



Estequiometría

Cuando se produce una reacción química, cuál es la relación de masa de los reactivos en los que se produce? Cuánto producto se forma? Qué limita a la reacción?

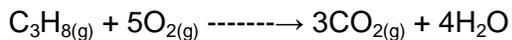
Todas estas preguntas tienen respuesta en la **estequiometría**, que se encarga de establecer relaciones de cantidad entre reactivos, entre productos, o entre reactivos y productos. Las cantidades pueden expresarse en masa, moles, volumen (gases CNPT), etc.

El primer paso consiste en tener la ecuación que representa a la reacción química bien escrita y balanceada.

Problemas básicos

1-

Dada la reacción de combustión del propano:



- Cuántos moles de O_2 se necesitan para quemar completamente 10 moles de C_3H_8 ?
- Cuántos gramos de CO_2 se producen si se queman 2 moles de C_3H_8 ?
- Cuántos gramos de O_2 se necesitan para oxidar completamente 127 g de C_3H_8 ?

Hay que comenzar sacando los pesos molares.

$$\text{C}_3\text{H}_8 = 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$$

Según la reacción 1 mol de C_3H_8 reacciona con 5 moles de O_2 y dan 3 moles de CO_2 y 4 de agua

$$\text{a- } 10 \text{ moles } \text{C}_3\text{H}_8 \times 5 \text{ moles } \text{O}_2 / 1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8 = \mathbf{50 \text{ moles } \text{O}_2}$$

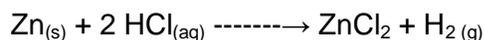
b- 1 mol de C_3H_8 produce 132 g de CO_2 (3 moles), por lo que 2 moles producirán **264 g de CO_2**

c. 44 g de C_3H_8 reaccionan con 160 g de O_2

$127 \text{ g } C_3H_8 \times 160 \text{ g } O_2 / 44 \text{ g } C_3H_8 = \mathbf{461,82 \text{ g}}$

2-

El cinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso. Calcula qué volumen de hidrógeno en C.N se desprende cuando reacciona 5 Kg de cinc.



A partir de 1 mol de Zn, se obtiene 1 mol de H_2 y en CN 1 mol de H_2 son 22,4 litros, de donde:

65,4 g de Zn \longrightarrow 22,4 l por lo que con 5000 g se obtendrán:

$5000 \times 22,4 / 65,4 = \mathbf{1712, 54 \text{ litros.}}$

3-

Un método comercial para obtener hidrógeno consiste en hacer reaccionar el hierro y el vapor de agua según la siguiente ecuación.



¿Cuántos moles de hidrogeno se pueden obtener si 42,7 g de hierro reacciona con un exceso de vapor de agua?

¿Cuántos gramos de agua se consumen cuando 63,5 g de hierro se transforman en Fe_3O_4 ?

Si se producen 7,36 moles de hidrógeno. ¿Cuántos gramos de Fe_3O_4 se forman al mismo tiempo?

Una vez balanceada hay que hallar las cantidades estequiométricas, que en este caso son:

3 moles de Fe reaccionan con 4 moles de H_2O y dan 1 mol de Fe_3O_4 y 4 moles de H_2 , o lo que es lo mismo:

168 g de Fe reaccionan con 72 g de H_2O y dan 232 g de Fe_3O_4 y 8 g de H_2

1- 168 g de Fe dan 4 moles de H_2 , si se tienen 42,7 g:

$42,7 \times 4 / 168 = \mathbf{1,02 \text{ moles}}$

2- $63,5 \text{ g Fe} \times 72 \text{ g } H_2O / 168 \text{ g Fe} = \mathbf{31,5 \text{ g } H_2O}$

3- Se obtienen al mismo tiempo 1 mol de Fe₃O₄ y 4 de H₂. Si se producen 7,36 moles de H₂:

$$7,36 \times 1 / 4 = \mathbf{1,84 \text{ moles de Fe}_3\text{O}_4}$$

4-

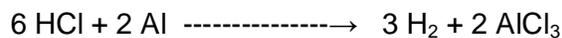
Un trozo de una hoja de aluminio que mide 10,25 cm × 5,50 cm × 0,601 mm y tiene una densidad de 2,70 g / cm³ se disuelve en un exceso de ácido clorhídrico HCl_(dis). ¿Qué masa de H_{2(g)} se obtiene?

Hay que empezar hallando la masa de aluminio que se tiene.

$$m = d \times V$$

$$V = 10,25 \text{ cm} \times 5,5 \text{ cm} \times 0,000601 \text{ cm} = 0,0339 \text{ cm}^3$$

$$m = 2,70 \text{ g / cm}^3 \times 0,0339 \text{ cm}^3 = 0,0915 \text{ g}$$



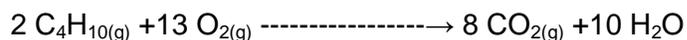
2 moles de aluminio dan 3 de H₂. 54 g de aluminio dan 6 g de H₂.

los 0,0915 g:

$$\mathbf{0,0915 \times 6 / 54 = 0,0102 \text{ g}}$$

5-

¿Qué masa de dióxido de carbono se produce de la combustión de 150 g de gas butano?



Siempre se parte de la ecuación balanceada que indica que dos moles de butano reaccionan con trece de oxígeno y dan 8 de dióxido y 10 de agua. Hallando los pesos molares se establecen relaciones de masa.

$$\text{C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ g/mol}$$

$$\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$$

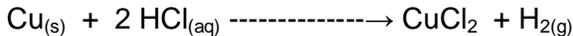
De lo que se observa que 116 g de butano (2 X 58) dan 352 g de dióxido (8 x 44).

Ahora si se parte de 150 g de butano, se tienen:

$$150 \times 352 / 116 = \mathbf{455,17 \text{ gramos}}$$

6-

Dada la reacción



¿Cuánto cobre reaccionará con 6 moles de HCl? ¿Cuántos moles y cuántos gramos de dicloruro de cobre se formarán?

Según la reacción, 1 mol de Cu reacciona con 2 moles de HCl, es decir que con 6 de HCl van a reaccionar **3**.

Con un planteo similar, se van a formar **3 moles** de dicloruro de cobre

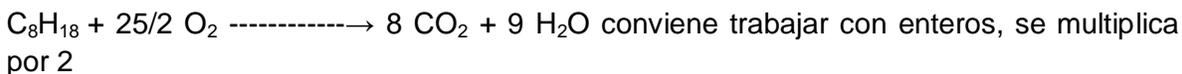
Para determinar cuántos gramos se formarán hay que hallar antes el PM

$$\mathbf{\text{masa de dicloruro} = 3 \text{ moles} \times \text{PM} = 3 \text{ moles} \times 134,5 \text{ g / mol} = 403,5 \text{ g}}$$

7-

Uno de los componentes principales de la nafta es el octano, C_8H_{18} . Cuando este hidrocarburo se quema completamente en el aire, forma dióxido de carbono y vapor de agua. El depósito de combustible de un automóvil tiene una capacidad aproximada de unos 60 litros y la densidad del octano es de 0,70 g/ml. ¿Qué volumen de aire, que contiene un 21% de oxígeno en volumen, se necesitará, a 765 mmHg y 25 °C, para quemar completamente el contenido del depósito? Suponer que la nafta está formada solamente por octano.

El primer paso es plantear y balancear la reacción:



Se halla luego la cantidad de octano que se tiene.

$$\text{masa} = \text{volumen} \times \text{densidad}$$

$$60000 \text{ ml} \times 0,70 \text{ g/ml} = 42000 \text{ g}$$

Se sacan los pesos molares para hallar las cantidades estequiométricas que reaccionan;

$$\text{C}_8\text{H}_{18}: 114 \text{ g/mol}$$

$$\text{O}_2: 32 \text{ g/mol}$$

Reaccionan 228 g de C₈H₁₈ (2 moles) con 800 g de O₂ (25 moles), los 42000 g de octano reaccionan con:

$$42000 \times 800 / 228 = 147368,42 \text{ g de O}_2$$

Para aplicar la ecuación general de los gases hay que hallar las moles: $147368,42 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 4605,26 \text{ mol}$

$$V = n \times R \times T / P$$

$$V = 4605,26 \text{ moles} \times 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm} / \text{°K} \cdot \text{mol} \times 298 \text{ °K} / 1,01 \text{ atm} = 111419,93 \text{ l de O}_2 \text{ necesarios}$$

si el aire tiene 21 % de O₂ se requieren:

$$111419,93 \times 100 / 21 = 5,31 \times 10^5 \text{ l de aire}$$

Rendimiento de una reacción

La cantidad de producto teórica no se obtiene en una reacción por diversos motivos, entre los que pueden mencionarse:

Las pérdidas debido a la manipulación, condiciones de reacción inadecuadas, separación de producto de la mezcla final, reacciones secundarias, etc.

Debido a ello cuando se determina las cantidades de reactivos que se van a utilizar para obtener determinada cantidad de producto se deben hacer los ajustes según el rendimiento específico de esa reacción.

Cantidad de producto obtenida = cantidad de producto teórica x rendimiento

8-

La mayor parte del metanol se produce comercialmente por la reacción del monóxido de carbono con hidrógeno gaseoso, a temperatura ambiente y presiones elevadas, según la siguiente ecuación:



Se dispone de 2 métodos para obtener el alcohol. El primero, tiene un rendimiento del 80% pero solo utiliza sustancias puras (100%), mientras que el segundo tiene un rendimiento del 99% utilizando sustancias cuya pureza puede ser por lo menos igual al 80%. compare los resultados que pudiera obtener por ambos métodos y decida cuál es el mejor (el que más producto obtiene). Se tienen 720 g de CO y 550 g de H₂.

28 g de CO reaccionan con 4 g de H₂ y dan 32 g de CH₃OH

Si se tienen 720 g de CO y 550 g de H₂, el primero es el limitante por lo que se deberían obtener

$720 \times 32 / 28 = 822,86$ si el rendimiento fuera del 100 %, pero como es del 80 %, se obtienen

$$822,86 \times 0,8 = \mathbf{658,29 \text{ g}}$$

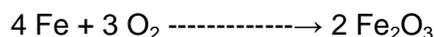
En el segundo caso si la pureza de cada reactivo es del 80 %, se tienen 576 g de CO y 440 g de H₂, con un razonamiento similar al anterior, la cantidad de alcohol obtenido es

$576 \times 32 / 28 = \mathbf{658,29}$ si ahora tenemos en cuenta el rendimiento de la reacción se obtiene el 99 % de esa cantidad, es decir que en este caso se obtiene **651,7 g**, es más conveniente el primero

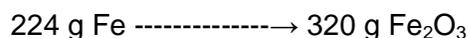
9-

En la oxidación de 80 g de hierro con el suficiente oxígeno se obtienen 95 g de óxido de hierro (III). Determina:

- El rendimiento de la reacción
- La cantidad de hierro que no se ha oxidado



4 moles de Fe dan 2 de Fe₂O₃, o sea que 224 g de Fe dan 320 g de Fe₂O₃



$80 \text{ g Fe -----} \rightarrow x = 80 \times 320 / 224 = 114,29 \text{ g}$ (masa teórica a obtener con rendimiento 100 %)

$$\mathbf{\text{Rendimiento}} = \text{masa real} / \text{masa teórica} \times 100 = 95 / 114,29 \times 100 = \mathbf{83,12 \%}$$

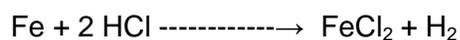
si reaccionó el 83 % del hierro, reaccionaron $80 \times 0,83 = 66,4 \text{ g}$

quedaron sin reaccionar: $80 \text{ g} - 66,4 \text{ g} = \mathbf{13,6 \text{ g}}$

10-

Se hacen reaccionar 11g de Fe (hierro) con 0,3 mol de HCl (ácido clorhídrico) ¿cuántos gramos de FeCl₂ se recogen si la eficiencia de la reacción es del 92%?

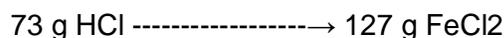
Planteando y balanceando la reacción:



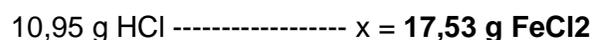
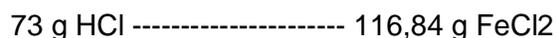
Si se determinan las cantidades estequiométricas se tiene que 56 g de Fe reaccionan con 73 g de HCl (redondeando masas molares).

Según los datos del problema se tienen 11 g de Fe y 0,3 mol de HCl es decir $0,3 \text{ mol} \times 36,5 \text{ g/mol} = 10,95 \text{ g}$ de HCl de lo que se desprende que el HCl es el reactivo limitante y va a determinar la cantidad de producto formado.

Según la reacción



Como el rendimiento es del 92 % la cantidad obtenida será: $127 \times 0,92 = 116,84$



11-

En ácido sulfúrico concentrado, el etanol forma dietil éter y agua :



Si 50 g de etanol rinde 35,9g de éter ¿cuál es el rendimiento?

La ecuación balanceada indica que 2 moles de etanol dan una mol de dietil éter. En masa 92 g de etanol dan 74 g de dietil éter.

si se tienen 50 g de etanol con un rendimiento del 100 % debería obtenerse:

$$50 \times 74 / 92 = 40,22 \text{ g}$$

$$\text{Rendimiento: } \text{masa real} / \text{masa teórica} \times 100 = 35,9 / 40,22 \times 100 = \mathbf{89,26 \%}$$

Pureza de los reactivos

Todos los reactivos contienen algún tipo de impurezas, si se trata de reactivos de grado analítico las impurezas se encuentran detalladas en clase y cantidad.

Cuando se realizan cálculos estequiométricos es necesario tener en cuenta el porcentaje de impurezas que tienen los reactivos.

12-

Se mezclan 120 gr de H₂S (sulfuro de hidrógeno) 75 % de pureza con 3 moles de NaOH (hidróxido de sodio) ¿Cuántos gramos de sal se obtendrán con 100 % y 90 % de rendimiento?

De los 120 gramos de H₂S, 90 son puros.

La reacción balanceada es:



Según la reacción 34 g de H₂S reaccionan con 2 moles de NaOH (80 gramos) y se obtienen 78 g de Na₂S. Si se tienen 90 g de H₂S y 120 g de NaOH, el último es el limitante y se forman:

Con 100 % de rendimiento: $120 \times 78 / 80 = 117$ **gramos**

Con 90 % : $0,90 \times 117 = 105,3$ **gramos**

13-

Los carbonatos de metales pesados se descomponen por el calor en dióxido de carbono y el óxido del metal correspondiente. Calcula la masa de cal viva (CaO) que se obtiene al calentar 100 kg de piedra caliza que contiene un 80 % de CaCO₃



1mol de carbonato da 1 de óxido y 1 de dióxido. Entonces si se hallan los pesos molares se tiene:

100 g de CaCO₃ dan 56 g de CaO

En 100 kg de piedra caliza se tienen 80 kg de carbonato (80 % pureza).

80000 g de carbonato dan:

$80000 \times 56 / 100 = 44800$ g = 44,8 kg

Problemas con gases

Cuando se plantea una reacción en la que por lo menos uno de los reactivos o productos es un gas y las condiciones de presión y temperatura son normales (CNPT) pueden además plantearse relaciones de volumen.

Debe considerarse que el volumen de 1 mol de un gas, en condiciones normales de presión y temperatura, es de 22,4 litros. Como se explicó antes, se plantea y balancea la reacción antes de establecer relaciones entre cantidades de reactivos o reactivos y productos.

Nota: CNPT 0° C y 1 atm de presión

14-

Calcular el volumen de H_{2(g)} medido a 26 ° C y 751 torr que hace falta para reaccionar con 28.5 litros de CO_(g) medidos a 0°C y 760 mmHg según la reacción:



Hay que comenzar hallando el número de moles de CO. Como se trata de condiciones normales de P y T (1 atm y 0 °C) el volumen de 1 mol es 22,4 litros

Por lo que si se tienen 28.5 litros

$$28,5 \text{ l} / 22,4 \text{ l/mol} = 1,27 \text{ mol}$$

Según la reacción 3 moles de CO reaccionan con 7 de H₂ por lo que 1,27 mol reaccionan con:

$$1,27 \times 7 / 3 = \mathbf{2,96 \text{ moles de H}_2}$$

Aplicando la ecuación de los gases;

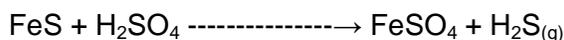
$$V = n \times R \times T / P$$

$$V = 2,96 \text{ moles} \times 0,082 \text{ l.atm/}^\circ\text{K.mol} \times 299 \text{ }^\circ\text{K} / 0,988 \text{ atm}$$

$$\mathbf{V = 73,45 \text{ litros de H}_2}$$

15-

El sulfuro ferroso con ácido sulfúrico da sulfato ferroso y se libera ácido sulfhídrico. Calcular el volumen de ácido sulfhídrico medido a 20° y 1.5 atmósferas que se obtendrá al atacar 100 kilos de un mineral con una riqueza del 85% en sulfuro ferroso



Según la reacción balanceada 1 mol de FeS da 1 de SFe, lo que es lo mismo, 88 g de FeS dan 34 g de H₂S.

Si se tienen 100000 g de mineral de 85 % riqueza, se tienen 85000 g de FeS.

Esos 85000 g de FeS dan:

$$85000 \text{ g} \times 34 \text{ g} / 88 \text{ g} = 32840.91 \text{ g de H}_2\text{S}$$

$$\text{moles} = \text{masa} / \text{PM} = 965.91 \text{ moles}$$

Como se trata de un gas se puede aplicar la ecuación general de los gases

$$V = n \times R \times T / P$$

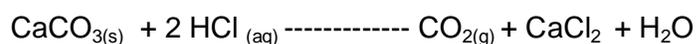
$$V = 965,91 \text{ moles} \times 0,082 \text{ l. atm} / ^\circ\text{K. mol} \times 293 \text{ }^\circ\text{K} / 1,5 \text{ atm} = \mathbf{15471,30 \text{ litros}}$$

Reactivos en solución

Muchas veces cuando se plantea una reacción química, uno de los reactivos se agrega en forma de solución. Para plantear relaciones de cantidad entre reactivos o entre reactivo y producto, se debe considerar en principio cuantas moles se tienen en el volumen utilizado.

16-

Cuando se quiere determinar la pureza de la piedra caliza se agrega una solución de ácido clorhídrico según la siguiente reacción:



En un análisis se toman 8 g de mineral y se agrega gota a gota 200 ml de ácido clorhídrico 0,3 M hasta completar la reacción (que no se desprenda más CO_2). Desea hallarse la cantidad de carbonato presente para determinar la pureza.

Procedimiento:

Deben hallarse las moles presentes en 200 ml de solución 0,3 M.

$$\mathbf{0,3 \text{ moles} / \text{litro} \times 0,2 \text{ litro} = 0,06 \text{ moles}}$$

Según la reacción planteada 2 moles de HCl reaccionan con 1 mol de CaCO_3 por lo que si se plantea la proporción correspondiente se tienen **que 0,06 moles reaccionan con 0,03 moles de carbonato.**

Para hallar la cantidad de gramos que han reaccionado se calcula el peso molar.

$$\text{PM CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$$

De lo que resulta que **0,06 moles corresponden a 6 g.**

Si la muestra de mineral tenía una masa de 8 g, puede hallarse la pureza en %.

$$8 \text{ g mineral impuro} \text{-----} 6 \text{ g carbonato}$$

$$100 \text{ g mineral impuro} \text{-----} x = 75 \text{ g carbonato}$$

La pureza del mineral es del 75 %

Reactivo limitante

Dijimos que en los reactivos se unen en determinadas proporciones, llamadas cantidades estequiométricas. Ahora bien cuando se tienen dos cantidades no estequiométricas de reactivos, cuánto reacciona?

Cuánto y de cuál de los reactivos es el exceso?

Cuánto producto se forma?

Para responder a estos interrogantes se debe averiguar cuál es el reactivo limitante (RL).

Para interpretar el concepto supongamos una situación cotidiana: para hacer una torta se necesitan, entre otras cosas, 3 huevos y 2 tazas de harina. Se tienen 6 huevos y 10 tazas de harina.

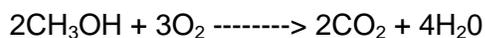
Qué ingrediente está limitando la reacción?

Cuánto producto se forma?

Los huevos permiten duplicar la receta mientras que la harina permite hacerla 5 veces. El límite lo ponen los huevos. Son el ingrediente limitante. Determinan también cuánto del otro vamos a utilizar y cuánto producto obtendremos. En este caso se podrán hacer 2 tortas, se utilizarán todos los huevos y quedará un excedente de 6 tazas de harina.

17-

Cuando 24 moles de metanol y 15 moles de oxígeno se combinan en una reacción de combustión



¿Cuál es el reactivo en exceso y el número de moles de éste que permanecen al final de la reacción?

El reactivo limitante es el oxígeno (la relación es 3/2), para 24 moles de metanol se requerirían 36 moles de oxígeno. Al ser el limitante determina cuánto producto se forma y cuánto reacciona del reactivo que está en exceso.

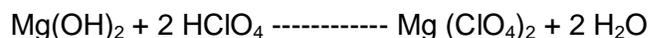
Con 15 de oxígeno reaccionan 10 de metanol.

El exceso son 24 - 10 = 14 moles de metanol

18-

Se hacen reaccionar un mol de moléculas de HClO_4 con 32 gramos de $\text{Mg}(\text{OH})_2$?

Calcular la cantidad de reactivo que está en exceso expresado en gramos y moles de moléculas.



Las cantidades estequiométricas son:

58 g de Mg(OH)_2 reacciona con 201 g de HClO_4 (1 mol de HClO_4 son 100,5 g)

Se tienen 32 g de Mg(OH)_2 y 100,5 g de HClO_4

el ácido es el reactivo limitante por lo que el hidróxido está en exceso. Con la cantidad dada de ácido reaccionan:

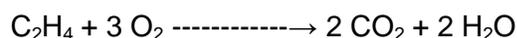
$$100,5 \text{ g} \times 58 \text{ g} / 201 \text{ g} = 29 \text{ g de } \text{Mg(OH)}_2$$

Si se tienen 32, el exceso es **3 g de Mg(OH)_2**

la cantidad de moles en exceso es: masa / PM = **3 g / 58g/mol = 0,052 moles**

19-

El eteno (C_2H_4) reacciona con el oxígeno (O_2) y se obtiene dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Se pide ajustar la reacción y calcular las masas de los productos si reaccionan 14 g de eteno y 24 g de oxígeno.



Según esta reacción 28 g de C_2H_4 reaccionan con 96 g de O_2 . Si se tienen 14 g de eteno y 24 g de oxígeno, éste último es el reactivo limitante y por lo tanto determinará cuánto producto se va a formar.

$$96 \text{ g } \text{O}_2 \text{ ----- } 2 \times 44 \text{ g } \text{CO}_2$$

$$24 \text{ g } \text{O}_2 \text{ ----- } x \text{ g } \text{CO}_2 = \mathbf{22 \text{ g } \text{CO}_2}$$

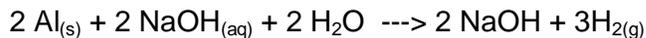
Con igual criterio

$$96 \text{ g } \text{O}_2 \text{ ----- } 36 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

$$24 \text{ g } \text{O}_2 \text{ ----- } x \text{ g } \text{H}_2\text{O} = \mathbf{9 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}$$

20-

En la reacción representada por



se hacen reaccionar 6.75 g de Al (80% pureza) con 2 dm³ de solución acuosa NaOH de pH=13.05 y exceso en agua obteniendo 5.80 dm³ de gas a 26°C y 0.95 atm.

Cuál es el reactivo limitante? Hallar el rendimiento de la reacción.

El primer paso es hallar las cantidades de reactivos que se tienen:

Aluminio = 6,75 g x 80 /100 = 5,4 g de aluminio

El otro reactivo es una solución acuosa de NaOH de la que se tienen datos de pH. A partir del pH se halla el pOH y con él la concentración de OH⁻.

$$p_{OH} = 14 - 13,05 = 0,95$$

(OH⁻) = antilog - 0,95 = 0,112 M esta concentración es igual a la concentración inicial de NaOH por estar completamente dissociada (base fuerte).

$$\text{Masa NaOH} = 0,11 \text{ moles / l} \times 40 \text{ g / mol} \times 2 \text{ l} = 8,8 \text{ g de NaOH}$$

Se tienen 5,4 g de Al y 8,8 g de NaOH.

Las cantidades estequiométricas son 54 g de Al y 80 g de NaOH, por lo que el R.L es el aluminio y es el que determina cuanto H₂ se va a formar. Para hallar el rendimiento hay que calcular primero cuál es la cantidad teórica de H₂ y luego compararlo con la cantidad obtenida.

Según la ecuación:

54 g Al ----- 3 moles H₂ En este caso conviene trabajar con moles

5,4 g Al ----- x = 0,3 moles H₂ (teórico)

Aplicando la ecuación de los gases con los datos disponibles:

$$n = P \times V / R \times T$$

$$26 \text{ } ^\circ \text{C} = 299 \text{ } ^\circ \text{K}$$

$$n = 0,95 \text{ atm} \times 5,80 \text{ l} : 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm} / ^\circ \text{K mol} \times 299 \text{ } ^\circ \text{K} = 0,225 \text{ moles}$$

Rendimiento = real / teórico x 100

$$R = 0,225 / 0,3 \times 100 = 74,9 \%$$

21-

Se mezclan 70 ml de HCl 0,05 M con 35 ml de NaOH 0,15 M. Calcular la masa de NaCl que se obtendría al evaporar todo el solvente.

Hay que comenzar hallando las moles de ácido y de base. Tanto el ácido como la base son fuertes por lo que están totalmente dissociados.

$$[H^+] = 0,07 \text{ l} \times 0,05 \text{ mol/l} = 0,0035 \text{ moles}$$

$$[OH^-] = 0,035 \text{ l} \times 0,15 \text{ mol/l} = 0,00525 \text{ moles}$$

Se tienen menos H^+ , ese será el reactivo limitante y determinará cuanta sal se va a formar.



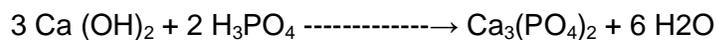
Es mol a mol, por lo que se ha formado igual cantidad de sal que de agua: **0,0035 moles**

$$PM \text{ NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa NaCl} = 0,0035 \text{ moles} \times 58,5 \text{ g/mol} = 0,205 \text{ g}$$

22-

Una muestra de 45 g de hidróxido de calcio se hace reaccionar con una muestra de 48.5 g de ácido fosfórico. ¿Cuántos gramos de fosfato de calcio pueden producirse?



Para empezar se debe hallar las cantidades estequiométricas que reaccionan

3 x 74 g de hidróxido de calcio reaccionan con 2 x 98 g de ácido fosfórico

222 g de hidróxido con 196 g de ácido

Luego es conveniente hacer una estimación de cuál es el reactivo limitante antes de plantear las proporciones

En este caso se observa que la cantidad estequiométrica de hidróxido (222) es mayor que la de ácido (196). Según los datos se tiene menos hidróxido (45) que ácido (48,5) lo que implica que el limitante es el hidróxido.

Es el reactivo limitante el que determina cuánto producto se forma y también cuánto del otro reactivo se usa.

Según la reacción

222 g de hidróxido dan 312 g de sal

y los 45 g de hidróxido: $45 \times 312 / 222 = \mathbf{63,24 \text{ g de sal (fosfato de calcio)}}$

23-

Una reacción que se utiliza para preparar dióxido de carbono en un laboratorio químico es:

$\text{CaCO}_3(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{CaSO}_4(s) + \text{H}_2\text{O}$ y es la misma reacción que ocurre cuando la lluvia ácida cae sobre la piedra caliza y el mármol.

(a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 1,25 M se necesitan para reaccionar completamente con 45 g de carbonato de calcio? (b) Si la calcita tuviera un 85% de pureza, ¿qué masa de sulfato de calcio esperarías obtener con la misma cantidad de ácido sulfúrico?

a) 1 mol de CaCO_3 reacciona con 1 mol de H_2SO_4 , si se hallan las masas molares se tiene que 100 g de calcita reaccionan con 98 g de ácido. De ahí se tiene que:

con 45 g de carbonato reaccionan = $45 \times 98 / 100 = 44,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4$

Como se parte de una solución molar se deben hallar las moles presentes en 44,1 g:

$44,1 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 0,45 \text{ moles}$

El volumen a utilizar de disolución 1,25 M es:

Volumen \times M = moles

$V = \text{moles} / M$

$V = 0,45 \text{ moles} / 1,25 \text{ g/mol} = 0,36 \text{ l} = 360 \text{ ml}$

b) Si tiene 85 % de pureza, si reaccionan 45 g, se tienen:

$45 \times 0,85 = 38,25 \text{ g de calcita.}$

Si la cantidad de ácido es la misma, la calcita es el reactivo limitante y determina cuanto producto se forma:

100 g de calcita dan 136 g de sulfato por lo que a partir de 38,25 se obtienen 52,02 g de sulfato de calcio.

24-

Se mezclan dos disoluciones, una de AgNO_3 y otra de NaCl , cada una de las cuales contiene 20 g de cada sustancia. Halla la masa de AgCl que se forma.

$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$

Si se hallan los pesos molares:

$\text{AgNO}_3 = 170 \text{ g/mol}$

$\text{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$

$\text{AgCl} = 143,5 \text{ g/mol}$

si se tienen 20 g de cada sustancia el reactivo limitante es el nitrato de plata por lo que va a determinar cuanto del otro reactivo reacciona y cuanto AgCl se forma.

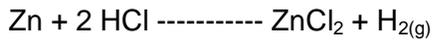
170 g ----- 143,5 g AgCl

20 g ----- $x = 20 \times 143,5 / 170 = 16,9 \text{ g}$

25-

Se hacen reaccionar 25ml de ácido clorhídrico cuya densidad es 1,18gr/ml con 250 gramos de cinc. Si se obtiene 7 litros de hidrógeno gaseoso medidos en condiciones normales ¿cuál es el rendimiento?

La reacción es:



65,3 g de Zn reaccionan con 73 g de HCl

Se tienen 25 ml \times 1,18 g /ml = 29,5 g de HCl

El ácido es el reactivo limitante por lo que determina cuanto producto se forma

Según la reacción 73 g de HCl dan 1 mol de H₂, es decir 2 g o 22,4 l en condiciones normales.

Los 29,5 g de HCl:

$29,5 \text{ g} \times 22,4 \text{ l} / 73 \text{ g} = 9,05 \text{ l}$ es la cantidad teórica de H₂

Rendimiento: producto / cantidad teórica \times 100

$7 / 9,05 \times 100 = 77,35 \%$