



GOBIERNO NACIONAL DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR
MINISTERIO DE EDUCACIÓN

Instructivo de la
Prueba de Química

**EVALUACIÓN EXTERNA
DEL DESEMPEÑO DOCENTE**

**Sistema de Evaluación y Rendición Social de Cuentas
SER - Ecuador**

INDICACIONES GENERALES

Antes de rendir las pruebas, los docentes deberán entregar una copia de su cédula al aplicador. No se permitirá que el docente ingrese al aula con ningún objeto como cartera, cuadernos, libros, portafolios, sombreros o gorras. Tampoco se permitirá el uso de teléfonos celulares.

INSTRUCCIONES PARA RESPONDER LA PRUEBA

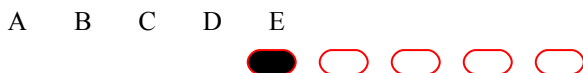
1. La evaluación externa se inicia con la aplicación de la prueba de conocimientos específicos, la cual tiene una duración de 90 minutos. Una vez que se termina la aplicación de esta prueba, los docentes tendrán 10 minutos de descanso; en este tiempo no podrán salir del aula, a menos que sea por alguna urgencia, y al regresar no podrán portar ningún objeto consigo.
2. Terminados los 10 minutos de descanso se aplicará la prueba de Pedagogía, que tiene duración de 60 minutos; al finalizar la misma se aplicará la prueba de Didáctica, que también tiene duración de 60 minutos.
3. Las pruebas de Pedagogía y Didáctica constan de 30 preguntas de opción múltiple cada una; cada pregunta tiene cuatro alternativas de respuesta, pero solamente una de ellas es correcta.
4. Todas las respuestas tienen el mismo valor, y no se descontarán puntos por respuestas incorrectas; por lo tanto, si usted no está seguro de la respuesta, es mejor que marque la que le parezca la mejor alternativa.
5. Las pruebas de conocimientos específicos deben contestarse en máximo 90 minutos, las pruebas de Pedagogía y Didáctica deben contestarse en máximo 60 minutos cada una. El tiempo se cuenta a partir del momento en que el aplicador anuncia el inicio de la prueba.
6. Se recomienda que no se detenga en las preguntas si no sabe o no recuerda la respuesta. NO PIERDA EL TIEMPO EN ESAS PREGUNTAS y pase a las siguientes. Al final, si le queda tiempo, podrá regresar a las preguntas que dejó sin contestar.
7. Usted no podrá abandonar el aula hasta que el examinador se lo indique. Si termina antes de que transcurran los 90 ó 60 minutos reglamentarios de la prueba, le sugerimos revisar sus respuestas nuevamente.
8. Apenas haya transcurrido el tiempo reglamentario, todos los docentes que toman esta prueba deben entregar al examinador la hoja de respuestas y este cuaderno de preguntas. No podrán llevarse ninguno de los documentos mencionados.
9. Recuerde que el trabajo es personal y que por ningún motivo usted puede mirar a las demás personas que están rindiendo la prueba.
10. Cualquier intento de copia o fraude hará que su prueba quede automáticamente anulada. El aplicador se la retirará y usted deberá abandonar el aula.
11. No marque sus respuestas en este cuaderno. Si necesita un espacio para hacer anotaciones o resolver problemas, utilice los espacios en blanco que se encuentran al final del cuaderno de preguntas.

INDICACIONES SOBRE CÓMO LLENAR LA HOJA DE RESPUESTAS

El examinador le entregará una Hoja de Respuestas. Usted deberá marcar todas sus respuestas en esa hoja. **Si marca las respuestas en este Cuaderno de Preguntas, su prueba no podrá ser calificada**, ya que los cuadernos no se corrigen. Solamente se corrigen las Hojas de Respuestas, que se califican mediante un lector óptico.

Para marcar las respuestas, usted debe usar solamente el lápiz que le entregará el aplicador. No use ningún otro lápiz ni bolígrafo, ya que el lector óptico no lo detectará y aparecerá como si los óvalos estuvieran en blanco.

Llene completamente el óvalo correspondiente a la letra de la respuesta que usted crea que es correcta, como en el BLOQUEmplo que se muestra a continuación:



Por favor, siga las instrucciones que a continuación se indican para llenar la Hoja de Respuestas cuidadosamente. Si usted no completa adecuadamente la Hoja de Respuestas, su prueba no podrá ser leída por el lector óptico, y por tanto no podrá ser calificada completamente.

1. En el recuadro correspondiente, escriba con números legibles la fecha de hoy (día-mes-año).
2. Escriba con letra legible en el recuadro los datos generales del establecimiento, el nombre, el código que le proporcionará el aplicador y la jurisdicción (hispana o intercultural bilingüe).
3. En el siguiente cuadro a la derecha escriba sus datos, nombres y apellidos con letra clara y el número de cédula, según se indica en el BLOQUEmplo que aparece en la hoja de respuestas.
4. Escriba claramente su número de cédula (no incluya el guión, sólo los números). Después, rellene los óvalos que corresponden a cada uno de los números de su cédula. Solamente puede rellenar un óvalo en cada una de las columnas. Por favor, revise cuidadosamente el BLOQUEmplo de cómo marcar el número de cédula.
5. Llene el óvalo correspondiente a la asignatura que usted dicta, según su título.
6. Firme la Hoja de Respuestas. Su firma acredita que usted se presentó a la prueba.
7. Cuando empiece a contestar las preguntas de la prueba, asegúrese de marcar una sola respuesta por cada pregunta. Al contestar, verifique que el número de la pregunta corresponda al número en la Hoja de Respuestas.
8. Si cree que se equivocó y desea cambiar la respuesta que dio a una pregunta, borre completamente la marca que hizo con el borrador que se le entregó y marque cuidadosamente la nueva respuesta.

Por favor tenga en cuenta que si no rellena esta información correctamente, su prueba quedará automáticamente anulada.

Después de rellenar la parte superior de la Hoja de Respuestas con sus datos personales, usted tendrá la última oportunidad de hacer preguntas al aplicador, si las tiene. Una vez empezada la prueba, no se permitirán más preguntas y usted deberá guardar silencio.

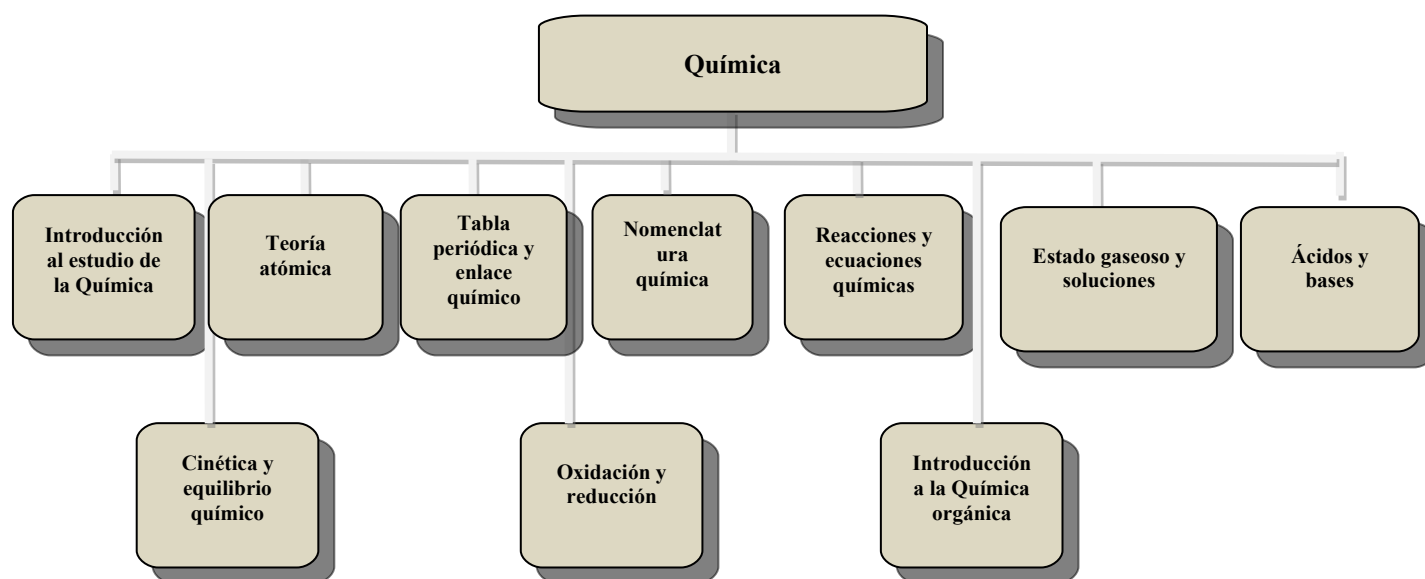
En ese momento, el aplicador verificará que todos los aspirantes hayan llenado la información correspondiente a la fecha, número de cédula, nombre de la institución educativa donde trabaja, nombres y apellidos, asignatura que dicta, y que hayan consignado su firma en la Hoja de Respuestas.

INFORMACIÓN ESPECÍFICA SOBRE LA PRUEBA DE QUÍMICA

Este folleto explicativo tiene el propósito de ayudar a los docentes en la preparación para la *Prueba de Química* que tienen que rendir como parte de la serie de pruebas escritas que forman parte de la evaluación externa del desempeño docente del Sistema de Evaluación y Rendición de Cuentas (SER). Como su nombre lo indica, esta prueba servirá para medir los conocimientos mínimos en Química que se consideran necesarios para un eficiente BLOQUEO de la docencia.

Esta prueba contiene preguntas de tipo objetivo, de ítems de selección múltiple que se utilizan para evaluar con validez y con confiabilidad los conocimientos en sus áreas. Cada ítem de selección múltiple consta de dos partes: el enunciado (que puede ser una pregunta o una oración incompleta) y cuatro posibles respuestas: A, B, C, o D, y solamente una de ellas es correcta. Usted tendrá que seleccionar las respuestas que considera correctas, marcando su selección en la hoja de respuestas que se le entregará el día de la prueba.

La *Prueba de Química* contiene 60 preguntas distribuidas en 10 bloques o temas de la siguiente manera:



BLOQUE 1: INTRODUCCIÓN AL ESTUDIO DE LA QUÍMICA

OBJETIVOS GENERALES DE ESTE BLOQUE

- Clasificar los tipos de materia y los cambios que podría experimentar
- Clasificar los diferentes tipos de materia y fenómenos

Pregunta Modelo:

- 1.1 Lo que diferencia a un proceso físico de uno químico es:
- a. El tipo de energía utilizada para que éste sea posible;
 - b. Las fases en las que se encuentran los compuestos que intervienen;
 - c. Las cantidades de materia que entran a combinarse;
 - d. El número de sustancia que intervienen en el proceso;
 - e. Que los compuestos que participaron son los mismos a finalizar el proceso.

Respuesta Correcta: E

Explicación: Se pretende identificar si el aspirante conoce los conceptos y leyes fundamentales de la química mediante la clasificación de los diferentes tipos de materia y fenómenos. En los procesos físicos se mantiene la composición de las sustancias, en los procesos químicos cambia la composición de las sustancias.

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA

- Importancia.
- División
- Cuerpo y sustancia
- Elemento, átomo, compuesto.
- Diferencias entre masa y peso.
- Unidades del sistema internacional. Transformaciones de unidades.

LA MATERIA

- Propiedades de la materia.
- Sistema homogéneo y heterogéneo.
- Mezcla y combinación
- Métodos de separación de los componentes de una mezcla
- Estados físicos de la materia.
- Cambios de estado.
- Fenómeno físico y químico.

ENERGÍA

- Energía. Formas de energía y transformaciones.
- Leyes que relacionan materia y energía.
- Calor y temperatura.

BLOQUE 2: TEORÍA ATÓMICA

OBJETIVOS GENERALES DE ESTE BLOQUE

- Relacionar las Teoría Atómica de Dalton, Thomson, Rutherford las leyes ponderales y volumétrica, el modelo atómico de Bohr, sus modificaciones, el principio de exclusión de Pauli y la Regla de Hund, leyes de la mecánica cuántica para conceptualizar y caracterizar los términos: átomo y molécula, partículas fundamentales, y configuración electrónica.
- Definir átomos y moléculas.
- Determinar los números de partículas de diferentes átomos.
- Calcular el número de átomos, moléculas y moles en una cantidad dada de sustancia.
- Determinar el estado cuántico de un electrón en un subnivel.
- Diferenciar por su forma los orbital: s, p y d

Preguntas Modelo:

- 2.1 Para 1 mol de CO₂: Masas Atómicas: H= 1 C= 12
- a. Su masa es de 44 uma;
 - b. Corresponde al peso atómico del O en gramos;
 - c. Corresponde a 6.023×10^{23} moléculas de CO₂;
 - d. Está presente en 38 g de CO₂;
 - e. Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: C

Explicación: Calcula el número de átomos, moléculas y moles en una cantidad dada de sustancia con cálculos simples. Un mol de cualquier sustancia contiene 6.023×10^{23} (N_A, Numero de Avogadro) entidades siendo estas moléculas (compuestos) o átomos (elementos).

- 2.2 Si un anión se representa de la forma siguiente: ${}_{15}^{31}\text{X}^{-3}$, es posible asegurar que el anión contiene:
- a. 15 electrones;
 - b. 16 neutrones;
 - c. 18 protones;
 - d. 28 electrones;
 - e. 31 protones.

Respuesta Correcta: B

Explicación: Un átomo se caracteriza por su número atómico (Z) y el número de masa (A), Z representa al número de protones y el número de electrones (se escribe en la parte inferior izquierda), A es la suma del número de protones y el número de neutrones (se escribe en la parte superior izquierda) que es la suma del número de protones y el número de neutrones, para un ión, la carga eléctrica del ión (parte superior derecha) indica el número de electrones que gana (anión, negativo) o el número de electrones que pierde (catión, positivo), en este caso tiene Z = 15, A = 31, carga del ión = -3, presenta 15 protones, 18 electrones y 16 neutrones.

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

- Evidencias de la estructura interna en los átomos.
- Modelos atómicos.
- Modelo de Thomson.
- Modelo de Rutherford.
- Número atómico.
- Número másico.
- Isótopos e isóbaros.
- Masa atómica, masa molar
- Mol y número de Avogadro
- Espectros
- El átomo de Bohr.
- El átomo después de Bohr
- Modelo de la mecánica cuántica
- Configuración electrónica

BLOQUE 3: TABLA PERIÓDICA

OBJETIVOS GENERALES DE ESTE BLOQUE

- Caracterizar a los elementos químicos según sus propiedades periódicas a partir de la distribución electrónica de sus átomos neutros
- Aplicar las Teorías de Enlace para explicar la formación del enlace químico y la geometría molecular.
- Ubicar a los elementos químicos en la tabla periódica.
- Comparar propiedades periódicas entre elementos representativos a partir de su ubicación.
- Caracterizar a los compuestos iónicos a partir de sus propiedades.
- Caracterizar a los compuestos covalentes a partir de sus propiedades.

Pregunta Modelo:

- 3.1 El último electrón de un elemento A presenta los siguientes números cuánticos $n = 4$, $l = 1$, $m = -1$, $s = -1/2$, entonces el elemento A :
- a. Pertenece al tercer periodo;
 - b. Es del grupo VI A;
 - c. Es un metal;
 - d. Su ión presenta 2 electrones desapareados.
 - e. Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: B

Explicación: Caracteriza a los elementos químicos según sus propiedades periódicas a partir de la distribución electrónica de sus átomos neutros. Los números cuánticos se relacionan con la configuración electrónica, para este caso los números cuánticos del último electrón son: $n = 4$, $l = 1$, $m = -1$, $s = -1/2$, corresponde al electrón $4p^4$, la configuración electrónica del elemento será: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^4$, $Z = 34$, por la configuración electrónica se determina que se encuentra en el Bloque p, Período 4^{to}, Familia VIA, siendo un no metal, su ión X^{2-} presenta 36 electrones corresponde a la configuración electrónica del gas noble del 4^{to} periodo ${}_{36}\text{Kr}$.

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

TABLA PERIÓDICA

- La tabla periódica actual: grupos y periodos.
- Propiedades periódicas: Volumen atómico, radio atómico, radio iónico.
- Carácter metálico. Energía de ionización. Electroafinidad. Electronegatividad.

ENLACE QUÍMICO

- Enlace iónico.
- Iones y formación de iones.
- Propiedades de los compuestos iónicos.
- Enlace covalente.
- Tipos de enlaces covalentes. Propiedades de los compuestos covalentes.

- Enlace metálico. Propiedades de los compuestos metálicos.
- Determinación del tipo de enlace a partir de la electronegatividad o de la posición en la Tabla periódica.
- La longitud de enlace y la fuerza de enlace.
- Regla del octeto.
- Electronegatividad.
- Estructuras de Lewis.
- Enlaces entre moléculas.
- Enlace puente de hidrógeno.
- Fuerzas de Van der Waals.
- Atracción ión-dipolo.
- Atracción dipolo-dipolo.

BLOQUE 4: NOMENCLATURA QUÍMICA

OBJETIVOS GENERALES DE ESTE BLOQUE

- Caracteriza los compuestos inorgánicos y orgánicos de uso común, identificando sus efectos benéficos y nocivos al medio ambiente.
- Nombra y formula los compuestos inorgánicos a partir de sus estados de oxidación

Pregunta Modelo:

4.1 La fórmula que corresponde al perclorato de magnesio es:

- a. $\text{Mg}(\text{ClO}_2)_2$;
- b. $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$;
- c. $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$;
- d. $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$;
- e. Ninguna respuesta de las anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: D

Explicación: Nombra y formula los compuestos inorgánicos a partir de sus estados de oxidación. Una sal se nombra de acuerdo al radical oxácido y al metal que lo conforman, en este caso perclorato $(\text{ClO}_4)^{-1}$ y magnesio Mg^{+2} es: $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

NOMENCLATURA INORGÁNICA

- Valencia y número de oxidación.
- Normas para calcular el número de oxidación de los elementos.
- Función química y grupo funcional.
- Sistemas de nomenclatura.
- Óxidos.
- Oxoácidos e hidróxidos.
- Oxosales.
- Hidruros no metálicos. Compuestos especiales.
- Hidrácidos.
- Sales binarias, ternarias

BLOQUE 5: REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS GENERALES DE ESTE BLOQUE

- Aplicar las Leyes de la Estequiometría al cálculo de las cantidades de reactantes y productos en procesos irreversibles, a nivel productivo.
- Resolver problemas de formulas empíricas y moleculares.
- Igualar una ecuación química.
- Resolver problemas de calculo estequiométrico.

Preguntas Modelo:

5.1 En la ecuación $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ Los coeficientes que igualan la ecuación anterior son:

- 8, 3, 3, 2, 4;
- 2, 3, 3, 2, 1;
- 2, 3, 3, 2, 4;
- 3, 8, 3, 2, 8;
- Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: A

Explicación: Aplica las Leyes de la Estequiometría al cálculo de las cantidades de reactantes y productos en procesos irreversibles. Un método para igualar ecuaciones es el de los números de oxidación, en esta reacción en el ácido nítrico HNO_3 el nitrógeno gana tres electrones, se reduce: $\text{N}^{+5} + 3 \text{e} \rightarrow \text{N}^{+2}$, el ácido nítrico se comporta como agente oxidante, el Cobre pierde 2 electrones, se oxida: $\text{Cu}^0 - 2 \text{e} \rightarrow \text{Cu}^{+2}$, se comporta como agente reductor. La ecuación igualada es $8 \text{HNO}_3 + 3 \text{Cu} \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

5.2 Considerando la reacción de formación del amoniaco: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow$

$\text{H} = 1, \text{N} = 14$. Para preparar 34 g de amoniaco, se necesitan: 2NH_3 . Masas Atómicas:

- 14 g de N_2 ;
- 2 g de H_2 ;
- 4.5 moles de H_2 ;
- 1 mol de N_2 ;
- Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: D

Explicación: Aplica las Leyes de la Estequiometría al cálculo de las cantidades de reactantes y productos en procesos irreversibles. Para preparar 34 g de NH_3 (2 moles) se necesita: 6 g de H_2 (3 moles) y 28 g de N_2 (1 mol)

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

- Diferencia entre reacción y ecuación química.
- Información que nos brinda una ecuación química balanceada.
- Balanceo de ecuaciones por diversos métodos.
- Tipos de reacciones químicas:
 - Reacciones de combinación.
 - Reacciones de descomposición.
 - Reacciones de desplazamiento.
 - Reacciones de doble desplazamiento.
 - Reacciones de combustión.
 - Reacciones redox.
 - Reacciones exotérmicas y endotérmicas
- Estequiometría.
- Significado de los términos peso fórmula, mol, masa molar, masa molecular, volumen molar y número de Avogadro.
- Leyes ponderales y volumétricas.
- Cálculos mol - mol.
- Cálculos mol - masa.
- Cálculos masa - masa.
- Reactivo limitante y reactivo en exceso.

- Rendimiento de las reacciones químicas.

BLOQUE 6: ESTADO GASEOSO Y SOLUCIONES

OBJETIVOS GENERALES DE ESTE BLOQUE

- Explicar el comportamiento sustancias en los diferentes estados de agregación: gases ideales, líquidos y sólidos a partir de las leyes de los gases y la Teoría Cinético Molecular y de las fuerzas intermoleculares.
- Calcular las cantidades de reactantes y productos en reacciones químicas irreversibles que ocurren en solución, a partir de los principios estequiométricos.
- Aplicar las leyes de los gases y la teoría cinético-molecular en la determinación de las cantidades de sustancias para reacciones que ocurren en fase gaseosa.
- Caracterizar las soluciones de acuerdo a la concentración y la naturaleza del soluto.
- Determinar las cantidades de soluto requerida para la saturación en soluciones acuosas.
- Calcular las cantidades de reactantes y productos en reacciones químicas irreversibles que ocurren en soluciones acuosas.

Preguntas Modelo:

6.1 La Teoría Cinético Molecular considera que:

- a. Las moléculas son indestructibles;
- b. Las fuerzas de atracción entre moléculas gaseosas no son despreciables;
- c. En los choques entre moléculas no se pierde energía cinética;
- d. Al reducir el volumen de un gas su presión se reduce;
- e. Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: C

Explicación: Aplicar las leyes de los gases y la teoría cinético-molecular en la determinación de las cantidades de sustancias para reacciones que ocurren en fase gaseosa.

Según la teoría cinético-molecular, los gases están conformados por partículas (moléculas) separadas por distancias mayores que sus propias dimensiones, entre moléculas no existen interacciones no se atraen ni repelen entre sí, están en constante movimiento, experimentan colisiones elásticas, la energía cinética se mantiene constante.

6.2 Considere la reacción, sin igualar: $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

- a. 2 moles de amoníaco producen 2 moles de nitrógeno;
- b. 7 volúmenes de reactivos pueden producir 2 volúmenes de nitrógeno a las mismas condiciones de presión y temperatura;
- c. Para que reaccionen exactamente los reactivos, siempre se requerirá mayor masa de nitrógeno;
- d. 2 moles de amoníaco reaccionan con 2 moles de oxígeno;
- e. Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: B

Explicación: Aplicar las leyes de los gases y la teoría cinético-molecular en la determinación de las cantidades de sustancias para reacciones que ocurren en fase gaseosa. A idénticas condiciones de presión y temperatura, la cantidad de sustancia es proporcional al volumen de un gas, al igualar la ecuación se tiene: $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, por lo tanto, considerando volúmenes aditivos, los volúmenes de los reactivos $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) = 7$ volúmenes producen 2 volúmenes de nitrógeno a las mismas condiciones de presión y temperatura;

6.3 Una solución de Hidróxido de Calcio 0,3 N será: Masas Atómicas: H= 1 O= 16 Ca= 40

- a. 0,15 M;
- b. 0,01 M;
- c. 0,3 M;
- d. 0,25 M;
- e. Ninguna respuesta de las anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: A

Explicación: Calcula las cantidades de reactantes y productos en reacciones químicas irreversibles que ocurren en solución acuosas.

Para el Hidróxido de Calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 2 equivalentes químicos es 1 mol de Hidróxido de Calcio, por lo tanto una solución 0.3 Normal es equivalente a 0.215 Molar

$$0.3 \text{ N} = 0.3 \frac{\text{eq Ca}}{(\text{OH})_2} \left| \frac{1 \text{ mol Ca} (\text{OH})_2}{\text{Ca}} \right| \frac{\text{mol} (\text{OH})_2}{1} = 0.15 \text{ Molar}$$

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

ESTADO GASEOSO

- Relación entre la temperatura, la presión y el volumen de una masa fija de un gas ideal, leyes de los gases.
- Ecuación de estado de los gases ideales.
- Gráficas referentes a la ecuación de estado.
- Soluciones. Componentes de las soluciones.
- Concentración, cantidad de soluto y volumen de una solución.
- Teoría cinético - molecular.

SOLUCIONES

- Generalidades: componentes.
- Solubilidad y factores que la afectan.
- Clasificación de las soluciones.
- Concentración de las soluciones expresada en porcentajes.
- Molaridad, Normalidad, fracción molar.
- Dilución de soluciones.

BLOQUE 7: ÁCIDOS Y BASES

OBJETIVO GENERAL DE ESTE BLOQUE

- Aplicar las teorías ácido base para resolver BLOQUE Ejercicios de equilibrio

químico. Pregunta Modelo:

7.1 ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas forma una disolución reguladora cuando se mezclan los dos reactivos en cantidades apropiadas?

- a. $\text{HCl} + \text{NaCl}$;
- b. $\text{NaCN} + \text{NaCl}$;
- c. $\text{HCN} + \text{NaCl}$;
- d. $\text{NaCN} + \text{HCN}$;
- e. $\text{HNO}_3 + \text{HCl}$.

Respuesta Correcta: D

Explicación: Aplica las teorías ácido base para resolver BLOQUE Ejercicios de equilibrio químico. Para formar un solución reguladora se necesita un ácido débil y la sal iónica de dicho ácido o una base débil y la sal iónica de dicha base, es este caso NaCN es la sal y HCN es el ácido.

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

- Propiedades características de los ácidos y bases en solución acuosa.
- Teoría de Arrhenius.
- Ácidos y bases, fuertes y débiles.
- Definiciones según Bronsted-Lowry.
- Definiciones según Lewis.
- Escala de pH.
- Soluciones tampón. Valoraciones ácido-base, titulaciones.

BLOQUE 8: CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

OBJETIVO GENERAL DE ESTE BLOQUE

- Aplicar las leyes de la cinética y el equilibrio químico para resolver ejercicios de reacciones químicas reversibles en sistemas homogéneos.

Pregunta Modelo:

8.1 Cuando a una disolución de amoníaco se le añade cloruro de amonio, cuál de las siguientes proposiciones es verdadera: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

- a. Aumenta el grado de disociación del amoníaco;
- b. El grado de disociación del amoníaco no varía;
- c. El pH de la solución disminuye;
- d. Aumenta el pH de la solución;
- e. Ninguna respuesta de las anteriores es correcta.

Respuesta Correcta: C

Explicación: Aplicar las leyes de la cinética y el equilibrio químico para resolver ejercicios de reacciones

químicas reversibles en sistemas homogéneos. Según el Principio de Le Chatelier, el equilibrio químico se altera al agregar un producto o un reactivo, la reacción se desplaza en dirección que permita eliminar este exceso de sustancia, al disociarse la sal iónica cloruro de amonio se genera ión amonio (exceso de producto), la reacción se desplaza hacia los reactivos, en este caso disminuye el grado de disociación de amoníaco, la concentración de OH^- disminuye (menos básica), el pOH de la solución aumenta y el pH disminuye.

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

CINÉTICA

- Velocidad de reacción.
- Teoría de las colisiones.
- Factores que modifican la velocidad de una reacción.

EQUILIBRIO QUÍMICO

- Características de un sistema en estado de equilibrio.
- Expresión de la constante de equilibrio.
- Principio de Le Chatelier. Efectos de las variaciones de temperatura, presión y concentración en la posición de equilibrio.
- Efecto de un catalizador sobre una reacción en equilibrio.

BLOQUE 9: OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

OBJETIVOS GENERALES DE ESTE BLOQUE

- Aplicar las leyes de la electroquímica para resolver ejercicios de oxidación-reducción.
- Aplicar las leyes de la electroquímica para resolver ejercicios de celdas electroquímicas.

Pregunta Modelo:

9.1 ¿En cuál de las siguientes reacciones el primer reactivo es el agente oxidante?:

- a. $\text{Fe} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
- b. $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c. $\text{H}_2 + \text{CuO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
- d. $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}$
- e. Ninguna respuesta de las anteriores es correcta

Respuesta Correcta: D

Explicación: Aplicar las leyes de la electroquímica para resolver ejercicios de oxidación-reducción, y celdas

electroquímicas. En una reacción oxidación-reducción (Redox), se comporta como agente oxidante el compuesto donde uno de los elementos gana electrones, se reduce: $\text{A} + \text{e}^- \rightarrow \text{A}^{-1}$ y se comporta como agente reductor, el compuesto donde uno de los elementos pierde electrones, se oxida: $\text{M}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{M}^{+2}$. Para la reacción $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}$, el C del CO_2 se reduce: $\text{C}^{+4} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{C}^{+2}$ el CO_2 es el agente oxidante.

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

- Conceptos. Pérdida o ganancia de electrones.
- Cálculo del número de oxidación de un elemento en un compuesto.
- Relación existente entre los números de oxidación y los nombres de los compuestos.
- Identificación de la oxidación o reducción de un elemento en una reacción redox.
- Agentes oxidantes y agentes reductores.
- Reactividad.
- Celdas voltaicas y electrolíticas

BLOQUE 10: INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

OBJETIVOS GENERALES DE ESTE BLOQUE

- Escribir y nombrar correctamente sustancias químicas (orgánicas). Describir las principales funciones orgánicas, así como los casos de isomería que puedan presentarse.
- Da nombres a los compuestos orgánicos según el grupo funcional.

Pregunta Modelo:

10.1 La fórmula general de un alcano es:

- C_nH_{2n+2} ;
- C_nH_{2n} ;
- C_nH_{2n-2} ;
- C_nH_n
- e. Ninguna de las respuestas anteriores es correcta

Respuesta Correcta: A

Explicación: Da nombres a los compuestos orgánicos según el grupo funcional. Los alcanos presentan enlaces simples entre los átomos de carbono, la fórmula general de un alcano es C_nH_{2n+2} .

TEMARIO DE ESTE BLOQUE

- El carbono como elemento fundamental de los compuestos orgánicos.
- ¿Cómo y por qué se enlazan los átomos de carbono?
- Tipos de enlace de los átomos de carbono.
- Diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos.
- Análisis elemental orgánico.

ESTRUCTURA DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

- Compuestos saturados e insaturados.
- Compuestos cíclicos y aromáticos.
- Tipos de átomos de carbono.
- Grupos funcionales más importantes de los compuestos orgánicos.

ALCANOS:

- Nomenclatura. Propiedades físicas. Métodos de obtención.
- Reacciones químicas. BLOQUE Ejercicios de síntesis.

ALQUENOS

- Nomenclatura. Propiedades físicas. Métodos de obtención.
- Reacciones químicas. BLOQUE Ejercicios de síntesis.

ALQUINOS

- Nomenclatura. Propiedades físicas. Métodos de obtención.
- Reacciones químicas. BLOQUE Ejercicios de síntesis.

HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

- Nomenclatura. Propiedades físicas. Métodos de obtención.
- Reacciones químicas. BLOQUE Ejercicios de síntesis.

ALCOHOLES, ALDEHÍDOS, CETONAS, ÁCIDOS, CARBOXÍLICOS, ESTERES, ÉTERES, AMINAS, AMIDAS

- Nomenclatura.
- Generalidades.

BIOMOLÉCULAS

- Carbono, oxígeno, hidrógeno y nitrógeno, base de la formación de biomoléculas.
- Carbohidratos: Clases, estructura y funciones.
- Lípidos: Clases, estructura y funciones.
- Proteínas: Clases, estructura y funciones.

BIBLIOGRAFÍA BÁSICA PARA LA PRUEBA

Brown, Theodore L.; Bursten, Bruce E.; y LeMay, H. Eugene, Jr. Química: La ciencia central. 7ª. Edición. Prentice Hall Hispanoamérica, México, 1998. ISBN 970-17-0169-0. (Capítulos 1-16, 19, 20, 26 y 27).

Chang, Raymond. Química. 7ª Edición, McGraw-Hill, México, 2003. ISBN 970-10-3894-0. (Capítulos 1-16, 19, 24 y 25).