

Química

ESTEQUIOMETRIA I

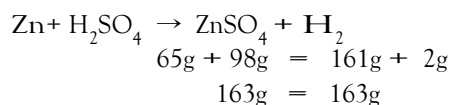
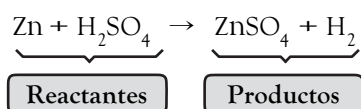
Es la parte de la química que se encarga de estudiar las relaciones cuantitativas que existe entre las diferentes sustancias que participan en una reacción química.

LEYES PONDERALES

I. Ley de la Conservación de la Materia (Lavoisier)

“La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos”.

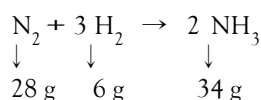
Ejemplo:



II. Ley de las Proporciones Definidas (Proust)

“Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un determinado producto, lo harán en proporción ponderal fija y definida, entonces el exceso de una de ellas quedará sin reaccionar”.

Ejemplo:



La relación entre el peso del hidrógeno y nitrógeno es:

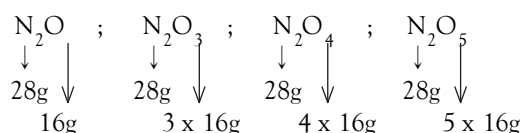
$$\frac{6 \text{ g}}{28 \text{ g}} = \frac{3}{14}$$

Esta relación (3/14) es invariable según la ley de Proust.

III. Ley de las Proporciones Múltiples (Dalton)

“Si dos elementos forman varios compuestos, permaneciendo el peso de uno de ellos constante, el peso del otro elemento varía, siendo siempre múltiplo del peso mínimo que participó”.

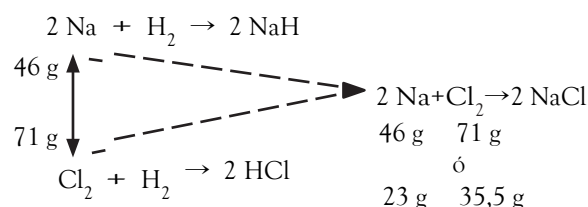
Ejemplo:



IV. Ley de las Proporciones Recíprocas (Wenzel - Richter)

“Los pesos de dos elementos o múltiplos de éstos; que reaccionan con un mismo peso de un tercero, son los mismos con que reaccionan entre sí”.

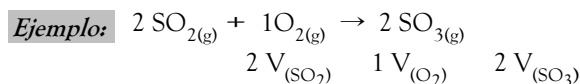
Ejemplo:



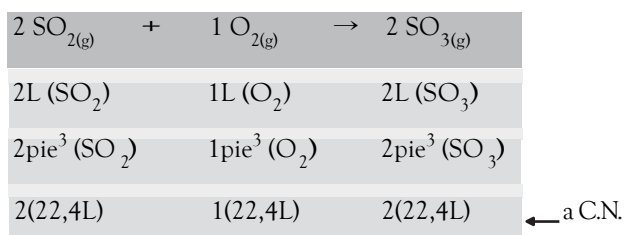
LEYES VOLUMÉTRICAS

Estas leyes relacionan el volumen de las sustancias que participan en una reacción química, estas relaciones sólo se limitarán para las sustancias gaseosas’.

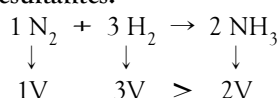
A) La relación de combinación entre los volúmenes de las sustancias que reaccionan es constante, definida e igual a la relación que hay entre el número de mol - g.



V es el volumen que puede ser inclusive el volumen molar (V_m) y que a C.N. es 22,4 L/mol - g. No olvidar que estas reacciones se realizan a igual P y T, y especialmente para gases.



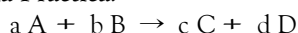
B) De igual forma se tiene que el volumen total de los gases reaccionantes es mayor o igual al volumen total de los gases resultantes.



W En gases

$$V_{\text{REACCIONANTES}} \geq V_{\text{PRODUCTOS}}$$

Regla Práctica:



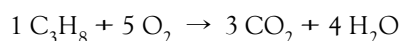
$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$$

ó

$$\frac{W_A}{a M_A} = \frac{W_B}{b M_B} = \frac{W_C}{c M_C} = \frac{W_D}{d M_D}$$

Ejemplo:

¿Cuántos mol - g de oxígeno se requiere para la combustión de 24 mol - g de gas propano (C_3H_8)?



$$\frac{24}{1} = \frac{n}{5}$$

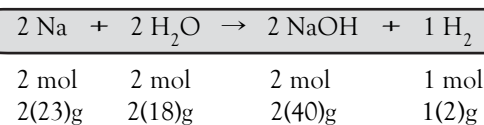
$$\rightarrow n = 120 \text{ mol - g O}_2$$

Ejercicios Resueltos

- Halla la masa de NaOH que se forma con 46 g de Na y 40 g de H_2O . Halla el reactivo limitante en:
 $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
 P.A. (Na = 23, O = 16, H = 1)

Resolución:

Para hallar la masa de NaOH formado tendremos que relacionarlo con las moles, en la ecuación química correctamente balanceada.

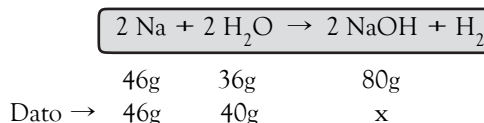


$$\text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 2(1) + 16 = 18\text{g}$$

$$\text{PM}_{\text{NaOH}} = 1(23) + 1(16) + 1(1) = 40\text{g}$$

La ecuación química se balancea por el Método del Tanteo.

Notamos que:



g de NaOH.

Luego notamos que el reactivo limitante es el Na y el reactivo en exceso es el H_2O .

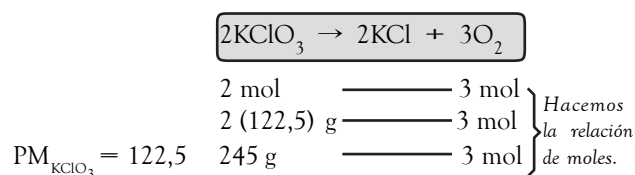
Luego no reaccionan 4 g de H_2O que es el reactivo en exceso.

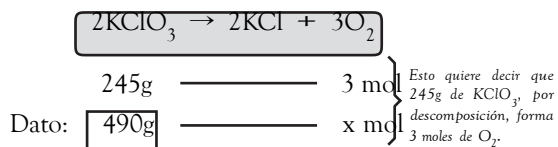
$W_{\text{NaOH}} = 80 \text{ g}$	Reactivo limitante = Na
----------------------------------	-------------------------

- Indica cuántas moles de oxígeno se forman con 490 g de KClO_3 en la siguiente reacción:
 $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ P.A. (Cl = 35,5; K = 39; O = 16)

Resolución:

Para poder resolver este problema balanceamos la ecuación, entonces:





Ahora por regla de tres simple: $(245)x = 3 \times (490)$

$$x = \frac{3 \times 490}{245}$$

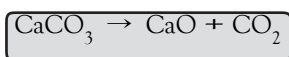
$$x = 3 \times 2$$

$$x = 6 \text{ moles de oxígeno}$$

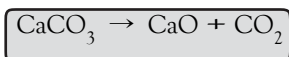
3. En la descomposición del carbonato de calcio (CaCO_3) se produce CaO y CO_2 . Si se forman 44 g de dióxido de carbono, ¿cuál es la cantidad utilizada de CaCO_3 ?
P.A. (C = 12 ; Ca = 40 ; O = 16)

Resolución:

La reacción es:



Notamos que esta balanceada, entonces:



$$1 \text{ mol} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol}$$

$$100 \text{ g} \quad \text{_____} \quad 44 \text{ g}$$

$$\text{Dato: } x \quad \text{_____} \quad 44 \text{ g}$$

$$\text{PM}_{\text{CaCO}_3} = 100$$

$$\text{PM}_{\text{CO}_2} = 44$$

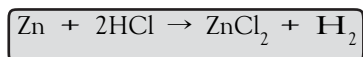
Notamos que "x" será 100g.

$$x = 100 \text{ g de CaCO}_3$$

4. En la siguiente reacción: $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 $3,612 \times 10^{24}$ moléculas de HCl reaccionan con Zn para producir ZnCl_2 . ¿Qué cantidad, en gramos, de ZnCl_2 se produce? P.A. (Cl=35,5; Zn = 65; H = 1)

Resolución:

Balanceando la ecuación química obtenemos:



$$1 \text{ mol} \quad \text{---} 2 \text{ mol} \quad \text{---} 1 \text{ mol}$$

$$2 \text{ mol} \quad \text{---} 136 \text{ g} \quad \text{PM}_{\text{ZnCl}_2} = 136$$

Pero se sabe que:

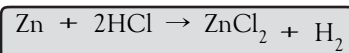
$$1 \text{ mol (HCl)} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas (HCl)}$$

$$x \text{ (HCl)} \rightarrow 3,612 \times 10^{24} \text{ moléculas (HCl)}$$

$$x = \frac{3,612 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} \text{ moles (HCl)}$$

$$x = 6 \text{ moles (HCl)}$$

Luego:



2 mol	--- 1 g	<i>La relación quiere decir que 2 moles de HCl al reaccionar con 1 mol (Zn) producen 136 g de ZnCl₂.</i>
6 mol	--- x g	

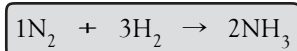
Resolviendo:

$$x = \frac{6 \times 136}{2} \rightarrow x = 408 \text{ g de ZnCl}_2$$

5. Se combinan 30 g de nitrógeno y 6 g de hidrógeno con la finalidad de producir amoníaco (NH_3). ¿Qué cantidad del reactivo en exceso no reacciona? P.A. (N = 14; H = 1)

Resolución:

Según la reacción:



Notamos que 1 mol de N_2 reacciona exactamente con 3 moles de H_2 para formar 2 moles de NH_3

$$1 \text{ mol} \quad \text{---} 3 \text{ mol} \quad \text{---} 2 \text{ mol}$$

$$1(28) \quad \text{---} 3(2)$$

$$28 \text{ g} \quad \text{---} 6 \text{ g}$$

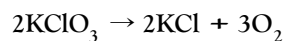
Notamos que en cantidades, 28 g de N_2 reaccionan con 6 g de H_2 .

De acuerdo a los datos tenemos 30 g de N_2 y 6g de H_2 , entonces el H_2 es el reactivo limitante, y además el N_2 es el reactivo en exceso, luego sobrará 2 g de N_2 .

$$2 \text{ g de N}_2$$

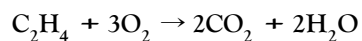
Resolviendo en clase

- 1** ¿Cuántos gramos de oxígeno se produce al someter a calentamiento 40 g de clorato de potasio?



Resolución:

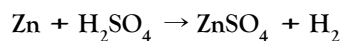
- 3** ¿Qué peso de oxígeno se requiere para la combustión de 14 g de C_2H_4 ? (H = 1; C = 12; O = 16)



Resolución:

Rpta:

- 2** ¿Cuántos gramos de zinc (P.A. = 65) se requieren para reaccionar con suficiente cantidad de ácido sulfúrico y producir 20 mol - g de hidrógeno, de acuerdo a la siguiente ecuación?

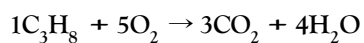


Resolución:

Rpta:

Rpta:

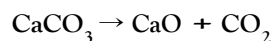
- 4** ¿Cuántas moles de oxígeno se requieren para la combustión de 3 moles de C_3H_8 ?



Resolución:

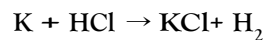
Rpta:

- 5 Determina la cantidad de CO_2 formado a partir de 500 g de CaCO_3 en:



Resolución:

- 6 En la siguiente reacción, ¿cuántos gramos de potasio se emplea para obtener 4g de H_2 ? P.A. (K) = 39



Resolución:

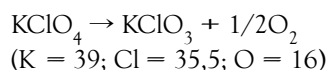
Rpta:

Rpta:

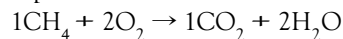
Ahora en tu cuaderno

7. ¿Cuántas moles de NH_3 se forman por reacción de 60 g de hidrógeno?

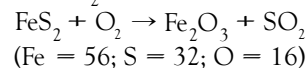
10. Determina la masa de $\text{O}_{2(g)}$ que se desprende por descomposición de 227 g de KClO_4 , según la ecuación:



8. Para la combustión completa del metano (gas CH_4) se forma 40L de gas. Halla el volumen de CH_4 empleado.

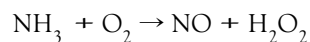


11. ¿Cuánto de SO_2 se formará por la quema de 480 g de pirita (FeS_2), según la ecuación?



9. Si reacciona 160 g de Ca en:
 $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$, determina el volumen de hidrógeno formado a C.N.
 $1\text{Ca} + 2\text{HCl} \rightarrow 1\text{CaCl}_2 + 1\text{H}_2$

12. ¿Cuántas moles de amoníaco pueden reaccionar con 10 moles de O_2 en la reacción?



Para reforzar

- ¿Cuántos gramos de CO_2 se forman de la combustión de 26 kg de C_2H_2 ?
a) 44 g b) 132 g c) 176 g
d) 88 g e) 22 g
- De acuerdo a la reacción:
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
¿cuántos gramos de Fe_2O_3 deben reaccionar para formar 7,2 g de H_2O ?
Masa atómica (Fe = 56, O = 16, Cl = 35,5)
a) 20,3 b) 21,3 c) 22,7
d) 23,7 e) 22,3
- Según la reacción:
 $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
¿cuántos gramos de NO se forman a partir de 3,5 mol de O_2 ?
a) 84 g b) 75 g c) 60 g
d) 52 g e) 42 g
- ¿Cuántas moles de HCl reacciona con 6,5 gramos de zinc?
 $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
Masa atómica (Zn = 65, H = 1, Cl = 35,5)
a) 2,0 b) 1,8 c) 1,2
d) 0,4 e) 0,2
- ¿Qué volumen de CO_2 a condiciones normales se obtiene de la descomposición térmica de 50 g de CaCO_3 ?
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
Masa atómica (Ca = 40, C = 12, O = 16)
a) 11,2 L b) 22,4 L c) 33,6 L
d) 44,8 L e) 56,0 L
- ¿Qué volumen de CO_2 a 1,64 atm y 127° C se forma de la combustión de 0,4 mol de gas acetileno:
a) 10 L b) 12 L c) 14 L
d) 16 L e) 20 L
- De acuerdo a la reacción:
 $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
¿cuántos litros de O_2 a condiciones normales se requiere para que reaccione con 2,5 litros de CO?
a) 5,0 b) 2,5 c) 1,25
d) 0,75 e) 0,25
- Se coloca en un reactor 150 g de CaCO_3 con 135 g de HCl.
 $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
¿Quién es el reactivo en exceso?
Masa atómica (Ca = 40; C = 12; O = 16; Cl = 35,5; H = 1)
a) CaCO_3 b) HCl c) CO_2
d) H_2O e) No hay
- Según: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, ¿cuántos moles de H_2 reaccionan con 6 moles de O_2 ?
a) 3 b) 6 c) 12
d) 14 e) 18
- De acuerdo a: $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2$ ¿cuántos moles de NH_3 se deben descomponer para obtener 1,2 moles de N_2 ?
a) 0,6 b) 0,9 c) 1,2
d) 1,8 e) 2,4
- En $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ si se forman 1,6 moles de H_2O , ¿cuántos moles de CO_2 se formaron?
a) 1,2 b) 1,8 c) 2,4
d) 3,6 e) 4,8
- ¿Cuántos gramos de CO_2 se forman de la combustión de 8,8 g de gas?
a) 20,4 b) 17,6 c) 26,4
d) 17,9 e) 26,7