



Gobierno Nacional de la
República del Ecuador

ministerio de
educación
ECUADOR



Instructivo

Prueba de Química

Para docentes de Bachillerato

***Concurso de Méritos y Oposición
Docentes***

2010

INDICACIONES GENERALES

1. Para rendir las pruebas, el docente deberá presentar su cédula de ciudadanía antes de ingresar al recinto y al aula.
2. No se permitirá que el docente ingrese al aula con ningún objeto, como carteras, bolsos, portafolios, cuadernos, libros, sombreros o gorras. Tampoco se permitirá el ingreso de teléfonos celulares.

INSTRUCCIONES PARA RESPONDER ESTA PRUEBA

El día de prueba usted recibirá las siguientes instrucciones, que deberá leer atentamente. Las reproducimos ahora para que usted se familiarice con ellas y esté mejor preparado.

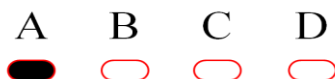
1. La Prueba de Química consta de 60 preguntas de opción múltiple; cada pregunta tiene 4 alternativas de respuesta (A, B, C y D), pero solamente una de ellas es correcta.
2. Todas las preguntas tienen el mismo valor. Usted recibirá 1 punto por cada respuesta correcta y 0 puntos por cada respuesta incorrecta. No se le restará puntos por respuestas incorrectas.
3. Le recomendamos que no se detenga por demasiado tiempo en preguntas que no sabe o no recuerda la respuesta. Al final, si le queda tiempo, podrá regresar a las preguntas que dejó sin contestar.
4. La Prueba de Química debe contestarse en no más de 90 minutos. El tiempo se cuenta a partir del momento en que el aplicador anuncia el inicio de la prueba.
5. Usted no podrá abandonar el aula hasta que el aplicador le indique. Si termina antes de que transcurran los 90 minutos reglamentarios de la prueba, le sugerimos revisar sus respuestas nuevamente.
6. Transcurrido el tiempo reglamentario, los docentes que rinden estas pruebas deben entregar al aplicador la hoja de respuestas y este cuadernillo de preguntas. No podrán llevarse ninguno de los documentos mencionados.
7. Recuerde que el trabajo es personal y que por ningún motivo deberá mirar las pruebas de los otros docentes.
8. Cualquier intento de copia o fraude hará que su prueba quede automáticamente anulada. El aplicador marcará su prueba y ésta no será calificada.

INDICACIONES SOBRE CÓMO LLENAR LA HOJA DE RESPUESTAS

El aplicador le entregará una **hoja de respuestas, que será calificada por un lector óptico**. Usted deberá marcar todas sus respuestas únicamente en la hoja de respuestas, ya que si las marca en el cuadernillo de preguntas su prueba no podrá ser calificada.

Para marcar las respuestas, utilice solamente el lápiz que le entregará el aplicador. También se le entregará un borrador que podrá utilizar si necesita hacer correcciones.

Llene completamente el óvalo correspondiente a la letra de la respuesta que usted crea que es correcta, como en el ejemplo 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 llena completa y adecuadamente la hoja de respuestas, su prueba no podrá ser leída por el lector óptico, y por tanto no podrá ser calificada.

1. La hoja de respuestas le será entregada con su información preimpresa: sus datos personales y los de la prueba que rendirá. Por favor verifique que la información sea correcta.
2. Firme la hoja de respuestas. Su firma acredita que usted se presentó a la prueba.
3. 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.
4. Si cree que se equivocó y desea cambiar la respuesta que dio a una pregunta, borre completamente la marca que hizo y marque cuidadosamente la nueva respuesta.

Este es el momento de hacer preguntas al aplicador, si las tiene. Una vez empezada la prueba, no se permitirán preguntas y usted deberá guardar absoluto silencio.

No pase la página hasta que el aplicador anuncie el inicio de la prueba.

INSTRUCTIVO DE QUÍMICA

La prueba de Química se ha diseñado considerando los conocimientos que deben tener los aspirantes a docentes de Química para los niveles de 1ro, 2do y 3ro de Bachillerato.

Este instructivo contiene:

- El temario de la materia de Química.
- Preguntas modelo con sus respectivas respuestas
- Bibliografía mínima para la prueba

TEMARIO DE QUÍMICA

1. INTRODUCCIÓN AL ESTUDIO DE LA QUÍMICA 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.

2. TEORÍA ATÓMICA TEORIA ATÓMICA

- 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

3. TABLA PERIÓDICA Y ENLACE QUIMICO

TABLA PERIÓDICA

- La tabla periódica actual: grupos y períodos.
- 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.

4. NOMENCLATURA QUÍMICA

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

5. REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

REACCIONES QUÍMICAS

- 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.

6. ESTADO GASEOSO Y SOLUCIONES

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

7. ÁCIDOS Y BASES

- Propiedades y características de los ácidos 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.

8. CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

CINETICA

- 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.

9. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

- 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

10. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

QUÍMICA ORGÁNICA

- 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. Ejercicios de síntesis.

ALQUENOS

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

ALQUINOS

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

HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

- Nomenclatura. Propiedades físicas. Métodos de obtención.
- Reacciones químicas. 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.

PREGUNTAS MODELO

1. INTRODUCCIÓN AL ESTUDIO DE LA QUÍMICA

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. Que los compuestos que participaron son los mismos a finalizar el proceso.

Respuesta correcta: D

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.

1.2. 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.

Respuesta correcta: C

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 , Número de Avogadro) entidades siendo estas moléculas (compuestos) o átomos (elementos).

2. TEORÍA ATÓMICA

2.1. Si un catión metálico se representa de la forma siguiente: ${}_{15}^{31}\text{X}^{-3}$ es posible asegurar que el catión contiene:

- A. 15 electrones.
- B. 16 neutrones.
- C. 18 protones.
- D. 28 electrones.

Respuesta correcta: B

Determina los números de partículas de diferentes átomos.

Un átomo se caracteriza por su número atómico Z, representa al número de protones y el número de electrones (se escribe en la parte inferior izquierda) el cual permanece constante, y el número de masa A (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.

3. TABLA PERIÓDICA

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.

Respuesta correcta: B

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^o**, **Familia VIA**, siendo un no metal, su ión X^{2-} presenta 36 electrones corresponde a la configuración electrónica del gas noble del 4^o periodo ${}_{36}\text{Kr}$.*

4. NOMENCLATURA QUÍMICA

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. $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$

Respuesta correcta: D

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: $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$

5. REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

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:

- A. 8, 3, 3, 2, 4
- B. 2, 3, 3, 2, 1
- C. 2, 3, 3, 2, 4
- D. 3, 8, 3, 2, 8

Respuesta correcta: A

Aplica las Leyes de la Estequiometría al cálculo de las cantidades de reactantes y productos en procesos irreversibles.

En la reacción el ácido nítrico HNO_3 se comporta como agente oxidante, el nitrógeno gana tres electrones, se reduce: $\text{N}^{+5} + 3 e \rightarrow \text{N}^{+2}$ y el Cobre pierde 2 electrones, se oxida: $\text{Cu}^0 - 2 e \rightarrow \text{Cu}^{+2}$.

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 amoníaco: $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$. Masas Atómicas: H = 1, N = 14. Para prepara 34 g de amoníaco, son necesarias:

- A. 14 g de N_2
- B. 2 g de H_2
- C. 4.5 moles de H_2
- D. 1 mol de N_2

Respuesta correcta: D

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).

6. ESTADO GASEOSO Y SOLUCIONES

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.

Respuesta correcta: C

Aplicar las leyes de los gases y la teoría cinético molecular en la determinación de las cantidades de sustancias para reacciones que ocurre 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 producen 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.

Respuesta correcta: B

Aplicar las leyes de los gases y la teoría cinético molecular en la determinación de las cantidades de sustancias para reacciones que ocurre 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 b) 7 volúmenes de reactivos producen 2 volúmenes de nitrógeno a las mismas condiciones de presión y temperatura; es correcta.

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

Respuesta correcta: A

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

$$0.3 \text{ N} = 0.3 \frac{\text{eq Ca}(\text{OH})_2}{\text{l}} \cdot \left| \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{eq Ca}(\text{OH})_2} \right| = 0.15 \frac{\text{mol Ca}(\text{OH})_2}{\text{l}} = 0.15 \text{ Molar}$$

7. ÁCIDOS Y BASES

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

- A. HCl + NaCl
- B. NaCN + NaCl
- C. HCN + NaCl
- D. NaCN + HCN

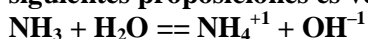
Respuesta correcta: D

Aplica las teorías ácido base para resolver 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, la respuesta es la D.

8. CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

8.1. Cuando a una disolución de amoníaco se le añade cloruro de amonio, cuál de las siguientes proposiciones es verdadera:



- 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.

Respuesta correcta: C

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, al agregar producto la reacción se desplaza a los reactivos, es este caso disminuye el grado de disociación de amoníaco, la concentración de OH^{-1} disminuye (menos básica), el pOH de la solución aumenta y el pH disminuye.

9. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

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. $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}$

Respuesta correcta: D

Aplicar las leyes de la electroquímica para resolver ejercicios de oxido reducción, y celdas electroquímicas.

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

10. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

10.1. La fórmula general de un alcano es:

- A. $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- B. C_nH_{2n}
- C. $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
- D. C_nH_n

Respuesta correcta: A.

Da nombres a los compuestos orgánicos según el grupo funcional.

Los alcanos presentan enlaces simples entre los átomos de carbono, la Formula general de un alcano es a) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$;

BIBLIOGRAFÍA MÍNIMA

* Brown, LeMay, Bursten. *Química, la Ciencia Central*, Prentice Hall, 7ma edición, ISBN 970-17-0169-0.

Capítulos 1, 2, 3, 4, 6, 7, 8, 10, 13, 14, 15, 16, 19, 20, 26 y 27

* Chang Raymond. *Química*, Ed. Mc Graw-Hill, 7ma edición, México 2003. ISBN 970-10-3894-0

Capítulos 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 19, 24 y 25