

CAPITULO 5: Estequiometría

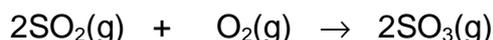
La palabra *estequiometría* fue introducida en 1792 por Jeremías Richter para identificar la rama de la ciencia que se ocupa de establecer relaciones ponderales (o de masa) en las transformaciones químicas.

La estequiometría es una herramienta indispensable para la resolución de problemas tan diversos como la determinación de la concentración de calcio en una muestra de agua, la de colesterol en una muestra de sangre, la medición de la concentración de óxidos de nitrógeno en la atmósfera, etc.

Una ecuación química contiene información acerca de las cantidades de reactivos y productos que participan en el proceso. Las ecuaciones químicas pueden interpretarse en términos de átomos y moléculas (en la nanoescala) o bien en términos de gramos, moles o litros (en la macroescala).

Si se dispone de la ecuación química ajustada que representa a una reacción química, se pueden realizar sencillas proporciones en las que se relacionan cantidades (moles, gramos, litros) de reactivos entre sí, de productos entre sí o de reactivos y productos.

A modo de ejemplo analizaremos la siguiente reacción de formación de trióxido de azufre, a partir de dióxido de azufre y oxígeno.



| CADA VEZ QUE..... | REACCIONAN CON.... | SE FORMAN..... |
|--------------------------------|------------------------------|--------------------------------|
| 2 moléculas de SO ₂ | 1 molécula de O ₂ | 2 moléculas de SO ₃ |
| 2 moles de SO ₂ | 1 mol de O ₂ | 2 moles de de SO ₃ |
| 128 g de de SO ₂ | 32 g de O ₂ | 160 g de SO ₃ |
| 100 g de de SO ₂ | 25 g de O ₂ | 125 g de SO ₃ |

1. RECURSOS ALTERNATIVOS PARA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS:

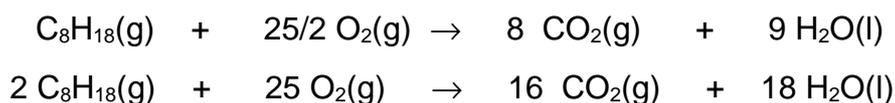
Existen algunas estrategias válidas para la resolución de problemas. A continuación presentamos dos formas de resolver un problema de estequiometría.

“Supongamos que la nafta está compuesta únicamente por isooctano(C₈H₁₈(l)) y queremos conocer cuántos gramos de oxígeno reaccionan en la combustión de 100 g de isooctano”.

Esquema operacional 1:

- 1) Escriba la ecuación química y establezca el balance de masa.
- 2) Coloque el estado de agregación (sólido, líquido, gas) de los reactantes y productos, si dispone de dicha información, en caso contrario consulte con el docente.
- 3) Convierta la información suministrada en unidades físicas (por ejemplo gramos) en una unidad química adecuada (por ejemplo en moles, moléculas, iones, etc.).
- 4) Plantee las relaciones molares a través de la ecuación química balanceada.
- 5) Convierta los moles a la unidad solicitada gramos, moléculas, volúmenes, iones, etc.

Con las **sugerencias 1 y 2**. Escribimos y balanceamos la ecuación química que representa la reacción:



Con la **sugerencia 3**. Convertimos los datos a moles.

Masa de la molécula de $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114.2 \text{ u.m.a.}$

Masa de 1 mol de moléculas de $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114,2 \text{ g}$

Número de moles de C_8H_{18} en $100 \text{ g} = 0,8757 \text{ moles}$

Con la **sugerencia 4**. De la ecuación química balanceada obtenemos la relación molar entre los reactantes y productos, sabemos que 2 moles de C_8H_{18} reaccionan con 25 moles de O_2 .

$$\begin{array}{r} 2 \text{ moles de } \text{C}_8\text{H}_{18} \quad \text{-----} \quad 25 \text{ moles de } \text{O}_2 \\ 0,8757 \text{ moles de } \text{C}_8\text{H}_{18} \quad \text{-----} \quad x = 10,95 \text{ moles de } \text{O}_2 \end{array}$$

Con la **sugerencia 5**. Tal como lo pide el enunciado del problema convertimos los moles de O₂ en gramos de O₂.

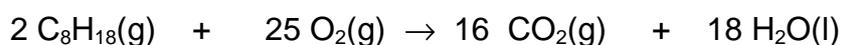
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de O}_2 \quad \text{-----} \quad 32 \text{ g de O}_2 \\ 10,95 \text{ moles de O}_2 \quad \text{-----} \quad x = 350,4 \text{ g de O}_2 \end{array}$$

Esquema operacional 2:

- 1) Escriba la ecuación química y establezca el balance de masa.
- 2) Coloque el estado de agregación de los reactantes y productos, si dispone de dicha información, en caso contrario consulte con el docente.
- 3) Identifique en la reacción química, los datos y la incógnita del problema.
- 4) Plantee las relaciones molares en gramos, en moléculas, en volúmenes, etc., de acuerdo a los datos y las incógnitas del problema.

Las sugerencias 1 y 2 son iguales en ambos esquemas operacionales.

Con la **sugerencia 3**. Identificamos en la ecuación química balanceada, datos e incógnitas:



Datos del problema: 100 g de combustible

Identificación de la incógnita: gramos de oxígeno molecular consumido por 100 g de combustible.

Con la **sugerencia 4**. Según la ecuación química balanceada, obtenemos las relaciones en gramos, de acuerdo al dato o datos y a la incógnita del problema.

Masa de la molécula de C₈H₁₈ = 114,2 u.m.a.

Masa de 1 mol de moléculas de C₈H₁₈ = 114,2 g

Masa de 1 mol de moléculas de O₂ = 32 g

$$\begin{array}{l} 2 \text{ moles} \times 114,2 \text{ g / mol de C}_8\text{H}_{18} \text{ -----} 25 \text{ moles} \times 32 \text{ g / mol de O}_2 \\ 100 \text{ g de C}_8\text{H}_{18} \text{ -----} x = \underline{350,9 \text{ g de O}_2} \end{array}$$

Este tipo de problemas son simples para la resolución, a medida que avanzamos el grado de complejidad aumenta.

2- REACTIVO LIMITANTE

Lea atentamente el siguiente ejemplo relacionado con una situación problemática de la vida diaria: Juan necesita 100 tornillos con dos tuercas cada uno. Se dirige a la ferretería y le informan que solo tienen 80 tornillos y 200 tuercas.

a) Exprese el problema en forma de ecuación.

.....

b) ¿Cuántos conjuntos de tornillo más tuerca (producto) puede armar?

.....

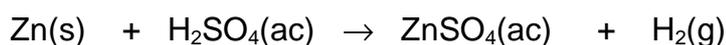
c) ¿Qué tipo de pieza (reactivo) sobró en la ferretería? ¿Qué cantidad?

¿Qué tipo de pieza (reactivo) faltó? ¿Qué cantidad?

.....

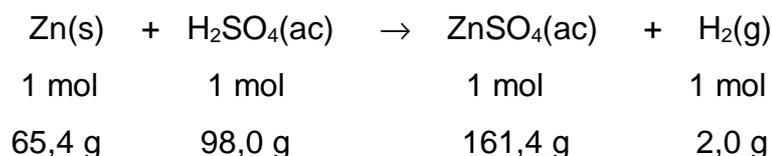
Una situación análoga se produce en una reacción química cuando partimos de masas de reactivos que no cumplen exactamente con la **relación estequiométrica**. Este hecho genera una situación nueva en donde habrá un reactivo limitante y otro en exceso. El reactivo limitante es la sustancia que se consume completamente en una reacción y es el que determina o limita la cantidad de producto que se forma.

Vemos cómo proceder para resolver un problema:



¿Qué sucede si se hacen reaccionar 7 g de Zn con 40 g de H₂SO₄? ¿Ambas sustancias reaccionan totalmente? De no ser así, ¿Qué sustancia reacciona totalmente y cuántos gramos de la otra permanecen sin reaccionar? ¿Qué masa de ZnSO₄ se forma?

De la ecuación química podemos sacar las siguientes relaciones estequiométricas:



Para determinar cuál es el **reactivo limitante** y cuál está en **exceso** hay que comparar la relación molar (o los gramos) dados en el problema, con la relación estequiométrica de los reactivos:

$$\begin{array}{l}
 65,4 \text{ g de Zn} \text{ ----- } 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \\
 7 \text{ g de Zn} \text{ ----- } x = 10,49 \text{ g H}_2\text{SO}_4
 \end{array}$$

Necesito 10,49 g de H₂SO₄ y tengo 40 g por lo tanto el H₂SO₄ está en exceso.

Otra forma de resolver es:

$$\begin{array}{l}
 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 65,4 \text{ g de Zn} \\
 40 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } x = 26,7 \text{ g de Zn}
 \end{array}$$

Necesito 26,7 g de Zn y tengo solo 7 g de Zn, por lo tanto el Zn está en defecto, es el **reactivo limitante**.

Para saber qué masa de H₂SO₄ está en exceso, hay que realizar el siguiente cálculo: si había inicialmente 40 g de H₂SO₄ y reaccionaron 10,49 g, permanecen sin reaccionar:

$$40 - 10,49 = 29,51 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Para saber qué masa de sal se forma, hay que hacer el siguiente razonamiento:

65,4 g de Zn ----- 161,4 g de ZnSO₄

7 g de Zn ----- x = 17,27 g de ZnSO₄

De lo anterior podemos concluir que:

LOS CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS SIEMPRE SE REALIZAN TOMANDO COMO REFERENCIA EL REACTIVO LIMITANTE, QUE AL CONSUMIRSE COMPLETAMENTE IMPIDE QUE LA REACCIÓN QUÍMICA SIGA TRANSCURRIENDO

3- RENDIMIENTO DE UNA REACCION QUIMICA

El rendimiento teórico de una reacción es el rendimiento calculado considerando que el cambio químico de la reacción termina cuando se acaba uno o todos los reactantes, es decir un rendimiento del 100%.

En la práctica no siempre se puede obtener la cantidad de producto teóricamente predecible en función de las relaciones estequiométricas. Las razones por las cuales el rendimiento obtenido en el laboratorio disminuye, pueden ser diversas: 1) los reactantes no se transforman totalmente en la cantidad de producto teóricamente esperada, ya sea porque el cambio puede ser bidireccional o se producen otras reacciones secundarias que consumen el producto formado; 2) la separación y purificación del producto deseado no es lo suficientemente eficiente; 3) alguno de los reactantes contiene impurezas que disminuyen el rendimiento experimentalmente observado, etc.

Veamos la resolución de un problema a modo de ejemplo:

Retomando la reacción de obtención de sulfato de Zn con 40 g de ácido sulfurico puros se espera obtener 17,27 g de sulfato de Zn (rendimiento teórico). Suponga que solo se obtuvieron 16 g de sulfato de cinc.

Si se deberían obtener

17,27 g cuando el rendimiento es 100%

y si se obtuvieron 16 g el rendimiento es 92,6%.

4- PUREZA DE LAS SUSTANCIAS

La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio no son 100% puras, poseen una cantidad determinada de otras sustancias no deseadas llamadas impurezas. Es importante disponer de esta información antes de usar cualquier sustancia química para llevar a cabo una dada reacción.

Por ejemplo, si poseemos NaCl 99,4%, sabemos que las impurezas están representando el 0,6% de la masa total, es decir de 100 g de muestra 99,4 g corresponden a NaCl y 0,6 g a impurezas.

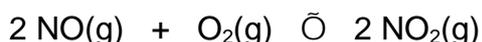
Veamos un ejemplo que nos ayudará a la comprensión del concepto de pureza:

Consideremos la muestra de NaCl 99,4%. Calcule la masa de NaCl y la de impurezas presentes en 10 g.

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g NaCl impuro} \text{ -----} 99,4 \text{ g de NaCl puro} \\ 10 \text{ g NaCl impuro} \text{ -----} x = 9,94 \text{ g de NaCl puro} \\ 10 - 9,94 = 0,06 \text{ g de impurezas} \end{array}$$

Ejercitación

1. Teniendo en cuenta la siguiente ecuación química:



I. Señalar cuáles son los reactivos y productos

II. Marcar cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas.

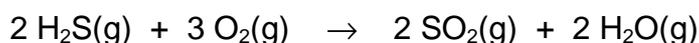
- dos moléculas de monóxido de nitrógeno se combinan con una molécula de oxígeno para dar dos moléculas de dióxido de nitrógeno.
- dos gramos de monóxido de nitrógeno se combinan con un gramo de oxígeno para dar dos gramos de dióxido de nitrógeno.
- dos moles de moléculas de monóxido de nitrógeno reaccionan con un mol de moléculas de oxígeno para formar dos moles de moléculas de dióxido de nitrógeno.
- ochocientas moléculas de NO reaccionarán con cuatrocientas moléculas de O₂.
- en CNPT 44,8 L de NO se combinan con 22,4 L de O₂ para dar 44,8 L de NO₂.
- dos moléculas de monóxido de nitrógeno se combinan con un átomo de oxígeno para dar dos moléculas de dióxido de nitrógeno.

III. Señalar las respuestas correctas

A medida que transcurre la reacción:

- el número de moléculas de NO aumenta.
- el número de moléculas de O₂ permanece constante.
- el número de moléculas de NO₂ aumenta.
- el número de moléculas de NO disminuye.
- el número de moles de NO (g) que se transforman es igual al número de moles de NO₂ (g) que se forman.

2. A partir de la siguiente ecuación:



Calcule:

- los moles de O₂ necesarios para reaccionar con 0,60 moles de H₂S.
- los moles de SO₂ producidos a partir de 0,60 moles H₂S.
- los gramos de O₂ necesarios para reaccionar con 0,60 moles H₂S.

3. Calcular la masa de ZnCl₂ que se obtiene cuando reacciona 0,1 mol de moléculas de Zn con ácido clorhídrico. ¿Cuál será el volumen de H₂ que se desprende si se lo mide en CNPT?

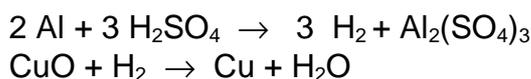
4. Si 30 litros de cloro reaccionan con hidrógeno para formar cloruro de hidrógeno. Calcular:

- masa de hidrógeno empleada.
- volumen de cloruro de hidrógeno medido en CNPT
- moles de moléculas de hidrógeno empleado.

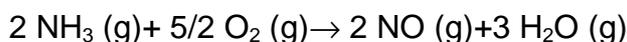
5. Se hacen reaccionar cuatro moles de dióxido de azufre con oxígeno obteniéndose el óxido ácido correspondiente. Calcular:
- el volumen de oxígeno que reacciona en CNPT
 - la masa de trióxido de azufre que se obtiene.



6. Calcular las masas de ácido clorhídrico y de hidróxido de sodio que se necesitan para obtener 292 g de NaCl.
7. Un volumen de 65 L de gas propano (C_3H_8) medido en CNPT fue quemado completamente formándose CO_2 y H_2O . ¿Cuántos g de CO_2 se formarán? ¿Cuántos moles de oxígeno se consumirán?
8. Al reaccionar ácido clorhídrico con hidróxido de aluminio, indicar:
- ¿Cuántos gramos de ácido se necesitan para neutralizar 10 moles de moléculas de hidróxido de aluminio?
 - ¿Cuántos gramos de cloruro de aluminio se obtienen?
 - ¿Cuántos moles de molécula de agua?
9. ¿Cuántos moles de moléculas de hidróxido de aluminio se obtienen añadiendo agua a 1.020 g. de óxido de aluminio?
10. ¿Cuántos litros de oxígeno, en CNPT, deben reaccionar con 3.175 g. de cobre para oxidarlo a óxido cúprico?
11. Cuántos gramos de aluminio deben ser tratados con un exceso de H_2SO_4 a fin de obtener el suficiente hidrógeno para reducir 100 g de CuO a Cu ?



12. El gas amoníaco es oxidado por el oxígeno según la reacción:



- ¿Cuántos litros de oxígeno serán necesarios para oxidar 500 L de amoníaco?
- ¿Cuántos litros de NO se formarán?
- ¿Cuántos litros de H_2O se formarán?

(Todos los gases han sido medidos en condiciones normales de presión y temperatura).

13. El NaOH se puede preparar haciendo reaccionar sulfato de sodio e hidróxido de bario. Calcular:
- ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener a partir de 100 g de sulfato de sodio?

b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de Bario se necesitarán para reaccionar con la misma cantidad de sulfato de sodio?

14. A partir de la descomposición de la piedra caliza (CaCO_3)

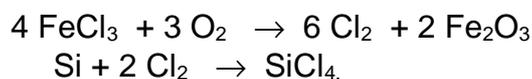


Calcular:

- ¿Cuántos gramos de CaCO_3 serán necesarios para obtener 1,5 moles de óxido de calcio
- ¿Cuántos litros de dióxido de carbono, medidos en CNPT, se desprenden en esta reacción?

15. ¿Cuántos gramos de Fe se pueden oxidar a óxido férrico con un mol de moléculas de oxígeno?

16. Una determinada cantidad de FeCl_3 ha sido oxidado completamente y todo el cloro se ha desprendido en forma de Cl_2 . Este cloro gaseoso se ha empleado para transformar Si en SiCl_4 . Se han producido 6,36 moles de SiCl_4 . ¿Cuántos gramos de FeCl_3 fueron oxidados?



17. El amoníaco se produce mediante la reacción entre el hidrógeno molecular y el nitrógeno molecular.

Calcular:

- ¿Cuántos moles de moléculas de hidrógeno se necesitan para preparar 3 Kg. de amoníaco?
- ¿Cuántos litros de amoníaco se producen por la reacción completa de 10 litros de nitrógeno en CNPT?
- ¿Cuántos litros de hidrógeno (en CNPT) se necesitan para producir 47,6 g. de amoníaco?

18. ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio serán necesarios para que al reaccionar con ácido clorhídrico en exceso se obtengan 60 L de CO_2 medidos en CNPT?.

19. Se hacen reaccionar 7 g de Zn con 40 g de H_2SO_4

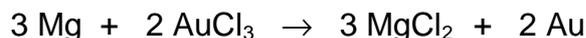
Calcular: a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

- ¿Cuántos gramos del otro reactivo permanecen sin reaccionar?
- ¿Qué masa de ZnSO_4 se forma?

20. Dos litros de hidrógeno reaccionan con 1 litro de oxígeno, ambos medidos en CNPT. Indique:

- ¿Cuántos moles de moléculas de agua se obtienen?
- ¿Qué masa de agua se obtiene?

21. Se hacen reaccionar 1 g. de Mg con 3 g. de cloruro áurico.



Calcular: a) ¿Qué masa de Au se obtiene?

b) ¿Qué masa del reactivo excedente queda sin reaccionar?

22. Si se combinan 1,06 moles de FeCl_3 con 0,624 moles de Na_2CO_3 ¿Cuál es el número máximo de moles de $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ que se pueden formar?

23. Calcular cuántos gramos de agua se formarán cuando se hace saltar una chispa en una mezcla gaseosa conteniendo 10 gramos de hidrógeno y 50 gramos de oxígeno.

24. Se hacen reaccionar un mol de moléculas de HClO_4 con 32 gramos de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ Calcular la cantidad de reactivo que está en exceso, expresada en gramos y moles de moléculas.

25. ¿Cuál es el peso máximo de NaCl que podría obtenerse de 10g de NaOH si esta droga tiene una pureza del 90 %? La reacción es:



26. Calcular la cantidad de caliza (CaCO_3 impuro) cuya riqueza en carbonato de calcio es del 85,3 % que se necesita para obtener; por reacción con un exceso de HCl, 9,26 L de CO_2 en CNPT. Escribir y balancear la ecuación química correspondiente.

27. Calcular la cantidad de pirita (FeS impuro) con 90,6 % de FeS que se necesitan para obtener mediante ácido sulfúrico diluido 1,86 L de H_2S en CNPT.

28. Si el rendimiento de la siguiente reacción es del 100%. ¿Cuántos gramos de óxido de Mg se pueden preparar a partir de 121,5 g de Mg metal? Escribir la ecuación correspondiente.

29. Una muestra de 0,1350 de Cu se disolvió en H_2SO_4 . La reacción es:



La solución obtenida se evaporó a sequedad. Se obtuvieron así 0,1340 g de CuSO_4 . ¿Cuál es el % de rendimiento del proceso?

30. Se parte de 20 g de hierro (pureza 60%) y de 30 g de ácido sulfúrico (pureza 80%) para obtener sulfato ferroso e hidrógeno.

a) ¿Qué masas de hierro y de ácido sulfúrico reaccionan?

b) ¿Qué reactivo está en exceso?

c) ¿Qué masa de hidrógeno se obtiene?

d) ¿Cuál es el volumen en CNPT ocupado por esa masa de hidrógeno?

e) ¿Cuál sería el volumen de hidrógeno en CNPT si el rendimiento de la reacción es del 80 %?

RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DEL CAPITULO 5

2. a. 0,9; b. 0,6; c. 28,8 g.
3. a. 13,4 g.; b. 2,24 L.
4. a. 2,67 g.; b. 60 L;
c. 1,34 moles de moléculas.
5. a. 44,8 L ; b. 320 g.
6. 182,2 g HCl;
199,7 g NaOH
7. 383,03 g CO₂ ;
14,50 moles O₂
8. a. 1095 g HCl;
b. 1335 g AlCl₃
c. 30 moles de agua
9. 20 moles
10. 560 L
11. 22,59 g Al
12. a. 625 L O₂;
b. 500 L NO;
c. 750 L H₂O
13. a. 56,3 g NaOH;
b. 120,6 g Ba(OH)₂
14. a. 150 g;
b. 33,6 L
15. 74,4 g de Fe
16. 1376 g de FeCl₃
17. a. 264,7 moles; b. 20 L c. 94,08 L
18. 283,8 g
19. a. el Zn; b. 29,5 g de H₂SO₄;
c. 17,3 g ZnSO₄
20. a. 0,089 moles; b. 1,6 g de H₂O.
21. a. 1,95 g de Au; b. 0,64 g de Mg
22. 0,208 moles
23. 56,25 gramos de H₂O
24. 2,85 g; 0,049 moles de moléculas
25. 13,16 g
26. 48,46 g
27. 8,05 g FeS
28. 202 g
29. 39 %
30. a. 12 g de Fe; 24 g de H₂SO₄;
b. H₂SO₄; c. 0,43 g; d. 4,8 L;
e. 3,8 L