

UNTDF
NEXOS
Química
Módulo 2:
Estequiometria
Lic. Acosta Gisela



Estequiometria

La estequiometria es la relación cuantitativa que se puede establecer entre los reactivos y productos de una reacción química. Esta reacción química debe estar balanceada según la ley de conservación de masa. (*)

La masa atómica es la masa de un átomo, en unidad de masa atómica (UMA)

En el SI, el mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo de carbono-12. A este número se denomina número de Avogadro (N_A), en honor del científico italiano Amedeo Avogadro.

El valor aceptado es $N_A = 6.0221415 \times 10^{23}$

Por lo general, este número se redondea a 6.022×10^{23} . Así, igual que una docena de naranjas contiene 12 naranjas, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene 6.022×10^{23} átomos de H.

Indistintamente de cuales sean las unidades utilizadas para los reactivos o productos, ya sean moles, gramos, litros, número de moléculas u otras unidades, para calcular la cantidad de producto formado en una reacción química utilizamos moles. Este método se denomina *método del mol*, que significa que las relaciones estequiométricas en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia.

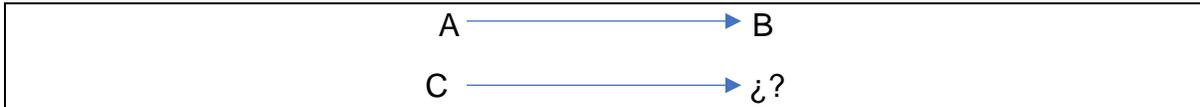
Simplificando, así como *1 docena son 12 unidades, decimos que 1 mol es $6,022 \times 10^{23}$ átomos, moléculas, o iones; o 1 mol es 22, 4 l de una determinada sustancia; o 1 mol es 12 g de Carbono.*

(*) Modulo 1

La *estequiometria* se basa en la resolución de distintos tipos de situaciones problemáticas que se resuelven estableciendo las relaciones antes planteadas a través de regla de tres simple.

La *regla de tres simple* es una forma de resolver problemas de proporcionalidad entre tres valores conocidos y una incógnita, estableciendo una relación de proporcionalidad entre todos ellos. Es decir, se pretende hallar el cuarto término de una proporción conociendo los otros tres.

En símbolos:



C se multiplica por B, el resultado se divide por A, y el resultado que se obtiene es el valor de la incógnita (¿?)

Situaciones problemáticas Estequiométricas:

Relación MASA- NUMERO DE AVOGADRO

Se sabe que una muestra específica de Ca pesa 2.50 g. Determinar la cantidad de sustancia que se encuentra, en mol, y el número de átomos de calcio presentes en dicha muestra.

Resolución:

Masa atómica del Ca = 40u \rightarrow Masa molar del Ca = M = 40g/mol

1 mol de Ca -----40 g
 x-----2.50 g

Rta:0,0625 mol de Ca

1 mol -----6,022 x 10²³
 0,0625 mol ----- x

Rta:3,76 x 10²² átomos de Ca

Relación MASA- MOL

Dada la siguiente ecuación química:



1. Balancéala/ajústala



2. Averiguar la masa, en gramos, de hidrogeno necesaria para formar 5 moles de Amoniaco.

Rta:

6g H₂ ----- 2 moles de NH₃

x-----5 moles de NH₃

x=15 g H₂

Relación MASA- VOLUMEN

¿Cuántos litros de Cloro son necesarios para obtener 45g de Oxido Perclórico?

Rta:



44, 8 l Cl₂ -----364g Cl₂ O₇

x-----45g Cl₂ O₇

x= 5,54l Cl₂

Relación VOLUMEN -NUMERO DE AVOGADRO

¿Qué cantidad de moléculas de Bromuro de Sodio se obtendrán partiendo de 30l de Acido Bromhídrico?

Rta:



22,4 l HBr -----6,022 x10²³ Br Na

30 l HBr -----X

Relación VOLUMEN -MOL

Se tiene cierta cantidad de oxígeno e hidrogeno ¿Cuántos Moles de Oxigeno se necesitan para obtener 2 l de Agua?

Rta:



1 Mol O₂ ----- 44,8 l H₂O

X ----- 2 l H₂O

X= 0,04 Moles de O₂

Ejercitación:

1. ¿Qué masa de óxido resulta necesaria para obtener 3150 g de ácido nítrico?
¿cuántos moles de agua reaccionan?

Rta:

2699,7085 g de N_2O_5
25 moles de agua.

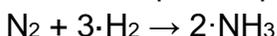
2. Se hacen reaccionar 5,5 litros de oxígeno medidos en CNPT con cantidad suficiente de nitrógeno, calcular:

- a) Los moles de nitrógeno que reaccionan.
b) Volumen de nitrógeno necesario.
c) Número de moléculas del compuesto formado, sabiendo que se obtiene anhídrido nítrico.

Rta:

- a. 0,098 mol de N_2
b. 2,2 litros de N_2
c. $2,96 \cdot 10^{22}$ moléculas de N_2O_5

3. Se quieren preparar 3000 kg de amoníaco a partir de la reacción:



Calcular:

- a) Volumen de nitrógeno medido en CNPT necesarios.
b) Masa de hidrógeno necesaria.

Rta:

- a.** 1.972.918,17 litros de N_2
b. 532.672,053 g de H_2 = 532,67 kg de H_2

4. El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación:



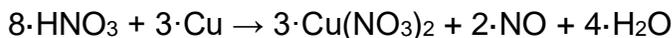
Si se tienen 30 g de cobre y 200 g de H_2SO_4 , calcular:

- b) Número de moles de SO_2 que se desprenden.
c) Masa de $CuSO_4$ que se forma.

Rta :

- b. 0,47 mol de SO_2
c. 75,35 g de $CuSO_4$

5. Cuando se trata el cobre con ácido nítrico se produce una reacción según la ecuación:



Calcular:

- a) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico reaccionarán con 200 g de cobre?
 b) ¿Qué peso de sal cúprica se obtendrá?

Rta:

- a. 529,13 g de HNO_3
 b. 590,55 g de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

6. Halla la masa de amoníaco que se puede obtener a partir de 11 gramos de H_2 , suponiendo que hay el N_2 suficiente.

Rta :62,3 g NH_3

7. . Cuando 1,57 moles de O_2 reaccionan con H_2 para formar H_2O , ¿Cuántos moles de H_2 se consumen en el proceso?

Rta: 3,14 mol de H_2

8. La descomposición de KClO_3 se utiliza en general para preparar pequeñas cantidades de O_2 en el laboratorio:



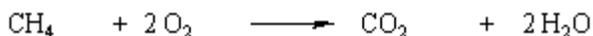
¿Cuántos gramos de O_2 pueden prepararse a partir de 4,50 g de KClO_3 ?

Rta: 1,8 gr O_2

9. El gas propano (C_3H_8), es un combustible utilizado para cocinar y en calefacción. ¿Qué masa de O_2 se consume en la combustión de 1,00 gr de propano?

Rta: 3,68 gr de O_2

10. La ecuación balanceada para la combustión del metano se puede escribir como:



- a. ¿Cuántas moléculas de O_2 reaccionarán con 47 moléculas de CH_4 según la ecuación anterior?
 b. ¿Qué masa de oxígeno reaccionará con 24 gramos de CH_4 ?
 c. ¿Qué masa de CH_4 , en gramos, reaccionará con 96 gramos de O_2 ?
 d. ¿Qué masa de O_2 en toneladas es necesaria para quemar completamente 7,0 toneladas de CH_4 ?

- e. ¿Qué masa de CH_4 ha de quemarse para producir $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O ?
- 94 moléculas de O_2 .
 - 96 g de O_2 .
 - 24 g de CH_4 .
 - 28 ton de O_2 .
 - 4,0 g de CH_4 .
11. La combustión del etanol genera dióxido de carbono y agua. Calcule el número de moléculas de agua que se producirán si quemamos 1 kg de dicho alcohol. ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno, medido en condiciones normales?
Rta : $3,93 \cdot 10^{25}$ moléculas agua; 14,9 mol etanol
12. La hidracina, N_2H_4 y el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , mezclados se han empleado como combustible para cohetes. Los productos de reacción son nitrógeno y agua. ¿Cuántos gramos de peróxido de hidrógeno se necesitan por cada gramo de hidracina en el cohete?
Rta: 2,108 g
13. El amoníaco arde con el oxígeno para dar monóxido de nitrógeno y agua. Determine el peso de oxígeno, en gramos, que se necesita para quemar 1 kg de amoníaco y el volumen de monóxido de nitrógeno obtenido, medido en CNPT
Rta: 2353 g; 1317,6 L