

Tema N° 11. Estudio de las reacciones químicas. Estequiometría.

NOTA: Para acceder a los videos y páginas Webs **PISAR CONTROL** y **PINCHAR** el video o página Web seleccionada.

Trataré de explicar el Tema de las **Reacciones Químicas y Estequiometría**, con el contenido:



- 1.- *Transformaciones de la Materia (pág. N°*
- 2.- *Transformaciones Químicas de la Materia. Reacciones Químicas.(pág. N° 5)*
- 3.- *Tipos de Reacciones Químicas.(pág. N° 8)*
- 4.- *Ecuación General de los gases Perfectos. (pág. N° 9)*
- 5.- *Leyes ponderales y volumétricas de la Química. Estequiometría.(pág. N° 11)*
 - 5.1.- *Ley de Conservación de la masa (pág. N° 11)*
 - 5.2.- *Ley de las Proporciones definidas (o de Proust)(N°17)*
 - 5.3.- *Ley de las proporciones Múltiples (o de Dalton)(N°18)*
 - 5.4.- *Ley de las proporciones Recíprocas (o de Richter)(19)*
 - 5.5.- *Ley de los volúmenes de combinación (pág. N° 20)*
(o de Gay - Lussac
- 6.- *Ejercicios de aplicación de la Estequiometría (pág. N° 22)*
- 7 *Experiencias de Laboratorio(pág. N° 67)*
 - 7.1.- *Método de Contacto para la obtención del ácido sulfúrico. (pág. N° 67)*

Video: Obtención Industrial del Ácido Sulfúrico. Método de Contacto
<http://www.youtube.com/watch?v=ELR6BLInjZg&feature=related>

Video I: Riesgos del trabajo con productos químicos
<http://www.youtube.com/watch?v=RijFdJ5xy6w&feature=related>

Video II: Riesgos del trabajo con productos químicos
<http://www.youtube.com/watch?v=yGmFVmcLOXQ&feature=relmfu>

1.- Transformaciones de la Materia

Podríamos dar una definición de la Química: **Ciencia que tiene por objeto el estudio de la MATERIA y de las Transformaciones químicas de la MATERIA.**

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

Pueden existir **definiciones ambiguas**, pero la que hemos dado de Física y algo menos la de Química **NO PUEDEN SERLO MÁS DE LO QUE SON**. Hemos definido la Física y la Química en función de algo que no conocemos, **LAS TRANSFORMACIONES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LA MATERIA**. Arreglaremos el problema explicando en qué consisten estas Transformaciones.

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

Reacciones químicas

http://quimica.info-tecnica.org/?Las_Reacciones_Quimicas

Estudio de las reacciones químicas

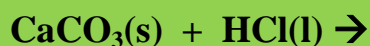
http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDA_D_3eso_reacciones_quimicas_1/3quincena9/3q9_index.htm

Transformaciones físicas y químicas de la materia

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/index.html

Transformaciones Químicas de la Materia

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



El *carbonato de calcio*, CaCO_3 , es un **sólido** como 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** y tiene **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:



Podemos establecer unas diferencias:

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

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

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

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: En un recipiente ponemos agua a calentar. Llegada a una cierta temperatura (100°C), ocurre:



En la derecha y en la izquierda de la reacción el *compuesto químico* es el mismo, *agua*, pero en diferente **estado de agregación** (Sólido, líquido o gas). *Líquido* en la *izquierda* y *gas* en la *derecha*. No se trata de una **TRANSFORMACIÓN QUÍMICA**, no se han obtenido compuestos distintos.

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

- Un cambio en la *composición* del compuesto químico.
- Un cambio en la *estructura* de la materia
- Un cambio en las *propiedades* del compuesto químico

2.- Transformaciones Químicas de la Materia. Reacciones Químicas.

A pesar de que el título **TRANSFORMACIONES QUÍMICAS DE LA MATERIA** es muy científico, me gusta más el nombre de **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 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 (**CaCO₃**) 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**.

Reacciones químicas Exotérmicas y Endotérmicas

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

Reacciones químicas Exotérmicas y Endotérmicas

<http://www.prepafacil.com/cch/Main/ClasificacionEnReaccionesExotermicasYEndotermicas>

Video: Reacción química exotérmica

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

Video: Reacción química endotérmica

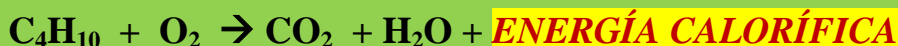
<http://www.youtube.com/watch?v=D8roOSDrBYg>

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

- a) Reacciones **ENDOTERMICAS**.- 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) La o las sustancias nuevas que se forman suelen presentar un aspecto totalmente diferente del que tenían las sustancias de partida.
- 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 pone 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: Tipos de reacciones químicas

<http://www.youtube.com/watch?v=VZ8SWIRs2Bg>

Video: Ejemplos de reacciones químicas

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

Video: Reacción exotérmica

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

Video: Reacción exotérmica explosiva (agua + sodio)

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

3.- Tipos de Reacciones Químicas.

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:

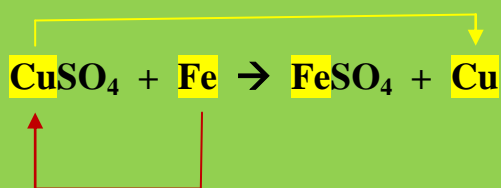


- b) **Reacciones de Neutralización**.- Consisten en que un ácido y una base (compuestos químicos que pueden ser muy peligrosos) al mezclarse se neutralizan mutuamente, pierden su acción corrosiva y se obtiene:



Ac. Sulfúrico Hidróxido de sodio Sulfato de sodio Agua

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



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



- 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.



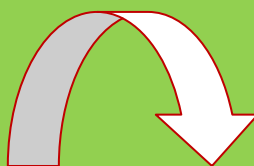
- g) **Reacciones de Combustión**.- Todo compuesto químico orgánico con el oxígeno del aire nos proporciona Dióxido de carbono, Agua y Energía. Como ejemplo podemos citar la realizada en la cocina a gas Butano:



4.- Ecuación General de los gases Perfectos.

En las reacciones químicas es muy frecuente la existencia de reactivos o productos de reacción que se encuentran en estado **GAS**. Todos sabemos de la dificultad de medir la *masa de un gas*, es mucho más sencillo medir *el volumen*. Por ello vamos a realizar un repaso del **ESTADO GAS**.

Supongamos un gas que se encuentra en unas condiciones de Presión, Volumen y Temperatura. El gas sufre una transformación (cambia, por ejemplo una de las magnitudes anteriormente mencionadas) y cambian por lo tanto las otras magnitudes, obteniendo unas condiciones distintas a las iniciales. Me explicaré:



CONDICIONES INICIALES**CONDICIONES FINALES**

Presión	P_o		P_F
		Transformación	
Volumen	V_o	$\xrightarrow{\hspace{2cm}}$	V_F
Temperatura	T_o		T_F

Realicemos para cada una de las condiciones la operación **$P \cdot V / T$**

$$\frac{P_o \cdot V_o}{T_o} = K \qquad \frac{P_F \cdot V_F}{T_F} = K$$

Como vemos la operación **$P \cdot V / T$** tiene el mismo valor antes y después de la transformación. Esto nos lleva a decir:

$$\frac{P \cdot V}{T} = R \text{ (constante)} \quad (1)$$

De (1) podemos quitar denominadores:

$$P \cdot V = R \cdot T \quad (\text{para 1 mol de gas})$$

Si tenemos " **n** " moles, la ecuación anterior queda de la forma:

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

Ecuación General de los Gases Perfectos.

P = Presión en Atm.

V = Volumen en L.

n = nº de moles = masa/Mm.

R = Constante General de los Gases Perfectos = **0,082 atm . L / mol . K**

T = Temperatura Kelvin.

Esta ecuación nos permitirá pasar **de masa a volumen y viceversa** en el mundo de los **Gases**. En función de la igualdad del nº de moles (**m/Mm**), la ecuación anterior la podemos expresar de la forma:

$$P \cdot V = \frac{m}{Mm} \cdot R \cdot T$$

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

ESTEQUIOMETRÍA comprende los cálculos que se han de realizar en el estudio de toda reacción química. Se basa en las leyes que vamos a estudiar a continuación.

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.

5.1.- Ley de la conservación de la masa (o de Lavoisier).

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:

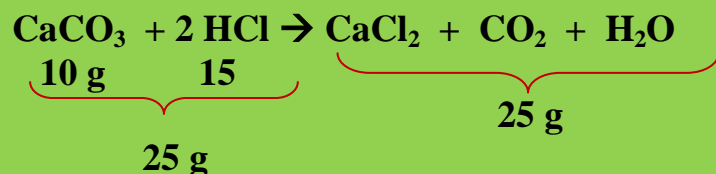


Reaccionan, exactamente, por ejemplo 10 g de CaCO₃ con 15 g de HCl. En total se han consumido:

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

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

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.

Con lo visto hasta aquí, 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).
- b) Obtener *Energía*.

Nos vamos a centrar en el apartado **a)**. Vamos a estudiar cómo *podemos obtener una cierta cantidad del mismo*.

En la cuantificación de toda reacción química interviene la *LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA* (ya conocida): Establecida por

Lavoisier:

En todo Sistema Químico (reacción química) aislado, la MASA PERMANECE CONSTANTE.

Dicho de otra forma:

La masa de los reactivos puesta en juego es igual a la masa de los productos obtenidos. Lo que conlleva que:

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.

Esta ley es la que justifica la existencia de los coeficientes numéricos en las reacciones químicas.

Si trabajamos con nuestra primera reacción:



y contamos átomos:

E.QUÍMICO	Nº ÁTOMOS IZQUIERDA	Nº 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. Es en este punto de las reacciones químicas cuando a la **reacción química** la podemos llamar **ECUACIÓN QUÍMICA**.

Para ajustar una reacción química podemos seguir dos procedimientos:

- a) **Cálculo mental** (por tanteo).
- b) Método de los **COEFICIENTES INDETERMINADOS**. A veces puede ser más largo que el a) pero **NUNCA FALLA**.

El método b) (el más importante) consiste en plantear un conjunto de ecuaciones matemáticas y resolverlas.

Acabamos de demostrar que la reacción:



no está ajustada. Procedamos a ello.

Por cálculo mental:

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



Contar los átomos y comprobar

Por Coeficientes Indeterminados:

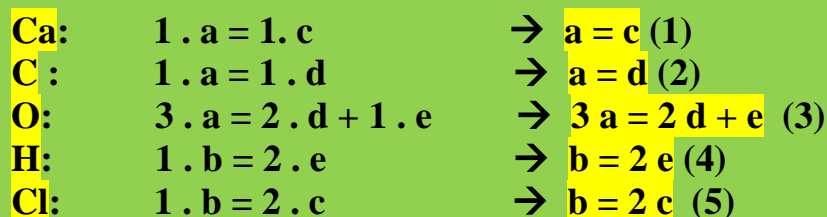
El método consiste en poner delante de cada compuesto químico un coeficiente literal:



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. Para ello multiplicaremos el subíndice que lleva cada elemento por el coeficiente correspondiente. Para no liarnos seguiremos el orden en que aparecen los elementos químicos en la reacción:



IZQUIERDA = DERECHA



Una vez establecidas las ecuaciones, **a una de las incógnitas** le vamos a dar el valor de la **UNIDAD**, con una condición, *que nos permita conocer de inmediato otra incógnita*. Si eliminamos quebrados mucho mejor para hacer los cálculos matemáticos más sencillos:

En la ecuación (1) haremos que **a = 1** lo que implica que **c = 1** y **d = 1**. De la (5): $b = 2 \cdot c \rightarrow b = 2 \cdot 1 = 2$ y de la (4) $b = 2e \rightarrow 2 = 2e \rightarrow e = 2/2 = 1$

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 la pongamos en la reacción:



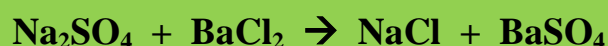
La reacción está ajustada.

Ajuste de reacciones químicas

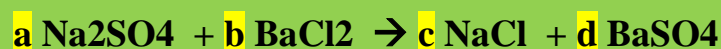
<http://www.educaplus.org/play-69-Ajuste-de-reacciones.html>

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.



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

Si en (1) hacemos **a = 1** \rightarrow **c = 2**

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

$$\text{O: } 4 \cdot a = 4 \cdot d \rightarrow a = d \text{ (3)}$$

$$\text{Ba: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \text{ (4)} \quad \text{De (5) } 2b = c ; 2b = 2 ; b = 2/2 = 1$$

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

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



La reacción está ajustada.

Ejercicio resuelto

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



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

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

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

$$\text{O: } 4 \cdot b = 12 \cdot c \rightarrow 4b = 12c \text{ (4)}$$

De (1) $c = 1 \rightarrow a = 2$; en (3) $b = 3 \cdot 1 = 3$; de (2) $2 \cdot 3 = 2d$; $6 = 2d$; $d = 6/2 = 3$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Ejercicio resuelto

Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción química:





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

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

$$\text{O: } 2 \cdot b = 3 \cdot c + 2 \cdot d \rightarrow 2b = 3c + 2d \quad (3)$$

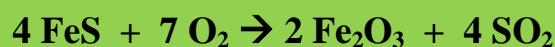
$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2; \text{ de (2) } 2 = d; \text{ de (3) } 2b = 3 \cdot 1 + 2 \cdot 2; 2b = 3 + 4; 2b = 7$$

$$b = 7/2$$

Nos vamos a la reacción química:



La reacción está ajustada, pero si no os gusta el coeficiente $7/2$ podéis trabajar como en una ecuación matemática y quitar denominadores:



Reacción ajustada

5.2.- 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 peso, 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.

2 átomos H / 1 átomo de O

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

En la molécula de agua:

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

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

Ejemplo Resuelto

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

Resolución

La proporción la podemos establecer en base a su fórmula:

1 átomo de calcio / 1 átomo de O

Ma Ca = 40 u ; Ma O = 16 u

1 átomo de calcio. 40 u / 1 átomo calcio / 1 átomo de O . 16 u / 1 átomo O

$$40 \cancel{\text{u}} / 16 \cancel{\text{u}} ; 40 / 16 ; 5 / 2$$

5.3.- 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 1g, se obtiene en cada caso:

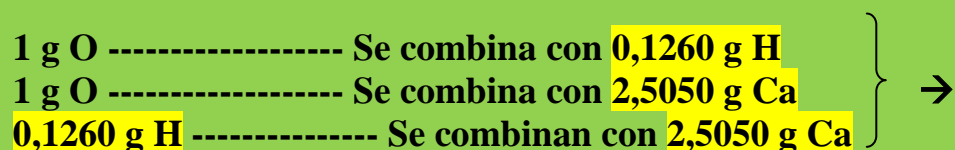
Primer óxido:

79,90 % Cu ; 20,1 % O

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

$$1 \text{ g O} \left\{ \begin{array}{l} 0,1260 \text{ g H} \rightarrow 1 \text{ g O} / 0,1260 \text{ g H} = 7,9 \approx 8 \\ 4,4321 \text{ g Cl} \rightarrow 1 \text{ g O} / 4,4321 \text{ g Cl} = 0,22 \rightarrow 16/71 \\ 0,3753 \text{ g C} \rightarrow 1 \text{ g O} / 0,3753 \text{ g C} = 2,66 \approx 3 \\ 2,5050 \text{ g Ca} \rightarrow 1 \text{ g O} / 2,5050 \text{ g Ca} = 0,39 \rightarrow 4/5 \\ 1,0021 \text{ g S} \rightarrow 1 \text{ g O} / 1,0021 \text{ g S} = 0,99 \approx 1 \end{array} \right.$$

Podemos escribir:



$$0,1260 \text{ g H} / 2,5050 \text{ g Ca} = 0,05 = 5/100 = 1/20$$

Cuando el **H** se une al **Ca** se forma el compuesto H₂Ca:

2 átomo H / 1 átomo Ca

Ma H = 1 u ; Ma Ca = 40 u

~~2 átomos H . (1 u/1 átomo H) / 1 átomo Ca . (40 u/1átomo Ca)~~

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

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

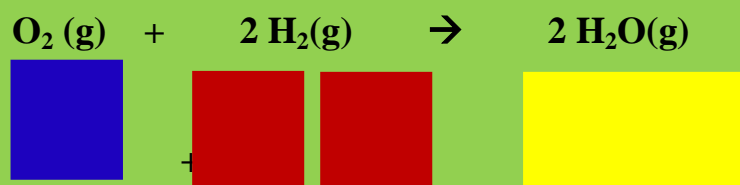
5.5.- Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac.

Muchos de los elementos y compuestos son gaseosos, y puesto que es más sencillo medir un volumen que un peso de gas era natural se estudiasen las relaciones de volumen en que los gases se combinan.

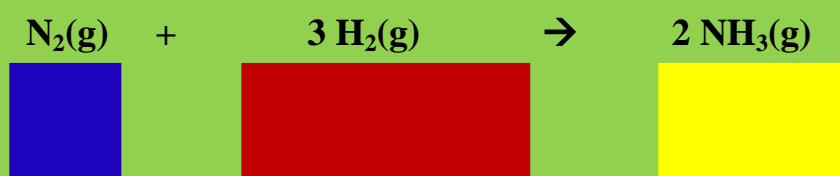
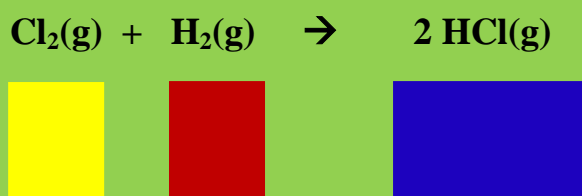
GAY-LUSSAC formuló en 1808 la ley de los **Volúmenes de Combinación** que lleva su nombre. Al obtener vapor de agua a partir de los elementos (sustancias elementales) se había encontrado que un **volumen de oxígeno** se une con **dos volúmenes de hidrógeno**

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 a lo más 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.



6.- Ejercicios de aplicación de la Estequiometría

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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 ajustada.** Procedemos al ajuste de la misma:



Cu: $1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d$ (1)

H: $2 \cdot b = 2 \cdot e \rightarrow b = e$ (2)

S: $1 \cdot b = 1 \cdot c + 1 \cdot d \rightarrow b = c + d$ (3)

O: $4 \cdot b = 2 \cdot c + 4 \cdot d + 1 \cdot e$ (4)

De (1) $a = 1 \rightarrow d = 1 \rightarrow b = 1 \rightarrow e = 1$

De (4) $4 \cdot 1 = 2 \cdot c + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 1$; $4 = 2c + 5$; $2c = 4 - 5$; $c = -\frac{1}{2}$

Llevamos los coeficientes a la reacción:



quitando denominadores:



Reacción ajustada

Vamos a leer la reacción química anterior:

2 moles de cobre reaccionan con 2 moles de ácido sulfúrico para obtener 1 mol de Dióxido de azufre, 2 moles de sulfito 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.

La reacción nos dice que :



Recordemos:

Ma Cu = 63,54 u ; *1 mol Cu* ($6,023 \cdot 10^{23}$ átomos) / *63,54 g Cu*

Mm H₂SO₄ = 98 u

1 mol H₂SO₄ ($6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas) / *98 g de H₂SO₄*

El estudio de (1) de la reacción lo podemos poner de la forma:



Tenemos la primera fase de una **“regla de TRES” PARA CONTESTAR A LA CUESTIÓN:**



$$2 \cdot 63,5 \text{ g Cu} \cdot X = 30 \text{ g Cu} \cdot 2 \cdot 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$X = \frac{30 \text{ g Cu} \cdot 2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \cdot 63,5 \text{ g Cu}} = 46,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Hemos utilizado la **“regla de TRES”** para que entendáis el cálculo. No suelo utilizar la **regla de TRES**. Por el **FACTOR DE CONVERSIÓN** quedaría de la siguiente forma:



Esta proporción la pondremos en función de cómo nos vienen los datos y lo que nos piden:

$$\text{Ma Cu} = 63,54 \text{ u} ; 1 \text{ mol Cu} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}) / 63,54 \text{ g Cu}$$

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 \quad \begin{cases} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{cases}$$

$$98 \text{ u} \rightarrow \text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Luego la proporción (2) la podemos expresar de la forma:

$$2 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Nuestra muestra inicial la traduciremos a gramos de H₂SO₄:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 46,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Seguiremos trabajando con el factor de Conversión.

b)

Moles de SO₂ que se obtienen.

La reacción nos dice que:



Nos interesa dejar el SO₂ en moles.

$$2 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 1 \text{ mol SO}_2$$

Los 30 g de Cu nos proporcionarán:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 0,23 \text{ moles SO}_2$$

c)

Masa de CuSO_4 se obtendrá.

La reacción dice:



Calculemos el mol de CuSO_4 :

$$\text{Mm CuSO}_4 \begin{cases} \text{Cu: } 1 \cdot 63,54 \text{ u} = 63,54 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline 159,54 \text{ u} \end{cases} ; 1 \text{ mol CuSO}_4 = 159,54 \text{ g}$$

La proporción anterior la podemos poner:



Los 30 g de Cu nos proporcionaran:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{2 \cdot 159,54 \text{ g CuSO}_4}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 75,32 \text{ g CuSO}_4$$

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. (fuente Enunciado: "Fisicanet": Resolución: A. Zaragoza).

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. Procedemos al ajuste de la misma:



$$\left. \begin{array}{l} \text{Ca: } a = c \text{ (1)} \\ \text{C: } a = e \text{ (2)} \\ \text{O: } 3a = d + 2e \text{ (3)} \\ \text{H: } b = 2d \text{ (4)} \\ \text{Cl: } b = 2c \text{ (5)} \end{array} \right\} \begin{array}{l} a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow e = 1 \\ \text{de (4) } b = 2 \cdot 1 = 2 \\ \text{de (4) } 2 = 2d ; d = 1 \end{array}$$

Nos vamos a la reacción química:



Reacción ajustada

a)

Masa y Volumen de CO₂ que se obtienen en C.N

La reacción química establece:



$$\text{Mm CaCO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 = 40 \text{ u} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right. \begin{array}{l} \text{-----} \\ 100 \text{ u} \end{array} ; 1 \text{ mol CaCO}_3 = 100 \text{ g}$$

$$\text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \end{array} \right. \begin{array}{l} \text{-----} \\ 44 \text{ u} \end{array} ; 1 \text{ mol CO}_2 = 44 \text{ g}$$

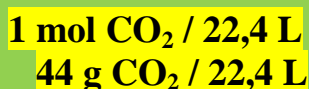
La proporción anterior quedaría de la forma:



Con los 380 g CaCO₃:

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

Como trabajamos en C.N:



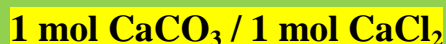
Los 167,2 g de CO₂:

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

b)

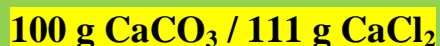
Cloruro de calcio, CaCl₂, que se obtiene.

La reacción establece:



$$\begin{aligned} \text{Mm CaCl}_2 & \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{Cl: } 2 \cdot 35,5 \text{ u} = 71 \text{ u} \\ \hline 111 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol CaCl}_2 = 111 \text{ g} \end{aligned}$$

La proporción anterior:



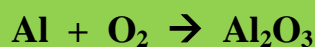
Con nuestra muestra inicial:

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

Ejercicio resuelto

Reaccionan 10 g de aluminio con gas oxígeno. ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?. (fuente Enunciado:"Fisicanet"Resolución: A. Zaragoza).

Reacción química:



DATOS: Masas atómicas: Al = 27 u ; O = 16 u

Resolución

Ajustemos la reacción química:



$$\text{Al: } a = 2c \quad (1)$$

$$\text{O: } 2b = 3c \quad (2)$$

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

$$\text{De (2) } 2b = 3 \cdot 1 ; b = 3/2$$

Nos vamos a la reacción química:



Si quitamos denominadores:



Reacción ajustada.

La reacción química nos indica que:



Ma Al = 27 u ; 1 mol Al = 27 g

$$\text{Mm Al}_2\text{O}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Al: } 2 \cdot 27 = 54 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline 102 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g}$$

La proporción anterior quedaría de la forma:

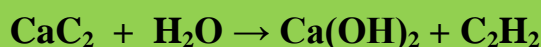
$$4 \cdot 27 \text{ g Al} / 2 \cdot 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

Con nuestra muestra inicial:

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

Ejercicio resuelto

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

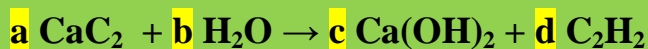


¿Qué cantidad máxima se puede lograr? (fuente Enunciado: edit s.m.Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución

La reacción no está ajustada. Procedemos a ello:



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

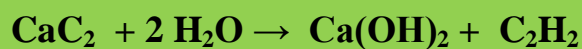
$$\text{C: } 2a = 2d \quad (2)$$

$$\text{H: } 2b = 2c \quad (3)$$

$$\text{O: } b = 2c \quad (4)$$

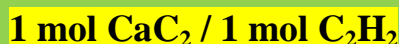
$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow d = 1 \rightarrow b = 2$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

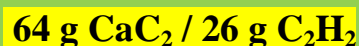
Según la reacción química:



$$\text{Mm CaC}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{C: } 2 \cdot 12 \text{ u} = 24 \text{ u} \\ \hline 64 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CaC}_2 = 64 \text{ g}$$

$$\text{Mm C}_2\text{H}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 2 \cdot 12 = 24 \text{ u} \\ \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \hline 26 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 = 26 \text{ g}$$

La proporción anterior queda:



Con nuestra materia prima:

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

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.)

- ¿Qué volumen de O₂ se consumirá en el proceso?
- ¿Qué volumen de vapor de agua se obtendrá? (fuente enunciado: edit s.m. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución

La reacción **NO ESTÁ AJUSTADA**. Procedamos al ajuste:



C: $a = c$ (1)

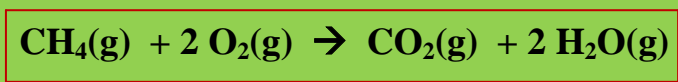
H: $4 a = 2 d$ (2)

O: $2 b = 2 c + d$ (3)

De (1) $a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow d = 2$

De (3) $2 b = 2 \cdot 1 + 2$; $2 b = 4$; $b = 2$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Quando en una reacción química todos **SUS COMPONENTES SE ENCUENTRAN EN ESTADO GAS, LOS COEFICIENTES NUMÉRICOS SE PUEDEN CONSIDERAR COMO VOLUMENES, ES DECIR:**



a)

Volumen de O₂ consumido.

La reacción nos dice:

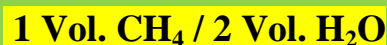


Si consideramos como unidad de volumen el Litro. Con nuestra muestra inicial:

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

b)Volumen de vapor de H₂O obtenido.

Según la reacción:



Con nuestra muestra inicial:

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

Problema resuelto

Las bolsas de aire de seguridad de los automóviles se inflan con nitrógeno gaseoso generado por la rápida descomposición de acida de sodio (NaN₃):

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

Ajustemos la reacción química:



$$\text{Na: } a = b \quad (1)$$

$$\text{N: } 3 a = 2 c \quad (2)$$

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

$$\text{De (2) } 3 \cdot 1 = 2 \cdot c \quad ; \quad c = 3/2$$

Nos vamos a la reacción química:



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:

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

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

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

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

La reacción nos dice que:



$$\text{Mm } \text{NaN}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{N: } 3 \cdot 14 \text{ u} = 42 \text{ u} \\ \hline 65 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol } \text{NaN}_3 = 65 \text{ g}$$

La proporción anterior quedaría:



Los moles de N₂ necesarios saldrán de una cantidad de NaN₃:

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

Problema 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:

$$1 \text{ mol Zn} / 1 \text{ mol H}_2$$

$$M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ u} ; 1 \text{ mol Zn} = 65,4 \text{ g}$$

La proporción la podemos expresar de la forma:

$$65,4 \text{ g Zn} / 1 \text{ mol H}_2$$

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:

$$M_{\text{H}_2} = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} ; 1 \text{ mol H}_2 = 2 \text{ g}$$

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

Problema resuelto

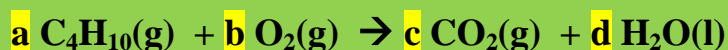
Queremos quemar 14 kg de butano. ¿Cuánto oxígeno necesita?
 ¿Cuánta agua se forma?. Reacción química:



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

Resolución

Ajuste de la reacción:



$$\mathbf{C:} \quad 4 \mathbf{a} = \mathbf{c} \quad (1)$$

$$\mathbf{H:} \quad 10 \mathbf{a} = 2 \mathbf{d} \quad (2)$$

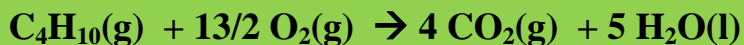
$$\mathbf{O:} \quad 2 \mathbf{b} = 2 \mathbf{c} + \mathbf{d} \quad (3)$$

$$\text{De (1) } \mathbf{a} = \mathbf{1} \rightarrow \mathbf{c} = \mathbf{4}$$

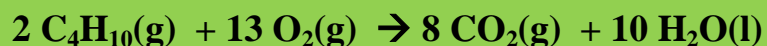
$$\text{De (2) } 10 \cdot 1 = 2 \mathbf{d} ; \quad 10 = 2 \mathbf{d} ; \quad \mathbf{d} = \mathbf{5}$$

$$\text{De (3) } 2 \mathbf{b} = 2 \cdot 4 + 5 ; \quad 2 \mathbf{b} = 13 ; \quad \mathbf{b} = \mathbf{13/2}$$

Nos vamos a la reacción:



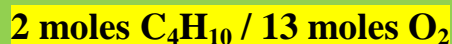
quitamos denominadores:

**Reacción ajustada.**

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

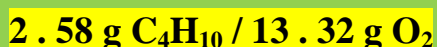
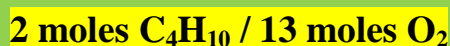
Oxígeno necesario para la combustión:

La reacción nos dice que:



$$\text{Mm } \text{C}_4\text{H}_{10} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \text{H: } 10 \cdot 1 \text{ u} = 10 \text{ u} \\ \hline 58 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ g}$$

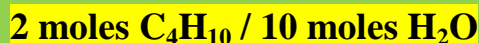
$$\text{Mm } \text{O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} ; \quad 1 \text{ mol } \text{O}_2 = 32 \text{ g}$$



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

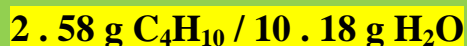
$$14000 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{13 \cdot 32 \text{ g } \text{O}_2}{2 \cdot 58 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 50206,89 \text{ g } \text{O}_2$$

En lo referente al agua. Según la reacción:



$$\text{Mm } \text{H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline 18 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g}$$

La proporción anterior quedará de la forma:



Con los 14000 g de C₄H₁₀:

$$14000 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{10 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}}{2 \cdot 58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 21724,14 \text{ g H}_2\text{O}$$

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.

- a) ¿ Existe algún reactivo en exceso?. En caso afirmativo indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado.
 b) ¿ 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 H₂SO₄ 1,5 M.

Nº de moles de NaOH puestos en juego:

$$\text{Nº moles} = M \cdot V(L) = 0,5 \cdot 0,250 = 0,125 \text{ moles de NaOH}$$

Nº moles de H₂SO₄ puestos en juego:

$$\text{Nº moles} = M \cdot V(L) = 1,5 \cdot 0,050 = 0,075 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

a) Reacción química: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

1 mol H₂SO₄ / 2 moles NaOH

Supongo que reacciona todo el H₂SO₄:

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

que no los tenemos

luego el reactivo limitante es el NaOH:

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

reaccionan 0,0625 moles de H₂SO₄ y sobran = 0,075 – 0,0625 = 0,0125 moles.

b) 2 moles NaOH / 1 mol Na₂SO₄

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

Mm Na₂SO₄ = 142 u → 142 g/mol

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

Ejercicio resuelto

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

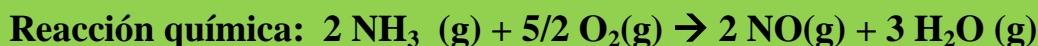


Supuesto que 3,00 litros de NH₃ a 802°C y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno:

- ¿ 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 ; H = 1 ; O = 16.

Resolución



Moles de NH₃ puestos en juego: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$1,30 \cdot 3,00 = n \cdot 0,082 (273 + 802) \rightarrow n = 0,044 \text{ moles de NH}_3$$

a) Reacción química sin coeficientes fraccionarios:



4 moles NH_3 / 6 moles de H_2O

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

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 1,00 \cdot V = 0,066 \cdot 0,082 (273 + 125) ; V = 2,15 \text{ L. de H}_2\text{O}$$

b) 4 moles de NH_3 / 5 moles de O_2

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

Ejercicio Resuelto

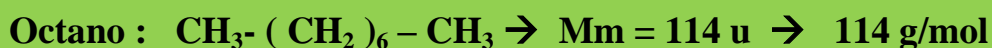
De manera aproximada se puede considerar que la gasolina es una mezcla equimolecular de octano y nonano.

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 ; H = 1 ; O = 16 .

Resolución



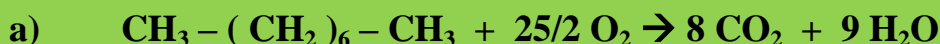
n° moles octano = n° moles nonano

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

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

$$\frac{m_{\text{octano}}}{114} = \frac{484 - m_{\text{octano}}}{128} \rightarrow m_{\text{octano}} = 228 \text{ g}$$

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



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



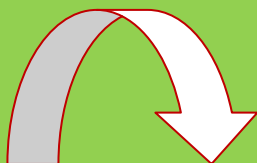
$$256 \text{ g nonano} \cdot \frac{14 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{128 \text{ g nonano}} = 627,2 \text{ L O}_2$$

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

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

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: $\text{N} = 14$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Ba} = 137,34$.

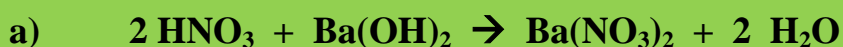
Resolución

100 mL HNO_3 $0,01 \text{ M}$.

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

Nº de moles de HNO_3 puestos en juego: $n^\circ \text{ moles} = \text{M} \cdot \text{V(L)} = 0,01 \cdot 0,1$
 $= 0,001 \text{ moles}$

Nº de moles de Ba(OH)_2 puestos en juego: $n^\circ \text{ moles} = \text{M} \cdot \text{V(L)} = 0,01 \cdot 0,1 = 0,001 \text{ mol}$



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



Supongo que reacciona todo el HNO_3 :

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

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

Hidróxido de bario en exceso = $0,001 - 0,0005 = 0,0005 \text{ moles}$

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 g/cm³ sobre una muestra de 87 gramos de cloruro de sodio. Suponiendo que la reacción es completa:

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

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

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

Resolución

a) Reacción química: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$

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:

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

Masa de H_2SO_4 puro: $m = 98 / 100 \cdot 91,75 = 89,91 \text{ g}$

$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 98 \text{ g / mol}$

Moles de H_2SO_4 puestos en juego: $n^\circ \text{ moles} = m / M_m =$
 $= 89,91 / 98 = \mathbf{0,917}$

Relación estequiométrica: $\mathbf{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 2 \text{ moles NaCl}}$

$M_m \text{ NaCl} = 58,5 \text{ u} \rightarrow 58,5 \text{ g / mol.}$

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



Supongo que reacciona todo el H_2SO_4 :

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

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.

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

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

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

b) $\text{mol H}_2\text{SO}_4 / 1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$

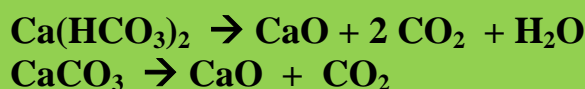
$$\text{Mm Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ u} \rightarrow 142 \text{ g / mol}$$

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

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

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 ; H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

Resolución

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



El agua proviene del hidrogenocarbonato de calcio:

$$1 \text{ mol Ca(HCO}_3)_2 / 1 \text{ mol H}_2\text{O}$$

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

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

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

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

$$\begin{array}{l} 5\text{g mezcla} \text{ ----- } 3,96 \text{ g Ca(HCO}_3)_2 \\ 100 \text{ g mezcla} \text{ ----- } X \quad \quad \quad ; X = 79,2 \% \text{ en Ca(HCO}_3)_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 5\text{g mezcla} \text{ ----- } 1,04 \text{ g CaCO}_3 \\ 100 \text{ g mezcla} \text{ ----- } Y \quad \quad \quad ; Y = 20,8 \% \text{ en CaCO}_3 \end{array}$$

Ejercicio resuelto

El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52 % de CaCO₃, un 4,16 % de MgCO₃ y 1,32 % de materiales no deseados (impurezas). La descomposición térmica de la piedra genera CaO, MgO y CO₂ con un rendimiento del 56 %.

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

b) ¿ Qué volumen de CO₂ se recoge sobre agua por cada 100 gramos de piedra caliza medidos a 760 mm de Hg y 20°C?.

Datos : Masas atómicas: Ca = 40 ; C = 12 ; O = 16 ; Mg = 24,3.

Resolución

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



a) En las 4 toneladas de piedra caliza hay: $94,52/100 \cdot 4 \cdot 10^6 = 3,78 \cdot 10^6$ g de CaCO_3

1 mol CaCO_3 / 1 mol CaO

Mm $\text{CaCO}_3 = 100$ u $\rightarrow 100$ g / mol ; Mm $\text{CaO} = 56$ u $\rightarrow 56$ g / mol.

$$\begin{aligned} & \qquad \qquad \qquad 56 \text{ g CaO} \\ & 3,78 \cdot 10^6 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{\text{-----}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 2,11 \cdot 10^6 \text{ g CaO} \\ = & \\ & = 2,11 \text{ Tm de CaO} \end{aligned}$$

Como el rendimiento es del 56 % : $56 / 100 \cdot 2,11 = 1,18$ 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 : $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

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

1 mol CaCO_3 / 1 mol CO_2

100 g CaCO_3 / 44 g CO_2

$$\begin{aligned} & \qquad \qquad \qquad 44 \text{ g CO}_2 \\ & 94,52 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{\text{-----}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 41,58 \text{ g CO}_2 \end{aligned}$$

al ser el rendimiento del 56% : $m_{\text{CO}_2} = 56 / 100 \cdot 41,58 = 23,28$ g CO_2

CO_2 obtenido del MgCO_3 : $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$

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



$$4,16 \text{ g MgCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{84,3 \text{ g MgCO}_3} = 2,17 \text{ g CO}_2$$

al ser el rendimiento del 56 %: $m_{\text{CO}_2} = 56 / 100 \cdot 2,17 = 1,21 \text{ g CO}_2$

Masa total de $\text{CO}_2 = 23,28 + 1,21 = 24,49 \text{ g CO}_2$

El volumen de CO_2 será: $P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$

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

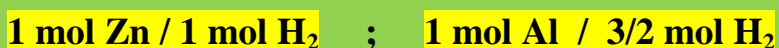
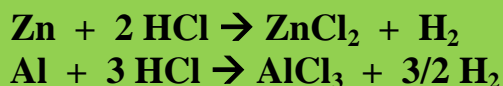
$$V = 13,37 \text{ L}$$

Ejercicio Resuelto

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 ; Zn = 65,4.

Resolución



$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol Zn} \text{ ----- } 1 \text{ mol H}_2 \\ n \text{ moles Zn} \text{ ----- } X \end{array} \quad X = 1 \cdot n \text{ moles Zn} = 1$$

m_{Zn} / Ma

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol Al} \text{ ----- } 3/2 \text{ moles H}_2 \\ n \text{ moles Al} \text{ ----- } Y \end{array} \quad Y = 3/2 \cdot n \text{ moles Al} = 3/2$$

m_{Al} / Ma

$$X + Y = 2$$

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

$$m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}} = 57 \quad ; \quad m_{\text{Al}} = 57 - m_{\text{Zn}}$$

Volvemos a (1):

$$1 \cdot m_{\text{Zn}} / 65,4 + 3/2 \cdot (57 - m_{\text{Zn}} / 27) = 2 \quad ; \quad m_{\text{Zn}} = 28,97 \text{ g}$$

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

$$57 \text{ g aleación} / 28,97 \text{ g Zn} \quad ; \quad 57 \text{ g aleación} / 28,03 \text{ g Al}$$

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

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

Ejercicio Resuelto

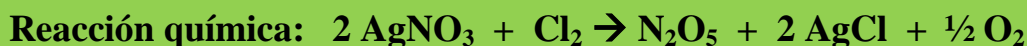
Dada la siguiente reacción química:



Calcule:

- Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 gramos de AgNO_3 .
 - El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20°C y 620 mm Hg.
- Datos: Masas atómicas: N = 14 ; O = 16 ; Ag = 108.

Resolución



a) $2 \text{ moles AgNO}_3 / 1 \text{ mol N}_2\text{O}_5$

$$\text{Mm AgNO}_3 = 170 \text{ u} \rightarrow 170 \text{ g/mol.}$$

$$2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3 / 1 \text{ mol N}_2\text{O}_5$$

$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3} = 0,058 \text{ moles N}_2\text{O}_5$$

$$2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3$$

b) $2 \text{ moles AgNO}_3 / \frac{1}{2} \text{ mol O}_2$; $2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3 / \frac{1}{2} \text{ mol O}_2$

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

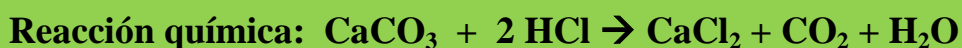
$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $(620 / 760) \cdot V = 0,029 \cdot 0,082 \cdot (273+20)$; $V = 0,85 \text{ L de O}_2$.

Ejercicio Resuelto

El carbonato de calcio sólido reacciona con una disolución de ácido clorhídrico para dar agua, cloruro de calcio y dióxido de carbono gas. Si se añaden 120 mL de la disolución de ácido clorhídrico, que es del 26,2 % en masa y tiene una densidad de 1,13 g/mL, a una muestra de 40,0 gramos de carbonato de calcio sólido, ¿ cuál será la molaridad del ácido clorhídrico en la disolución cuando se haya completado la reacción?. (Suponga que el volumen de la disolución permanece constante).

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

Resolución



Ac. clorhídrico comercial: 120 mL ; 26,2 % ; d= 1,13 g/mL.

40 gramos de CaCO_3 .

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

Mm $\text{HCl} = 36,5 \text{ u} \rightarrow 36,5 \text{ g / mol}$.

$1 \text{ mol CaCO}_3 / 2 \text{ moles HCl}$; $100 \text{ g CaCO}_3 / 2 \text{ moles HCl}$

Moles de HCl puestos en juego:

Masa HCl comercial = d . V = 1,13 g/mL . 120 mL = 135,6 g HCl comercial

Masa de HCl puro = 26,2 / 100 . 135,6 = 35,53 g HCl puro

$$35,53 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,97 \text{ moles}$$

Los moles de HCl consumidos en la reacción son:

$$40,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 0,8 \text{ moles HCl}$$

Los moles de HCl no reaccionantes son: $0,97 - 0,8 = 0,17$

La nueva concentración de HCl es :

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles HCl}}{\text{V (L)}} = \frac{0,17}{0,120} = 1,42 \text{ mol / L}$$

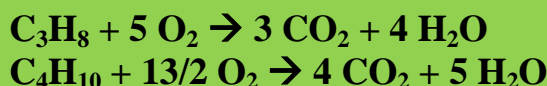
Ejercicio Resuelto

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 quemén completamente 4,0 gramos de gas de la bombona anterior.
 Datos: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1.

Resolución

27,5 % en propano (C₃H₈) ; 72,5 % en butano (C₄H₁₀)

Reacciones químicas:



Masa de propano en la muestra: $27,5 / 100 \cdot 4,0 = 1,1 \text{ g propano}$

Masa de butano en la muestra: $72,5 / 100 \cdot 4,0 = 2,9 \text{ g butano}$

Moles de CO₂ procedentes del propano:

1 mol propano / 3 moles CO₂Mm C₃H₈ = 44 u → 44 g / mol**44 g propano / 3 moles CO₂**

$$1,1 \text{ g propano} \cdot \frac{3 \text{ moles CO}_2}{44 \text{ g propano}} = 0,075 \text{ moles CO}_2$$

Moles de CO₂ procedentes del butano:**1 mol butano / 4 moles CO₂**Mm C₄H₁₀ = 58 u → 58 g / mol.**58g butano / 4 moles CO₂**

$$2,9 \text{ g butano} \cdot \frac{4 \text{ moles CO}_2}{58 \text{ g butano}} = 0,2 \text{ moles CO}_2$$

Nº de moles totales de CO₂ obtenidos = 0,075 + 0,2 = **0,275**Volumen de CO₂ obtenido: **P · V = n · R · T**

$$1,2 \cdot V = 0,275 \cdot 0,082 (273 + 25) ; \quad \mathbf{V = 5,6 L}$$

Ejercicio Resuelto

La tostación del mineral de blenda (sulfuro de cinc) se produce según la reacción:

Sulfuro de cinc + oxígeno → dióxido de azufre + óxido de cinc

Calcular:

- Los litros de aire a 200°C y 3 atm necesarios para tostar 1 Kg de blenda, con un 85 % de sulfuro de cinc. Se admite que el aire contiene un 20 % de oxígeno en volumen.
- Los gramos de óxido de cinc obtenidos en el apartado a).
- La presión ejercida por el dióxido de azufre gas, obtenido en el apartado a), en un depósito de 250 litros a 80°C.

Datos: Masas atómicas: O = 16 ; S = 32 ; Zn = 65,4.

Resolución

a) Masa de sulfuro de cinc (blenda) puesta en juego:

$$85 / 100 \cdot 1000 = 850 \text{ g}$$

$$2 \text{ moles ZnS} / 3 \text{ moles O}_2$$

$$\text{Mm ZnS} = 97,4 \text{ u} \rightarrow 97,4 \text{ g / mol}$$

$$2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS} / 3 \text{ moles O}_2$$

$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 13,1 \text{ moles O}_2$$

Volumen de O_2 obtenido:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad ; \quad 3 \cdot V = 13,1 \cdot 0,082 \cdot (273 + 200) \quad ; \quad V = 169,4 \text{ L de O}_2$$

$$100 \text{ L aire} / 20 \text{ L O}_2$$

$$169,4 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 847 \text{ L aire}$$

b) $2 \text{ moles ZnS} / 2 \text{ moles ZnO}$; $\text{Mm ZnO} = 81,4 \text{ u} \rightarrow 81,4 \text{ g / mol}$

$$2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS} / 2 \cdot 81,4 \text{ g ZnO}$$

$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{2 \cdot 81,4 \text{ g ZnO}}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 710,36 \text{ g ZnO}$$

c) $2 \text{ moles ZnS} / 2 \text{ moles SO}_2$; $2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS} / 2 \text{ moles SO}_2$

$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{2 \text{ moles SO}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 8,73 \text{ moles SO}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad ; \quad P \cdot 250 = 8,73 \cdot 0,082 (273 + 80) \quad ; \quad P = 1,01 \text{ Atm}$$

Ejercicio Resuelto

El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación del ácido clorhídrico con MnO_2 , proceso del cual también se obtiene cloruro de manganeso (II) y agua.

a) Escriba la reacción ajustada que tiene lugar.

b) Calcule el volumen de disolución de ácido clorhídrico de densidad $1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ y 30 % en masa que se necesita para obtener 10 L de gas cloro, medidos a 30°C y $1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Datos: Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{Cl} = 35,5$.

Resolución

a) Reacción química: $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

b) Los moles de Cl_2 obtenidos son :

$$1 \text{ Atm} = 101.300 \text{ N/m}^2 (\text{Pa})$$

$$; \quad 1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ Atm}}{101.300 \text{ Pa}} = 1,007 \text{ Atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad ; \quad 1,007 \cdot 10 = n \cdot 0,082 (273+30) \quad ; \quad n = 0,40$$

La estequiometría de la reacción nos dice:

$$4 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol Cl}_2$$

$$\text{Mm HCl} = 36,5 \text{ u} \rightarrow 36,5 \text{ g} / \text{mol}.$$

$$4 \cdot 36,5 \text{ g HCl} / 1 \text{ mol Cl}_2$$

$$0,40 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{4 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 58,4 \text{ g de HCl puro}$$



Este HCl puro debe ser obtenido del HCl comercial (30 % y $d = 1,15 \text{ g. cm}^3$).

$$58,4 \text{ g HCl puro} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{30 \text{ g HCl puro}} = 194,7 \text{ g disolución}$$

que estan en un volumen: $V = m / d = 194,7 / 1,15 = 169,3 \text{ cm}^3$

Ejercicio Resuelto

a) El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular. ¿ Qué volumen de oxígeno, a 125°C y 1 atm, puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87 % en peso de clorato de potasio?.

b)¿ Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5 ; O = 16 ; K = 39,1.

Resolución

a) Reacción química: $2 \text{ KClO}_3 \rightarrow 2 \text{ KCl} + 3 \text{ O}_2$

Masa de KClO_3 puesta en juego: $87 / 100 \cdot 148 = 128,76 \text{ g de KClO}_3$

Relación estequiométrica: $2 \text{ moles de KClO}_3 / 3 \text{ moles de O}_2$

Mm $\text{KClO}_3 = 122,6 \text{ u} \rightarrow 122,6 \text{ g/mol}$

$2 \cdot 122,6 \text{ g KClO}_3 / 3 \text{ moles O}_2$

$$128,76 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \cdot 122,6 \text{ g KClO}_3} = 1,57 \text{ moles O}_2$$

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $1 \cdot V = 1,57 \cdot 0,082 (273+125)$; $V = 51,24 \text{ L}$



b) 1 mol de O₂ / 6,023 · 10²³ moléculas

$$1,57 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol}} = 9,46 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

Ejercicio Resuelto

En el laboratorio se puede obtener dióxido de carbono haciendo reaccionar carbonato de calcio con ácido clorhídrico; en la reacción se produce también cloruro de calcio y agua. Se quiere obtener 5 litros de dióxido de carbono, medidos a 25°C y 745 mm Hg. Suponiendo que haya suficiente carbonato de calcio, calcular el volumen mínimo de ácido clorhídrico del 32 % en peso y densidad 1,16 g/mL que será necesario utilizar.

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

Resolución

Reacción química: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Los moles de CO₂ obtenidos son : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$745 / 760 \cdot 5 = n \cdot 0,082 (273+25) ; n = 0,2$$

La masa de ácido clorhídrico necesaria es:

$$2 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol CO}_2$$

Mm HCl = 36,5 u → 36,5 g / mol.

$$2 \cdot 36,5 \text{ g HCl} / 1 \text{ mol CO}_2$$

$$0,2 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol CO}_2} = 14,6 \text{ g HCl puro}$$

Esta masa de HCl puro procede de un volumen de HCl comercial que es :

$$14,6 \text{ g HCl puro} \cdot \frac{100 \text{ g HCl comercial}}{32 \text{ g HCl puro}} = 45,62 \text{ g HCl comercial}$$

$$d = m/V ; V = m / d = 45,62 / 1,16 = 39,33 \text{ cm}^3$$

Ejercicio Resuelto

En un recipiente de hierro de 5 L se intruce aire (cuyo porcentaje en volumen es 21 % de oxígeno y 79 % de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,1 atm a la temperatura de 239°C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que la única reacción posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II), calcule:

- Los gramos de óxido de hierro (II) que se formarán.
- La presión final en el recipiente.
- La temperatura a la que hay que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.

Nota: Considere que el volumen del recipiente se mantiene constante y que el volumen ocupado por los compuestos formados es despreciable.

Datos: Masas atómicas: O = 16 ; Fe = 55,8.

Resolución

Composición del aire : 21 % en volumen de O₂ y 79 % en volumen de N₂.

Volumen de aire = 5 L.

a) Suponiendo que el aire se comporta como un gas ideal : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$0,1 \cdot 5 = n \cdot 0,082 (273 + 239) ; n = 0,012 \text{ moles de aire}$$

Como el porcentaje en moles y en volumen coincide, de O₂ tendremos:

$$(21 / 100) \cdot 0,012 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de O}_2$$

La reacción entre el O₂ y el hierro es : $O_2 + 2 Fe \rightarrow 2 FeO$

1 mol O₂ / 2 moles FeO

$$\text{moles FeO} \quad 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles } O_2 \cdot \frac{2 \text{ moles FeO}}{1 \text{ mol } O_2} = 5 \cdot 10^{-3}$$

1 mol FeO / 71,8 g.

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ moles FeO} \cdot \frac{71,8 \text{ g FeO}}{1 \text{ mol FeO}} = 0,36 \text{ g FeO}$$

b) La presión en el recipiente la ejerce únicamente el N₂. El número de moles de N₂ será:

$$(79/100) \cdot 0,012 = 9,48 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } N_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; \quad P \cdot 5 = 9,48 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 (273+239) ; \quad P = 0,079 \text{ Atm}$$

$$c) \quad . V = n \cdot R \cdot T ; \quad 0,1 \cdot 5 = 9,48 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot T ; \quad T = 649,5 \text{ K}$$

Ejercicio Resuelto

Se hacen reaccionar 300 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico, H₂SO₄, de densidad 1,2 g/mL y del 95 % de riqueza (% en masa) con 98, g de Zn. Se forma sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno producido a 700 mmHg y 27°C.

Resolución

Reacción química:



Vamos a determinar el reactivo limitante. Según la reacción química:



$$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 98 \text{ g.}$$

$$M_a \text{ Zn} = 65,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Zn} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}) / 65,4 \text{ g.}$$

La proporción (1) la podemos poner: $98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 65,4 \text{ g Zn}$ (2)

Determinación de la masa de H_2SO_4 puesta en juego:

$$\begin{aligned} d &= m_{\text{disolución}} / V ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,2 \text{ g/mL} \cdot 300 \text{ mL} = \\ &= 360 \text{ g (disol.)} \end{aligned}$$

De estos gramos de disolución el 95 % pertenecen a H_2SO_4 puro:

$$\begin{aligned} 360 \text{ g disolución} \cdot (95 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro} / 100 \text{ g disolución}) &= \\ &= 342 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro,} \end{aligned}$$

que son los que realmente intervienen en la reacción.

Supongamos que reacciona todo el ácido sulfúrico. Esta cantidad, 342 g de H_2SO_4 , necesitará una cantidad determinada de Zn.

Utilizaremos la proporción (2):

$$342 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot (65,4 \text{ g Zn} / 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4) = 228,23 \text{ g Zn}$$

Solo tenemos 98,1 g de Zn por lo que no puede reaccionar todo el H_2SO_4 .

El H_2SO_4 **no es** el “reactivo limitante”.

Supongamos que reacciona todo el Zn:

$$98,1 \text{ g Zn} \cdot (98 \text{ g } H_2SO_4 / 65,4 \text{ g Zn}) = 147 \text{ g } H_2SO_4$$

Esta cantidad de H_2SO_4 sí la tenemos, e incluso hay un exceso de H_2SO_4 que queda sin reaccionar: $m_{\text{exceso } H_2SO_4} = 342 - 147 = 195 \text{ g } H_2SO_4$

El Zn es el “**reactivo limitante**” y la cantidad del mismo será la que utilizaremos para los cálculos que nos piden las cuestiones.

a) Para conocer el volumen de hidrógeno, la reacción química nos dice:



$$Mm \text{ } H_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } H_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 2 \text{ g.}$$

$$1 \text{ at-g Zn} = 65,4 \text{ g.}$$

La proporción (3) la podemos poner:



$$98,1 \text{ g Zn} \cdot (2 \text{ g } H_2 / 65,4 \text{ g Zn}) = 3 \text{ g } H_2$$

Cómo el H_2 es un gas y nos piden su volumen: $P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$;

$$(700/760) \cdot V = 3/2 \cdot 0,082 \cdot (273+27) ; 0,92 V = 36,9$$

$$V = 40,1 \text{ L de } H_2$$

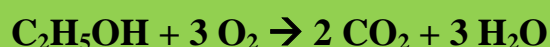
Ejercicio Resuelto

La combustión completa de etanol genera dióxido de carbono y agua.

- a) Calcula el número de moléculas de agua que se producirán si quemamos 1 Kg de dicho alcohol.
 b) ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales?.

Resolución

Reacción de combustión del etanol:



- a) Según la reacción anterior:



$$\text{Mm C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ u} \rightarrow$$

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 46 \text{ g.}$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} = 18 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{O} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 18 \text{ g.}$$

La proporción (1) la podemos escribir de la forma:



Luego cuando se quema 1 Kg (1000 g) de etanol obtenemos:

$$1000 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot (3 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O} / 46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1173,91 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\text{Sabemos que: } 18 \text{ g H}_2\text{O} / 6,0213 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

$$1173,91 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) =$$

$$= 3,92 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

b) Según la reacción:



En condiciones normales: 1 mol O₂/22,4 L.

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L de O}_2.$$

La proporción (2) la podemos poner de la forma:



Los moles de etanol obtenidos serán:

$$1000 \text{ L O}_2 \cdot (1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \cdot 22,4 \text{ L O}_2) = 14,88 \text{ moles de}$$



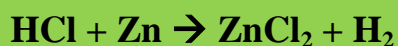
Ejercicio Resuelto

Resuelve:

- a) ¿Qué volumen de hidrógeno (gas ideal), medido a 27°C y presión de 740 mmHg es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc con un 7 % de impurezas inertes?
 b) ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá?

Resolución

La reacción química que tiene lugar es:



La reacción no está ajustada debemos proceder a ello, por el método de “los coeficientes indeterminados”. Si estuviéramos en Selectividad deberíamos hacerlo por el método de ion-electrón puesto que el tema de oxidación reducción ya está explicado:



La masa de Zn puesta en juego es:

$$75 \text{ g muestra de Zn} \cdot (7 \text{ g de impurezas}/100 \text{ g de muestra}) = 5,25 \text{ g de impurezas}$$

La masa de Zn puesta en juego = $75 - 5,25 = 69,75 \text{ g de Zn puro}$ (es el que reacciona, en la reacción química no intervienen las impurezas)

a)

Nº de át-g (moles) de Zn puestos en juego:

$$\text{Ma Zn} = 65,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Zn } (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos})/ 65,4 \text{ g.}$$

$$69,75 \text{ g Zn} \cdot (1 \text{ at-g Zn}/65,4 \text{ g Zn}) = 1,06 \text{ at-g de Zn}$$

La reacción química nos dice:



$$1,06 \text{ at-g Zn} \cdot (1 \text{ mol H}_2/ 1 \text{ at-g Zn}) = 1,06 \text{ mol H}_2$$

Estos moles los pasaremos a volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad ; \quad 740/760 \cdot V = 1,06 \cdot 0,082 \cdot (273+27) \quad ;$$

$$0,97 V = 26,07$$

$$V = 26,9 \text{ L. H}_2$$

b) La reacción química establece que:



$Mm \text{ ZnCl}_2 = 136,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol ZnCl}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/136,4 \text{ g}.$

La proporción (1) también la podemos escribir de la forma:



$$69,75 \text{ g Zn} \cdot (136,4 \text{ g ZnCl}_2 / 65,4 \text{ g Zn}) = 145,5 \text{ g ZnCl}_2$$

Ejercicio Resuelto

Se tienen 0,156 g de una muestra de una aleación de cinc y aluminio. El tratamiento de la misma con ácido sulfúrico conduce a la formación de los correspondientes sulfatos metálicos e hidrógeno, obteniéndose 150 mL de hidrógeno gas a 27°C y 725 mm Hg.

a) Calcula la composición de la aleación de partida.

b) Calcula la masa de ácido sulfúrico necesaria para reaccionar con el aluminio contenido.

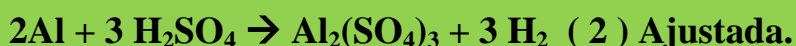
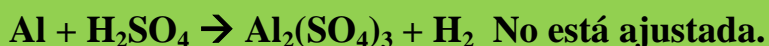
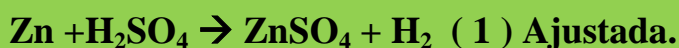
Datos: Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Zn = 65,4; Al = 27.

1 atm = 760 mm Hg.

Resolución

a) masa de la muestra de la aleación = 0,156 g.

Reacciones que tienen lugar:



El volumen de H₂ obtenido corresponde a las dos reacciones:

$$Mm \text{ H}_2 = 2 \text{ u.}$$

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T \quad ; \quad 725/760 \cdot 0,150 = m/2 \cdot 0,082 \cdot (273+27) \quad ;$$

$$0,1425 = 12,3 m \quad ; \quad m_{\text{H}_2} = 0,0011 \text{ g}$$

De la reacción (1): $1 \text{ at-g Zn} / 1 \text{ mol H}_2$ (3)

$$Ma \text{ Zn} = 65,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Zn} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos})/65,4 \text{ g.}$$

$$Mm \text{ H}_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/2 \text{ g.}$$

La proporción (3) la podemos escribir: $65,4 \text{ g Zn} / 2 \text{ g H}_2$

lo que nos permite escribir la regla de tres:

$$65,4 \text{ g Zn} \text{ ----- } 2 \text{ g H}_2$$

$$m_{\text{Zn}} \text{ ----- } x$$

$$x = m_{\text{Zn}} \cdot 2 \text{ g H}_2 / 65,4 \text{ g Zn}$$

De la reacción (2): $2 \text{ at-g Al} / 3 \text{ moles H}_2$ (4)

$$Ma \text{ Al} = 27 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Al} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos})/ 27 \text{ g.}$$

La proporción (4) pasa a ser: $2 \cdot 27 \text{ g Al} / 3 \cdot 2 \text{ g H}_2$

lo que nos permite plantear la siguiente regla de tres:

$$2 \cdot 27 \text{ g Al} \text{ ----- } 3 \cdot 2 \text{ g H}_2$$

$$m_{\text{Al}} \text{ ----- } y$$

$$y = m_{\text{Al}} \cdot 3 \cdot 2 \text{ g H}_2 / 2 \cdot 27 \text{ g Al}$$

$$\text{masa aleación} = m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}} ; 0,156 = m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}} \quad (5)$$

$$x + y = 0,0011 ; m_{\text{Zn}} \cdot (2 \text{ g H}_2/65,4 \text{ g Zn}) + m_{\text{Al}} \cdot (3 \cdot 2 \text{ g H}_2/2 \cdot 27) \text{ g Al} \\ = 0,0011$$

$$m_{\text{Zn}} \cdot 2 / 65,4 + m_{\text{Al}} \cdot 6 / 54 = 0,0011 \quad (6)$$

De la ecuación (5): $m_{\text{Zn}} = 0,156 - m_{\text{Al}} \quad (7)$

que llevado a (6): $(0,156 - m_{\text{Al}}) \cdot 2 / 65,4 + m_{\text{Al}} \cdot 6 / 54 = 0,0011$

resolviendo la ecuación $\rightarrow m_{\text{Al}} = 0,085 \text{ g}$

De la ecuación (7): $m_{\text{Zn}} = 0,156 - 0,085 = 0,071 \text{ g}$

En cuanto a la composición de la aleación:

$$100 \text{ g aleación} \cdot (0,085 \text{ g Al}/0,156 \text{ g aleación}) = 54,5 \% \text{ en Al}$$

$$100 \text{ g aleación} \cdot (0,071 \text{ g Zn}/0,156 \text{ g aleación}) = 45,5 \% \text{ en Zn}$$

b) Según la reacción (2): $2 \text{ at-g Al}/3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \quad (8)$

$$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/98 \text{ g.}$$

$$M_a \text{ Al} = 27 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Al} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos})/27 \text{ g.}$$

La proporción (8) pasa a ser: $2 \cdot 27 \text{ g Al}/3 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$; luego

$$0,085 \text{ g Al} \cdot (3 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4/2 \cdot 27 \text{ g Al}) = 0,462 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Problema Propuesto

Queremos fabricar 1 t de dióxido de azufre, ¿cuánto azufre necesitamos?. Reacción química:



Datos: Masas atómicas: S = 32 u., O = 16 u.

Problema propuesto

¿Cuánto dióxido de carbono produce la combustión completa de una tonelada de metano?. Reacción química:

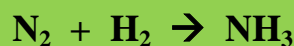


Datos: MC = 12 u., MO = 16 u., MH = 1 u.

Problema propuesto

¿Qué volumen de nitrógeno y de hidrógeno, medios en condiciones normales, se precisan para obtener 16,8 litros de amoniaco (NH₃), medios en las mismas condiciones?. Reacción química:

Autor Enunciado: Luis Morales



DATOS: Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u .*SOL: 8,4 l N2 25,2 l H2*

Problema Propuesto

Si hacemos reaccionar HCl completamente con 150g de CaCO₃ ¿Qué cantidad de cloruro de calcio se obtendrá?. Reacción química:



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

Autor: Luis Morales

SOL: 166,5g CaCl2

Problema propuesto

Dada la siguiente reacción:



Hallar los gramos de PbCrO_4 que se obtienen a partir de 250 gramos de nitrato de plomo. Autor: Luis Morales

DATOS: Masas atómicas: Pb = 207,19 u ; N = 14 u ; O = 16 u ; K = 39,1 u ;

Cr = 52 u

SOL: 241,21g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Problema propuesto

¿Cuántos gramos de nitrato sódico necesitamos para que al reaccionar con ácido sulfúrico se obtengan 200g de ácido nítrico?. Autor: Luis Morales



DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; O = 16 u ; S = 32 u ; H = 1 u

SOL: 269,45g NaNO_3

Problema propuesto

¿Qué volumen de O_2 en CN se obtiene de 1kg de clorato plástico?

Autor: Luis Morales



DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 u ; Cl = 35,5 u ; O = 16 u

SOL: 274,11 L O_2

Problema propuesto

La combustión del etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) produce dióxido de carbono y agua. Calcula:

a) Escribe y ajusta la ecuación

b) Calcular el número de moles de O_2 que se necesitan para producir 0.8 moles de CO_2

c) Hallar el número de moléculas de H_2O que se producirán a partir de 25 moléculas de alcohol.

d) Calcular el número de moles de etanol que reaccionaran con $4,6 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2 .

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

Departamento de Ciencias C. I. Lope de Veja (Luis Morales)

SOL: a) $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

b) 1,2 moles de O_2

c) 75 moléculas H_2O

e) 2,56 moles de C_2H_5OH

Problema propuesto

Por reacción entre el carbonato de sodio y el hidróxido de calcio se obtiene NaOH y $CaCO_3$. Calcular:



a) La cantidad de Na_2CO_3 necesarios para obtener 25kg de NaOH.

b) La cantidad de $CaCO_3$ formado en la reacción.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; C = 12 u ; O = 16 u ; Ca = 40 u

Autor: Luis Morales

SOL: a) 33,125 kg Na_2CO_3 , b) 31,25 kg $CaCO_3$

7.- Experiencias de Laboratorio

7.1.- Práctica nº 1

DESPLAZAMIENTO DE UN METAL DE UNO DE SUS COMPUESTOS.

Fuente: www.monografias.com › [Química](#)

Reactivos y material

- .- Disolución 0,1 M de $CuSO_4$ (se necesitan 2,5 g para preparar 100 mL de disolución)
- .- Pedacitos de Zn.
- .- Tubo de ensayo.

Procedimiento

Dentro de una disolución acuosa de $CuSO_4$ se introduce los pedacitos de cinc. Al cabo de poco tiempo se observa un sólido que se deposita en el fondo del recipiente .

Escribir la ecuación química correspondiente al proceso :

7.2. Práctica nº 2

FORMACIÓN DE UN PRECIPITADO DE $BaSO_4$

Fuente: Pedro Luis Rodríguez Porca.

Reactivos y material

- .- Disolución 0,1 M de $BaCl_2$ (se necesitan 2,1 g para preparar 100 mL de disolución).
- .- Disolución 0,1 M de H_2SO_4
- .- Tubo de ensayo.

Procedimiento

Sobre unos 2 mL de disolución 0,1 M de $BaCl_2$ se vierten unos 2 mL de disolución 0,1 M de ácido sulfúrico. Se forma un precipitado blanco de sulfato de bario .

Escribir la ecuación química del proceso :

7.3.- Práctica nº 3

OBTENCIÓN SULFATO DE HIERRRO (II) HEPTAHIDRATADO, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

Fuente:

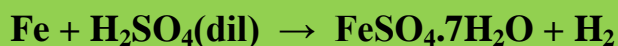
www.uam.es/departamentos/.../Grado_Practicas_2_Q_Inorganica.pdf

Productos químicos

- .- Hierro Fe.
- .- Acido sulfúrico H_2SO_4 1M

Procedimiento

La reacción química utilizada para la obtención del sulfato de hierro (II) heptahidratado consiste en:



Se debe trabajar en **CAMPANA DE GASES** por el desprendimiento de gas hidrógeno. La práctica conlleva un cierto **RIESGO**.

En un matraz de 250 cm³ se ponen 5 g de Fe y se añaden 125 cm³ de H₂SO₄ 1M. Se calienta al baño maría hasta que **no se produzca desprendimiento de gases (disuelto todo el hierro)**, añadiendo más H₂SO₄ 1M si fuese necesario para disolverlo. A continuación se filtra (Pueden aparecer impurezas debidas al hierro utilizado) y el líquido filtrado se evapora (se calienta muy suavemente para aumentar la concentración del FeSO₄·7H₂O, si calentamos bruscamente puede aparecer en el fondo del matraz un precipitado blanco correspondiente al sulfato de hierro (II) anhidro). La disolución filtrada se deja enfriar en un recipiente de cristalización (superficie del fondo grande y altura pequeña). Se deja reposar hasta que alcance la temperatura ambiente y esperamos hasta la clase siguiente.

Ensayos complementarios

Poner un clavo de hierro en un tubo de ensayo, adicionarle en frío unos 2 cm³ de H₂SO₄ concentrado y dejarlo en reposo un rato, ¿observas algún fenómeno? Descríbelo y compáralo con la reacción realizada en la preparación de FeSO₄·7H₂O.

----- O -----

Se terminó

Antonio Zaragoza López