
QUÍMICA

Bachillerato Internacional

Reacciones Químicas
Cálculos estequiométricos

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. REACCIONES QUÍMICAS	2
1.1. TEORÍA DE COLISIONES	2
1.2. SIMBOLOS EN UNA REACCIÓN	3
1.3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	4
1.3.1. ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES	5
1.3.1.1. CÁLCULOS MASA-MASA	5
1.3.1.2. CÁLCULOS VOLUMEN-VOLUMEN	5
1.3.1.3. CÁLCULOS MASA-VOLUMEN	6
1.3.1.4. CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE	6
1.3.1.5. CÁLCULOS CON DISOLUCIONES	6
1.3.1.6. PUREZA O RIQUEZA DE REACTIVOS	6
1.3.1.7. RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN	6
1.3.2. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS	7
1.3.2.1. REACCIONES DE SÍNTESIS	7
1.3.2.2. REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN	7
1.3.2.3. REACCIONES DE SUSTITUCIÓN O DESPLAZA- MIENTO	7
1.3.2.4. REACCIONES ÁCIDO-BASE	8
1.3.2.5. REACCIONES DE REDUCCIÓN y OXIDACIÓN (REDOX)	9
1.4. PROBLEMAS RESUELTOS	10

Capítulo 1

REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es un proceso por el cual unas sustancias iniciales se transforman en otras finales. Las sustancias de partida se denominan **reactivos** y las que se forman **productos**. Por tanto, una reacción química se puede ver como un proceso en el que se recombinan una serie de átomos para formar moléculas nuevas, es decir, se produce una ruptura de enlaces en los reactivos para formar otros nuevos en los productos, este proceso da lugar a un intercambio energético con el exterior.

1.1. TEORÍA DE COLISIONES

La **teoría de colisiones**, propuesta por Trautz y Lewis en 1918, afirma que para que ocurra un cambio químico es necesario que los reactivos colisionen. Sin embargo no todas las colisiones son eficaces, para que un choque sea eficaz deben de cumplir dos condiciones básicas:

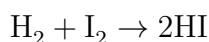
- Que las partículas de reactivos que choquen tengan energía suficiente (energía de activación) para romper sus enlaces y generar unos nuevos.
- Los choques tengan una orientación adecuada.

Ambas condiciones son indispensables para que tenga lugar la reacción química. La tasa de reacción aumentará con el aumento de la temperatura porque una mayor fracción de las colisiones sobrepasará la energía de activación. Los choques que no cumplen estas condiciones y, por tanto, no dan lugar a la reacción, se denominan choques ineficaces.

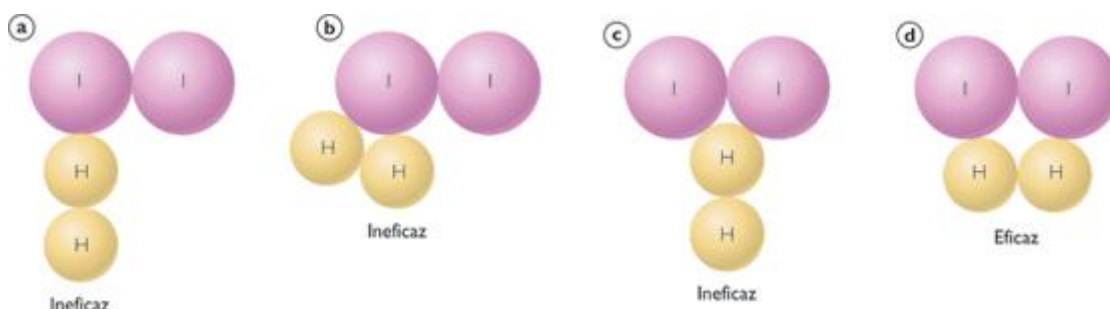
Esta teoría fue posteriormente complementada con la **teoría del estado de transición**. Según ésta, en un choque eficaz se detecta la presencia de una especie intermedia

muy inestable denominada complejo activado. En él se están debilitando unos enlaces y se están formando otros nuevos.

Por ejemplo, en la reacción



se produce la ruptura de los enlaces H–H y I–I para formar la molécula de yoduro de hidrógeno H–I siempre y cuando la energía y el choque de los reactivos sean los adecuados.



1.2. SÍMBOLOS EN UNA REACCIÓN

Una reacción química se representa mediante una ecuación química, en ésta se ponen a la izquierda los reactivos y a la derecha los productos, en medio se coloca una flecha que indica el sentido de la reacción. Todas las sustancias deben expresarse con sus correspondientes fórmulas moleculares. Si tenemos varias sustancias iniciales o finales se separan con el símbolo de la suma.



En la reacción química también hay que indicar el estado de agregación de las sustancias que intervienen en ella, esto se hace colocando detrás de cada sustancia las letras entre paréntesis *s*, *l*, *g*, *aq*, que indican respectivamente, sólido, líquido, gas y disolución.

Por último, la reacción química debe estar **ajustada**, esto es, debe tener el mismo número de átomos de un elemento en reactivos y productos. Esto se indica colocando números enteros o fraccionarios delante de las fórmulas de las sustancias, estos números se conocen como **coeficientes estequiométricos**. Estos coeficientes estequiométricos pueden significar, moléculas, moles o volúmenes (si estamos en una

reacción química entre gases).

Muchas veces se pone el símbolo Δ encima de la flecha de la reacción química para indicar que para llevar a cabo la reacción es necesario calor, otras veces para indicar esto mismo se pone en el lado de los reactivos la letra Q , si ocurre el proceso contrario, esto es, se desprende calor, se coloca la Q en el lado de productos.

Si la reacción química es irreversible la flecha que separa las sustancias reaccionantes de las sustancias producto es única y con el sentido hacia los productos, sin embargo, si la reacción química da lugar a un equilibrio (es decir, la reacción química es reversible) la flecha pasa a ser doble, la de más arriba dirigida hacia los productos y la de abajo con el sentido de la flecha dirigida a los reactivos.



1.3. CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

El ajuste de la reacción química nos proporciona las cantidades de cada sustancia (moléculas, moles o incluso volúmenes) con las que se relacionan en la reacción. Este ajuste se denomina ajuste estequiométrico y los cálculos necesarios para conocer todas las cantidades implicadas en la reacción se denomina **cálculos estequiométricos**. Estos cálculos están basados en las leyes vistas en el tema 6 del Bloque 1, así, por ejemplo podemos citar:

- **Ley de la conservación de la masa:** Fue enunciada por Lavoisier y dice *En una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.*
- **Ley de Gay-Lussac:** *Cuando la Presión y la Temperatura son constantes en una reacción química, los volúmenes de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos guardan una relación numérica sencilla.*
- **Ley de los gases ideales (Ecuación de Clapeyron):** El volumen de cualquier gas depende de las condiciones en las que se mide. Así, el volumen de un mol de moléculas o átomos de cualquier gas en condiciones normales (cn), 1 atm (760 mmHg) y 273 K, es de 22,4 litros. Si tenemos n moles,

$$PV = nRT$$

Siendo R la constante de los gases ideales y cuyo valor es $0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$.

- **Ley de Dalton o de la suma de las presiones parciales:** *La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de sus componentes.* $P = P_A + P_B + P_C + \dots$ Donde la presión parcial de un gas es igual a la fracción molar del gas multiplicada por la presión total de la mezcla, $P_i = x_i P$

Los pasos a seguir para llevar a buen termino los cálculos estequiométricos serian:

1. Escribir la reacción con sus fórmulas moleculares correctas tanto para reactivos como productos.
2. Ajustar la reacción.
3. Convertir en moles las cantidades de materia (gramos) que nos dan como datos.
4. Hallar los moles de las sustancias que no tenemos mediante los coeficientes estequiométricos obtenidos al ajustar la reacción y utilizando factores de conversión. No realizar estos cálculos mediante reglas de tres.
5. Hallar los resultados que nos están pidiendo en el problema. Estos resultados pueden ser simplemente moles o gramos, moléculas e incluso volúmenes.

A la hora de realizar los cálculos estequiométricos, es muy conveniente utilizar factores de conversión.

Tener en cuenta posibles rendimientos de las reacciones químicas, riquezas o purezas de reactivos y por supuesto, las distintas formas de expresar la concentración de cualquier mezcla homogénea o heterogénea.

1.3.1. ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES

Los reactivos y productos pueden encontrarse en diferentes estados de agregación, algunos son sólidos, otros líquidos, otros gaseosos e incluso podemos tener sustancias que forman parte de una disolución. Esto genera una gran cantidad de combinaciones que podemos resumir en los siguientes apartados:

1.3.1.1. CÁLCULOS MASA-MASA

Para conocer la masa de un producto o reactivo sabiendo la masa del otro, hay que conocer la relación molar entre las sustancias dad por la ecuación química ajustada.

1.3.1.2. CÁLCULOS VOLUMEN-VOLUMEN

Cuando tenemos sustancias gaseosas y queremos hallar su volumen, procedemos de forma similar a la anterior, es decir, utilizamos la relación molar entre ambas y posteriormente haríamos uso de la ley de los gases ideales.

1.3.1.3. CÁLCULOS MASA-VOLUMEN

Las combinaciones entre cantidad de materia y volumen de una sustancia gaseosa vienen relacionadas por medio de la ecuación los gases ideales. Por tanto, podríamos hallar primero la relación en moles de las sustancias y posteriormente, hallar el volumen de la sustancia gaseosa con la Ley de Clapeyron.

1.3.1.4. CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE

En la industria o laboratorio las cantidades de reactivos utilizados experimentalmente no son estequiométricos. Esto implica que la reacción finaliza cuando uno de los reactivos se consume. Se denomina **reactivo limitante** al que se consume en su totalidad y **reactivo en exceso** al que sólo se consume parcialmente.

Una vez encontrado cuál es el reactivo limitante realizaremos con él todos los cálculos estequiométricos.

1.3.1.5. CÁLCULOS CON DISOLUCIONES

En este caso tenemos que tener en cuenta las concentraciones de las disoluciones que intervienen para calcular la cantidad de reactivo presente. Hay que conocer las diferentes formas de poder expresar la concentración de una disolución para hallar la cantidad de moles del soluto.

1.3.1.6. PUREZA O RIQUEZA DE REACTIVOS

Otras veces los reactivos utilizados no son puros, es decir, se encuentran formando parte de una mezcla de sustancias homogénea o heterogénea y hay que conocer en que cantidad se encuentra este reactivo. La pureza del reactivo se da mediante un tanto por ciento,

$$pureza = \frac{masa\ pura}{masa\ total} \cdot 100$$

1.3.1.7. RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

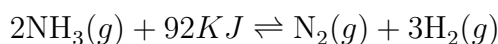
En general, en una reacción química se obtienen menos cantidades de productos de los que teóricamente deberían producirse. Esto es consecuencia de posibles reac-

ciones secundarias, condiciones no óptimas o simplemente por razones energéticas. Entonces, definimos el rendimiento de una reacción química mediante un tanto por ciento cuya expresión es,

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \cdot 100$$

1.3.2. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Como hemos visto, en las reacciones químicas se producen rupturas y formación de enlaces que dan lugar a nuevas sustancias. Debido a estas reorganizaciones intermoleculares las reacciones químicas siempre van acompañadas de un intercambio energético con el entorno. Así, cuando una reacción química cede calor al entorno se habla de **reacciones exotérmicas** y cuando absorbe calor del medio de **reacciones endotérmicas**.



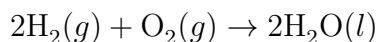
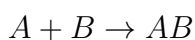
El calor absorbido o cedido en una reacción química se denomina **calor de reacción**, $Q_{\text{reacción}}$. Matemáticamente se expresa como $Q_{\text{reacción}} = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}}$.

En una reacción endotérmica los productos tienen más energía que los reactivos y una reacción exotérmica los productos tienen menos energía que los reactivos. Cuanto más fuerte y estable es un compuesto mayor energía se necesitará para romper o debilitar sus enlaces.

Además de por su intercambio energético con el exterior, las reacciones químicas se pueden clasificar en tres/cuatro grandes grupos:

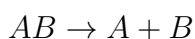
1.3.2.1. REACCIONES DE SÍNTESIS

En estas reacciones se combinan dos o más elementos para formar un compuesto determinado.



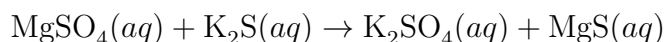
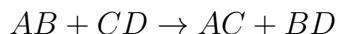
1.3.2.2. REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

Son aquellas en las que un compuesto se descompone en los elementos que la forman.



1.3.2.3. REACCIONES DE SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO

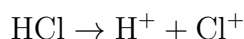
En éstas un elemento que forma parte de un compuesto es sustituido por otro.



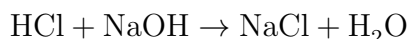
Para finalizar, existen dos grandes modelos que pertenecen a este último grupo y que da cuenta del nivel de desarrollo industrial de un país. Desde el punto de vista químico hacen referencia a los cambios en los estados de oxidación de los elementos que entran en la sustitución o doble sustitución.

1.3.2.4. REACCIONES ÁCIDO-BASE

En éstas no existen cambios en los estados de agregación de los elementos. Se produce entre un tipo de sustancias denominadas *ácidos* y otras denominadas *bases*. Según la **teoría iónica de Arrhenius** los ácidos son aquellas sustancias que ceden H^+ en disolución acuosa y las bases sería aquella que cede OH^- . Dicho de otra forma, los ácidos son sustancias que contienen hidrógeno y las bases las que tienen grupos OH^- .



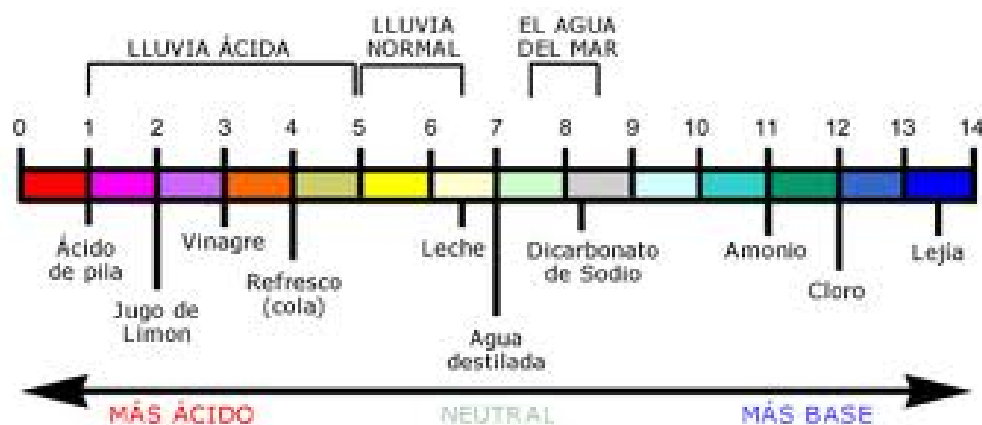
El grado de acidez o basicidad de una disolución se mide utilizando el **concepto de pH**. Así, un $\text{pH} < 7$ se llama ácido, $\text{pH} = 7$ sería neutro y $\text{pH} > 7$ daría lugar a una disolución básica. Las reacciones de neutralización son aquellas que se dan entre un ácido y una base para dar una sal más agua.



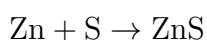
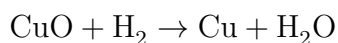
Para conocer el viraje de una disolución de un medio a otro se utilizan compuestos denominados indicadores, éstos cambian de color según estén en medio ácido o básico. Sin embargo, si queremos conocer el pH de una disolución se hace uso del papel indicador.

1.3.2.5. REACCIONES DE REDUCCIÓN y OXIDACIÓN (REDOX)

Estas reacciones sí dan lugar a cambios en los estados de agregación de los elementos. En un primer momento se creía que la oxidación se producía cuando una sustancia ganaba átomos de oxígeno y la reducción, cuando los perdía. Más adelante cuando empezaron a observarse este tipo de reacciones en ausencia de oxígeno se vio que la causa era la pérdida o ganancia de electrones, oxidación y reducción respectivamente.



Debido a esta paridad, ambos fenómenos ocurren a la vez en este tipo de reacciones químicas, de ahí que se denominen reacciones redox.

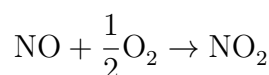


Las reacciones de combustión son reacciones REDOX en donde se produce una oxidación rápida de alguna sustancia.

1.4. PROBLEMAS RESUELTOS

1. El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno para producir dióxido de nitrógeno: Pesos atómicos: O = 16 g/mol, N = 14 g/mol

- Escribe la reacción y ajusta
 - Calcula los moles de reactivos necesarios para producir 80 gramos de dióxido de nitrógeno.
 - ¿Qué cantidad de dióxido de nitrógeno se forma a partir de 50 g de monóxido de nitrógeno si el rendimiento de la reacción es de un 80 %?
- a) En este caso el ajuste lo realizamos por tanteo, quedando la reacción química ajustada,



- b) Para calcular los moles de reactivos necesarios para obtener 80 gramos de NO_2 primero hallamos los moles de NO_2 , después mediante cálculos estequiométricos hallamos los moles de reactivos necesarios para producir la reacción experimentalmente y finalmente los gramos de cada una de las sustancias iniciales.

$$n = \frac{g}{P.m.(\text{NO}_2)} = \frac{80}{46} = 1,74 \text{ moles NO}_2$$

$$\text{moles NO} = 1,74 \text{ moles NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol NO}_2} = 1,74 \text{ moles}$$

$$\text{moles O}_2 = 1,74 \text{ moles NO}_2 \cdot \frac{\frac{1}{2} \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol NO}_2} = 0,87 \text{ moles}$$

y por último, los gramos de cada reactivo

$$n = \frac{g}{P.m.(\text{NO})} \rightarrow g = n \cdot (P.m.(\text{NO})) = 1,74 \cdot 30 = 52,2 \text{ gramos de NO}$$

$$n = \frac{g}{P.m.(\text{O}_2)} \rightarrow g = n \cdot (P.m.(\text{O}_2)) = 0,87 \cdot 32 = 27,84 \text{ gramos de O}_2$$

- c) Teniendo en cuenta el rendimiento,

$$50 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30 \text{ g NO}} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol NO}} \cdot \frac{80}{100} \cdot \frac{46 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} = 61,3 \text{ g NO}_2$$

2. Escribe y ajusta la reacción química correspondiente a la combustión del alcohol etílico $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH}$, en estado líquido, produciendo dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, se necesita para la combustión completa de 20 g de alcohol?

Realizamos el ajuste,



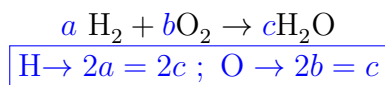
Recordemos que las condiciones normales hacen referencia a una presión de 1 atm y 273 K de temperatura. Utilizando los factores de conversión,

$$20 \text{ g } \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH}}{46 \text{ g } \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{1 \text{ mol alcohol}} = 1,3 \text{ moles } \text{O}_2$$

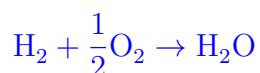
Para conocer el volumen que ocupan estos moles aplicamos la ley de los gases ideales,

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,3 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 29,2 \text{ litros } \text{O}_2$$

3. Una mezcla de 10 g de hidrógeno y 10 g de oxígeno da lugar a agua. Responde a las siguientes preguntas: Pesos atómicos: O = 16 g/mol, H = 1 g/mol.
- Ajusta la reacción química.
 - ¿Cuál es el reactivo limitante de la reacción?
 - ¿Cuánta cantidad sobra del reactivo en exceso?
 - ¿Cuántos gramos de agua se forman?
- a) Aunque el ajuste sea fácil, vamos a recordar el método algebraico



$$\boxed{a=1} \rightarrow c = 1 ; b = \frac{1}{2}$$



- b) Para conocer el reactivo limitante podemos utilizar dos métodos, en el primero relacionamos los reactivos entre sí y observamos cuánta cantidad necesitamos de cada uno para la reacción completa, y en el segundo relacionamos cada uno de los reactivos con el producto formado, siendo el reactivo limitante el que menor cantidad de producto forme.

PRIMER MÉTODO

$$10 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \cdot \frac{1/2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 80 \text{ g O}_2$$
$$10 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1/2 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,25 \text{ g H}_2$$

Como podemos ver el reactivo limitante sería el O_2 ya que necesitamos 80 gramos de Oxígeno para que reaccionaran con los 10 g de Hidrógeno que tenemos.

SEGUNDO MÉTODO

$$10 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 90 \text{ g H}_2\text{O}$$
$$10 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1/2 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 11,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

También, con el segundo método, vemos que la cantidad de producto formado es menor con el O_2 que con el H_2 , por tanto, el reactivo limitante es el Oxígeno.

- c) ¿Cuánta cantidad sobra del reactivo en exceso?

A partir de los datos del primer método podemos hallar cuanto H_2 ha sobrado,

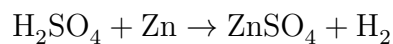
$$10 \text{ g H}_2 - 1,25 \text{ g H}_2 \text{ reaccionan} = 8,75 \text{ gramos H}_2$$

- d) ¿Cuántos gramos de agua se forman?

Según el apartado b se formarán 11,25 g de H_2O .

4. El ácido sulfúrico reacciona con el cinc obteniéndose sulfato de cinc e hidrógeno. ¿Cuántos gramos de cinc reaccionan con 200 cm^3 de disolución 0,2 M de ácido sulfúrico?

Escribimos y ajustamos la reacción



Fijaros que lo que nos están dando es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico. Entonces, de esta disolución hallamos los moles de ácido que reaccionarán en la reacción para posteriormente hallar mediante los calculos pertinentes los gramos de cinc necesarios para que ambos reactivo se consuman. Utilizando factores de conversión,

$$0,2 \text{ l H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ l H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{65,4 \text{ Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 2,616 \text{ gramos Zn}$$