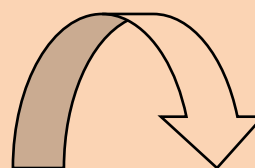


Tema N° 13

Estudio de las Reacciones Químicas. Estequiometría

Contenido Temático

- 1.- Transformaciones de la Materia
 - 1.1.- Transformaciones Químicas de la Materia
 - 1.2.- Transformaciones Físicas de la materia
- 2.- Estudio de las Reacciones Químicas
 - 2.1.- Balance Energético de las reacciones Químicas
 - 2.2.- Tipos de Reacciones Químicas
- 3.- Leyes Ponderales y Volumétricas de las Reacciones Químicas
 - 3.1.- Ley de Conservación de la Masa o de Lavoisier. Estequiometría
 - 3.2.- Ley de las proporciones Definidas o de Proust
 - 3.3.- Ley de las Proporciones Múltiples o de Dalton
 - 3.4.- Ley de las Proporciones Recíprocas o de Richter
 - 3.5.- Ley de los Volúmenes de Combinación o de Gay - Lussac
- 4.- Ejercicios resueltos de Estequiometría



1.- Transformaciones de la Materia

Video: Transformaciones Físicas y Químicos de la Materia
<https://www.youtube.com/watch?v=UZRcNyCeydw>

Video: Transformaciones Físicas y Químicos de la Materia
<https://www.youtube.com/watch?v=OYfusObKf9U>

Podríamos dar una definición de la **Química**:

Ciencia que tiene por objeto el **estudio de la Materia** y de las **Transformaciones químicas** de dicha Materia.

Física:

Ciencia que tiene por objeto el **estudio** de las **Transformaciones Físicas de la Materia**.

Definiciones que prácticamente no nos dicen NADA sobre todo la definición de Física. No nos dicen nada puesto que NADA conocemos las transformaciones Físicas y Químicas de la Materia.

Este es el momento de darle solución a las definiciones establecidas. Vamos a conocer que son estas transformaciones de la Materia.

Estudio de las reacciones químicas

http://www.fisicanet.com.ar/quimica/compuestos/ap02_reacciones_quimicas.php

Reacciones químicas (Muy buena)

http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema6/index6.htm

Estudio de las reacciones químicas

http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_3eso_reacciones_quimicas_1/3quincena9/3q9_index.htm

1.1.- Transformaciones Químicas de la Materia

Vamos a realizar la experiencia de mezclar carbonato de calcio (mármol en polvo) con ácido clorhídrico.



El **carbonato de calcio**, CaCO_3 , es un sólido cómo indica el paréntesis a la derecha de la fórmula, está compuesto por **Calcio**, **Carbono** y **Oxígeno**. El sólido tiene un entramado cristalino que da al compuesto una **estructura interna** proporcionándole unas **propiedades físicas y químicas determinadas**. El **ácido clorhídrico**, HCl , es líquido y está formado por átomo de **Hidrógeno** y átomos de **Cloro**. Dicho de otra forma, estos dos compuestos químicos tienen:

- a) Una **composición** (átomos que los forman)
- b) Una **estructura interna**
- c) Unas **propiedades**

Cuando se mezclan estos dos compuestos químicos se produce una **transformación**, llamada **Reacción Química**, que lleva consigo la obtención de otros compuestos químicos:



Obtenemos tres compuestos químicos totalmente diferentes a los que se mezclaron en un principio: **Cloruro de calcio**, CaCl_2 , **Dióxido de Carbono**, CO_2 , y **Agua**, H_2O . Si observamos la reacción en conjunto:



Hagamos unas puntualizaciones:

- En los dos miembros de la reacción **no hay compuestos químicos con la misma fórmula**. Ha habido una reorganización de átomos
- La **reorganización de átomos** ha hecho posible que aparezcan **nuevos compuestos químicos**, como el CO_2 , compuesto en estado gas
- Los **compuestos obtenidos son diferentes**

Por todo ello podemos concluir que una Transformación Química de la Materia implica **un cambio en:**

- La **composición** (átomos constituyentes) de los **compuestos químicos**
- En la **estructura de los compuestos**
- Con los dos cambios anteriores, se han producido compuestos químicos distintos y tendrán, por tanto, **distintas propiedades físicas y químicas**

1.2.- Transformación Física de la Materia

Pensemos en una nueva situación:

Tenemos en un plano horizontal un pequeño bloque de mármol. En un principio está en la posición **A** y más tarde en la posición **B**:



Para que el mármol pase de (A) a (B):

- Hemos ejercido una **fuerza** sobre él.
- Ha recorrido un **espacio**.
- Se ha tardado un **tiempo** en el proceso.
- El mármol ha llevado una **velocidad** en el traslado.

Es decir, el bloque de mármol, en su **cambio de posición** influyen **muchas magnitudes** pero una vez en la posición (B) el **mármol** sigue siendo **mármol**. El compuesto químico, **CaCO₃**, sigue siendo el mismo compuesto, **CaCO₃**. Se ha producido una **Transformación Física de la Materia**.

Otro ejemplo:

Video: Cambio de estado. Ebullición

https://www.youtube.com/watch?v=GDvpE_txH14

En el video lo que se puede observar es el proceso:



En la derecha y en la izquierda de la reacción el **compuesto químico** es el mismo, **agua**, pero en diferente **estado de agregación**. **Líquido** en la izquierda y **gas** en la derecha. No se trata de una **Transformación Química** puesto que no se han obtenido compuestos químicos distintos a los iniciales. Se trata de una **Transformación Física de la Materia**.

En una **Transformación Física de la Materia** NO se produce:

- a) Un cambio en la **composición** del compuesto químico
- b) Un cambio en la **estructura** del compuesto químico
- c) Un cambio en las **propiedades** del compuesto químico

2.- Estudio de las Reacciones Químicas.

A las **Transformaciones Químicas de la Materia** también se les conoce como **Reacciones Químicas**.

Una reacción química está compuesta por dos miembros:



Los compuestos químicos de la **izquierda** de la reacción química, reciben el nombre de **Reactivos de Reacción** y los de la **derecha** se les llama **Productos de reacción**.



Reactivos de reacción

Productos de reacción

Muchos profesores llaman a la **Reacción Química**, **Ecuación Química**. No lo considero correcto porque a pesar de que **SÍ** existe una **igualdad** entre los dos miembros de la reacción, no es la igualdad que nosotros conocemos de Matemáticas. No se cumple que la parte izquierda de la reacción es igual a la parte de la derecha de la reacción, **la prueba está en el hecho de que los Reactivos son distintos a los Productos de reacción**. Cuando estemos estudiando la cantidad de producto que queremos obtener o la cantidad de reactivo que nos hace falta para obtener una cantidad determinada de producto **SÍ** podremos decir que la **Reacción Química** es una **Ecuación Matemática** en base a la ley de **Conservación de la Masa** que

en principio podemos enunciarla de la forma: **El número de átomos de un elemento químico en la izquierda de la reacción es igual al número de átomos de ese mismo elemento en la derecha de la reacción química.**

Para que una **Reacción Química** tenga lugar es necesario que los **enlaces químicos** que unen los átomos de las **moléculas** de los **Reactivos** se **rompan**, los átomos en libertad, se **reorganizan** y obtenemos los **Productos de Reacción**, totalmente diferentes a los reactivos, es decir:



Los enlaces que mantienen unidos los átomos de **Ca**, **C** y **O** en el carbonato de calcio (CaCO_3) **se deben romper**. Lo mismo debe ocurrir con los enlaces que mantienen unidos los átomos de **H** y **Cl**, en el ácido clorhídrico, HCl . La posterior reorganización de átomos, con la **respectiva formación de nuevos enlaces**, nos permite obtener las moléculas de los **Productos de reacción**.

2.1.- Balance Energético de las Reacciones Químicas

Reacciones químicas Exotérmicas y Endotérmicas

<http://html.rincondelvago.com/reacciones-exotermicas-y-endotermicas.html>

Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas

<https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/reaccionexotermicaendotermica>

Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas

http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/30042010/e9/es-an_2010043013_9115511/ODE-1c405141-ad4e-39e4-93f6-2935d376f892/4_energia_en_las_reacciones_quimicas.ht

Video: Reacción química exotérmica

<http://www.youtube.com/watch?v=Lr8xkbHKOrY>

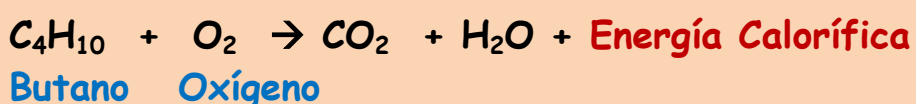
Video: Reacción química endotérmica

<http://www.youtube.com/watch?v=D8roOSDrBYg>

En las reacciones químicas existe un **balance energético** y en función de él las reacciones se clasifican en:

- a) Reacciones **Endotérmicas**. - Debemos aportar a las moléculas de los Reactivos la energía suficiente para que se rompan los enlaces.
- b) Reacciones **Exotérmicas**. - Las propias moléculas de los reactivos tienen la cantidad de energía necesaria para romper sus propios enlaces. En estas reacciones además de los Productos también obtenemos **Energía** en forma de **Calor**

Un ejemplo muy cotidiano de reacción **Exotérmica** lo tenemos en casa, si nuestras madres tienen cocinas que funcionan con gas Butano. La reacción que tiene lugar en la cocina de casa es:



Esta energía que se libera, es la que utilizan nuestras madres para cocinar y poder sacar los nutrientes a los alimentos.

Con lo dicho hasta el momento podemos resumir que las **Reacciones Químicas se caracterizan por:**

- a) Los productos de reacción **son totalmente diferentes** a los reactivos de reacción
- b) Durante la reacción se **desprende** o se **absorbe** energía:

Reacción exotérmica: se desprende energía en el curso de la reacción.

Reacción endotérmica: se absorbe energía durante el curso de la reacción.

En la reacción química que hemos utilizado hasta el momento:



Hemos puesto a la derecha del compuesto químico, entre paréntesis, el estado de agregación: **Sólido (s)** ; **(l) líquido** y **(g) gas**. En nuestro nivel no hace falta que los pongamos y si el Profesor los manifiesta en algún ejercicio los utilizaremos como mera información. En Química más avanzada, **2º de Bachillerato** y en el Tema de **Energía de las Reacciones Químicas SÍ** debemos ponerlos.

Video: Reacción exotérmica

<http://www.youtube.com/watch?v=Lr8xkbHKOrY>

Video: Reacción exotérmica explosiva (agua + sodio)

<http://www.youtube.com/watch?v=ApdNw9Xtb9o>

2.2.- Tipos de Reacciones Químicas

Tipos de Reacciones químicas

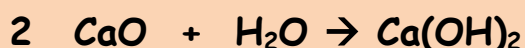
<https://www.zschimmer-schwarz.es/noticias/que-es-una-reaccion-quimica-definicion-ejemplos-y-tipos-de-reacciones-quimicas/>

Tipo de reacciones químicas

<https://psicologiymente.com/miscelanea/tipos-de-reacciones-quimicas>

Las reacciones químicas se pueden clasificar en:

- a) **Reacciones Síntesis.**- Son aquellas en donde dos o más productos químicos se unen para formar un solo compuesto químico. Como ejemplo:



Video: Reacción de Síntesis

<https://www.youtube.com/watch?v=frnJeWNshsk>

- b) **Reacciones de Neutralización.**- Consisten en que un ácido y una base (compuestos químicos que pueden ser muy peligrosos) al mezclarse se neutralizan mutuamente, pierden su acción corrosiva y se obtiene:



Reacción de Neutralización

<https://www.youtube.com/watch?v=b8E7qtDK4Us>

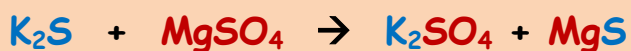
- c) **Reacciones de Desplazamiento.**- Se produce cuando un átomo sustituye a otro en una molécula. Como ejemplo tenemos:



Reacción de Desplazamiento

<https://www.youtube.com/watch?v=XkmIo97m8CU>

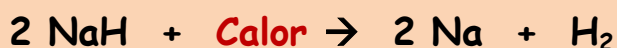
d) **Reacciones de doble Desplazamiento.**- Se produce un intercambio de átomos entre dos compuestos químicos:



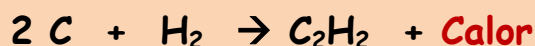
Reacción de Doble Desplazamiento

<https://www.youtube.com/watch?v=ixOJoPuJgQU>

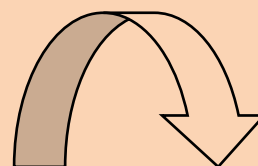
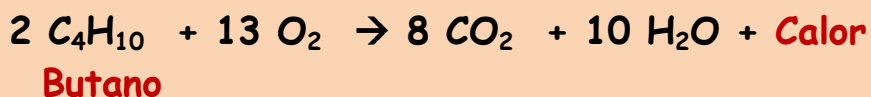
e) **Reacciones Endotérmicas.**- Ya son conocidas pero recordemos que son aquellas reacciones que necesitan aporte energético en forma de calor para que se puedan producir. Como ejemplo de este tipo de reacción tenemos:



f) **Reacciones Exotérmicas.**- También conocidas. Lo importante de estas reacciones es que se pueden utilizar como fuente energética.



g) **Reacciones de Combustión.**- Todo compuesto químico orgánico con el oxígeno del aire nos proporciona **Dióxido de carbono**, **Agua** y **Energía**. Como ejemplo podemos citar la realizada en la cocina a gas Butano:



3.- Leyes ponderales y volumétricas de la Química. Estequiometría.

La **Estequiometría** implica los **cálculos** que se han de realizar en el **estudio de toda reacción química** en base a un conjunto de leyes.

Leyes Ponderales y volumétricas de la Química

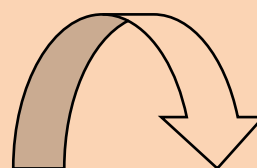
Un primer aspecto del conocimiento químico fue conocer la **relación entre las cantidades de los cuerpos que intervienen en una reacción** pasando de lo meramente **cuantitativo** a lo **cuantitativo**. El descubrimiento de la balanza y su aplicación sistemática al estudio de las transformaciones químicas por **LAVOISIER** dio lugar al descubrimiento de las **leyes de las combinaciones químicas** y al establecimiento de la Química como Ciencia.

3.1.- Ley de la Conservación de la Masa (o de Lavoisier). Estequimoetría.

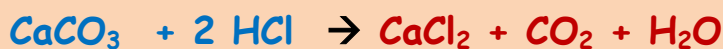
La masa de un **sistema permanece invariable** cualquiera que sea la **transformación** que ocurra dentro de él.

En el mundo de la **Reacción Química** viene a decir:

La **masa de los cuerpos reaccionantes** es igual a la **masa de los productos de la reacción**.



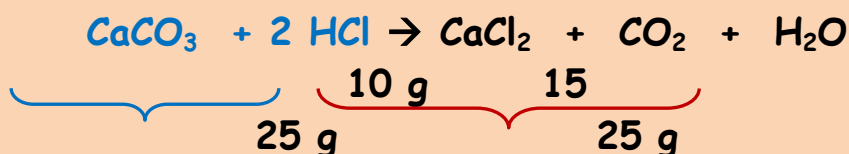
Supongamos la reacción química:



Reaccionan totalmente 10 g de CaCO_3 con 15 g de HCl . En total se han consumido:

$$10 + 15 = 25 \text{ g de reactivos químicos}$$

Según la ley de **Conservación de la Masa**, se obtendrán **25 gramos de productos de reacción**:



La ley de la **Conservación de la Masa** no es absolutamente exacta. Realmente existe **una pérdida de masa**, se produce en **reacciones nucleares**, se conoce como **defecto másico**. Este fenómeno queda explicado por la teoría de la Relatividad de Einstein. Según la ecuación de Einstein:

$$\Delta E = m \cdot c^2$$

El **defecto másico**, es la masa de reactivos que se pierde se **transforma en energía**. Esta es la razón por la cual le **Ley de Conservación de la Masa** hoy día se enuncia de la forma: **En un sistema químico, el conjunto masa-energía, permanece constante.**

Con lo visto hasta el momento, podemos afirmar que las **Reacciones Químicas** tienen una **doble función**:

a) **Obtención de Compuestos Químicos de importancia relevante** (por ejemplo el ácido sulfúrico, muy importante en la Industria Química)

c) **Obtener Energía.**

Nos vamos a centrar en el apartado **a)**. Vamos a estudiar cómo **podemos obtener una cierta cantidad de compuesto químico.**

En alguna reacción aparecen **unos coeficientes numéricos** de los cuales no sabemos nada, **¿cuál es su función?**:



Pasamos rápidamente a explicar la existencia de estos **coeficientes numéricos.**

En la cuantificación de toda reacción química interviene la **Ley de Conservación de la Masa** (ya conocida) y enunciada de diferentes formas:

a) En todo **Sistema Químico** (reacción química) aislado, **la Masa permanece constante**

La masa de los reactivos puesta en juego es igual a la masa de los productos obtenidos

b) Dentro del mundo macroscópico: El número de **átomos** de un **elemento químico**, en la **Izquierda** de la reacción química, debe ser **igual al número de átomos de ese mismo elemento químico en la Derecha** de la reacción química.

El enunciado **c)** nos va a justificar la existencia de los **coeficientes numéricos en las reacciones químicas**.

Si trabajamos con nuestra primera reacción:



y contamos átomos:

E.QUÍMICO ÁTOMOS IZQUIERDA ÁTOMOS DERECHA

Ca	1	1
C	1	1
O	3	3
H	1	2
Cl	1	2

La reacción **no cumple** la ley de **Conservación de la Masa**. Para que se cumpla deberemos **Ajustar** la reacción química. El **ajuste** hará posible que el **número de átomos**, de un mismo elemento químico, sea el mismo en los dos miembros de la reacción. El Ajuste hace posible que la **Reacción Química** se pueda llamar **Ecuación Química**.

Para ajustar una reacción química podemos seguir dos procedimientos:

- a) **Cálculo mental** (por tanteo)
- b) Método de los **Coefficientes Indeterminados**

El método de los Coeficientes Indeterminados puede ser más largo en su aplicación pero tenemos la seguridad de que no falla, es infalible. Consiste en plantear un conjunto de ecuaciones (igualdades) y resolver dichas ecuaciones.

En nuestra ecuación vimos que no estaba ajustada puesto que los átomos de Hidrógeno y Cloro eran distintos en ambos miembros de la reacción química.



Si intentamos ajustar la reacción:

- a) **Por cálculo mental**

Si ponemos un 2 como coeficiente del HCl, la reacción ya está ajustada:



Contar los átomos y comprobar.

Se trata de un método muy rápido pero esta rapidez no se cumple para todas las reacciones químicas.

Algunas no podemos ajustarlas

b) **Por Coeficientes Indeterminados**

El método consiste en poner un coeficiente literal delante de cada uno de los reactivos y de los productos de reacción. El problema reside en transformar los **coeficientes literales** en **coeficientes numéricos**.

Volvemos a nuestra reacción modelo:



Con estos coeficientes literales establecemos las **ecuaciones** que **igualen el número de átomos de un mismo elemento en la izquierda y derecha de la reacción** (Ley de Conservación de la Masa). Para ello multiplicaremos el subíndice que lleva cada elemento en el compuesto químico por el coeficiente correspondiente. Para no liarnos seguiremos el orden en que aparecen los elementos químicos en la reacción:

IZQUIERDA = DERECHA

$$\text{Ca:} \quad 1 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow a = c \quad (1)$$

$$\text{C:} \quad 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2)$$

$$\text{O:} \quad 3 \cdot a = 2 \cdot d + 1 \cdot e \rightarrow 3a = 2d + e \quad (3)$$

$$\text{H:} \quad 1 \cdot b = 2 \cdot e \rightarrow b = 2e \quad (4)$$

$$\text{Cl:} \quad 1 \cdot b = 2 \cdot c \rightarrow b = 2c \quad (5)$$

Tenemos cinco ecuaciones con cinco incógnitas y para resolver el sistema intentaremos seguir los siguientes casos:

- a) Elegimos una incógnita a la que damos el valor de la unidad con la condición que ese valor unidad nos aporte el valor de otra incógnita.
- b) Procurar al elegir la incógnita para darle del valor unidad la segunda incógnita conocida **NO SEA UN QUEBRADO** con el fin de que la resolución del problema no se convierta en la solución de un problema matemático. Si nos atrevemos o no hay más remedio **TRABAJAREMOS CON QUEBRADOS:**

En nuestra ecuación:

En la ecuación (1) haremos que $a = 1$ lo que implica que $c = 1$ y $d = 1$.

De la ecuación (5): $b = 2 \cdot c \rightarrow b = 2 \cdot 1 = 2$

De la ecuación (4): $b = 2 e \rightarrow 2 = 2 e$
 $\rightarrow e = 2/2 = 1$

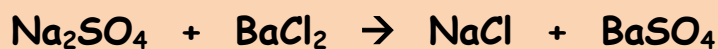
Llevamos los valores de los coeficientes literales a la reacción y comprobamos si está ajustada. Si el coeficiente tiene como valor la **UNIDAD** no hace falta que lo pongamos en la reacción:



Contar átomos u comprobaréis que la reacción está ajustada

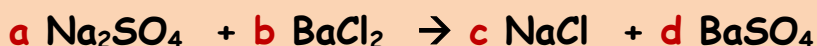
Ejemplo resuelto

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



Interesa que antes de aplicar el método comprobéis si la reacción ya está ajustada. **NO LO ESTÁ.**

Procedemos al ajuste.



$$\text{Na: } 2 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow 2a = c \quad (1)$$

$$\text{S: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2)$$

$$\text{O: } 4 \cdot a = 4 \cdot d \rightarrow 4a = 4d \rightarrow a = d$$

$$\text{Ba: } 1 \cdot b = 1 \cdot d \rightarrow b = d \quad (5)$$

$$\text{Cl: } 2 \cdot b = 1 \cdot c \rightarrow 2b = c \quad (6)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow c = 2$$

$$\text{De (2) } 1 = d$$

$$\text{De (5) } b = 1$$

$$\text{De (6) } 2 = c$$

Nos vamos a la reacción, sustituimos los coeficientes por sus valores y comprobamos si está ajustada:



Contar y comprobar que la reacción está ajustada.

Ejercicio propuesto

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



Solución

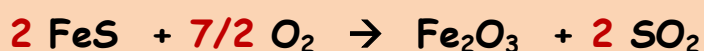


Ejercicio propuesto

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción química:



Solución



Quitando denominadores:



3.2.- Ley de las Proporciones Definidas o de Proust

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación en masa constante independientemente del proceso seguido para formarlo.

Esta ley también se puede enunciar:

Para cualquier muestra pura de un determinado compuesto los elementos que lo conforman mantienen una proporción fija en masa, es decir, una proporción ponderal constante.

Así, por ejemplo, en el agua los gramos de hidrógeno

y los gramos de oxígeno están siempre en la proporción 1/8, independientemente del origen (formación o reacción química que da lugar al agua) del agua. La relación 1/8 la podemos determinar estudiando la molécula de H₂O.

En la molécula de Agua se cumple:

2 átomos H / 1 átomo de O (1)

Sabemos que Ma H = 1 u y Ma O = 16 u

La proporción (1) la podemos transformar en:

$$2 \cdot \cancel{\text{átomos H}} \cdot (1 \text{ u} / \cancel{1 \text{ átomo}}) / 1 \cancel{\text{ átomo O}} \cdot (16 \text{ u} / \cancel{1 \text{ átomo}})$$

$$\cancel{2} \cdot \cancel{\text{u}} / \cancel{1} \cdot 16 \text{ u} = 2 / 16 = 1 / 8$$

Ejercicio resuelto

Determinar la proporción en que se unen el oxígeno y el calcio en la formación del óxido de calcio, CaO.

Datos: Masas atómicas: Ca = 40 u; O = 16 u

Resolución

La proporción la podemos establecer en base a su fórmula del compuesto químico:

1 átomo de calcio / 1 átomo de O

Ma Ca = 40 u ; Ma O = 16 u

$$\frac{1 \text{ átomo. Ca. (40 u/1 átomo. Ca)}}{1 \text{ átomo. O. (16 u/1 átomo. O)}} = \frac{40 \text{ u}}{16 \text{ u}} = \frac{40}{16} = \frac{10}{4} = \frac{5}{2}$$

3.3.- Ley de las proporciones múltiples o de Dalton

Las cantidades de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto están en la relación de números enteros sencillos.

Así, por ejemplo, el oxígeno y el cobre se unen en dos proporciones y forman dos óxidos de cobre que contienen 79,90 % y 88,83 % de cobre. Si calculamos la cantidad de cobre combinado con un mismo peso de oxígeno, tal como 1 g, se obtiene en cada caso:

Primer óxido:

$$79,90 \% \text{ Cu} ; 20,1 \% \text{ O}$$

Si suponemos 100 g del óxido podemos establecer:

$$m_{\text{Cu}} + m_{\text{O}} = 100$$

$$79,90 \text{ g Cu} + 20,1 \text{ g O}$$

Podemos establecer la **regla de tres simple**:

Si 79,90 g Cu ----- Se combinan con 20,1 g de O
 X g O ----- 1 g. O.

$$X = 79,90 \text{ g Cu} \cdot 1 \text{ g O} / 20,1 \text{ g O}$$

$$X = 3,97 \approx 4$$

Segundo óxido:

88,83 % de Cu ; 11,17 % de O

Si 88,83 g Cu ----- Se combinan con 11,17 g O
 Y ----- 1 g O

$$Y = 88,83 \text{ g Cu} \cdot 1 \text{ g O} / 11,17 \text{ g O}$$

$$Y = 7,6 \approx 8$$

Las dos cantidades de cobre son, **muy aproximadamente, una doble de la otra** y, por tanto, los pesos de cobre que se unen con un mismo peso de oxígeno para formar los dos óxidos están en la relación de 1 es a 2 ($\frac{1}{2}$). Se podría traducir el resultado con el hecho de que cuando el Cu se une al O se forman dos óxidos, de fórmulas:



Recordemos el enunciado de la ley:

Las cantidades de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto están en la **relación de números enteros sencillos**.

Los números enteros y sencillos coinciden con las valencias que el cobre utiliza en cada uno de los casos:

$\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}^{+x}\text{O}^-$ Para neutralizar el compuesto pondremos como subíndice u **2** al cobre $\rightarrow \text{Cu}^{+x}_2\text{O}^- \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}$

En Cu_2O el Cobre ha utilizado la valencia **1**

Para el compuesto:

$\text{Cu}_1\text{O} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}^{+2}\text{O}^-$ En este caso el Cobre actúa con la valencia **2**

3.4.- Ley de las Proporciones Recíprocas o de Richter

Los pesos de diferentes elementos que se combinan con un mismo peso de un elemento determinado, dan la **relación de pesos de estos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos**.

Así, por ejemplo, **con 1g de oxígeno se unen:**

0,1260 g de hidrógeno, para formar agua, H_2O .

4,4321 g de cloro, para formar anhídrido hipocloroso, Cl_2O

0,3753 g de carbono para formar gas carbónico, CO_2

1,0021 g de azufre, para formar gas sulfuroso, SO_2

2,5050 g de calcio, para formar óxido cálcico, CaO .

0,1260 g H \rightarrow 1 g O / 0,1260 g H = 7,9 \approx 8

4,4321 g Cl \rightarrow 1 g O / 4,4321 g Cl = 0,22 \rightarrow 16/71

0,3753 g C \rightarrow 1 g O / 0,3753 g C = 2,66 \approx 3

2,5050 g Ca \rightarrow 1 g O / **2,5050 g Ca** = 0,39 \rightarrow 4/5

1,0021 g S \rightarrow 1 g O / 1,0021 g S = 0.99 \approx 1

Podemos escribir:

1 g O ----- Se combina con

0,1260 g H

1 g O ----- Se combina con

2,5050 g

La relación entre el Hidrógeno y el Calcio es:

0,1260 g H -----Se combinan con **2,5050 g Ca**

Numéricamente:

0,1260 g H / 2,5050 g Ca = 0,05 = 5/100 = 1/20

Cuando el **H** se une al **Ca** se forma el compuesto

H_2Ca :

2 átomo H / 1 átomo Ca

$M_a \text{ H} = 1 \text{ u}$; $M_a \text{ Ca} = 40 \text{ u}$

$$2 \text{ áto.} \cancel{H} \cdot (1 \text{ u}/1 \cancel{\text{ áto.}H}) / 1 \cancel{\text{ áto.}Ca} \cdot (40 \text{ u}/1 \cancel{\text{ áto.}Ca})$$

$$2 \cancel{u} / 40 \cancel{u} = 2 / 40 \rightarrow 1 / 20$$

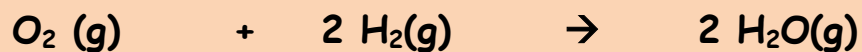
Lo mismo ocurriría con las posibles combinaciones entre los otros elementos.

3.5.- Ley de los Volúmenes de Combinación o de Gay- Lussac.

Muchos de los elementos y compuestos químicos son gaseosos, y puesto que es más sencillo medir el volumen que ocupa un gas que la masa de ese mismo gas es obligado el estudio de las relaciones de los volúmenes entre gases reaccionantes.

GAY-LUSSAC formuló en 1808 la ley de los **Volúmenes de Combinación** que lleva su nombre. Al obtener vapor de agua a partir de los elementos (sustancias elementales) se había encontrado que un **volumen de oxígeno** se une con **dos volúmenes de hidrógeno** formándose dos **volúmenes de vapor de agua**; todos los volúmenes gaseosos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

En cualquier reacción química los **volúmenes de todas las sustancias gaseosas** que intervienen en la misma, **medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura**, están en una relación de **números enteros sencillos**.

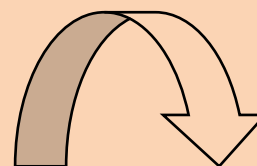


Esta relación sencilla entre los volúmenes de estos cuerpos gaseosos reaccionantes no era un caso fortuito pues **GAY-LUSSAC** mostró que se cumplía en todas las reacciones en que intervienen gases tal como muestran los esquemas siguientes:



GAY-LUSSAC observó que el volumen de la combinación gaseosa (volúmenes resultantes) era inferior o como máximo igual a la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas que se combinan.

Esta ley no se aplica a la relación entre los volúmenes de los cuerpos sólidos y líquidos reaccionantes.



4.- Ejercicios Resueltos de estequiometría

Ejercicio resuelto

El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:



Si se tienen 30 g de cobre, calcular:

a) ¿Qué cantidad de H_2SO_4 será necesaria para reaccionar con los 30 gramos de Cu ?

b) Número de moles de SO_2 que se desprenden.

c) Masa de CuSO_4 que se forma.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u ;
Cu = 63,54 u

Resolución

Lo primero que tenemos que estudiar es si la reacción química está ajustada. **No está ajusta**. Procedemos al ajuste de la misma por el método de Coeficientes Indeterminados:



$$\text{Cu: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (1)$$

$$\text{H: } 2 \cdot b = 2 \cdot e \rightarrow b = e \quad (2)$$

$$\text{S: } 1 \cdot b = 1 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow b = c + d \quad (3)$$

$$\text{O: } 4 \cdot b = 2 \cdot c + 4 \cdot d + 1 \cdot e \rightarrow 4b = 2c + 4d + e \quad (4)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow d = 1$$

$$b = e \quad (2)$$

$$b = c + d \quad (3)$$

$$4b = 2c + 4d + e \quad (4)$$

Podemos llevar la ecuación (3) a la (4):

Recordemos que $d = 1$ y $b = e$

$$4(c + 1) = 2c + 4 + (c + 1)$$

$$4c + \cancel{4} = 2c + \cancel{4} + c + 1$$

$$4c - 2c - c = 1$$

$$c = 1$$

Nos podemos ir a la ecuación (3):

$$b = 1 + 1 = 2$$

De la ecuación (2):

$$e = 2$$

Llevamos los coeficientes ya conocidos a la reacción:



Reacción ajustada

Vamos a leer la reacción química anterior:

1 mol de cobre reacciona con 2 moles de ácido sulfúrico para obtener 1 mol de Dióxido de azufre, 1 mol de sulfato de cobre y 2 moles de agua.

Vamos a llevar esta lectura a cada una de las cuestiones del ejercicio.

a)

Tenemos 30 g de Cu y nos piden la cantidad de Ac. Sulfúrico que nos hace falta para que reaccione todo el cobre.

1 mol Cu / 2 moles H₂SO₄

Recordemos:

Át - g Cu = 63,54 g

Mm H₂SO₄ = 98 u (Calcular y comprobar)

1 mol H₂SO₄ / 98 g de H₂SO₄

2 Át - g Cu / 2 mol H₂SO₄

Luego:

1 . 63,54 g Cu / 2 . 98 g H₂SO₄

Nuestra muestra inicial la traduciremos a gramos de H₂SO₄:

$$30 \cancel{\text{ g Cu}} \cdot \frac{2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{63,54 \cancel{\text{ g Cu}}} = 92,54 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

b)

Moles de SO₂ que se obtienen.

La reacción nos dice que:

1 át- g Cu / 1 mol SO₂

Nos interesa dejar el SO_2 en moles.

$$1 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 1 \text{ mol SO}_2$$

Los 30 g de Cu nos proporcionarán:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{63,54 \text{ g Cu}} = 0,47 \text{ moles SO}_2$$

c)

Masa de CuSO_4 se obtendrá.

La reacción dice:

$$1 \text{ át - g Cu} / 1 \text{ mol CuSO}_4$$

Mm $\text{CuSO}_4 = 159,54 \text{ u}$ (Calcular y comprobar)

$$1 \text{ mol CuSO}_4 = 159,54 \text{ g}$$

La proporción anterior la podemos poner:

$$1 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 1 \cdot 159,54 \text{ g CuSO}_4$$

Los 30 g de Cu nos proporcionaran:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{159,54 \text{ g CuSO}_4}{63,54 \text{ g Cu}} = 75,32 \text{ g CuSO}_4$$

Ejercicio resuelto

Calcular la cantidad en peso y en volumen de CO_2 (en C.N.) que se obtienen al tratar 380 g de carbonato de calcio con la cantidad estequiométrica de ácido clorhídrico. Calcular además, la cantidad de cloruro de calcio formado.

La reacción química que tiene lugar es:



DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; O = 16 u ;
H = 1 u ; Cl = 35,5 u

Resolución

La reacción no está ajustada. Ajustar por Coeficientes Indeterminados.

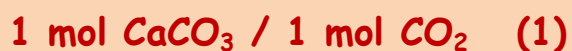
Reacción ajustada:



a)

Masa y Volumen de CO_2 que se obtienen en C.N

La reacción química establece:



$$\text{Mm CaCO}_3 = 100 \text{ u}$$

$$\text{Mol CaCO}_3 = 100 \text{ g}$$

$$\text{Mm CO}_2 = 44 \text{ g}$$

$$\text{Mol } \text{CO}_2 = 44 \text{ g}$$

La proporción (1) quedaría de la forma:

$$100 \text{ g } \text{CaCO}_3 / 44 \text{ g } \text{CO}_2$$

Con los 380 g CaCO_3 :

$$380 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3} \cdot \frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{100 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3}} = 167,2 \text{ g } \text{CO}_2$$

Como trabajamos en C.N:

$$1 \text{ mol } \text{CO}_2 / 22,4 \text{ L}$$

$$44 \text{ g } \text{CO}_2 / 22,4 \text{ L}$$

Los 167,2 g de CO_2 :

$$167,2 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 85,12 \text{ L de } \text{CO}_2 \text{ (C.N)}$$

b)

Cloruro de calcio, CaCl_2 , que se obtiene.

La reacción establece:

$$1 \text{ mol } \text{CaCO}_3 / 1 \text{ mol } \text{CaCl}_2 \text{ (2)}$$

$$\text{Mm } \text{CaCl}_2 = 111 \text{ u}$$

$$\text{Mol } \text{CaCl}_2 = 111 \text{ g}$$

La proporción (2) queda de la forma:

$$100 \text{ g CaCO}_3 / 111 \text{ g CaCl}_2$$

Con nuestra muestra inicial:

$$380 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 421,8 \text{ g CaCl}_2$$

Ejercicio resuelto

Reaccionan 10 g de aluminio con gas oxígeno. ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?.

DATOS:

Masas atómicas: Al = 27 u ; O = 16 u

Resolución

Reacción química que tiene lugar:

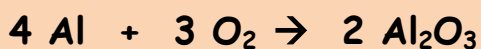


La reacción no está ajustada. Proceder a su ajuste.

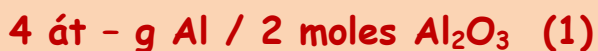
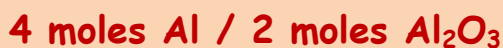
Reacción ajustada:



Si quitamos denominadores:



La reacción química nos indica que:



Ma Al = 27 u

1 át - g Al = 27 g

Mm Al₂O₃ = 102 u

Mol Al₂O₃ = 102 g

La proporción (1) queda de la forma:

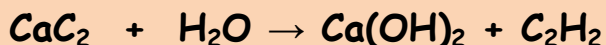


Con nuestra muestra inicial:

$$10 \text{ g Al} \cdot \frac{2 \cdot 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{4 \cdot 27 \text{ g Al}} = 18,9 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

Ejercicio resuelto

Se echan 50 g de carburo de calcio sobre agua y se obtiene acetileno (C₂H₂) según la siguiente reacción química:



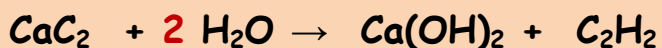
¿Qué cantidad máxima se puede lograr?

DATOS:

Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución

La reacción no está ajustada. Proceder a su ajuste:



Según la reacción química:



$$\text{Mm CaC}_2 = 64 \text{ u}$$

$$\text{Mol CaC}_2 = 64 \text{ g}$$

$$\text{Mm C}_2\text{H}_2 = 26 \text{ u}$$

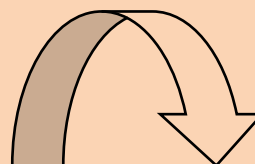
$$\text{Mol C}_2\text{H}_2 = 26 \text{ g}$$

La proporción (1) queda:



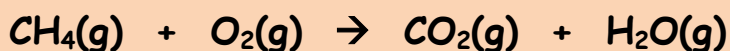
Con nuestra materia prima:

$$50 \text{ g } \cancel{\text{CaC}_2} \cdot \frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{64 \text{ g } \cancel{\text{CaC}_2}} = 20,31 \text{ g de C}_2\text{H}_2$$



Ejercicio resuelto

Se queman en aire 200 L de gas metano (CH₄) para dar CO₂ (g) y H₂O (g). Reacción química:



Si todos los gases están en Condiciones Normales (C.N.)

a) ¿Qué volumen de O₂ se consumirá en el proceso?

b) ¿Qué volumen de vapor de agua se obtendrá?

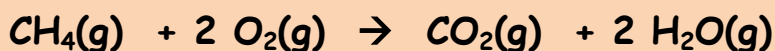
DATOS:

Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución

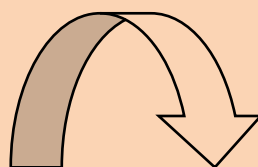
La reacción NO ESTÁ AJUSTADA. Proceder al ajuste.

Reacción ajustada:



Importante: Cuando en una reacción química todos sus componentes se encuentran en **estado gas** los coeficientes numéricos se pueden considerar como **volúmenes**:

Nuestra reacción química quedaría de la forma:



a)

Volumen de O₂ consumido.

1 Vol CH₄ / 2 Vol O₂

Si consideramos como unidad de volumen el Litro. Con nuestra muestra inicial:

$$200 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ L O}_2}{1 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4}} = 400 \text{ L de O}_2$$

b)

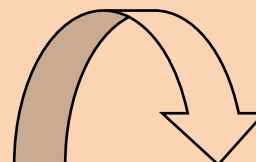
Volumen de vapor de H₂O obtenido.

Según la reacción:

1 Vol. CH₄ / 2 Vol. H₂O

Con nuestra muestra inicial:

$$100 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4}} = 200 \text{ L de H}_2\text{O}$$



Ejercicio resuelto

Las bolsas de aire de seguridad (airbag) de los automóviles se inflan con nitrógeno gaseoso generado por la rápida descomposición de acida de sodio (NaN_3):

Reacción química:



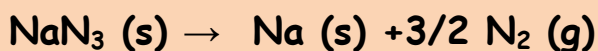
Si una bolsa de aire tiene un volumen de 38 L y debe llenarse con nitrógeno gaseoso a una presión de 1,5 atm y a una temperatura de 25 °C, ¿cuántos gramos de acida deben descomponerse?

DATOS:

Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ;

Resolución

Tenemos que ajustar la reacción química. Los Coeficientes Indeterminados nos dicen que:



Si quitamos denominadores:



Reacción ajustada.

Debemos obtener un Volumen de 38 L de N_2 (los gases ocupan el volumen del recipiente que los forma) a una presión de 1,5 atm y a una temperatura de 25°C.

Podemos conocer los moles de N_2 que debemos obtener:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,5 \text{ atm} \cdot 38 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} (273+25)\text{K}$$

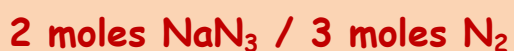
$$57 \text{ atm} \cdot \text{L} = n \cdot 24,43 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol}$$

$$n = 57 \text{ atm} \cdot \text{L} / 24,43 \text{ (atm} \cdot \text{L/mol)}$$

$$n = 57/24,43 = 2,33 \text{ moles de } \text{N}_2$$

Debemos calcular los gramos de acida NaN_3 que debemos utilizar para obtener estos moles de N_2 .

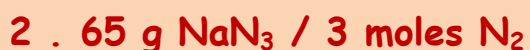
La reacción nos dice que:



$$\text{Mm } \text{NaN}_3 = 65 \text{ u}$$

$$\text{Mol } \text{NaN}_3 = 65 \text{ g}$$

La proporción anterior quedaría:



Los moles de N_2 necesarios saldrán de una cantidad de NaN_3 :

$$2,33 \text{ moles } \text{N}_2 \cdot \frac{2 \cdot 65 \text{ g } \text{NaN}_3}{3 \text{ moles } \text{N}_2} = 100,96 \text{ g } \text{NaN}_3$$

Ejercicio resuelto

Tenemos 10 kg de cinc que hacemos reaccionar con todo el ácido sulfúrico que se necesite. ¿Qué cantidad de hidrógeno se desprende?

Reacción química:



Datos: Masas atómicas: S = 32 u., O = 16 u., H = 1u., Zn = 65,4 u.

Resolución

La reacción **ESTÁ AJUSTADA**

$$m_{\text{Zn}} = 10 \text{ Kg} \cdot (1000 \text{ g/1 Kg}) = 10000 \text{ g}$$

La Reacción nos dice:

1 mol Zn / 1 mol H₂

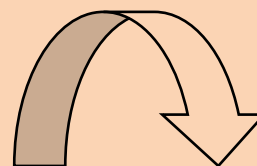
1 át - g Zn / 1 mol H₂

Ma Zn = 65,4 u

1 át - g Zn = 65,4 g

La proporción la podemos expresar de la forma:

65,4 g Zn / 1 mol H₂



Nuestra muestra inicial implica:

$$10000 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{65,4 \text{ g Zn}} = 152,9 \text{ moles H}_2$$

Estos moles implican una masa:

$$Mm \text{ H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u}$$

$$\text{Mol H}_2 = 2 \text{ g}$$

$$152,9 \text{ moles H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 305,8 \text{ g H}_2$$

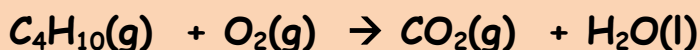
Problema resuelto

Queremos quemar 14 kg de butano. ¿Cuánto oxígeno necesita? ¿Cuánta agua se forma?.

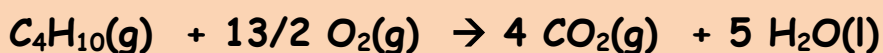
Datos: Masas atómicas: C = 12 u., H = 1 u., O = 16 u.

Resolución

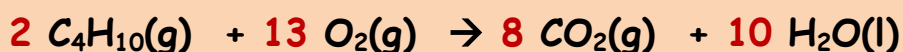
Se produce una reacción de combustión de un compuesto químico. La reacción es:



Los coeficientes Indeterminados nos dicen que la reacción ajusta es:



Quitamos denominadores:

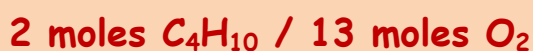


Muestra inicial 14 Kg C_4H_{10} :

$$14 \text{ Kg } \text{C}_4\text{H}_{10} = 14 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg} = 14000 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

Oxígeno necesario para la combustión:

La reacción nos dice que:



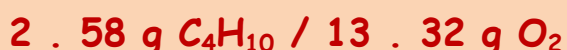
$$\text{Mm } \text{C}_4\text{H}_{10} = 58$$

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

$$\text{Mm } \text{O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$$

$$\text{Mol } \text{O}_2 = 32 \text{ g}$$

La proporción anterior queda:



Los 14000 g de C_4H_{10} se transforman en:

$$14000 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{13 \cdot 32 \text{ g } \text{O}_2}{2 \cdot 58 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 50206,89 \text{ g } \text{O}_2$$

En lo referente al agua. Según la reacción:

2 moles C_4H_{10} / 10 moles H_2O

Mm H_2O = 18 u

Mol H_2O = 18 g

La proporción anterior quedará de la forma:

2 . 58 g C_4H_{10} / 10 . 18 g H_2O

Con los 14000 g de C_4H_{10} :

$$14000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{10 \cdot 18 \text{ g } H_2O}{2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10}} = 21724,14 \text{ g } H_2O$$

Ejercicio Resuelto

Se hacen reaccionar 250 mL de una disolución 0,5 M de hidróxido sódico con 50 mL de una disolución 1,5 M de ácido sulfúrico.

- ¿ Existe algún reactivo en exceso?. En caso afirmativo indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado.
- ¿ Cuántos gramos de sulfato sódico se originan en esta reacción?.

Datos: Masas atómicas: Na = 23 ; O = 16 ; H = 1 ; S = 32.

Resolución

250 mL NaOH 0,5 M.

50 mL H_2SO_4 1,5 M.

Nº de moles de NaOH puestos en juego:

$$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L)$$

En donde:

M = Molaridad

V = Volumen de disolución en litros

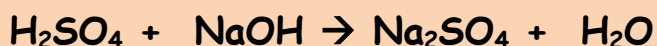
$$N^{\circ} \text{ moles} = 0,5 \cdot 0,250 = 0,125 \text{ moles de NaOH}$$

Nº moles de H₂SO₄ puestos en juego:

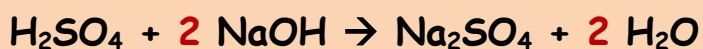
$$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L)$$

$$N^{\circ} \text{ moles} = 1,5 \cdot 0,050 = 0,075 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

a) Reacción química

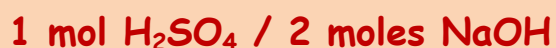


No está ajustada. Por Coeficientes Indeterminados:



Reacción ajustada.

La reacción química nos dice:



Supongo que reacciona todo el H₂SO₄:

$$0,075 \text{ moles } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 0,150 \text{ moles NaOH}$$

que no los tenemos

El reactivo limitante es el NaOH:

$$0,125 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}}} = 0,0625 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Reaccionan 0,0625 moles de H₂SO₄ y sobran =

$$= 0,075 - 0,0625 = 0,0125 \text{ moles}$$

(b)

Según reacción:

2 moles NaOH / 1 mol Na₂SO₄

$$0,125 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles } \cancel{\text{NaOH}}} = 0,0625 \text{ moles Na}_2\text{SO}_4$$

Mm Na₂SO₄ = 142 u (Calcular y comprobar)

1 Mol Na₂SO₄ = 142 g

$$0,0625 \text{ moles } \cancel{\text{Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{142 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Na}_2\text{SO}_4}} = 8,875 \text{ g}$$

Ejercicio resuelto

El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la preparación del óxido nítrico a partir de amoníaco y oxígeno:



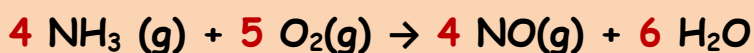
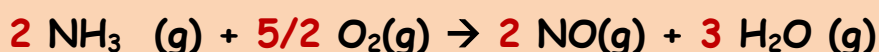
Supuesto que 3,00 litros de NH_3 a 802°C y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno:

- ¿ Cuántos litros de vapor de agua medidos a 125°C y 1,00 atm se forman?.
- ¿ Cuántos moles de oxígeno serán necesarios para que la reacción sea total?.

Datos : Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución

Reacción química ajustada por Coeficientes Indeterminados:



Moles de NH_3 puestos en juego:

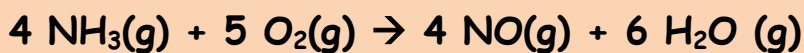
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,30 \cdot 3,00 = n \cdot 0,082 (273 + 802)$$

$$n = 0,044 \text{ moles de } \text{NH}_3$$

a)

Según reacción química:



4 moles NH_3 / 6 moles de H_2O

$$0,044 \text{ moles } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{6 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{4 \cancel{\text{ moles } \text{NH}_3}} = 0,066 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}$$

Como:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

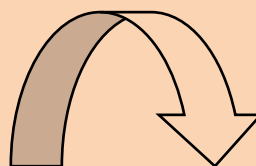
$$1,00 \cdot V = 0,066 \cdot 0,082 (273 + 125)$$

$$V = 2,15 \text{ L. de } \text{H}_2\text{O}$$

b)

4 moles de NH_3 / 5 moles de O_2

$$0,044 \text{ moles } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{5 \text{ moles de } \text{O}_2}{4 \cancel{\text{ moles de } \text{NH}_3}} = 0,055 \text{ moles } \text{O}_2$$



Ejercicio Resuelto

De manera aproximada se puede considerar que la gasolina es una mezcla equimolecular de octano y nonano.

a) Escribe las reacciones de combustión de los hidrocarburos mencionados.

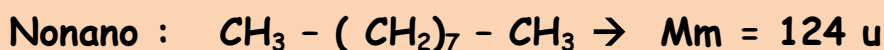
b) Calcula el volumen de aire, en condiciones normales, que se necesita para quemar 484 gramos de gasolina.

Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución



$$\rightarrow 114 \text{ g/mol}$$



$$\rightarrow 124 \text{ g/mol}$$

n° moles octano = n° moles nonano

$$\frac{m_{\text{octano}}}{\text{Mm}} = \frac{m_{\text{nonano}}}{\text{Mm}}$$

$$m_{\text{octano}} + m_{\text{nonano}} = 484$$

$$m_{\text{nonano}} = 484 - m_{\text{octano}}$$

$$\frac{m_{\text{octano}}}{114} = \frac{484 - m_{\text{octano}}}{128}$$

$$m_{\text{octano}} = 228 \text{ g}$$

$$m_{\text{nonano}} = 484 - 228 = 256 \text{ g}$$

a)

Oxígeno necesario para quemar el Octano (reacción de combustión):

Tenemos que ajustar la reacción de combustion. Los Coeficientes Indeterminados dicen:



Lo mismo hay que hacer con el Nonano:



Para el Octano:

Según reacción:

$$1 \text{ mol octano} / (25/2 \text{ moles de O}_2)$$

$$114 \text{ g octano} / (25/2 \cdot 22,4 \text{ L O}_2)$$

$$228 \text{ g octano} \cdot \frac{25/2 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{114 \text{ g octano}} = 560 \text{ L. O}_2$$

Para el Nonano según reacción:

$$1 \text{ mol nonano} / 14 \text{ moles O}_2$$

$$128 \text{ g nonano} / 14 \cdot 22,4 \text{ L O}_2$$

$$256 \text{ g nonano} \cdot \frac{14 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{128 \text{ g nonano}} = 627,2 \text{ L O}_2$$

Litros de O_2 necesarios para la combustión del octano y nonano:

$$\text{N}^\circ \text{ litros} = 560 \text{ L} + 627,2 \text{ L} = 1187,2 \text{ L O}_2$$

El aire contiene un 20% en volumen de O_2 , luego:

$$1187,2 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 5936 \text{ litros aire}$$

Ejercicio Resuelto

A 100 cm^3 de una disolución de ácido nítrico de concentración $0,01 \text{ M}$ se le añaden 100 cm^3 de otra disolución de hidróxido de bario de concentración $0,01 \text{ M}$.

- Escribe la reacción que tiene lugar entre estos dos compuestos.
- Determina si la reacción será completa o, por el contrario, quedará algún reactivo en exceso.

Datos: Masas atómicas: $\text{N} = 14 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$;
 $\text{Ba} = 137,34 \text{ u}$

Resolución

$100 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,01 \text{ M}$.

$100 \text{ mL Ba(OH)}_2 \text{ } 0,01 \text{ M}$.

Nº de moles de HNO₃ puestos en juego:

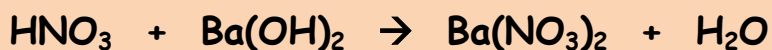
$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 0,1 = 0,001 \text{ moles}$$

Nº de moles de Ba(OH)₂ puestos en juego:

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 0,1 = 0,001 \text{ mol}$$

a)

Reacción química:



Ajustada:



b)

La relación estequiométrica entre el ácido nítrico y el hidróxido de bario es:

2 moles HNO₃ / 1 mol Ba(OH)₂

Supongo que reacciona todo el HNO₃:

$$0,001 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{2 \text{ moles HNO}_3} = 0,0005 \text{ moles Ba(OH)}_2$$

La reacción no es completa. Reacciona todo el ácido nítrico y sobra hidróxido de bario:

Hidró. de bario en exceso = $0,001 - 0,0005 = 0,0005$ moles

Ejercicio Resuelto

El ácido sulfúrico (también llamado ácido tetraoxosulfúrico (VI)) reacciona con el cloruro de sodio para dar sulfato de sodio (también llamado tetraoxosulfato (VI) de sodio) y ácido clorhídrico. Se añaden 50 mL de ácido sulfúrico del 98 % en peso y densidad $1,835 \text{ g/cm}^3$ sobre una muestra de 87 gramos de cloruro de sodio. Suponiendo que la reacción es completa:

b) ¿ Qué reactivo se encuentra en exceso, y cuántos moles del mismo quedan sin reaccionar?.

c) ¿ Qué masa de sulfato de sodio se obtiene en la reacción?.

Datos: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u ; Cl = 35,5 u ; Na = 23 u

Resolución

a)

Reacción química: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

Ajustada:



50 mL H_2SO_4 al 98% y $d = 1,835 \text{ g / cm}^3$

87 g de NaCl

Masa de H_2SO_4 comercial puesta en juego:

$$m = d \cdot V = 1,835 \text{ g/cm}^3 \cdot 50 \text{ cm}^3 = 91,75 \text{ g}$$

Masa de H_2SO_4 puro:

Al ser el comercial de 98 %:

$$91,75 \text{ g comercial} \cdot \frac{98 \text{ g puro}}{100 \text{ g comercial}} = 89,91 \text{ g puro}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u (Calcular y comprobar)} \rightarrow 98 \text{ g / mol}$$

Moles de H_2SO_4 puestos en juego:

$$n^\circ \text{ moles} = m / M_m$$

$$n^\circ \text{ moles} = 89,91 / 98 = 0,917$$

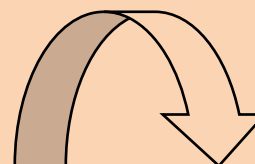
Relación estequiométrica:

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 2 \text{ moles NaCl}$$

$$M_m \text{ NaCl} = 58,5 \text{ u (Calcular y comprobar)} \rightarrow 58,5 \text{ g / mol.}$$

La proporción anterior queda de la forma:

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl}$$



Supongamos que reacciona todo el H_2SO_4 :

$$89,91 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl}}{98 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 107,34 \text{ g NaCl}$$

No reacciona todo el ácido sulfúrico puesto que no tenemos 107,34 g de NaCl (sólo tenemos 87 g). El **reactivo limitante es el NaCl**.

$$87 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}} \cdot \frac{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{2 \cdot 58,5 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}}} = 72,87 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Masa de H}_2\text{SO}_4 \text{ en exceso} = 89,91 - 72,87 = 17,04 \text{ g}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ en exceso} = 17,04/98 = 0,17$$

b)

Según reacción:



$$\text{Mm Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ u} \rightarrow 142 \text{ g / mol}$$

La proporción queda de la forma:



$$89,91 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 130,27 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

Ejercicio Resuelto

5,0 gramos de una mezcla de carbonato de calcio e hidrogenocarbonato de calcio se calientan fuertemente hasta la descomposición total de ambos compuestos, según las siguientes reacciones:



Se obtienen 0,44 gramos de agua, determina la composición en % de la mezcla.

Datos: Masas atómicas: Ca = 40 u ; H = 1 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resolución

Se cumple que:

$$m \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + m \text{CaCO}_3 = 5 \text{ g.}$$

Reacción de descomposición del hidrogenocarbonato de calcio:



No está ajustada. Los coeficientes indeterminados nos dicen que:



Reacción de descomposición del carbonato de calcio:



La reacción viene ajustada.

El agua proviene del hidrogenocarbonato de calcio:

Según reacción:



Mm $\text{Ca(HCO}_3)_2 = 162 \text{ u (Calcular)} \rightarrow 162 \text{ g / mol.}$

Mm $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ u (Calcular)} \rightarrow 18 \text{ g / mol.}$

De la proporción (1):

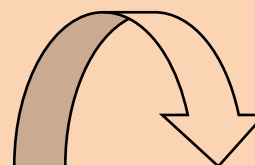
$$0,44 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{162 \text{ g Ca(HCO}_3)_2}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 3,96 \text{ g Ca(HCO}_3)_2$$

La masa de carbonato de calcio será = $5 - 3,96 = 1,04 \text{ g}$

Los % los obtendremos con las siguientes proporciones:

$$100 \text{ g } \cancel{\text{mezcla}} \cdot \frac{3,96 \text{ g Ca(HCO}_3)_2}{5 \text{ g } \cancel{\text{mezcla}}} = 79,2 \% \text{ en Ca(HCO}_3)_2$$

$$100 \text{ g } \cancel{\text{mezcla}} \cdot \frac{1,04 \text{ g CaCO}_3}{5 \text{ g } \cancel{\text{mezcla}}} = 20,8 \% \text{ en CaCO}_3$$



Ejercicio resuelto

El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52 % de CaCO_3 , un 4,16 % de MgCO_3 y 1,32 % de materiales no deseados (impurezas). La descomposición térmica de la piedra genera CaO , MgO y CO_2 con un rendimiento del 56 %.

a) ¿ Cuántas toneladas de CaO podrán obtenerse con 4 toneladas de piedra caliza?.

b) ¿ Qué volumen de CO_2 se recoge sobre agua por cada 100 gramos de piedra caliza medidos a 760 mm de Hg y 20°C ?.

Datos:

Masas atómicas: $\text{Ca} = 40 \text{ u}$; $\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{Mg} = 24,3 \text{ u}$

Resolución

94,5 % en CaCO_3 ; 4,16 % en MgCO_3 y 1,32 % en impurezas.

Reacción de descomposición de la piedra caliza:



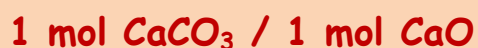
Reacción de descomposición ajustada.

a)

En las 4 toneladas de piedra caliza hay:

$$4 \cdot 10^3 \text{ Kg piedra caliza} \cdot \frac{94,52 \text{ Kg CaCO}_3}{100 \text{ Kg P. Caliza}} = 3,78 \text{ Kg CaCO}_3$$

Según reacción de descomposición de CaCO_3 :



Mm $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ u}$ (Calcular) $\rightarrow 100\text{g} / \text{mol}$

Mm $\text{CaO} = 56 \text{ u}$ (Calcular) $\rightarrow 56 \text{ g} / \text{mol}$.

Las toneladas de CaCO_3 las pasamos a gramos:

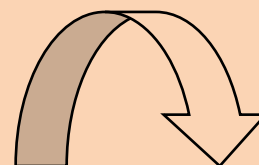
$$4 \text{ Tm} = 3,78 \cdot 10^6 \text{ g CaCO}_3$$

$$3,78 \cdot 10^6 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 2,11 \cdot 10^6 \text{ g CaO} =$$

$$= 2,11 \text{ Tm de CaO}$$

Como el rendimiento es del 56 % las toneladas de CaO obtenidas serán:

$$2,11 \text{ Tm CaO} \cdot \frac{56 \text{ Tm CaO puro}}{100 \text{ Tm de CaO}} = 1,18 \text{ Tm de CaO}$$



b)

Ponemos en juego 94,52 g de CaCO_3 y 4,16 g de MgCO_3 .

CO_2 obtenido del CaCO_3 :



Mm $\text{CO}_2 = 44$ u (Calcular) $\rightarrow 44$ g / mol

Según reacción:

1 mol CaCO_3 / 1 mol CO_2

100 g CaCO_3 / 44 g CO_2

$$94,52 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3} \cdot \frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{100 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3}} = 41,58 \text{ g } \text{CO}_2$$

Al ser el rendimiento del 56% :

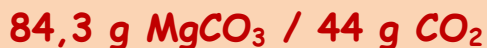
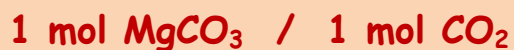
$$41,58 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{56 \text{ g } \text{CO}_2 \text{ puro}}{100 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 23,28 \text{ g } \text{CO}_2 \text{ puro}$$

CO_2 obtenido del MgCO_3 :



Mm $\text{MgCO}_3 = 84,3$ u (Calcular) $\rightarrow 84,3$ g / mol

Según reacción:



$$4,16 \text{ g } MgCO_3 \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{84,3 \text{ g } MgCO_3} = 2,17 \text{ g } CO_2$$

Al ser el rendimiento del 56 %:

$$2,17 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{56 \text{ g } CO_2 \text{ puro}}{100 \text{ g } CO_2} = 1,21 \text{ g } CO_2$$

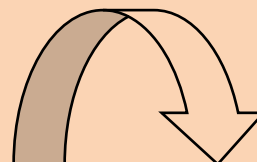
Masa total de CO_2 obtenido = 23,28 g + 1,21 g = 24,49 g CO_2

El volumen correspondiente de CO_2 será:

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$$

$$(760 / 760) \cdot V = (24,49 / 44) \cdot 0,082 (273+20)$$

$$V = 13,37 \text{ L}$$



Ejercicio Resuelto

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

www.quimiciencia.es

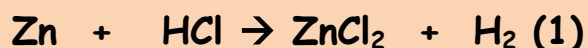
Una aleación 57,0 gramos de cinc y aluminio se trata con ácido clorhídrico obteniéndose 2 moles de hidrógeno. Calcule la composición de la aleación.

Datos: Masas atómicas: Al = 27,0 u ; Zn = 65,4 u

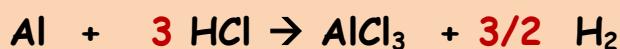
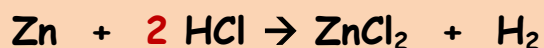
Resolución

Reacciones químicas:

Sin ajustar:



Ajustadas:



Utilizaremos la "regla de tres" para mejor entendimiento del ejercicio.

1 mol Zn ----- 1 mol H₂

n moles Zn----- X

$$X = 1 \cdot n \text{ moles Zn} = 1 \cdot m_{\text{Zn}} / M_{\text{a}}$$

1 mol Al ----- 3/2 moles H₂

n moles Al----- Y

$$Y = \frac{3}{2} \cdot n \text{ moles Al} = \frac{3}{2} \cdot m_{\text{Al}} / M_{\text{a}}$$

Se debe cumplir:

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA

www.quimiciencia.es

$$X + Y = 2$$

$$1 \cdot m_{\text{Zn}} / M_{\text{a}} + 3/2 \cdot m_{\text{Al}} / M_{\text{a}} = 2 \quad (1)$$

Por otra parte:

$$m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}} = 57 \text{ g}$$

$$m_{\text{Al}} = 57 - m_{\text{Zn}}$$

Volvemos a (1):

$$1 \cdot m_{\text{Zn}} / 65,4 + 3/2 \cdot (57 - m_{\text{Zn}} / 27) = 2$$

$$m_{\text{Zn}} = 28,97 \text{ g}$$

$$m_{\text{Al}} = 57 - 28,97 = 28,03 \text{ g}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

57 g aleación / 28,97 g Zn

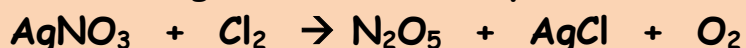
57 g aleación / 28,03 g Al

$$100 \text{ g } \cancel{\text{aleación}} \cdot \frac{28,97 \text{ g Zn}}{57 \text{ g } \cancel{\text{aleación}}} = 50,82 \% \text{ en Zn}$$

$$100 \text{ g } \cancel{\text{aleación}} \cdot \frac{28,03 \text{ g Al}}{57 \text{ g } \cancel{\text{aleación}}} = 49,17 \% \text{ en Al}$$

Ejercicio resuelto

Dada la siguiente reacción química:



Calcule:

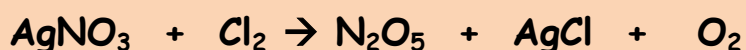
c) Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 gramos de AgNO_3 .

d) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20°C y 620 mm Hg.

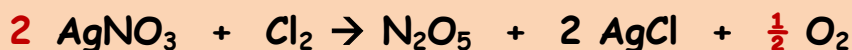
Datos: Masas atómicas: N = 14 u ; O = 16 u ; Ag = 108 u

Resolución

Reacción química sin ajustar:



Ajustada:



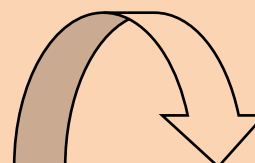
a)

Según reacción:

2 moles AgNO_3 / 1 mol N_2O_5

Mm AgNO_3 = 170 u (Calcular) \rightarrow 170 g/mol.

2 . 170 g AgNO_3 / 1 mol N_2O_5



1 mol N_2O_5

$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{\text{-----}}{2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3} = 0,058 \text{ moles N}_2\text{O}_5$$

b)

Según reacción:



$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{\frac{1}{2} \text{ mol O}_2}{2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3} = 0,029 \text{ moles de O}_2$$

El Volumen ocupado:

P · V = n · R · T

(620 / 760) · V = 0,029 · 0,082 · (273+20)

V = 0,85 L de O₂

Ejercicio Resuelto

Una bombona de gas contiene 27,5 % de propano y 72,5 % de butano en masa. Calcule los litros de dióxido de carbono, medidos a 25°C y 1,2 atm, que se obtendrán cuando se quemen completamente 4,0 gramos de gas de la bombona anterior.

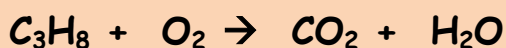
Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u

Resolución

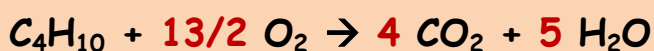
27,5 % en propano (C₃H₈)

72,5 % en butano (C_4H_{10})

Reacciones químicas sin ajustar:



Ajustadas:



Masa de propano en la muestra:

$$4 \cdot 27,5/100 = 1,1 \text{ g propano (el 27,5 \% de 4)}$$

Masa de butano en la muestra:

$$4 \cdot 72,5/100 = 2,9 \text{ g butano}$$

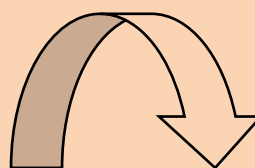
Moles de CO_2 procedentes del propano:

Según reacción:

1 mol propano / 3 moles CO_2

$$Mm C_3H_8 = 44 \text{ u (Calcular)} \rightarrow 44 \text{ g / mol}$$

44 g propano / 3 moles CO_2



3 moles CO_2

$$1,1 \text{ g propano} \cdot \frac{\text{-----}}{44 \text{ g propano}} = 0,075 \text{ moles CO}_2$$

Moles de CO₂ procedentes del butano:

1 mol butano / 4 moles CO₂

Mm C₄H₁₀ = 58 u (Calcular) → 58 g / mol.

58g butano / 4 moles CO₂

$$2,9 \text{ g butano} \cdot \frac{4 \text{ moles CO}_2}{57 \text{ g butano}} = 0,2 \text{ moles CO}_2$$

Nº de moles totales de CO₂ obtenidos = 0,075 + 0,2 =
0,275 moles

Volumen de CO₂ obtenido:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,2 \cdot V = 0,275 \cdot 0,082 (273 + 25)$$

$$V = 5,6 \text{ L}$$

----- O -----