

**SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.**



## ESTEQUIOMETRÍA.

**VER VÍDEO GENÉRICO.** <https://youtu.be/Mf4jnnDqWE>

Estudia las cantidades en una reacción química. Sabiendo la cantidad de una de las sustancias que intervienen en una reacción puedo saber las cantidades de las demás sustancias.

Esquema:

- Ajustar la reacción.
- Cantidad conocida (dato) · (1) · (2) · (3) = Cantidad preguntada
- (1) se pasa a moles
- (2) cambio de sustancia (utiliza los coeficientes estequiométricos, los números del ajuste)

(3) de moles a {  
gramos  
moléculas  
litros  
...}

### Reacciones químicas.

- REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN : ÁCIDO + BASE → SAL + AGUA  
 $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- METAL + ÁCIDO → SAL + H<sub>2</sub>  
 $\text{Zn} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$   
 $\text{Ca} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CaS} + \text{H}_2$
- ÁCIDO + SAL → SAL DEL ÁCIDO + ÁCIDO DE LA SAL  
 $2 \text{HBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2 \text{KBr} + \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$   
 $\text{HNO}_3 + \text{CuCl} \rightarrow \text{CuNO}_3 + \text{HCl}$   
 $\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , en este caso no da H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> sino CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O.
- COMBUSTIÓN: COMPUESTO + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O.  
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 + 7/2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$

## Ejercicios básicos.

### 1. Completa y ajusta las reacciones siguientes:

- $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{Mg} + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{HNO}_3 + \text{CuCl} \rightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \text{HCl}$
- $\text{C}_5\text{H}_{12} + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{CO}_2 + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \underline{\hspace{1cm}}$

VER VÍDEO <https://youtu.be/AX5MKG1c00M>

- $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mg} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
- $2 \text{HNO}_3 + \text{CuCl} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl}$
- $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8 \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

### 2. Completar la reacciones siguientes:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\underline{\hspace{1cm}} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{C}_4\text{H}_8\text{O} + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{CO}_2 + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\underline{\hspace{1cm}} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
- $\text{HClO}_4 + \text{KCl} \rightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{CaCO}_3 + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \underline{\hspace{1cm}}$
- $2 \text{HBr} + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow 2 \text{KBr} + \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

VER VÍDEO [https://youtu.be/rRRZ\\_cjlg3U](https://youtu.be/rRRZ_cjlg3U)

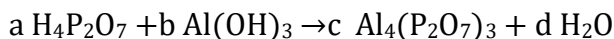
- $3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_4\text{H}_8\text{O} + 11/2 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
- $\text{HClO}_4 + \text{KCl} \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{HCl}$
- $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{HBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2 \text{KBr} + \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

### 3. Ajustar las siguientes reacciones por el método de los coeficientes.

- $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Sn}(\text{OH})_4 \rightarrow \text{Sn}_3(\text{AsO}_4)_4 + \text{H}_2\text{O}$

VER VÍDEO <https://youtu.be/MQAIQmARJdU>

a.



$$\text{H} \rightarrow 4a + 3b = 2d$$

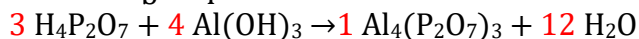
$$\text{P} \rightarrow 2a = 6c$$

$$\text{O} \rightarrow 7a + 3b = 21c + d$$

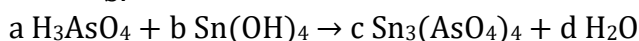
$$\text{Al} \rightarrow b = 4c$$

Damos valor a una de las letras de las ecuaciones más cortas.

$$c = 1 \rightarrow \begin{cases} a = 3 \\ b = 4 \end{cases} \rightarrow 4a + 3b = 2d \rightarrow d = 12$$



b.



$$\text{H} \rightarrow 3a + 4b = 2d$$

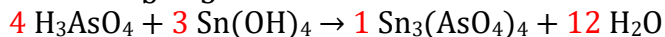
$$\text{As} \rightarrow a = 4c$$

$$\text{O} \rightarrow 4a + 4b = 16c + d$$

$$\text{Sn} \rightarrow b = 3c$$

Damos valor a una de las letras de las ecuaciones más cortas.

$$c = 1 \rightarrow \begin{cases} a = 4 \\ b = 3 \end{cases} \rightarrow 3a + 3b = 2d \rightarrow d = 12$$



**4. Hacemos reaccionar 40 g de Zn con ácido sulfúrico. Calcular:**

a. Volumen de ácido 2,3 molar consumido.

b. Volumen de hidrógeno producido medido en condiciones normales de presión y temperatura.

c. Volumen de hidrógeno producido medido a 30 °C y 700 mm de mercurio.

d. Masa de sal producida.

VER VÍDEO <https://youtu.be/jNv6kdx9xPA>

La reacción es:  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

a. 256,9 mL de ácido.

b. 13,7 L de  $\text{H}_2$ .

c. 16,46 L de  $\text{H}_2$ .

d. 98,52 g de sal ( $\text{ZnSO}_4$ ).

**5. Hacemos reaccionar 30 g de cinc con ácido nítrico. Calcular:**

a. Volumen de ácido 3 molar consumido.

b. Volumen de hidrógeno producido en condiciones normales.

c. Volumen de hidrógeno producido a 24 °C y 780 mm de mercurio.

d. Masa de sal producida.

VER VÍDEO <https://youtu.be/QpIixnNk-Gk>

La reacción es:  $\text{Zn} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$

a.

4

La cantidad conocida se pasa a moles

Cambio de sustancia El 1 y el 2 salen del ajuste de la reacción

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

$$30 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ moles ácido}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ L ácido}}{3 \text{ moles ácido}} = 0,306 \text{ L ácido}$$

b.

La cantidad conocida se pasa a moles

Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

$$30 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 10,28 \text{ L H}_2$$

c.

La cantidad conocida se pasa a moles

Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción

$$30 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,46 \text{ moles H}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,46 \cdot 0,082 \cdot 297}{\frac{780}{760}} = 10,92 \text{ L de H}_2$$

d.

La cantidad conocida se pasa a moles

Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

$$30 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn(NO}_3)_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{189,38 \text{ g Zn(NO}_3)_2}{1 \text{ mol Zn(NO}_3)_2} = 86,9 \text{ g Zn(NO}_3)_2$$

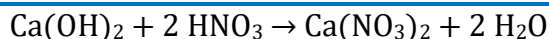
6. En la reacción del  $\text{Ca(OH)}_2$  con el  $\text{HNO}_3$  se forman 35 g de agua, además de  $\text{Ca(NO}_3)_2$ .

a.- Volumen de disolución de hidróxido de 3 g./L. consumida.

b.- Masa de disolución de ácido consumido si éste es del 30% en masa.

c.- Moles de nitrato de calcio producidos.

VER VÍDEO <https://youtu.be/ey-c-lwUzFQ>



La cantidad conocida se pasa a moles

Cambio de sustancia El 1 y el 2 salen del ajuste de la reacción

$$35 \text{ g. de agua} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g. de agua}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de agua}}$$

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

$$\cdot \frac{74 \text{ g. de Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión.}}{3 \text{ g. de Ca(OH)}_2} = 23,98 \text{ L}$$

La cantidad conocida se pasa a moles

Cambio de sustancia El 2 y el 2 salen del ajuste de la reacción

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

$$35 \text{ g. de agua} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g. de agua}} \cdot \frac{2 \text{ moles de HNO}_3}{2 \text{ mol de agua}} \cdot \frac{63 \text{ g. de HNO}_3}{1 \text{ mol de HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g. de dión.}}{30 \text{ g. de HNO}_3}$$

$$= 408,33 \text{ g.}$$

5

$$\overbrace{35 \text{ g. de agua}}^{\text{La cantidad conocida se pasa a moles}} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g. de agua}} \cdot \overbrace{\frac{1 \text{ mol de Ca(NO}_3)_2}{2 \text{ mol de agua}}}_{\text{Cambio de sustancia El 1 y el 2 salen del ajuste de la reacción}} = 0,97 \text{ moles.}$$

**7. 60 g. de Zn reaccionan con HCl de 2 g./L. Se produce cloruro de Zn y se desprende hidrógeno.**

a.- Volumen de ácido consumido.

b.- Masa de cloruro formada.

c.- Volumen de hidrógeno producido medido en C.N.

VER VÍDEO <https://youtu.be/dU43w-nkkMY>

$$\overbrace{60 \text{ g. de Zn}}^{\text{La cantidad conocida se pasa a moles}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \overbrace{\frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}}}_{\text{Cambio de sustancia El 2 y el 1 salen del ajuste de la reacción}} \cdot \overbrace{\frac{36,5 \text{ g. de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}}}_{\text{de moles a } \left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.}} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión.}}{2 \text{ g. de HCl}} = 33,49 \text{ L.}$$

$$\overbrace{60 \text{ g. de Zn}}^{\text{La cantidad conocida se pasa a moles}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \overbrace{\frac{1 \text{ moles de ZnCl}_2}{1 \text{ mol de Zn}}}_{\text{Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción}} \cdot \overbrace{\frac{136,4 \text{ g. de ZnCl}_2}{1 \text{ mol de ZnCl}_2}}^{\text{de moles a } \left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.}} = 125,14 \text{ g.}$$

$$\overbrace{60 \text{ g. de Zn}}^{\text{La cantidad conocida se pasa a moles}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \overbrace{\frac{1 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de Zn}}}_{\text{Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción}} \cdot \overbrace{\frac{22,4 \text{ L. de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2}}^{\text{de moles a } \left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.}} = 20,55 \text{ L}$$

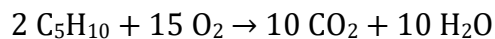
**8. 50 g de penteno (C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>) reaccionan con dióxigeno. Se produce CO<sub>2</sub> y agua.**

a.- Moléculas de agua que se producen.

b.- Masa de dióxido de carbono producida.

c.- Volumen de aire consumido en C.N. si éste contiene un 20% en volumen de dióxigeno.

VER VIDEO <https://youtu.be/2nhrYMNCafw>



a.-

$$\overbrace{50 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10}}^{\text{La cantidad conocida se pasa a moles}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}}{70 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \overbrace{\frac{10 \text{ moles de agua}}{2 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}}}_{\text{Cambio de sustancia El 10 y el 2 salen del ajuste de la reacción}} \cdot \overbrace{\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas.}}{1 \text{ mol de agua}}}_{\text{de moles a } \left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.}} = 2,15 \cdot 10^{24} \text{ moléculas.}$$

b.-

6

La cantidad conocida se pasa a moles

Cambio de sustancia El 10 y el 2 salen del ajuste de la reacción

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

$$50 \text{ g. de } C_5H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_5H_{10}}{70 \text{ g. de } C_5H_{10}} \cdot \frac{10 \text{ moles } CO_2}{2 \text{ mol de } C_5H_{10}} \cdot \frac{44 \text{ g. de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 157,14 \text{ g } CO_2.$$

C.-

La cantidad conocida se pasa a moles

Cambio de sustancia El 15 y el 2 salen del ajuste de la reacción

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

$$50 \text{ g. } C_5H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_5H_{10}}{70 \text{ g. de } C_5H_{10}} \cdot \frac{15 \text{ moles } O_2}{2 \text{ mol de } C_5H_{10}} \cdot \frac{22,4 \text{ L. de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} \cdot \frac{100 \text{ L. de aire}}{20 \text{ L. de } O_2} = 600 \text{ L. de aire.}$$

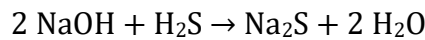
9. ¿Qué volumen de aire se consume al quemar 250 g de butano?, sabiendo que el aire contiene un 21%, en volumen, de dióxigeno.

VER VÍDEO <https://youtu.be/Y9EbdO2Mctx>

2989 L de aire.

10. a. 30 g. de NaOH reaccionan con H<sub>2</sub>S 2,7 M. Calcular el volumen de ácido consumido.  
b. 30 g. de NaOH reaccionan con 0,139 L. de H<sub>2</sub>S. Calcular la molaridad del ácido.

VER VÍDEO <https://youtu.be/g2pKUhV6MII>



$$30 \text{ g.} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g. de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{S}}{2 \text{ moles de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión de H}_2\text{S}}{2,7 \text{ moles de H}_2\text{S}} = 0,139 \text{ L.}$$

$$30 \text{ g.} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g. de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{S}}{2 \text{ moles de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión de H}_2\text{S}}{x \text{ moles de H}_2\text{S}} = 0,139 \text{ L.}$$

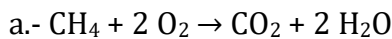
$$x = 2,7 \text{ M. } 607262164$$

11. Quemamos 30 L. de CH<sub>4</sub> a 35°C y 750 mm. de Hg. Calcular:

a. Si se producen 26,21 L. de CO<sub>2</sub>. ¿Están medidos en C.N.?

b. Sabiendo que la densidad del agua es 1 g/mL. y que se producen 42,12 mililitros de agua en la reacción anterior, calcular la masa molecular del agua.

VER VÍDEO <https://youtu.be/t0xYuPBqp8Icambiar>



$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 1,17 \text{ moles}$$

Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

$$1,17 \text{ moles de } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{1 \text{ mol de } CH_4} \cdot \frac{X \text{ L de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 26,21 \text{ L.}$$

Despejando la X tenemos: 22,4 L, si está en C.N.

Cambio de sustancia  
El 1 y el 1 salen del  
ajuste de la reacción

$$1,17 \text{ moles de } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} \cdot \frac{X \text{ g. de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mL. de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ g. de } \text{H}_2\text{O}} = 42,12 \text{ mL.}$$

de moles a  $\left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.$

Llamamos x a la  
masa mol. y la  
utilizamos como  
si la conociéramos

Despejando la X tenemos: 18 g/mol.

**10. Hacemos reaccionar 250 mL de disolución de  $\text{HNO}_3$  (63 g/mol) 3,4 M con hidróxido de sodio (40 g/mol). Calcular:**

- Moléculas de agua obtenidas.
- Masa de hidróxido consumido.
- Si a partir de los 250 mL de ácido se consumen 34 g de NaOH, ¿podemos saber la masa molecular del NaOH?

La reacción química es:  $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

a.

$$250 \text{ mL dion} \cdot \frac{1 \text{ L dion}}{1000 \text{ mL dion}} \cdot \frac{3,4 \text{ moles } \text{HNO}_3}{1 \text{ L dion}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{HNO}_3} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 5,12 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

b.

$$250 \text{ mL dion} \cdot \frac{1 \text{ L dion}}{1000 \text{ mL dion}} \cdot \frac{3,4 \text{ moles } \text{HNO}_3}{1 \text{ L dion}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } \text{HNO}_3} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 34 \text{ g}$$

c.

$$250 \text{ mL dion} \cdot \frac{1 \text{ L dion}}{1000 \text{ mL dion}} \cdot \frac{3,4 \text{ moles } \text{HNO}_3}{1 \text{ L dion}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } \text{HNO}_3} \cdot \frac{x \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 34 \text{ g}$$

Despejando la x, x = 40 g/mol

## Concepto de riqueza o pureza.

**50 g de cinc impuro reacciona con ácido clorhídrico del 35% en masa y 1,8 g/mL de densidad. Hallar la pureza del zinc.**

VER VÍDEO <https://youtu.be/6jiWs8eFaCI>

95,46 %.

**2,1 g de  $\text{CaC}_2$  impuro reaccionan con agua. Se producen 650 mL de  $\text{CaH}_2$  medidos a 22°C y 720 mm de Hg.**

- Calcular la pureza del  $\text{CaC}_2$ .
- Calcular la cantidad de CaO producida.

VER VÍDEO [https://youtu.be/N\\_AJpxMImk](https://youtu.be/N_AJpxMImk)

- a. 77,41%  
b. 1,42 g de CaO.

30 g de caliza, del 80% en carbonato de calcio, reaccionan con ácido nítrico 3,1 molar. Hallar el volumen de dióxido de carbono producido, medido en condiciones normales de presión y temperatura.

40 g de Sn impuro reaccionan con 263,75 ml de ácido clorhídrico 2,3 M. Hallar la pureza del Sn.

VER VÍDEO [https://youtu.be/Sgj-W4\\_RnMk](https://youtu.be/Sgj-W4_RnMk)

- a. 5,38 L de CO<sub>2</sub>.  
b. 90%.

Hacemos reaccionar 200 g de caliza, del 90% de pureza en CaCO<sub>3</sub>, con ácido clorhídrico 0,5 M.

Calcular:

- a. Volumen de ácido consumido  
b. Masa de sal obtenida

VER VÍDEO <https://youtu.be/CXzPZJ6tGEE>

La reacción es:  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- a. 7,2 L de disolución de HCl.  
b. 199,8 g de CaCl<sub>2</sub>.

11. 80 g. de una piedra caliza que contiene un 87% de CaCO<sub>3</sub> reaccionan con ácido nítrico concentrado.

- a. Calcular el volumen de gas producido a 35°C y 700 mm de Hg.  
b. 80 g. de una piedra caliza que contiene CaCO<sub>3</sub> reaccionan con ácido nítrico concentrado.

Calcular la pureza de la caliza si sabemos que se producen 19'1 L. de gas a 35°C y 700 mm de Hg.

VER VÍDEO <https://youtu.be/WdNcl1w1LzMcambiar>

a.

La reacción es:  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$$80 \text{ g. de caliza} \cdot \frac{\text{La cantidad conocida la pasamos a moles}}{\underbrace{87 \text{ g. de CaCO}_3}_{\text{Aquí usamos la pureza del 87\%}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g. de CaCO}_3} \cdot \frac{\text{Cambiamos de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción}}{\frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3}} = 0'696 \text{ moles}$$

$$P.V = n.R.T \rightarrow V = \frac{n.R.T}{P} = \frac{0'696 \cdot 0'082 \cdot (35 + 273)}{\frac{700}{760}} = 19'1 \text{ L.}$$

b.

$$P.V = n.R.T \rightarrow n = \frac{P.V}{R.T} = 0'696 \text{ moles.}$$

A la pureza le llamamos X.



$$80 \text{ g. de caliza} \cdot \frac{\text{X g. de CaCO}_3}{100 \text{ g. de caliza}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g. de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 0'696 \text{ moles}$$

La cantidad conocida la pasamos a moles

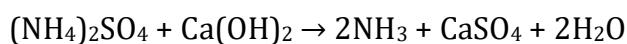
Cambio de sustancia  
El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción

Aquí usamos la pureza.  
Al ser desconocida ponemos x

De donde X = 87%.

**12. Para calcular la pureza de un sulfato de amonio se hacen reaccionar 50 g. de la muestra con un exceso de hidróxido de calcio. Después de producirse la reacción, se desprenden 2,5 L. de amoniaco medidos a 710 mm. de Hg y 23 °C. ¿Qué porcentaje de sulfato de amonio hay en la muestra? Los otros productos de reacción son el sulfato de calcio y el agua.**

**VER VIDEO <https://youtu.be/1a7ZF5U674scambiar>**



$$n = \frac{P. V}{R. T} = \frac{\frac{710}{760} \cdot 2,5}{0,082 \cdot (273 + 23)} = 0,096 \text{ moles.}$$

$$50 \text{ g. muestra} \cdot \frac{\text{X g. de sulf. amonio}}{100 \text{ g. muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol sulf. amonio}}{132 \text{ g. de sulf. amonio}} \cdot \frac{2 \text{ moles de NH}_3}{1 \text{ mol sulf. amonio}} = 0,096$$

$$X = \frac{0,096 \cdot 100 \cdot 132}{50 \cdot 2} = 12,67 \%$$

**13. Al hacer reaccionar 13'162 g. de una muestra de sulfato amónico con un exceso de sosa caustica se desprenden 3'77 L. de amoniaco medidos a 18°C y 742 mmHg. Calcula la pureza de la muestra.**

**VER VÍDEO <https://youtu.be/wktSv3MP-VAcambiar>**

La reacción química es:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow 2\text{NH}_3 + \dots$

$$\text{Moles de amoniaco: } n = \frac{P. V}{R. T} = 0'154 \text{ moles de amoniaco.}$$

$$13'162 \text{ g. muestra} \cdot \frac{\text{x g. sulfato}}{100 \text{ g. muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol sulfato}}{132 \text{ g. sulfato}} \cdot \frac{2 \text{ moles NH}_3}{1 \text{ mol sulfato}} = 0'154 \rightarrow x$$

La cantidad conocida la pasamos a moles

Cambio de sustancia  
El 2 y el 1 salen del ajuste de la reacción

Aquí usamos la pureza.  
Al ser desconocida ponemos x

$$= 77'22\%$$

**14. El niquel reacciona con el sulfúrico según la reacción níquel + ácido sulfúrico → sulfato de Ni(II) + hidrógeno**

**a) Una muestra de 3 g. de Ni impuro reacciona con 2 mL. De una disolución de sulfúrico 18 M. Calcular el porcentaje de Ni en la muestra.**

b) Calcula el volumen de hidrógeno desprendido a 25 °C i 1 atm. cuando reaccionan 20 g. de Ni puro con un exceso de ácido.

VER VÍDEO <https://youtu.be/x7MsWB69HGU>cambiar

a.- La reacción es:  $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$

La cantidad conocida la pasamos a moles $\frac{0'002 \text{ L. dión.}}{1 \text{ L. dión.}} \cdot \frac{18 \text{ moles de ácido.}}{1 \text{ L. dión.}}$	Cambio de sustancia El 2 y el 1 salen del ajuste de la reacción $\frac{1 \text{ mol de Ni.}}{1 \text{ mol de ácido}}$	de moles a { litro, gramos, moléculas, ... } $\frac{58'7 \text{ g. de Ni}}{1 \text{ mol de Ni}} \cdot \frac{100 \text{ g. muestra}}{X \text{ g. de Ni}}$
--	--	---

Aquí usamos la pureza.  
Al ser desconocida ponemos x

= 3 g. Ni

De donde X = 70'33%

b.-

La cantidad conocida la pasamos a moles $\frac{20 \text{ g. de Ni.}}{58'7 \text{ g. de Ni.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ni}}{1 \text{ mol de Ni}}$	Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción $\frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de Ni}}$	= 0'34 moles de H <sub>2</sub> .
--	---	----------------------------------

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'34 \cdot 0'082 \cdot (25 + 273)}{1} = 8'31 \text{ L. de H}_2.$$

### Concepto de rendimiento.

suponer rto 85%	{	dato → ?	$\frac{85}{100}$
		? → dato	$\frac{100}{85}$
		dato + ? →	$\frac{85}{100}$
		→ dato + ?	NO

a. 10 g de hidróxido de sodio (NaOH) reaccionan con ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>), Si el rendimiento de la reacción es del 90% calcular los gramos de nitrato de sodio (NaNO<sub>3</sub>) producidos.

b. Si se producen 30 g de nitrato de sodio hallar los gramos de hidróxido de sodio que han reaccionado.

c. Si a partir de 20 g de hidróxido de sodio se producen 5,79 g de agua, hallar el rendimiento de la reacción

VER VÍDEO <https://youtu.be/UA45wFL4oXc>

- a. 19,125 g de NaNO<sub>3</sub>.
- b. 17,65 g de NaOH.
- c. 64,33 %

15. Se hacen reaccionar 20 g. de una muestra de aluminio del 70% de pureza en masa, con un exceso de ácido clorhídrico. Calcula el volumen de hidrógeno que se desprenderá medido a 15 °C y 710 mm de Hg suponiendo un rendimiento de los 80%.

VER VIDEO <https://youtu.be/TNuG1hXKLpgcambiar>

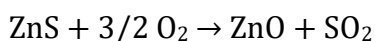


$$20 \text{ g. muestra} \cdot \frac{70 \text{ g. de Al.}}{100 \text{ g. de muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al.}}{27 \text{ g. de Al.}} \cdot \frac{3}{2} \text{ moles de H}_2 \cdot \frac{80}{100} = 0,62 \text{ moles}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,62 \cdot 0,082 \cdot (273 + 15)}{\frac{710}{760}} = 16,67 \text{ l.}$$

16. El sulfuro de zinc y el oxígeno reacciona según la ecuación:  $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$   
¿Qué volumen de dióxido de azufre medido a 25 °C y 760 mm. de Hg se desprenden cuando reaccionan 20 g. de una muestra de sulfuro de cinc del 80% de pureza si el rendimiento es el 70%.

VER VIDEO <https://youtu.be/E7SiEQ8t5ccambiar>



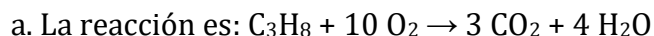
$$20 \text{ g. muestra} \cdot \frac{80 \text{ g. ZnS}}{100 \text{ g. muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnS.}}{97,4 \text{ g. de ZnS.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de ZnS}} \cdot \frac{70}{100} = 0,115 \text{ moles.}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,115 \cdot 0,082 \cdot (273 + 25)}{1} = 2,81 \text{ L. de SO}_2$$

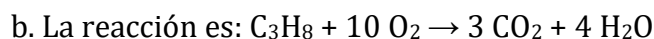
17. a. En la combustión del  $\text{C}_3\text{H}_8$  se producen 29 L. de  $\text{CO}_2$  en C.N. Si el rendimiento es del 90%, calcula los gramos de propano quemados.

b. En la combustión de 21'1 g. de  $\text{C}_3\text{H}_8$  se producen 29 L. de  $\text{CO}_2$  en C.N. Calcular el rendimiento de la reacción.

VER VÍDEO [https://youtu.be/UK\\_8RyednTocambiar](https://youtu.be/UK_8RyednTocambiar)



La cantidad conocida la pasamos a moles	Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción	Terminamos, pasando de moles a...	RTO.
$29 \text{ L. de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{22'4 \text{ L.}}$	$\cdot \frac{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{3 \text{ moles de CO}_2}$	$\cdot \frac{44 \text{ g. de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}$	$\cdot \frac{100}{90} = 21'1 \text{ g. de C}_3\text{H}_8$



Al rendimiento la llamamos X

La cantidad conocida la pasamos a moles	Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción	Terminamos, pasando de moles a...	RTO.
$29 \text{ L. de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{22'4 \text{ L.}}$	$\cdot \frac{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{3 \text{ moles de CO}_2}$	$\cdot \frac{44 \text{ g. de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}$	$\cdot \frac{100}{X} = 21'1 \text{ g. de C}_3\text{H}_8$

De donde  $X = 90\%$

18. El carbonato magnésico reacciona con HCl para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.  
a.- Calcula el volumen de ácido clorhídrico de densidad 1,095 g/mL y 20% en masa necesarios para reaccionar con 30,4 g. de carbonato.

b.- Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 L. de dióxido de carbono a 1 atm. y 27°C, ¿cuál es el rendimiento del proceso?

VER VÍDEO <https://youtu.be/cGxXJC4y8JACAMBIAR>

La reacción química es:  $\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Molaridad del ácido... = 6 M.

$$30,4 \text{ g. carbonato} \cdot \frac{1 \text{ mol carbonato}}{84,3 \text{ g. carbonato}} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol carbonato}} \cdot \frac{1 \text{ L. HCl}}{6 \text{ moles HCl}} = 0,12 \text{ L.}$$

Moles de  $\text{CO}_2$ :  $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0,3 \text{ moles de dióxido de C.}$

$$30,4 \text{ g. carbonato} \cdot \frac{1 \text{ mol carbonato}}{84,3 \text{ g. carbonato}} \cdot \frac{1 \text{ moles CO}_2}{1 \text{ mol carbonato}} \cdot \frac{x}{100} = 0,3 \text{ L.} \rightarrow \text{Rto. } 83,19 \%$$

### Concepto de reactivo limitante.

El reactivo limitante es el que primero se acaba. ¿Cómo lo buscamos?

Pasamos las cantidades de reactivo a moles y las dividimos por su correspondiente coeficiente estequiométrico (el número del ajuste de la reacción) El menor de los resultados nos da el R.L.

¿Cuándo lo buscamos? Siempre que me pregunten una cantidad de sustancia y me den como dato dos cantidades de reactivos. Los cálculos posteriores se hacen con el R.L.

5 g de Fe reaccionan con 30 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  del 30% en masa y densidad 1,22 g/mL.

a. Hallar la cantidad de reactivo en exceso.

b. Volumen de  $\text{H}_2$  producido a 27 °C y 1024 atm.

VER VÍDEO <https://youtu.be/8-j2IPA IQ4>

a. Sobran 5,9 mL de sulfúrico.

b. 1.64 L de  $\text{H}_2$ .

30 g de Zn reaccionan con 200 mL de HCl 2,7 M.

a. Hallar la cantidad de reactivo en exceso sobrante.

b. Calcular el volumen de  $\text{H}_2$  producido medido en C.N.

VER VÍDEO <https://youtu.be/RvxPOJYq8H8>

a. Sobran 12,34 g de Zn.

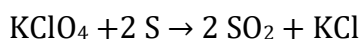
b. 6,05 L de  $\text{H}_2$ .

19. 100 g. de perclorato de potasio reaccionan con 50 g. de azufre obteniéndose dióxido de azufre y cloruro de potasio. Calcular:

a. Volumen de dióxido de azufre que se desprende medidos a 20 °C y una atmosfera.

b. ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se formará? Suponer rendimiento del 70%.

VER VIDEO <https://youtu.be/BnD7V9W0Jlwcambiar>



$$\text{R. L.} \begin{cases} 100 \text{ g. perclorato} \cdot \frac{1 \text{ mol de perclorato}}{138,5 \text{ g. de perclorato}} = 0,722 \text{ moles.} \\ 20 \text{ g. de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32 \text{ g. de S}} = 1,56 \text{ moles de S} \rightarrow \frac{1,56}{2} = 0,78 \end{cases} \quad \text{R. L. perclorato.}$$

$$0,722 \text{ moles de perclorato} \cdot \frac{2 \text{ moles de SO}_2}{1 \text{ mol de percl.}} \cdot \frac{70}{100} = 1,01 \text{ moles de SO}_2.$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,01 \cdot 0,082 \cdot (273 + 20)}{1} = 24,27 \text{ L. de SO}_2$$

$$0,722 \text{ moles de perclorato} \cdot \frac{1 \text{ mol de KCl}}{1 \text{ mol de percl.}} \cdot \frac{74,5 \text{ g. de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} \cdot \frac{70}{100} = 37,65 \text{ g. de KCl}$$

**20. En un recipiente de 20 L a 35 °C introducimos metano y dioxígeno. La presión del metano es de 2,1 atmósferas y la presión del dioxígeno es de 3,3 atmósferas. Iniciamos la reacción entre ambos gases, calcular qué cantidad de agua se produce.**

La reacción es  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow \begin{cases} n_{\text{metano}} = \frac{2,1 \cdot 20}{0,082 \cdot 308} = 1,66 \text{ moles} \\ n_{\text{dioxígeno}} = \frac{3,3 \cdot 20}{0,082 \cdot 308} = 2,61 \text{ moles} \end{cases}$$

Hay que averiguar el reactivo limitante:  $\begin{cases} \text{Metano: } 1,66 \\ \text{Dioxígeno: } \frac{2,61}{2} = 1,305 \end{cases} \rightarrow \text{limitante O}_2$

$$2,61 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ moles O}_2} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 46,98 \text{ g H}_2\text{O}$$

**21. El hidrogenosulfito de calcio se utiliza en la industria papelera. Se puede obtener según la reacción:**



a.- Calcula que masa de hidrogenosulfito de calcio se puede obtener a partir de 90 Kg. de carbonato y 100 Kg. de dióxido de azufre.

b.- Si solo obtenemos 132 Kg. calcula el rendimiento del proceso.

VER VÍDEO <https://youtu.be/Nx50kyhqI6ocambiar>

La reacción es:  $\text{CaCO}_3 + 2\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(HSO}_3)_2 + \text{CO}_2$

Me dan dos cantidades de reactivos y me preguntan otra cantidad  $\rightarrow$  R.L.

Buscamos el reactivo limitante:

$$\text{R. L.} \begin{cases} 90000 \text{ g. carbonato} \cdot \frac{1 \text{ mol de carbonato}}{100 \text{ g. de carbonato}} = 900 \text{ moles de carbonato} \\ 100000 \text{ g. de dióxido} \cdot \frac{1 \text{ mol de dióxido}}{64 \text{ g. de dióxido}} = 1562,5 \text{ moles} \end{cases} \rightarrow \frac{1562,5}{2} = 781,25 \rightarrow \text{R. L.}$$

dividimos entre 2

a.-

$$1562'5 \text{ moles de dióxido} \cdot \frac{1 \text{ mol de hidrogenosulfito}}{2 \text{ moles de dióxido}} \cdot \frac{202 \text{ g. de hidrogenosulfito}}{1 \text{ mol de hidrogenosulfito}}$$

$$= 157'8 \text{ Kg.}$$

b.-

$$1562'5 \text{ moles de dióxido} \cdot \frac{1 \text{ mol de hidrogenosulfito}}{2 \text{ moles de dióxido}} \cdot \frac{202 \text{ g. de hidrogenosulfito}}{1 \text{ mol de hidrogenosulfito}} \cdot \frac{x}{100}$$

$$= 132000 \text{ Kg.} \rightarrow \text{Rto} = 83'64\%$$

**22. Se mezclan 20 g. de zinc puro con 200 mL de ácido clorhídrico 6 M. Al terminar se desprende H<sub>2</sub>:**

**a) ¿Qué quedará en exceso, zinc o ácido? ¿Cuántos de moles?**

**b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y a la presión de 760 mm. de Hg, se desprenderán.**

**VER VÍDEO <https://youtu.be/DHPT1aqxUBo>CAMBIAR**

La reacción es:  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

a.- Siempre que tengamos las cantidades de dos reactivos y me pregunten la cantidad de un producto, buscaré el reactivo limitante.

$$\text{R. L.} \left\{ \begin{array}{l} 20 \text{ g. Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65'4 \text{ g. de Zn}} = 0'31 \text{ moles de Zn.} \\ 0'2 \text{ L. de dión HCl} \cdot \frac{6 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ L de dión HCl}} = 1'2 \text{ moles de HCl.} \rightarrow \frac{1'2}{2} = 0'6 \end{array} \right.$$

El R.L. es el Zn.

$$20 \text{ g. de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65'4 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} = 0'61 \text{ moles de HCl que reaccionan.}$$

Moles iniciales de HCl = 1'2 moles

Moles en exceso:  $1'2 - 0'61 = 0'59$  moles de HCl en exceso.

b.-

$$20 \text{ g. de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65'4 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de Zn}} = 0'31 \text{ moles de hidrógeno.}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'31 \cdot 0'082 \cdot (27 + 273)}{1} = 7'63 \text{ L. de H}_2.$$

## Mezclas.

**0,156 g de una aleación de cinc y aluminio reaccionan con ácido sulfúrico, desprendiéndose 114 ml de dihidrógeno medidos a 27 °C y 725 mm de Hg. Hallar la composición de la mezcla.**

**VER VÍDEO <https://youtu.be/gCITqtyA7IY>**

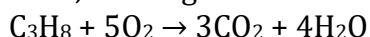
67,95 % de Zn y 32,05 % de Al.

**23. Una mezcla gaseosa compuesta por propano, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, y butano, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, tiene una masa de 248,6 g. Cuando se quema completamente, el volumen de CO<sub>2</sub> recogido sobre un recipiente de 1 m<sup>3</sup> a 20 °C ejerce una presión de 310,4 mmHg. Calcula la composición porcentual de la mezcla.**

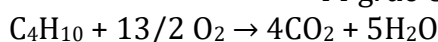
**VER VÍDEO <https://youtu.be/iNcH1ulkHB0>**

15

$$\begin{cases} 1 \text{ m}^3 \\ 20^\circ\text{C} \\ 310,4 \text{ mmHg} \end{cases} \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 17 \text{ moles de CO}_2$$



$$x \text{ g. de C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{44 \text{ g. de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{3 \text{ moles de CO}_2}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8} = \frac{3}{44}x \text{ moles de CO}_2$$

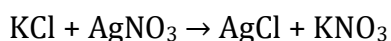


$$y \text{ g. de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g. de C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{4 \text{ moles de CO}_2}{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = \frac{4}{58}y \text{ moles de CO}_2$$

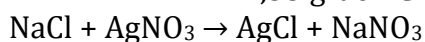
$$\begin{cases} x + y = 248,6 \\ \frac{3}{44}x + \frac{4}{58}y = 17 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} x(\text{C}_3\text{H}_8) = 184,8 \text{ g.} \\ y(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 63,8 \text{ g.} \end{cases}$$

**24. 8 gramos de una mezcla de cloruro de potasio y cloruro de sodio se hacen reaccionar con un exceso de nitrato de plata produciéndose 18,55 gramos de cloruro de plata. Calcular la composición de la mezcla inicial.**

**VER VÍDEO** [https://youtu.be/MOi\\_PGjUqEk](https://youtu.be/MOi_PGjUqEk)



$$x \text{ g. KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de KCl}}{74,55 \text{ g. de KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{1 \text{ mol de KCl}} \cdot \frac{143,32 \text{ g. de AgCl}}{1 \text{ mol de AgCl}} = \frac{143,32}{74,55}x$$

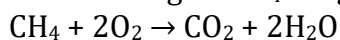


$$y \text{ g. NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g. de NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} \cdot \frac{143,32 \text{ g. de AgCl}}{1 \text{ mol de AgCl}} = \frac{143,32}{58,5}y$$

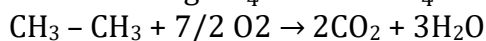
$$\begin{cases} x + y = 8 \\ \frac{143,32}{74,55}x + \frac{143,32}{58,5}y = 18,55 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} x(\text{KCl}) = 2 \text{ g.} \\ y(\text{NaCl}) = 6 \text{ g.} \end{cases}$$

**25. Una mezcla de 60,000 g metano y etano se queman produciéndose en la combustión 170,500 g de CO<sub>2</sub>. Calcular la composición de la mezcla.**

Tenemos X g de CH<sub>4</sub> e Y g de CH<sub>3</sub> - CH<sub>3</sub>



$$X \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2,75 \cdot X \text{ g CO}_2$$

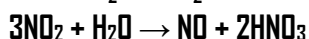
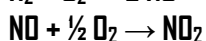
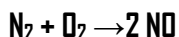


$$Y \text{ g CH}_3 - \text{CH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3 - \text{CH}_3}{30 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_3 - \text{CH}_3} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2,933 \cdot Y \text{ g CO}_2$$

$$\begin{cases} X + Y = 60 \\ 2,75X + 2,933Y = 170,5 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} X(\text{CH}_4) = 29,95 \text{ g} \\ Y(\text{CH}_3 - \text{CH}_3) = 30,05 \text{ g} \end{cases}$$

## Varias reacciones.

**26. El ácido nítrico atmosférico, componente de la lluvia ácida, puede formarse en tres etapas, descritas por las ecuaciones:**



Calcula la masa de ácido que se puede obtener a partir de  $1 \text{ m}^3$  de  $\text{N}_2$ , a  $700 \text{ mmHg}$  y  $70^\circ \text{C}$ .

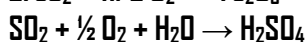
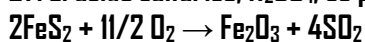
VER VÍDEO <https://youtu.be/TjjNpsBGWno>

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ m}^3 \\ 70^\circ \text{C} \\ 700 \text{ mmHg} \end{array} \right. \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 32,75 \text{ moles de } \text{N}_2$$

$$32,75 \text{ moles } \text{N}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles NO}}{1 \text{ mol } \text{N}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NO}_2}{1 \text{ moles NO}} \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{HNO}_3}{3 \text{ mol } \text{NO}_2} \cdot \frac{63 \text{ g. } \text{HNO}_3}{1 \text{ moles } \text{HNO}_3} =$$

$$= 2751 \text{ g. } \text{HNO}_3$$

27. El ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , se puede obtener mediante la siguiente secuencia de reacciones:



Calcula la masa de ácido sulfúrico que se puede obtener a partir de  $1 \text{ t}$  de pirita, con un  $55\%$  de riqueza en  $\text{FeS}_2$ , si el rendimiento del proceso es del  $60\%$ .

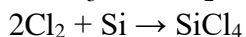
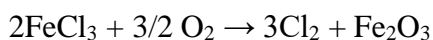
VER VÍDEO <https://youtu.be/-J8UpyOAeeo>

$$10^6 \text{ g. pirita} \cdot \frac{55 \text{ g. de } \text{FeS}_2}{100 \text{ g. de pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{FeS}_2}{119,85 \text{ g. de } \text{FeS}_2} \cdot \frac{4 \text{ moles de } \text{SO}_2}{2 \text{ mol de } \text{FeS}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de } \text{SO}_2}$$

$$\cdot \frac{98 \text{ g. de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{60}{100} = 540 \text{ Kg.}$$

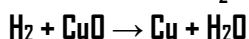
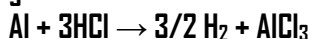
28. Una determinada cantidad de tricloruro de hierro ha sido oxidada completamente y todo el cloro se ha desprendido en forma de dicloro, mientras que el hierro ha pasado a formar óxido de hierro(III). Este cloro gaseoso se ha empleado para transformar silicio en tetracloruro de silicio. Se han producido un total de  $7,44$  moles de tetracloruro de silicio. ¿Cuántos moles de tricloruro de hierro fueron oxidados?

VER VÍDEO <https://youtu.be/LMWU9NMfPI>



$$7,44 \text{ moles de } \text{SiCl}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles de } \text{Cl}_2}{1 \text{ mol de } \text{SiCl}_4} \cdot \frac{2 \text{ moles de } \text{FeCl}_3}{3 \text{ moles de } \text{Cl}_2} = 9,92 \text{ moles de } \text{FeCl}_3$$

29. ¿Cuántos gramos de cobre se obtendrán cuando el gas hidrógeno obtenido al hacer reaccionar  $41,6 \text{ g}$  de  $\text{Al}$  con un exceso de cloruro de hidrógeno se hace pasar sobre una cantidad en exceso de  $\text{CuO}$ ?



VER VÍDEO <https://youtu.be/TSr2XtqRxf0>

$$41,6 \text{ g. de } \text{Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Al}}{27 \text{ g. de } \text{Al}} \cdot \frac{3}{2} \text{ mol de } \text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Cu}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2} \cdot \frac{63,5 \text{ g. de } \text{Cu}}{1 \text{ mol de } \text{Cu}} =$$



17

= 146,76 g. de Cu