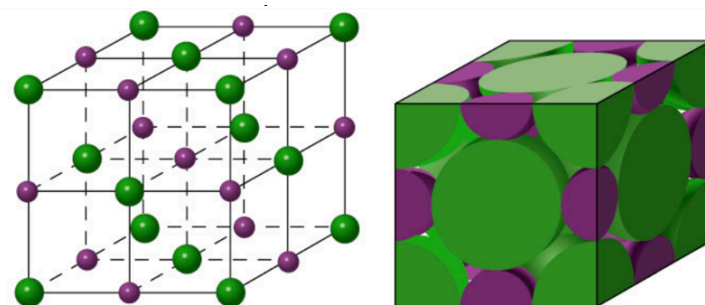


Choluteca es la ciudad hondureña con mayor actividad en la industria de la sal, siendo producida en muchas de sus salineras. Una salinera es un lugar donde se deja evaporar agua salada para dejar solo la sal, secarla, y recogerla para su consumo o venta. En específico la sal que se obtiene es el cloruro de sodio (NaCl) que se conoce comúnmente como sal de mesa.

Las sales en conjunto son compuestos químicos que se caracterizan por una composición de aniones (iones de carga negativa) y cationes (iones de carga positiva), los cuales se mantienen unidos en sistemas cristalinos debido a fuerzas de atracción por cargas eléctricas. Las interacciones por cargas eléctricas se pueden describir con la ley de Coulomb, es importante recordar que de acuerdo a esta ley los opuestos se atraen, y que si se acercan más estas cargas, la fuerza de la interacción será mucho mayor.

Problema 2.1. a) Siguiendo tendencias periódicas, indica cuál de los siguientes cationes es más pequeño: K^+ , Na^+ , o Li^+ . **b)** Indicar cuál de los siguientes aniones es más pequeño: F^- , Cl^- , o Br^- . **c)** Indicar de las siguientes sales, cual tiene una unión iónica más fuerte: KBr , NaCl , LiF . **3 puntos.**

El cloruro de sodio tiene una estructura cristalina cúbica. En estado sólido, sus átomos se acomodan en una estructura cristalina cúbica centrada en cara (FCC), como es de esperarse en una unión iónica ocasionada por los campos electrostáticos de sus átomos. Cada ion se acomoda en el centro de un



Celda Unitaria del cloruro de sodio

octaedro regular, quedando rodeado por 6 iones de cargas opuestas distribuidas en los vértices del octaedro.

En la estructura cristalina del cloruro de sodio, uno de los iones se sitúan en los vértices y en el centro de las seis caras del cubo, mientras que los otros iones se encuentran ubicados en el centro del cubo y en los centros de las 12 aristas del cubo

Problema 2.2. Determine cuántos átomos enteros de cloro y sodio estarían presentes por cada celda unitaria del NaCl. **3 puntos.**

Problema 2.3. Los radios iónicos para los iones de Na^+ y Cl^- son 116 pm y 167 pm respectivamente, mientras que los radios atómicos son 129 pm y 68 pm respectivamente, y la electronegatividad es 0.9 y 3.0 respectivamente. Determine el volumen en pm^3 de la celda unitaria del NaCl. **3 puntos.**

Problema 2.4. En cristalografía, el factor de empaquetamiento atómico (FEA), es la fracción de volumen en una celda unidad que está ocupada por átomos. Este factor es adimensional. Para propósitos prácticos, el FEA de una celda unidad se determina asumiendo que los átomos son esferas rígidas. Determine el FEA para el NaCl. **4 puntos.**

$$V_{\text{esfera}} = \frac{4}{3}\pi r^3$$

Problema 2.5. Determine la densidad (ρ) del NaCl en una celda cúbica en g/cm^3 . La masa molar del NaCl es de 58.44 g/mol. Considera la cantidad de fórmulas de NaCl presentes en cada celda unitaria. **4 puntos.**

$$\rho = \frac{m}{V_{\text{celda}} N_A} \qquad 1 \text{ pm} = 10^{-10} \text{ cm}$$

Problema 2.6. a) Indica a cuántos átomos de cloro está unido cada átomo de sodio. **b)** Indica el nombre del cuerpo geométrico que forman los átomos de sodio al rodear cada átomo de cloro. **3 puntos.**

Problema 2.7. Explique porque el NaCl tiene un punto de fusión alto. **2 puntos.**

Problema 2.8. a) Realizar los diagramas de orbitales moleculares para las moléculas de disodio y dicloro (Na_2 y Cl_2) **b)** Indicar los órdenes de enlace para cada molécula. **3 puntos.**

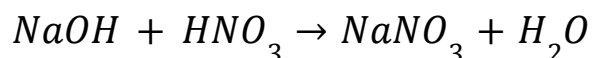
QUÍMICA ANALÍTICA, PROBLEMA 3: ANÁLISIS DE PIEDRA CALIZA (25 puntos)

La piedra caliza es una roca sedimentaria, cuya composición es principalmente de carbonato de calcio (CaCO_3). La piedra caliza está presente en todos los rincones del mundo, entre ellos destacan los acantilados de Dover en la costa sureste de Inglaterra. El color de este tipo de roca es blanco, sin embargo puede presentar variaciones con otras coloraciones debido a impurezas por parte de metales de transición.

El carbonato de calcio presente en la piedra caliza puede reaccionar con ácido nítrico (HNO_3) para formar nitrato de calcio ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$), dióxido de carbono (CO_2), y agua (H_2O). La reacción se observa como un burbujeo, que culmina con la disolución casi total de la piedra.

Problema 3.1. Escribe la ecuación balanceada para la reacción química descrita anteriormente. **5 puntos.**

Se emplea una técnica de la química analítica clásica denominada titulación por retroceso para determinar la concentración de carbonato de calcio en una muestra de piedra caliza. En este método, se agrega un exceso de ácido nítrico a una porción previamente pesada de la muestra. A medida que el ácido reacciona con el carbonato de calcio, la cantidad total de ácido nítrico disminuye. El exceso de ácido restante se neutraliza posteriormente con hidróxido de sodio (NaOH), utilizando fenolftaleína como indicador visual para identificar el punto de equivalencia.



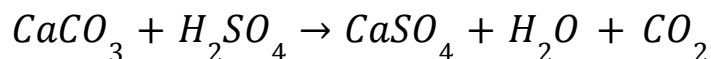
La cantidad de hidróxido de sodio añadida, medida con una bureta, se correlaciona con el ácido nítrico no consumido en la reacción con la piedra caliza. Al comparar esta cantidad con la inicial de ácido nítrico, es posible determinar con precisión la cantidad de ácido que ha reaccionado con el carbonato de calcio.

Para un ensayo particular se tomaron 0.045 g de piedra caliza molida al que se agregaron 10 mL de agua y 10 mL de ácido nítrico 0.2 mol/L, la mezcla se calentó a 50 °C y agitó por media hora. Después se agregaron dos gotas de disolución de fenolftaleína al 1% en etanol y la mezcla se tituló usando una disolución de hidróxido de sodio 0.1 mol/L. Se ocuparon 14 mL de hidróxido de sodio para llegar al punto de equivalencia.

Problema 3.2. a) Calcula la cantidad de ácido nítrico en mol agregada al principio del ensayo. b) Calcula la cantidad de ácido nítrico en mol que reaccionó con el hidróxido de sodio. c) Calcula la cantidad de ácido nítrico en mol que reaccionó con el carbonato de calcio. d) Calcula la cantidad

de carbonato de calcio en mol presente en la muestra de piedra caliza. Pista: considera que por cada fórmula de carbonato de calcio reaccionan dos fórmulas de ácido nítrico. **e)** Calcula la cantidad de carbonato de calcio en gramos presente en la muestra. **f)** Calcula el porcentaje masa-masa de carbonato de calcio en la piedra caliza. **10 puntos.**

Hay otro método volumétrico para medir la cantidad de carbonato de calcio en la piedra caliza el cual consiste en agregar un exceso de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a una muestra molida y medir el volumen de CO_2 producido por la reacción, ya que por cada fórmula de carbonato de calcio consumida se forma una molécula de dióxido de carbono.



Otra muestra de piedra caliza fue evaluada para medir la cantidad de carbonato de calcio que contiene. Se molió 0.100 g de la piedra caliza y se agregó a un kitasato conectado a una jeringa. Se agregó ácido sulfúrico en exceso e inmediatamente después se tapó el kitasato, permitiendo que el gas generado llene la jeringa. El gas generado desplazó un volumen de 20 mL en la jeringa. La densidad del CO_2 en las condiciones del experimento es de 1.8 g/L. Considera que 1000 mL equivalen a 1 L.

Problema 3.3. **a)** Calcula cuántos gramos de dióxido de carbono fueron producidos. **b)** Calcula cuantos mol de CO_2 se produjeron. **c)** Indica cuántos mol de carbonato de calcio hay presente en la muestra de piedra caliza. **d)** Calcula la masa de carbonato de calcio presente en la muestra. **e)** Indica la concentración masa-masa de carbonato de calcio en la piedra caliza. **5 puntos.**

La piedra caliza es una materia prima utilizada para la producción de óxido de calcio (CaO), mejor conocido como cal. La cal tiene muchos usos, por ejemplo para el control de pH del suelo en agricultura y jardinería, para la nixtamalización del maíz en gastronomía mesoamericana, para la construcción, y hasta para el control de plagas. La manera de fabricar cal a partir de piedras calizas con alto contenido de carbonato de calcio consiste en hornearlas a altas temperaturas, lo cual ocasiona una reacción de descarboxilación en la cual, por cada fórmula de $CaCO_3$ se forma una molécula de CO_2 y una fórmula de CaO .

La cal es muy reactiva e incluso puede generar quemaduras al contacto con la piel debido a que tiene una reacción exotérmica con el agua (H_2O), en la cual se forma hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$), mejor conocido como cal apagada.

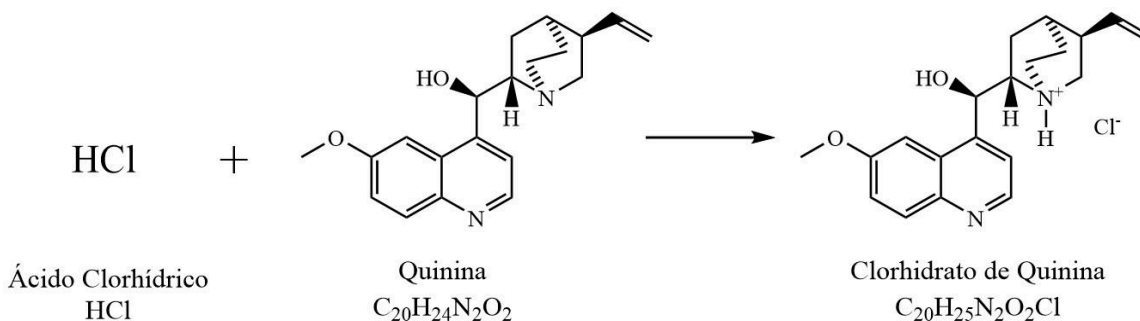
Problema 3.4. **a)** Se tienen 500 g de carbonato de calcio, el cual se mete en un horno para formar óxido de calcio. Indica cuantos gramos de óxido de calcio se van a obtener. **b)** Si después de generar esta cantidad de óxido de calcio se agrega agua en cantidad suficiente para completar la reacción, indica cuantos gramos de hidróxido de calcio se formarán. **5 puntos.**

QUÍMICA ANALÍTICA, PROBLEMA 4: PROPIEDADES DE LA QUININA (25 puntos)

Existe una sustancia orgánica conocida como quinina, la cual se ha usado de manera histórica como tratamiento de la malaria en varios países. Inicialmente se descubrió en la corteza de árboles del género taxonómico *chinchona*, originarios de los andes peruanos. La corteza se usa para preparar una bebida conocida como agua tónica, y en la actualidad se usa ampliamente en mixología y coctelería, independientemente de sus características terapéuticas.



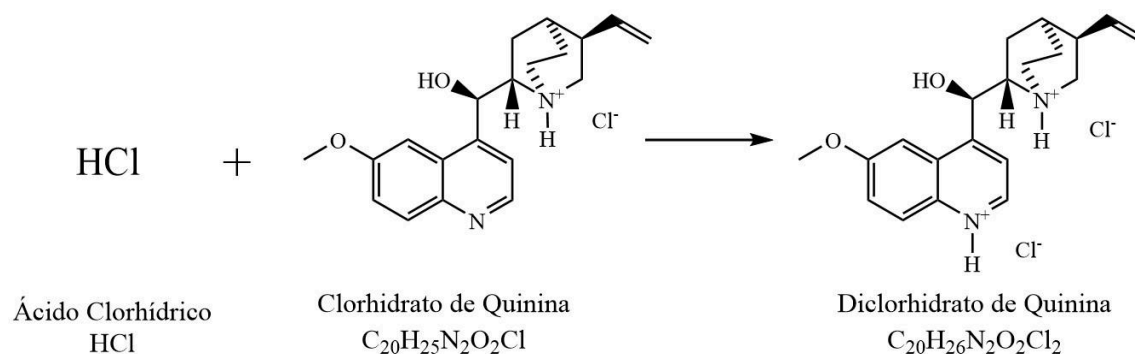
La quinina se puede clasificar como un alcaloide, es decir una sustancia orgánica con propiedades alcalinas, en este caso, las propiedades se deben a un átomo de nitrógeno el cual es capaz de formar sales de amonio en presencia de ácidos. En particular, la reacción ácido-base que ocurre entre la quinina y el ácido clorhídrico genera clorhidrato de quinina.



Un distribuidor de la industria farmacéutica comercializa estos dos compuestos en presentaciones de 1000 g, la de quinina cuesta 34,000 L mientras que la de clorhidrato de quinina cuesta 32,000 L.

Problema 4.1. **a)** Calcula la masa molar de la quinina y el clorhidrato de quinina. **b)** Calcula cuántos mol de sustancia hay en 1000 g de quinina y en 1000 g de clorhidrato de quinina. **c)** Calcula el precio por mol en unidades de Lempiras/mol. **d)** Considerando el precio por cada mol de sustancia que se calculó el inciso anterior, indica cuál es más barato. **9 puntos.**

El clorhidrato de quinina puede reaccionar una vez más con ácido clorhídrico para formar diclorhidrato de quinina. En un beaker se tienen 0.34 mol de quinina, a los cuales se le agrega gradualmente una disolución de ácido clorhídrico 0.1 mol/L.



Problema 4.2. a) Calcula cuánto volumen en mL de la disolución de ácido clorhídrico se ocupa agregar al beaker con quinina para formar por completo el clorhidrato de quinina. b) Calcula cuánto **más** ácido clorhídrico se debe agregar para formar por completo el diclorhidrato de quinina. **6 puntos.**

De acuerdo con la teoría del equilibrio ácido-base, hacer una disolución amortiguadora con capacidad de soportar cambios bruscos en el pH es posible usando mezclas de sales de la quinina. Al usar la ecuación de Henderson es posible calcular el pH de una disolución amortiguadora a partir de la concentración molar de estas sales.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log_{10} \left(\frac{\text{conc. base conjugada}}{\text{conc. ácido conjugado}} \right)$$

La química ácido-base de la quinina contiene dos pares conjugados ácido base, el par diclorhidrato de quinina-clorhidrato de quinina, y el par clorhidrato de quinina-quinina, con valores de pK_a de 5.1 y 9.7 respectivamente. Recuerda que los ácidos conjugados siempre son la especie química que tiene más hidrógeno del par, mientras que la base conjugada tendrá un átomo de hidrógeno menos.

Problema 4.3. a) Calcula el pH de una disolución que contiene 0.06 mol/L de quinina y 0.12 mol/L de clorhidrato de quinina. b) Calcula el pH de una disolución que contiene 0.02 mol/L de diclorhidrato de quinina y 0.03 mol/L de clorhidrato de quinina. c) Calcula la concentración de quinina, clorhidrato de quinina, y diclorhidrato de quinina en una disolución con pH de 4.7. La concentración total de ambos es de 0.1 mol/L. Pista: la concentración de uno de estos tres es de 0 mol/L. **10 puntos.**

FIN DEL EXÁMEN