

Ejercicios resueltos preparación certamen 1
 Curso: Desarrollo del pensamiento químico
 Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

Temas para evaluar y tipo de preguntas:

Tema	36 Preguntas de selección múltiple aproximadamente 8 ítems por tema <ul style="list-style-type: none"> - 4 tradicionales: Del tipo certamen/seminarios. - 2 conceptuales: centrada en la claridad de conceptos, por ej ¿en que se diferencia un enlace de una interacción?, ¿por qué un no metal tiene mas electronegatividad que un metal? o ¿en qué se diferencia el peso atómico de la masa molar? - 2 contextualizadas: problemas laborales o cotidianos, ej: uso del suero, etiqueta de productos cotidianos, Senku y la lanza de plata, etc.
Tabla periódica, Propiedades periódicas y números cuánticos.	
Enlace químico	
Cantidad de sustancia	
Reacciones químicas y Estequiometría	
Disoluciones (no entra propiedades coligativas)	

Problema tabla periódica.

Usted tiene dos elementos hipotéticos (A con $Z= 11$ y B con $Z=8$)

- a. Escriba la configuración electrónica para A y B
- b. A partir del análisis de la configuración electrónica, determine el grupo y el periodo.
- c. Explique la importancia de los electrones de valencia.
- d. Escriba los números cuánticos para el ultimo electrón de A y B
- e. Explique a partir de su posición en la tabla, cual elemento (A o B) tiene mayor radio atómico, potencial de ionización, Afinidad electrónica y electronegatividad.
- f. Indique a partir de la ubicación en la tabla de los elementos A y B al menos una propiedad física y una química que deberían tener estos elementos.

1. Definición: ¿Qué conceptos, leyes, modelos o teorías de la química se requieren comprender para su resolución?

2. Análisis: ¿Qué datos se conocen? ¿Qué se requiere determinar?

3. Planeación y Resolución: ¿Qué expresiones matemáticas o patrones relacionan los datos conocidos y desconocidos? ¿Está disponible toda la información requerida para determinar las incógnitas? ¿Como se resuelve numérica o conceptualmente el problema?

Ejercicios resueltos preparación certamen 1

Curso: Desarrollo del pensamiento químico

Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

4. solución: Se plantea la resolución del problema.

5. Evaluación: ¿Es coherente la respuesta? ¿Son correctas las unidades? ¿Qué posibles errores de cálculo o interpretación conceptual debo evitar? ¿Cuál es la interpretación conceptual del valor obtenido?

1. Definición:

Para resolver este problema, es necesario comprender los siguientes conceptos y modelos:

- **Número atómico (Z):** Indica el número de protones en el núcleo de un átomo y define la identidad del elemento.
- **Configuración electrónica:** Describe la distribución de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía de un átomo.
- **Tabla periódica:** Organiza los elementos químicos en orden creciente de número atómico, en filas (periodos) y columnas (grupos), de acuerdo con sus propiedades.
- **Propiedades periódicas:** Son propiedades de los elementos que varían de forma predecible a lo largo de la tabla periódica, como el radio atómico, el potencial de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad.

2. Análisis:

Datos conocidos:

- Número atómico de A = 11
- Número atómico de B = 8

Datos desconocidos:

- Configuración electrónica de A y B
- Grupo y periodo de A y B
- Comparación de las propiedades periódicas de A y B
- Propiedades físicas y químicas de A y B

3. Planeación:

Para resolver el problema, podemos seguir los siguientes pasos:

- a) Escribir la configuración electrónica de A y B utilizando el principio de Aufbau.
- b) Determinar el grupo y el periodo de A y B a partir de su configuración electrónica.
- c) Explique la importancia de los electrones de valencia.
- d) Escriba los números cuánticos para el último electrón de A y B

Ejercicios resueltos preparación certamen 1

Curso: Desarrollo del pensamiento químico

Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

- e) Comparar las propiedades periódicas de A y B basándonos en su posición en la tabla periódica.
- f) Predecir las propiedades físicas y químicas de A y B considerando su ubicación en la tabla periódica y las tendencias generales de los elementos en sus respectivos grupos y periodos.

4. Solución:

a) Configuración electrónica:

- **Elemento A (Z=11):** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- **Elemento B (Z=8):** $1s^2 2s^2 2p^4$

b) Grupo y periodo:

Como regla general, el **grupo** se determina sumando todos los electrones de valencia y **el periodo este asociado al último nivel de energía**. Los electrones de valencia son los que se encuentran en el último nivel.

Elemento A: Para determinar el grupo contamos los electrones de valencia, es decir los que están en el último nivel que es el tercero, donde hay un orbital s con 1 electrón, por lo tanto, pertenece al grupo 1 (alcalino terreo). Por otra parte, el nivel de energía más externo resulta ser 3, por lo tanto, el periodo es el tercero.

- **Elemento B:** Para determinar el grupo contamos los electrones de valencia, es decir los que están en el último nivel que es el segundo, donde hay un subnivel S con dos electrones y uno P con 4 electrones, por lo tanto, hay 6 electrones de valencia. En el caso de que en el último nivel haya electrones s y p, la forma de obtener el grupo es:

$$\text{Grupo} = 10 + (\text{electrones en S} + \text{electrones en p})$$

$$\text{Grupo} = 10 + (2+4)$$

$$\text{Grupo} = 16$$

Por lo tanto, el elemento está en el grupo 6 (anfígenos)

Por otra parte, el nivel de energía más externo resulta ser 2, por lo tanto, **el periodo es el segundo**.

c) importancia electrones de valencia

La importancia de estos electrones radica en que estos son los que participan en las reacciones químicas.

d) Números cuánticos

Los números cuánticos se obtienen de la configuración electrónica

Ejercicios resueltos preparación certamen 1

Curso: Desarrollo del pensamiento químico

Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

Elemento A (Z=11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

El ultimo electrón está en el orbital $3s^1$

- Numero cuántico principal (n): Indica el tamaño del orbital y se relaciona con el ultimo nivel/periodo **por lo tanto $n = 3$** .
- Numero cuántico secundario o azimutal (l) = indica la forma del orbital en el cual una letra se asocia a un número, al orbital s le corresponde el número 0, **$l = 0$**
- Numero cuántico magnético (ml) = indica la orientación del orbital a las cuales se les asignan números. En el caso de s la única orientación posible es una, por lo tanto, el numero cuántico magnético para s es siempre 0, **$s = 0$**
- Numero cuántico de spin (ms o s) = Indica el spin del electrón, en este caso es solo un electrón (flecha para arriba), es decir $+ 1/2$, **$ms \text{ o } s = +1/2$**

Elemento B (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$

Para evitar confusiones, lo mejor es escribir la configuración con casilleros, recordar que según el principio de máxima multiplicad de Hund, los tres primeros electrones ocupan respectivamente los subniveles px, py y pz, ahora que están todos llenos, el cuarto se ubica en el px.



- Numero cuántico principal (n): Indica el tamaño del orbital y se relaciona con el ultimo nivel/periodo por lo tanto es 2, **$n = 2$** .
- Numero cuántico secundario o azimutal (l) = indica la forma del orbital en el cual una letra se asocia a un número, al orbital p le corresponde el **número 1, $l = 1$** .
- Numero cuántico magnético (ml) = indica la orientación del orbital a las cuales se les asignan números. En el caso de p tiene tres orientaciones posibles, y según la configuración con casillas, el ultimo electrón cae en el orbital px, el que **corresponde al $ml = -1$**
- Numero cuántico de spin (ms o s) = Indica el spin del electrón, en este caso como es el cuarto electrón, cae flecha para abajo, es decir $- 1/2$

• **c) Comparación de propiedades periódicas:**

Propiedad	A (Z=11)	B (Z=8)	Explicación

Ejercicios resueltos preparación certamen 1
 Curso: Desarrollo del pensamiento químico
 Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

Radio atómico	Mayor	Menor	A se encuentra en un periodo inferior a B, por lo que tiene más capas electrónicas, pero además los electrones de las capas internas apantallan a los de las capas externas, lo que dificulta la atracción de los electrones externo, estos dos efectos explican que el radio sea más grande.
Potencial de ionización	Menor	Mayor	A tiene un electrón de valencia más alejado del núcleo y menos atraído por el efecto del apantallamiento, por lo que requiere menos energía para ser removido.
Afinidad electrónica	Menor	Mayor	Esto se debe a que, al tener un menor radio, los electrones están más cerca del núcleo, lo que permite estabilizarlos de mejor manera los electrones.
Electronegatividad	Menor	Mayor	B atrae con mayor fuerza los electrones compartidos en un enlace químico. Esto se debe a que al ser un átomo mas pequeño los electrones que comparte están más cerca del núcleo con protones, lo que permite atraerlos con mas fuerza.

d) Propiedades físicas y químicas:

- **Elemento A (metal alcalino):**
 - **Física:** Sólido a temperatura ambiente, blando, punto de fusión bajo, buen conductor del calor y la electricidad.
 - **Química:** Muy reactivo, se oxida fácilmente en contacto con el aire, reacciona violentamente con el agua para formar hidróxido y liberar hidrógeno.
- **Elemento B (calcógeno):**
 - **Física:** Puede ser sólido o gaseoso a temperatura ambiente, dependiendo del elemento específico.
 - **Química:** Forma compuestos con el hidrógeno (hidruros) y con el oxígeno (óxidos). Puede presentar diferentes estados de oxidación.

5. Evaluación:

- **Coherencia:** Las respuestas son coherentes con las tendencias generales de las propiedades periódicas y el comportamiento de los elementos en la tabla periódica.
- **Unidades:** No se requieren unidades en este caso, ya que se trata de una descripción cualitativa.

Ejercicios resueltos preparación certamen 1

Curso: Desarrollo del pensamiento químico

Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

- **Errores:** Un error común sería confundir las tendencias de las propiedades periódicas o no interpretar correctamente la configuración electrónica.
- **Interpretación:** El análisis de la configuración electrónica y la posición en la tabla periódica permiten predecir y comprender las propiedades de los elementos, así como su comportamiento químico.

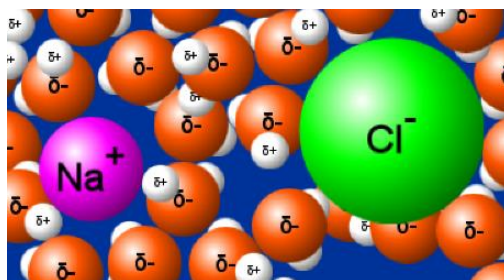
I. Enlace Químico

¿Cuál es la diferencia entre enlace e interacción?

En un enlace hay una compartición de electrones debido a las fuerzas de atracción entre los protones de los núcleos y electrones, lo que mantiene unidos a los átomos en una sustancia, tenemos del tipo iónico (ej: NaCl) y covalente (Ej: H₂O). Mientras que en una interacción no hay compartición de electrones, sino que una atracción electrostática entre iones/moléculas, algunos ejemplos son: los puentes de hidrogeno (en el agua, etanol, etc) y la interacción ion-dipolo (agua y iones cloruro o sodio)

¿Como se explica la buena solubilidad que presentan los compuestos iónicos en el agua?

Los compuestos iónicos se disuelven bien en agua, debido a que la molécula de agua al ser polar separa el compuesto en cationes y aniones, los cuales tienen interacciones ion-dipolo con el agua. La figura muestra el ejemplo del cloruro de sodio disuelto en agua a nivel submicroscópico. Esta mezcla es muy importante en la preparación del suero salino.



II. Cantidad de sustancia

1. Metanfetamina requisada en el aeropuerto internación de Santiago de Chile

Sábado 19 octubre de 2024 | 09:46

Leer más tarde



A continuación se presenta un extracto de la siguiente noticia de prensa:
<https://www.biobiochile.cl/noticias/nacional/chile/2024/10/19/vino-de-sinaloa-detienen-en-aeropuerto-de-santiago-a-mexicano-con-34-litros-de-metanfetamina-liquida.shtml>

La Brigada Antinarcoóticos (Briant) de la PDI detuvo en el aeropuerto de Santiago a un hombre de nacionalidad mexicana, proveniente de Sinaloa, que fue sorprendido con **3,4 litros de metanfetamina líquida** en su equipaje. El subcomisario Rodrigo Luvecce confirmó que se trata de una “persona mayor de edad”, que “fluctuaba en los 30 años” y que es “primera vez que llega a nuestro país”. Además, detalló que la droga incautada está **avaluada en cerca de \$100 millones**.

En base a la información del texto y los datos de la tabla periódica:

- a. Calcule la masa molar de la metanfetamina ($C_{10}H_5N$)

Para calcular la masa molar, se requiere conocer los Pesos atómicos de cada átomo y multiplicarlos por el subíndice, en este caso:

$$C = 12,0 \quad H = 1,00 \text{ g/mol} \quad N = 14,0 \text{ g/mol}$$

$$(12,0 \times 10) + (1,00 \times 5) + (14) = 163 \text{ g/mol}$$

- b. Calcule los gramos de metanfetamina presentes en los litros requisado, considera que la densidad aproximada es 0,9 g/L

Si bien en el mundo no encontramos sustancias puras, asumiremos que los 3,4 L son de metanfetamina líquida y lo que relaciona la masa con el volumen es la densidad, por lo tanto:

$$d = m/v$$

Ejercicios resueltos preparación certamen 1
Curso: Desarrollo del pensamiento químico
Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon
 $0,9 \text{ g/L} = m/3,4\text{L}$

$$m = 0,9 \text{ g/L} \times 3,4 \text{ L} = 3,06 \text{ g de metanfetamina}$$

c. Calcula los mol y moléculas de metanfetamina requisadas.

- Calculamos los mol según: $\text{mol} = \text{g}/\text{PM}$

$$\text{mol} = 3,06 \text{ g}/163 \text{ g/mol} = 0,0187 \text{ mol}$$

- Ahora podemos calcular las moléculas:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ --- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de metanfetamina} \\ 0,0187 \text{ mol} \text{ --- } x \text{ moléculas de metanfetamina} \end{array}$$

$$X = 1,125 \times 10^{22} \text{ moléculas de metanfetamina}$$

d. Calcule cuánto vale aproximadamente 1 mol de metanfetamina.

Según los cálculos anteriores, en 3,4 L de metanfetamina hay 0,0187 mol y según carabineros, esto está avaluada en 100.000.000 de pesos, por lo tanto:

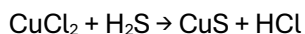
$$\begin{array}{l} 0,0187 \text{ mol de metanfetamina} \text{ ----- } 100.000.000 \\ 1 \text{ mol de metanfetamina} \text{ ----- } x \\ X = 5,348.000.000 \end{array}$$

Es decir 1 mol de metanfetamina o $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de metanfetamina valen la increíble suma de 5,348.000.000 pesos

III. Reacciones químicas y estequiometría

Problema 1 tipo seminario

Balancea la siguiente ecuación y calcula cuántos moles de HCl se formarán si se hace reaccionar 20 g de CuCl_2 con un exceso de H_2S



1. Resolución del ejercicio:

- **Definición:** Para resolver este ejercicio, necesitamos comprender los siguientes conceptos:
- **Ecuación química:** Representación simbólica de una reacción química.

Ejercicios resueltos preparación certamen 1

Curso: Desarrollo del pensamiento químico

Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

- **Balanceo de ecuaciones:** Proceso de igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación química, cumpliendo con la ley de conservación de la masa.
- **Mol:** Unidad fundamental de cantidad de sustancia en el Sistema Internacional de Unidades.
- **Masa molar:** Masa de un mol de una sustancia, expresada en gramos por mol (g/mol).
- **Estequiometría:** Estudio de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en una reacción química.

2. Análisis:

Datos conocidos:

Masa de $\text{CuCl}_2 = 20 \text{ g}$

H_2S en exceso (lo que significa que CuCl_2 es el reactivo limitante)

Ecuación química: $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + \text{HCl}$

Se requiere calcular:

Moles de HCl formados.

3. Planeación:

Para relacionar los datos conocidos con la incógnita, necesitamos:

Balancear la ecuación química.

Calcular la masa molar del CuCl_2 .

Convertir la masa de CuCl_2 a moles.

Usar la estequiometría de la ecuación balanceada para determinar los moles de HCl producidos.

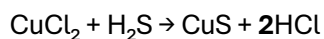
4. Expresiones matemáticas:

Cantidad de sustancia en mol = masa / masa molar

Relación estequiométrica entre CuCl_2 y HCl a partir de la ecuación balanceada.

5. Solución:

Balanceo de la ecuación:



Cálculo de la masa molar del CuCl_2 :

Masa molar del $\text{CuCl}_2 = \text{Masa atómica del Cu} + (2 \times \text{Masa atómica del Cl})$
Masa molar del $\text{CuCl}_2 = 63.55 \text{ g/mol} + (2 \times 35.45 \text{ g/mol}) = 134.45 \text{ g/mol}$

Conversión de la masa de CuCl_2 a mol:

Moles de $\text{CuCl}_2 = \text{masa} / \text{masa molar} = 20 \text{ g} / 134.45 \text{ g/mol} = 0.149 \text{ moles}$

Ejercicios resueltos preparación certamen 1
Curso: Desarrollo del pensamiento químico
Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

Cálculo de los moles de HCl producidos:

De la ecuación balanceada, 1 mol de CuCl_2 produce 2 moles de HCl.

Por lo tanto, 0.149 moles de CuCl_2 producirán: $0.149 \text{ moles CuCl}_2 \times (2 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol CuCl}_2)$
= 0.298 moles de HCl

6. **Evaluación:**

Coherencia de la respuesta: La respuesta es coherente ya que se produce una cantidad mayor de moles de HCl, lo cual es esperable al observar la estequiometría de la reacción balanceada.

Unidades: Las unidades son correctas (moles de HCl).

Posibles errores:

No balancear la ecuación química correctamente.

Confundir la masa molar con la masa atómica.


No utilizar la relación estequiométrica correcta entre CuCl_2 y HCl.

Errores de cálculo al convertir unidades o al aplicar la regla de tres.

Interpretación conceptual:

El valor obtenido (0.298 moles de HCl) indica la cantidad de sustancia de HCl que se produce al reaccionar 20 g de CuCl_2 con un exceso de H_2S . Este valor está determinado por la estequiometría de la reacción, que establece una relación molar fija entre reactivos y productos.

7. PRODUCCIÓN DE CO₂ POR INGESTA DE CHOCOLATE

	<p>El chocolate trencito, se divide en 30 porciones (cuadraditos). Es una mezcla que contiene cacao, grasas, azúcar y otros excipientes. A partir de la información de la etiqueta:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Cuánta glucosa (C₆H₁₂O₆) estas consumiendo si camino a la universidad te comes dos cuadritos de trencito? (asume que todos los hidratos de carbono son glucosa). 2. ¿Cuál sería la ecuación que representa la combustión de la glucosa?, considera que se forma dióxido de carbono y agua 3. Balancea la ecuación 4. Calcula los gramos de CO₂ que se forman, cuando tienes oxígeno en exceso. 5. Calcula el reactivo limitante si es que tu cuerpo dispone de 100 gramos de oxígeno para reaccionar con la glucosa de los chocolates y a partir de ese valor, calcula las moléculas de dióxido de carbono que se forman.
---	---

1. Definición:

Necesitamos comprender los siguientes conceptos:

Hidratos de carbono: Biomoléculas compuestas principalmente por carbono, hidrógeno y oxígeno. La glucosa es un ejemplo de hidrato de carbono.

Combustión: Reacción química de oxidación rápida que produce calor y luz. En el caso de la glucosa, la combustión completa produce dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O).

Ecuación química: Representación simbólica de una reacción química.

Ejercicios resueltos preparación certamen 1

Curso: Desarrollo del pensamiento químico

Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

Balaceo de ecuaciones: Proceso de igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación química.

Mol: Unidad fundamental de cantidad de sustancia.

Masa molar: Masa de un mol de una sustancia.

Estequiometría: Estudio de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en una reacción química.

Reactivo limitante: Reactivo que se consume completamente en una reacción química, limitando la cantidad de producto que se puede formar.

2. Análisis:

Datos conocidos:

Chocolate Trencito: 30 porciones (cuadrados).

Información nutricional de la etiqueta: 1 porción (24g) contiene 14.4 g de Hidratos de Carbono Disponibles.

Consumo: 2 cuadrados de chocolate.

Reacción: Combustión de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en presencia de oxígeno (O_2) para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

Cantidad de oxígeno disponible en el cuerpo: 100 g.

Se requiere calcular:

Gramos de glucosa consumidos.

Ecuación química balanceada para la combustión de la glucosa.

Gramos de CO_2 producidos con exceso de oxígeno.

Reactivo limitante en la combustión de la glucosa con 100 g de oxígeno.

Moléculas de CO_2 producidas con 100 g de oxígeno.

3. Planeación:

Para resolver el problema, necesitamos:

- Calcular la masa de glucosa consumida a partir de la información nutricional y la cantidad de cuadrados consumidos.
- Escribir la ecuación química que representa la combustión de la glucosa.
- Balancear la ecuación química.
- Calcular la masa molar de la glucosa y del CO_2 .
- Utilizar la estequiometría de la ecuación balanceada para calcular los gramos de CO_2 producidos con exceso de oxígeno.
- Calcular los moles de glucosa y oxígeno disponibles.
- Determinar el reactivo limitante comparando la relación molar de los reactivos con la estequiometría de la reacción.
- Calcular las moléculas de CO_2 producidas a partir del reactivo limitante.

Ejercicios resueltos preparación certamen 1
Curso: Desarrollo del pensamiento químico
Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

4. Expresiones matemáticas:

Cantidad de sustancia en Mol = masa / masa molar

Número de moléculas = moles x Número de Avogadro

Relación estequiométrica entre glucosa, oxígeno y CO₂ a partir de la ecuación balanceada.

5. Solución:

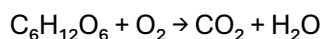
- Cálculo de la masa de glucosa consumida:

Hidratos de carbono por porción: 14.4 g

Hidratos de carbono en 2 porciones: 2 * 14.4 g = 28.8 g

Asumiendo que todos los hidratos de carbono son glucosa: Masa de glucosa consumida = 28.8

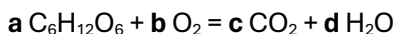
- Ecuación química de la combustión de la glucosa:



c) Balanceo de la ecuación:

Equilibremos esta ecuación usando el método algebraico.

Primero, asignamos todos los coeficientes a las variables a, b, c, d, ...



Ahora escribimos ecuaciones algebraicas para equilibrar cada átomo:

$$\text{C:} \quad 6a = c$$

$$\text{H:} \quad 12a = 2d$$

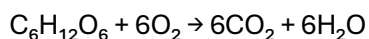
$$\text{O:} \quad 6a + 2b = 2c + d$$

Ahora asignamos a=1 y resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$6 = c$$

$$6 = d$$

$$b = 6$$



- Cálculo de la masa molar:

Masa molar de la glucosa (C₆H₁₂O₆): 180.16 g/mol

Masa molar del CO₂: 44.01 g/mol

- Cálculo de los gramos de CO₂ producidos con exceso de oxígeno:

Moles de glucosa consumida: 28.8 g / 180.16 g/mol = 0.16 mol

Según la ecuación balanceada, 1 mol de glucosa produce 6 mol de CO₂.

Moles de CO₂ producidos: 0.16 mol * 6 = 0.96 mol

Ejercicios resueltos preparación certamen 1

Curso: Desarrollo del pensamiento químico

Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

Gramos de CO₂ producidos: 0.96 moles * 44.01 g/mol = 42.25 g

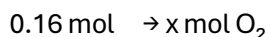
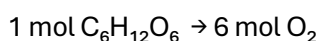
g) Cálculo del reactivo limitante con 100 g de oxígeno:

El reactivo limitante, se agota por completo en una reacción y según la ecuación balanceada tenemos que: $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$

Mol de glucosa: 28.8 g / 180.16 g/mol = 0.16 mol

Mol de oxígeno: 100 g / 32 g/mol = 3.125 mol

Primero, probamos si la glucosa es el reactivo limitante:

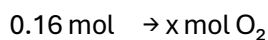
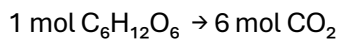


X = 0,96 mol de O₂

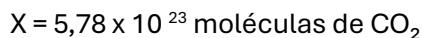
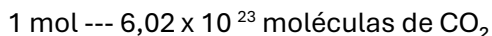
Como 1 mol de glucosa reacciona exactamente con 6 mol de O₂, para que reaccionen por completo 0,16 se requieren 0,96 mol de O₂, pero tenemos 3,125 mol. Es decir, hay un exceso de oxígeno, entonces la glucosa es el reactivo limitante y el oxígeno en exceso.

g) Cálculo de las moléculas de CO₂ producidas con 100 g de oxígeno:

Como la glucosa es el reactivo limitante, usaremos los moles de glucosa para calcular los moles de CO₂ producidos:



Moléculas de CO₂ producidas:



6. Evaluación:

Coherencia de la respuesta: La masa de CO₂ producida (42.25 g) es mayor que la masa de glucosa consumida (28.8 g), lo cual es esperable.

Unidades: Las unidades son correctas (gramos para la masa y moléculas para el número de moléculas de CO₂).

Ejercicios resueltos preparación certamen 1
Curso: Desarrollo del pensamiento químico
Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

Interpretación conceptual:

Al consumir dos cuadraditos de chocolate Trencito, se ingieren 28.8 g de glucosa (asumiendo que todos los hidratos de carbono son glucosa). La combustión completa de esta glucosa en el cuerpo, con suficiente oxígeno, generaría 42.25 g de CO₂. Sin embargo, con 100 g de oxígeno disponible, la glucosa se convierte en el reactivo limitante, y la cantidad de CO₂ producida se reduce a 5.78×10^{23} moléculas.

IV. Disoluciones

1. Ejercicio 1 resuelto tipo seminario

¿Cuántos g y moles de cloruro de potasio (KCl) hay en 25 g de solución al 5 % p/p (m/m)?

Para resolver este problema, primero debemos entender que una solución al 5% p/p o % m/m (es lo mismo), significa que hay 5 g de soluto (KCl) por cada 100 g de solución (KCl + H₂O).

Paso 1: Calcular los gramos de KCl en la solución

La solución tiene un 5% p/p de KCl, así que la cantidad de KCl en 25 g de solución (KCl + agua) es:

$$5 \text{ g KCl} \rightarrow 100 \text{ g solución}$$

$$X \text{ g KCl} \rightarrow 25 \text{ g solución}$$

$$X = 1,25 \text{ g de KCl}$$

Esto también puede resolverse con la fórmula que aparece en la guía de “ideas claves de disoluciones”, intenta como estudio autónomo comprobar que te lo mismo.

Paso 2: Calcular los moles de KCl

La masa molar del cloruro de potasio (KCl) es aproximadamente 74.55 g/mol. Ahora, convertimos los gramos de KCl a mol usando su masa molar:

$$\text{Moles de KCl} = \frac{1.25 \text{ g}}{74.55 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Moles de KCl} \approx 0.0168 \text{ mol}$$

2. Ejercicio 2 resuelto tipo seminario

¿Cuántos gramos de NaCl hay en 50 mL de suero salino al 0,9% m/v?

- Una solución al 0.9% m/v significa que hay 0.9 gramos de NaCl en 100 mL de solución. Entonces, para calcular los gramos de NaCl en 50 mL de suero salino, usamos una regla de tres:

Ejercicios resueltos preparación certamen 1
Curso: Desarrollo del pensamiento químico
Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

$$\frac{0.9 \text{ g NaCl}}{100 \text{ mL}} = \frac{x \text{ g NaCl}}{50 \text{ mL}}$$

Despejamos x :

$$x = \frac{0.9 \times 50}{100} = 0.45 \text{ g de NaCl}$$

Entonces, en **50 mL de suero salino hay 0.45 g de NaCl.**

b. Calcule la osmolaridad (Os) y miliosmolaridad (mOs) de la solución de suero salino

Determinación de la molaridad de NaCl:

La masa molar de NaCl es aproximadamente 58.44 g/mol. Usamos la concentración de NaCl en g/L para determinar la molaridad de NaCl.

Como hay 0.9 g de NaCl en 100 mL de solución, esto equivale a 9 g de NaCl por litro (L) de solución:

$$\text{Molaridad de NaCl} = \frac{9 \text{ g/L}}{58.44 \text{ g/mol}} \approx 0.154 \text{ mol/L}$$

Cálculo de la osmolaridad (Os):

NaCl es un compuesto iónico que se disocia completamente en agua en iones de sodio (Na^+) y cloro (Cl^-). Cada mol de NaCl produce 2 osmoles (1 osmol de Na^+ y 1 osmol de Cl^- , la siguiente simulación te puede ayudar a entenderlo: <https://phet.colorado.edu/en/simulations/sugar-and-salt-solutions>

Miliosmolaridad (mOs):

Para convertir la osmolaridad a miliosmolaridad, multiplicamos por 1000, esto se debe a que 1 Osm = 1000 mOsm:

$$\text{Miliosmolaridad (mOs)} = 0.308 \text{ osmol/L} \times 1000 = 308 \text{ mOsm/L}$$

Así que la **osmolaridad es 0.308 Os** y la **miliosmolaridad es 308 mOs.**

c. Calcule los meq de ion sodio y cloro en 100 mL de suero salino

Sabemos que la concentración es de 0,154 mol/L. En 100 mL (o 0,1 L) de solución, y usando la fórmula de molaridad **M de solución = mol/ L solución**; por lo tanto, la cantidad de moles de NaCl es:

$$\text{Moles de NaCl} = 0.154 \text{ mol/L} \times 0.1 \text{ L} = 0.0154 \text{ mol}$$

Cálculo de meq de Na^+ y Cl^- :

Hay que usar las siguientes formulas:

Ejercicios resueltos preparación certamen 1
Curso: Desarrollo del pensamiento químico
Docentes: Franklin Manrique y Luis Leon

- Mol = g/P.M
- Eq = g/peq
- Peq = masa molar/valencia

Primero se calcula la masa molar del NaCl, que es 58,45 g/mol. La valencia en un compuesto iónico es la carga en valor absoluto del catión y anión, para el Cl⁻ es -1 y para el Na⁺ es +1, entonces para los dos iones:

- Tomando en cuenta las fórmulas de arriba, si la valencia es 1 el peq = masa molar, por lo tanto: mol = eq. Por lo tanto, tenemos 0,0154 eq de Na⁺ y Cl⁻.
- Como 1 eq = 1000 eq queda:

- **Miliequivalentes de Na⁺:**

$$\text{meq de Na}^+ = 0.0154 \text{ mol} \times 1000 = 15.4 \text{ meq}$$

- **Miliequivalentes de Cl⁻:**

$$\text{meq de Cl}^- = 0.0154 \text{ mol} \times 1000 = 15.4 \text{ meq}$$

Por lo tanto, **en 100 mL de suero salino hay 15.4 meq de Na⁺ y 15.4 meq de Cl⁻**

Cada mol de NaCl produce 1 mol de Na⁺ y 1 mol de Cl⁻. el número de equivalentes es igual al número de mol, ya que el Na⁺ tiene carga +1 y el Cl⁻ tiene carga -1