

12 ESTEQUIOMETRÍA



12.1 RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Prácticamente todos los problemas estequiométricos utilizan los conceptos de: gramos, moles y equivalentes-gramos. Con el fin de que los alumnos practiquen con cada uno de ellos, hemos dividido arbitrariamente la resolución de problemas en 3 rutas o estrategias alternativas.

Las llamadas Estrategias de: 1)- de los gramos. 2)- de los moles. 3)- de los equivalentes-gramos.

La sola lectura de un problema en particular indica la estrategia más obvia a utilizar. Cada una de estas estrategias presenta sus propias ventajas y desventajas. Por lo tanto, el conocimiento adecuado de la materia le permitirá elegir la ruta más apropiada para cada caso en particular. Así mismo, es adecuado que sepa resolver un problema por más de una estrategia.

En estricto rigor **esta separación arbitraria no es tal**, ya que en la resolución de un problema determinado es usual convertir gramos a moles o a equivalentes-gramos y viceversa, en más de una ocasión. Por ello, en la medida de lo posible, cada problema se ha resuelto por las tres estrategias, con el fin de que pueda apreciar sus ventajas y desventajas. Así Ud. optará por la que más le convenga.

12.2 ÁTOMOS PRIMEROS CONCEPTOS

- Leucipo y Demócrito (V a.C.)

- Dalton 1804: Postulados: Materia constituida por átomos

1.- Átomo = Partícula más pequeña que puede participar en los compuestos. (Falso, si consideramos que actualmente se conoce la existencia de partículas más elementales aún), y no se alteran en un proceso químico (Falso, si consideramos las reacciones nucleares).

2.- Átomos de mismas sustancias tienen mismas propiedades físicas y químicas (Falso, si consideramos a los isótopos).

Átomos de distintas sustancias tienen distintas propiedades físicas y químicas (✓ correcto)

3.- Compuestos = Unión de átomos en proporciones numéricas sencillas (✓ correcto)

12.3 LEYES PONDERALES

1º.- Lavoisier. Ley de conservación de la materia.

- La sumatoria de las masas de los productos y la sumatoria de las masas de los reaccionantes deben ser iguales.

Si consideramos la reacción química convencional:

$A + B \rightarrow AB$ y medimos la masa de cada componente en “ “ unidades arbitrarias

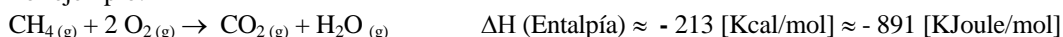
“a” + “b” $\rightarrow \Sigma (a + b)$ la suma de las masas de los productos será (a + b) como podría ser en:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$
“12 “ “32” $\rightarrow \Sigma = 44$ siendo “ ” masas en unidades arbitrarias

En cambio, en una reacción nuclear como: ${}_6C^{14} \rightarrow {}_7N^{14} + {}_{-1}e^0$

Ahora, volviendo a una reacción química convencional y recordando que cualquier reacción química también tiene asociada una cantidad de energía (la entalpía). Esta puede ser exotérmica (negativa, energía liberada) o endotérmica (positiva, energía absorbida). Las entalpías de las reacciones químicas convencionales se encuentran en el orden de 50 a 250 Kcal/mol

Por ejemplo:

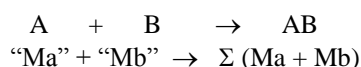


Esta reacción es exotérmica, tiene una entalpía negativa.

Entalpía: Cantidad de calor absorbida o liberada a presión constante

Si ocupamos nuevamente el análisis dimensional nos damos cuenta que una cantidad de energía de 100 [Kcal/mol] equivale en masa a aproximadamente = $9,29 \cdot 10^{-9}$ [gramos], es decir, prácticamente **nada**.

Por lo tanto. **Para nuestros fines (reacciones químicas convencionales): si existe conservación de la materia junto con conservación de la cantidad de Energía.** Si podemos aplicar Lavoisier siempre. Y además, si suponemos que estas unidades arbitrarias corresponden a las Masas Atómicas o Moleculares de cada compuesto químico podemos decir.



En una reacción química balanceada una masa molar de A (Ma) se combina con una masa molar de B (Mb) para dar una masa molar del producto MA (Mab).

VIDEO

[Ley de Lavoisier](#)

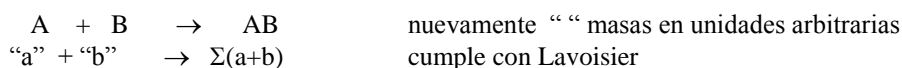
PRÁCTICA

[Problemas sobre ley de Lavoisier](#)

2°.- Proust. Ley de proporciones constantes

- Las masas de los elementos que reaccionan para dar un compuesto, están en relaciones de masas constantes. Nótese que Lavoisier sólo indica que las sumatorias de las masas de los reactivos deben ser igual a la sumatoria de la masa de los productos. No indica sin embargo, como ahora lo hace Proust, el cómo se deben combinar los reactivos para generar productos.

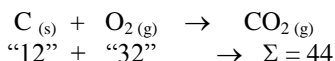
Si consideramos la reacción química convencional balanceada anterior



Para formar productos Proust, obliga a cumplir siempre una relación en masas = "a" de A / "b" de B, es decir, **a/b**

Se deben combinar obligatoriamente **a** masas de A con **b** masas de B

Dado



La relación en masa es = $12/32 = 0,375$. Un valor constante que siempre se debe cumplir
En esta ecuación existen también otras relaciones de Proust:

$$32/12 = 2,66 \quad \text{ó} \quad 12/44; \quad \text{ó} \quad 12/32; \quad \text{ó} \quad 44/12; \quad \text{ó} \quad 44/32$$

Tomando la primera relación de Proust: Para producir producto, CO₂, se deben combinar 12 "gramos" de C con 32 "gramos" de O₂ (oxígeno molecular). Por lo tanto, si dispusiéramos de x "gramos" de C, éstos se deben combinar con y "gramos" de O₂

$$\text{Como regla de tres simple} \quad \frac{12}{32} = \frac{x}{y} \quad \text{o también,} \quad y = \frac{32x}{12}$$

EJERCICIOS DEMOSTRATIVOS

Estrategia de los gramos

Problema 1: ¿Cuántos "gramos" de O₂ reaccionan con 40 "gramos" de C?

Resolución:

1°.- Ecuación debe estar balanceada (**Condición primordial**). Y si suponemos que estos gramos corresponden a las Masas Atómicas o Moleculares o fracciones de estas, para cada compuesto químico.

2°.- Proust. Ya que 12 “gramos” de C reaccionan con 32 “gramos” de O₂. Los 40 “gramos” de C lo harán con y “gramos” de O₂.

Como regla de tres simple $\frac{12}{32} = \frac{40}{y}$ o también, $y = \frac{32 * 40}{12}$ En cualquier caso, $y \approx 106,6$ “gramos” de O₂

De otro modo, de las tantas que existen (Mediante cualquiera de las distintas maneras posibles debe dar el mismo resultado)

1°.- Ecuación balanceada

2°.- Utilizando Lavoisier.

12 “gramos” de C reaccionan con 32 “gramos” de O₂ y producirán $\Sigma (12+32) = 44$ “gramos” de CO₂

3°.- Utilizando Proust.

12 “gramos” de C producen 44 “gramos” de CO₂. Por lo tanto, 40 “gramos” de C producirán z “gramos” de CO₂

Como regla de tres simple $\frac{12}{44} = \frac{40}{z}$ o también, $z = \frac{44 * 40}{12}$ En cualquier caso, $z \approx 146,6$ “gramos” de CO₂

4°.- Nuevamente con Lavoisier, se obtiene la cantidad de O₂

146,6 “gramos” de producto (CO₂) – 40 “gramos” del reactivo 1 (C) = 106,6 “gramos” del reactivo 2 (O₂).

Nótese que si tuviera más compuestos en la reacción, no podría simplemente restar. Debería antes aplicar Proust.

Problema 2. En el problema anterior se supone que hay suficiente oxígeno como para reaccionar con todo el C. ¿Pero, que ocurre si existe una cantidad limitada?. Por ejemplo: Dispone de 40 g. de carbón y de 50 g. de O₂. ¿Cuanto CO₂ se obtiene?

Resolución:

1°.- Ecuación debe estar balanceada. Y si suponemos que estos gramos corresponden a las Masas Molares o fracciones de estas, de cada compuesto químico.

Caso 1: Suponiendo que reacciona todo el C.

2°.- Proust. Como 12 “gramos” de C reaccionan con 32 gramos de O₂. 40 “gramos” de C lo harán con x “gramos” de O₂.

Este valor corresponde a 106,6 gramos de O₂ (ya calculado en problema 1). **Pero usted no dispone de esta cantidad de oxígeno.** Sólo dispone de 50 gramos de O₂.

Caso 2: Suponiendo que reacciona todo el oxígeno

3°.- Por lo tanto, el problema hay que plantearlo al revés y la relación de Proust a utilizar debe ser otra de las posibles.

Ya que 32 gramos de O₂ reaccionan con 12 “gramos” de C. Los 50 “gramos” de O₂ reaccionarán con y “gramos” de Carbono.

Como regla de tres simple. $\frac{32}{12} = \frac{50}{y}$ o bien $y = \frac{12 * 50}{32}$ En cualquier caso, $y = 18,75$ “gramos” de O₂.

Cantidad de O₂ de la cual **si** dispone

Por lo tanto,

Reaccionan **todos** los 40 gramos de C con **sólo** 18,75 gramos de O₂.

Para producir una cantidad de $\Sigma (40+18,75) = 58,75$ gramos de CO₂

El **reactivo en exceso** es el O₂, en una cantidad = $50 - 18,75 = 31,25$ gramos.

Esta cantidad no reacciona, permanece como tal.

VIDEO

[Ley De Proust](#)

[Reactivo limitante](#)

PRÁCTICA

[Ejercicios Ley de Proust](#)

[Problemas ley de Proust](#)

3°.- Dalton. Ley de Proporciones Múltiples

Formación de más de un compuesto a partir de dos elementos dados, en distinta proporción.

Ejemplo: para Nitrógeno se conocen varios óxidos: Números de oxidación de N = 1+, 2+, 3+, 4+, 5+.

Cada reacción balanceada cumple con Lavoisier y Proust				
$N + O \rightarrow NO$	$N + 2 O \rightarrow NO_2$	$2 N + O \rightarrow N_2O$	$2 N + 3 O \rightarrow N_2O_3$	$2 N + 5 O \rightarrow N_2O_5$
"14" + "16" \rightarrow	"14" + 2 x "16" \rightarrow	2 x "14" + "16" \rightarrow	2 x "14" + "48" \rightarrow	"28" + "80" \rightarrow

Nota: Ni siquiera es necesario saber que realmente se trata de moléculas diatómicas (N_2 , O_2). Usted ya lo sabe, por lo tanto, utilice siempre moléculas diatómicas, cuando corresponda.

Si a esta masa arbitraria o unidad fundamental para cada átomo, la llamamos η y σ

(Peso atómico del nitrógeno = "14" = η y peso atómico del oxígeno = "16" = σ).

En cada caso. Proust				
NO	NO ₂	N ₂ O	N ₂ O ₃	N ₂ O ₅
1 η / 1 σ	1 η / 2 σ	2 η / 1 σ	2 η / 3 σ	2 η / 3 σ

Existe como se ve una relación de: números sencillos y enteros

Nota: Si hubiera escrito correctamente: $N_2 + O_2 \rightarrow 2 NO$ también daría correctamente: 2 η / 2 σ = es decir, η / σ

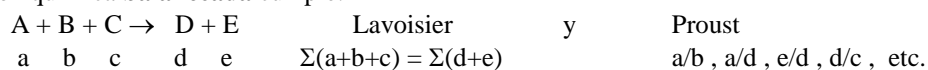
Compruebe que ocurre lo mismo con cada óxido, escribiendo correctamente los reactivos

Con Lavoisier, Proust y Dalton ya se pueden enfrentar cálculos estequiométricos.

Si consideramos que estas cantidades en masas son las Masas Atómicas o Masas Moleculares ó, fracciones de estas.

Usted podría intentar resolver prácticamente todos los problemas de los seminarios de estequiometría utilizando la estrategia de los gramos. Obviamente, es mucho más sencillo si utiliza la estrategia de los moles y aún más, por la estrategia de los equivalentes-gramos (Como se verá al final del capítulo).

Cualquier reacción química **balanceada** cumple:



a, b, c, d y e son las respectivas masas atómicas o moleculares de cada compuesto en esta ecuación balanceada.

EJERCICIOS DEMOSTRATIVOS

Reactivo limitante, y reactivo en exceso.

Rendimiento: Corresponde a la relación existente entre la cantidad de compuesto **realmente obtenido** (gramos, moles, mili moles, litros, etc.) respecto a la cantidad de compuesto **ideal o que se deseaban obtener** (moles, mili moles, gramos, litros, etc.), expresados en **porcentaje**.

Pureza: Similarmente, se refiere a la cantidad **real** existente de un compuesto respecto de la **ideal**, expresada en **porcentaje**.

Ley: Se aplica generalmente en minería. Cantidad de producto respecto a cantidad total de material que hay que remover y tratar para obtenerlo, también expresado en porcentaje.

Rendimiento:

$$x\% = \frac{\text{cant}\dots\text{real}}{\text{cant}\dots\text{ideal}} * 100 \quad \text{ó lo mismo} \quad \frac{\text{cant}\dots\text{real}}{x\%} = \frac{\text{cant}\dots\text{ideal}}{100\%}$$

Por definición, rendimiento $\leq 100\%$ (Desconfíe de los rendimientos $>$ que 100%)

Problema 3. En el problema anterior, 2 (utilizando un reactivo limitante) la cantidad ideal de CO_2 que se podía obtener eran 58,75 gramos. Pero por circunstancias experimentales (pérdida del gas, error en la pesada (algo menos de C), utilización, sin conocimiento de carbono impuro; pérdida de oxígeno, etc., etc.), o simplemente porque el rendimiento real de la reacción no es total (100%) se obtiene una cantidad de producto de 58 gramos. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

Resolución:
$$x\% = \frac{58\dots\text{gramos}}{58,75\dots\text{gramos}} * 100 = 98,72\%$$

Problema 4. Similarmente, ¿Cuál será el rendimiento en la preparación de CO_2 en el problema 1, si se obtienen 100 gramos de producto?

Resolución: La cantidad ideal de producto que se puede obtener eran 146,6 gramos, por lo tanto.

$$x\% = \frac{100\dots\text{gramos}}{146,666\dots\text{gramos}} * 100 = 68,182\%$$

Problema 5. Del mismo modo ¿Cuál es el rendimiento de la síntesis si estos 100 gramos obtenidos tienen una pureza del 95%?

Resolución: Obviamente, los gramos de compuesto puro son menos que 100 gramos. En realidad:

Como regla de tres simple:
$$\frac{100}{100\%} = \frac{x}{95\%} \quad \text{o bien} \quad x = \frac{100 * 95\%}{100} = 95\text{gramos}$$

$$x\% = \frac{95\dots\text{gramos}}{146,666\dots\text{gramos}} * 100 = 64,773\%$$

Y el rendimiento de la síntesis es menor:

Problema 6: ¿Cuántos “gramos” de O_2 reaccionan con 40 “gramos” de C si este tiene una pureza del 90%?

Resolución:

Siempre, al no indicarse el valor de la masa de un reactivo dado, se supone que existe la cantidad necesaria de él.

El razonamiento estequiométrico es exactamente igual que antes (problema 1) pero, la cantidad inicial de C es menor que 40 “gramos” dada su pureza (90%)

Como regla de tres simple:
$$\frac{40}{100\%} = \frac{x}{90\%} \quad \text{o bien} \quad x = \frac{40 * 90\%}{100} = 36\text{gramos}$$

Existen inicialmente solo 36 gramos de carbono puro. El resto del procedimiento es similar

Finalmente, la última de las leyes ponderales

VIDEO

[Ley de Dalton](#)

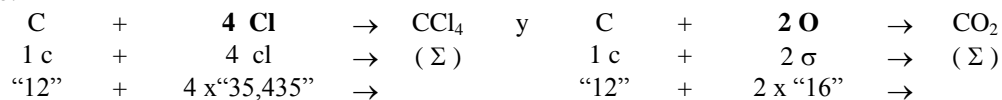
PRÁCTICA

[Ejercicios de reactivo limitante](#)

4°.- Richter. Ley de Proporciones Recíprocas.

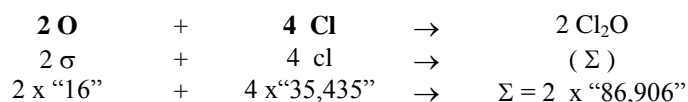
Cantidad de dos o más sustancias que se combinan con una cantidad fija de otra, son las mismas que se combinan entre sí, o múltiplos sencillos de ella.

Ejemplo:



Cada reacción cumple con Lavoisier y Proust

Si tomamos ahora, uno de los reactivos de cada reacción anterior.



También, se cumple con Lavoisier y Proust que en este caso, es simplificable

Nota: Que sea simplificable no tiene que ver con Richter, es simplemente por la elección del ejemplo.



Se define el equivalente.

Equivalente = cantidad de **una sustancia** que se combina o reacciona con una cantidad **fija de otra, que actúa como referencia**. (Existen muchos compuestos químicos que actúan como referencia). Algunas referencias: masa atómica del hidrógeno, Peso Equivalente del oxígeno, etc.

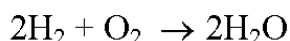
Si **gramos** se habla de **Peso equivalente** = cantidad en gramos de una sustancia que reacciona con, o libera:

12.4 ESTEQUIOMETRIA

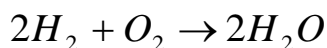
La estequiometría es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

Reacción química: proceso en el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas.

Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**. Por ejemplo el hidrógeno gas (H_2) puede reaccionar con oxígeno gas (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



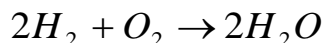
El '+' se lee como "reacciona con" y la flecha significa "produce". Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas reactivos. A la derecha de la flecha están las fórmulas químicas de las sustancias producidas denominadas productos de la reacción. Los números al lado de las fórmulas son los coeficientes (el coeficiente 1 se omite).



Reactivos productos

¿Qué le ocurre a la material cuando sufre una reacción química?

Según la ley de la **conservación de la masa los átomos ni se crean, ni se destruyen, durante una reacción química**. Por lo tanto **una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha**. Se dice entonces que la ecuación *está balanceada*.

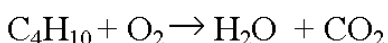


Balanceo de las ecuaciones químicas:

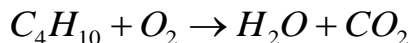
1. Determinar los reactivos y los productos de la reacción química
2. Escribir la ecuación química reactivos \rightarrow productos
3. Balancear la ecuación; para ello:
 - Se empieza por igualar la ecuación probando diferentes coeficientes para lograr que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. (*Nota: No se pueden modificar los subíndices de las fórmulas*).
 - Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos: las fórmulas que contienen estos elementos deben tener el mismo coeficiente. Por lo tanto, no es necesario ajustar los coeficientes de estos elementos en ese momento.
 - A continuación, se buscan los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero con diferente número de átomos y se balancean estos elementos. Por último se balancean los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.
4. Se verifica la ecuación igualada para asegurarse de que hay el mismo número total de átomos de cada tipo en ambos lados de la flecha de la ecuación.

Ejemplo:

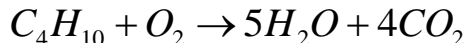
Consideremos la combustión del gas butano (C_4H_{10}) en el aire. Esta reacción consume oxígeno (O_2) y produce agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2). Podemos entonces escribir la ecuación química:



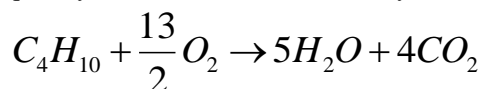
Ahora contamos el número de átomos de cada elemento en reactivos y productos:



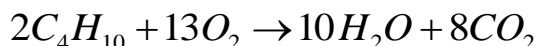
El carbono y el hidrógeno aparecen en un compuesto de los reactivos y en otro de los productos. Hay cuatro veces más de átomos de carbono en los reactivos que en los productos y cinco veces más hidrógeno en los reactivos que en los productos. Podemos arreglar esto cuadruplicando el número de moléculas de dióxido de carbono y quintuplicando el número de moléculas de agua:



Ahora que ya están balanceados los átomos de carbono e hidrógeno, falta ajustar los átomos de oxígeno. Ya que hay dos átomos en los reactivos y 13 en los productos bastaría con multiplicar por el coeficiente 13/2.



La preferencia es utilizar como coeficientes números enteros y no fraccionarios, así que tenemos que multiplicar la ecuación por 2:



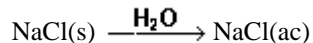
Ahora ya tenemos la ecuación balanceada y la podemos leer como: *dos moléculas de butano reaccionan con trece de oxígeno produciendo diez moléculas de agua y ocho de dióxido de carbono.*

El estado físico de los reactivos y productos puede indicarse mediante los símbolos (g), (l) y (s), para indicar los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente.

Por ejemplo: $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$

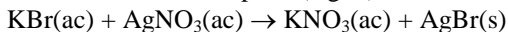
$2HgO(s) \rightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$

Para describir lo que sucede cuando se agrega cloruro de sodio (NaCl) al agua, se escribe:



Dónde *ac* significa disolución acuosa. Al escribir H₂O sobre la flecha se indica el proceso físico de disolver una sustancia en agua, aunque algunas veces no se pone, para simplificar.

El conocimiento del estado físico de los reactivos y productos es muy útil en el laboratorio. Por ejemplo, cuando reaccionan el bromuro de potasio (KBr) y el nitrato de plata (AgNO₃) en medio acuoso se forma un sólido, el bromuro de plata (AgBr).



Si no se indican los estados físicos de los reactivos y productos, una persona no informada podría tratar de realizar la reacción al mezclar KBr sólido con AgNO₃ sólido, que reaccionan muy lentamente o no reaccionan.

VIDEO

[Estequiometria](#)

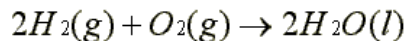
PRÁCTICA

[Ejercicios de estequiometria](#)

12.5 REACTIVOS LIMITANTES

Supongamos que estamos preparando el almuerzo para un grupo de escolares: un sandwich de jamón y queso. Para preparar un sándwich necesitaremos dos rebanadas de pan de molde, una loncha de jamón y otra de queso. Hay 45 rebanadas de pan, 25 lonchas de queso y 19 de jamón. Podremos preparar 19 sándwiches de jamón y queso y ni uno más porque no hay más jamón. Decimos entonces que el jamón es el ingrediente limitante del número de sándwiches preparados.

En una reacción química la situación es similar: una vez se haya consumido uno de los reactivos la reacción se para.

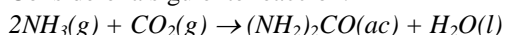


Así si queremos obtener agua a partir de 10 moles de hidrógeno y 7 moles de oxígeno, cómo la estequiometría de la reacción es 2 moles de hidrógeno reaccionan con 1 mol de oxígeno para dar dos moles de agua, una vez haya reaccionado todo el hidrógeno nos quedarán dos moles de O₂ y se habrán obtenido 10 moles de agua.

Al reactivo que se ha consumido en su totalidad en una reacción química se le denomina **reactivo limitante**, ya que limita la cantidad de producto formado. Así en el ejemplo anterior el hidrógeno era el reactivo limitante, ya que con los 7 moles de oxígeno podríamos haber obtenido 14 moles de agua.

¿Cómo operar para conocer cuál es el reactivo limitante de una reacción? Calculando **los moles** de producto que se obtienen con cada reactivo, suponiendo que el resto de reactivos están en cantidad suficiente. Aquel reactivo que nos dé el menor número potencial de moles de producto es el reactivo limitante. Al resto de reactivos, *presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante, se les denomina reactivos en exceso.*

Considere la siguiente reacción:



Suponga que se mezclan 637,2 g de NH_3 con 1142 g de CO_2 . ¿Cuántos gramos de urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ se obtendrán?

1. Primero tendremos que convertir los gramos de reactivos en **moles**:

$$637,2\text{gramos}(\text{NH}_3) \times \frac{1\text{mol}}{17,03\text{g}} = 37,42\text{moles}(\text{NH}_3)$$

$$1142\text{gramos}(\text{CO}_2) \times \frac{1\text{mol}}{44,01\text{gramos}} = 25,95\text{moles}(\text{CO}_2)$$

2. Ahora definimos la proporción estequiométrica entre reactivos y productos:

a partir de 2 moles de NH_3 se obtiene 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

a partir de 1 mol de CO_2 se obtiene 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

3. Calculamos el número de moles de producto que se obtendrían si cada reactivo se consumiese en su totalidad:

$$37,42\text{moles}(\text{NH}_3) \times \frac{1\text{mol}(\text{NH}_2)_2\text{CO}}{2\text{moles}(\text{NH}_3)} = 18,71\text{moles}(\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

$$25,95\text{moles}(\text{CO}_2) \times \frac{1\text{mol}(\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1\text{mol}(\text{CO}_2)} = 25,95\text{moles}(\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

4. El reactivo limitante es el (NH_3) y podremos obtener como máximo 18.71 moles de urea.

5. Y ahora hacemos la conversión a gramos:

$$18,71\text{mol}(\text{NH}_2)_2\text{CO} \times \frac{60,06\text{g}(\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1\text{mol}(\text{NH}_2)_2\text{CO}} = 1124\text{g}(\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

VIDEO

[Estequiometría reactivo limitante](#)

PRÁCTICA

[Ejercicios De reactivo limitante](#)

12.6 RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

La cantidad de producto que se obtiene si reacciona todo el reactivo limitante se denomina el **rendimiento teórico de la reacción**,

La cantidad de producto que se obtiene realmente en una reacción es el **rendimiento real**

$$\text{Rendimiento real} < \text{Rendimiento teórico}$$

Razones para explicar la diferencia entre el rendimiento real y el teórico:

- Muchas reacciones son reversibles, de manera que no proceden 100% de izquierda a derecha.
- Aún cuando una reacción se complete en un 100%, resulta difícil recuperar todo el producto del medio de la reacción (como sacar *toda* la mermelada de un bote)
- Los productos formados pueden seguir reaccionando entre sí o con los reactivos, para formar todavía otros productos. Estas reacciones adicionales reducen el rendimiento de la primera reacción.

El rendimiento porcentual o porcentaje del rendimiento describe la relación del rendimiento real y el rendimiento teórico:

$$\text{porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

Por ejemplo en el ejercicio anterior calculábamos que se formarían 1124 g de urea. Este es el rendimiento teórico. Si en realidad se formasen 953.6 g el porcentaje de rendimiento sería:

$$\left(\frac{953.6g}{1124g}\right) \times 100 = 84.84\%$$

El intervalo del porcentaje del rendimiento puede fluctuar desde 1 hasta 100%. Los químicos siempre buscan aumentar el porcentaje del rendimiento de las reacciones. Entre los factores que pueden afectar el porcentaje del rendimiento se encuentran la temperatura y la presión.

VIDEO

[Rendimiento de una reacción](#)

PRÁCTICA

[Ejercicios de estequiometria](#)

[Ejercicios de estequiometria 1](#)

LABORATORIO

[Interactivo ley de Lavoisier](#)

[Ley de Proust](#)

[Estequiometría](#)

[Rendimiento de una reacción](#)

BIBLIOGRAFÍA

<http://www.ciq.uchile.cl/qi/pagina2002/estequio/nesteq000.htm>

<http://depa.pquim.unam.mx/qg/Apovo/guia.PDF>