

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



## ESTEQUIOMETRÍA.

REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA BÁSICA. PUREZA O RIQUEZA. RENDIMIENTO. REACTIVO LIMITANTE. MEZCLAS. VARIAS REACCIONES.

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  $\left\{ \begin{array}{l} \text{gramos} \\ \text{moléculas} \\ \text{litros} \\ \dots \end{array} \right.$

### 1. REACCIONES QUÍMICAS.

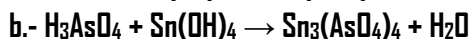
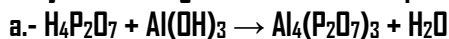
- REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN : ÁCIDO + BASE → SAL + AGUA
  - $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- METAL + ÁCIDO → SAL + H<sub>2</sub>
  - $\text{Zn} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
  - $\text{Ca} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CaS} + \text{H}_2$
- 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.
  - $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 + 7/2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$

**I. Completa y ajusta las reacciones siguientes:**

- a.  $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\quad} + \underline{\quad}$   
 b.  $\text{Mg} + \underline{\quad} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \underline{\quad}$   
 c.  $\text{HNO}_3 + \text{CuCl} \rightarrow \underline{\quad} + \text{HCl}$   
 d.  $\text{C}_5\text{H}_{12} + \underline{\quad} \rightarrow \text{CO}_2 + \underline{\quad}$   
 e.  $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\quad} + \underline{\quad} + \underline{\quad}$   
 f.  $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \underline{\quad}$

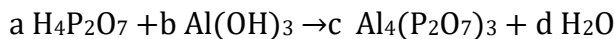
VER VÍDEO <https://youtu.be/AX5MKG1c00M>

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

**2. ESTEQUIOMETRÍA BÁSICA.****2. Ajustar las siguientes reacciones por el método de los coeficientes.**

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

a.



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

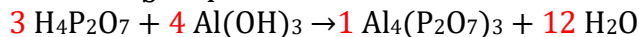
$\text{P} \rightarrow 2a = 6c$

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

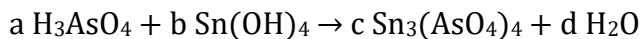
$\text{Al} \rightarrow b = 4c$

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.



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

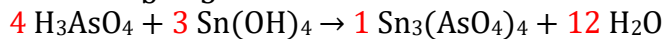
$\text{As} \rightarrow a = 4c$

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

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

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

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

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

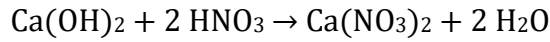
a.- Volumen de disolución de hidróxido de 3 g./L. consumida.

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).



- 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/WAFeRD7SVDM>



La cantidad conocida se pasa a moles

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

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

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

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

La cantidad conocida se pasa a moles

$$35 \text{ g. de agua} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g. de agua}} = 408,33 \text{ g.}$$

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

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

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

La cantidad conocida se pasa a moles

$$35 \text{ g. de agua} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g. de agua}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(NO}_3)_2}{2 \text{ mol de agua}} = 0,97 \text{ moles.}$$

4. 60 g. de Zn reaccionan con HCl de 2 g./L. Se produce cloruro de Zn y se desprende dihidrógeno.

- a.- Volumen de ácido consumido.  
 b.- Masa de cloruro formada.  
 c.- Volumen de dihidrógeno producido medido en C.N.

VER VÍDEO <https://youtu.be/IQqjLxLcj94>

$$\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$

La cantidad conocida se pasa a moles

$$60 \text{ g. de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} \cdot \frac{36,5 \text{ g. de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión.}}{2 \text{ g. de HCl}} = 33,49 \text{ L.}$$

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

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

La cantidad conocida se pasa a moles

$$60 \text{ g. de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{1 \text{ moles de ZnCl}_2}{1 \text{ mol de Zn}} \cdot \frac{136,4 \text{ g. de ZnCl}_2}{1 \text{ mol de ZnCl}_2} = 125,14 \text{ g.}$$

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

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

$$\begin{array}{l}
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 60 \text{ g. de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{1 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L. de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 20,55 \text{ L}
 \end{array}$$

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

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

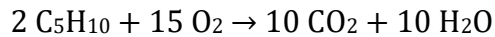
5. 50 g de penteno (C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>) reaccionan con dióxigeno. Se produce CO<sub>2</sub> y agua.

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.-

$$\begin{array}{l}
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 50 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}}{70 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{10 \text{ moles de agua}}{2 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas.}}{1 \text{ mol de agua}} = \\
 = 2,15 \cdot 10^{24} \text{ moléculas.}
 \end{array}$$

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

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

b.-

$$\begin{array}{l}
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 50 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}}{70 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{10 \text{ moles CO}_2}{2 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{44 \text{ g. de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \\
 = 157,14 \text{ g CO}_2.
 \end{array}$$

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

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

c.-

$$\begin{array}{l}
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 50 \text{ g. C}_5\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}}{70 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{15 \text{ moles O}_2}{2 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{22,4 \text{ L. de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{100 \text{ L. de aire}}{20 \text{ L. de O}_2} \\
 = 600 \text{ L. de aire.}
 \end{array}$$

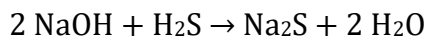
Cambio de sustancia  
El 15 y el 2 salen del  
ajuste de la reacción

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

6. 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/7wUhgQi3HfE>



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

7. 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.?

5

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/t0xYuPBqp8I>

$$a.- \text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

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

$$1,17 \text{ moles de } \text{CH}_4 \cdot \frac{\overbrace{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}^{\substack{\text{Cambio de sustancia} \\ \text{El 1 y el 1 salen del} \\ \text{ajuste de la reacción}}}}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} \cdot \frac{\overbrace{X \text{ L de } \text{CO}_2}^{\substack{\text{de moles a} \left\{ \begin{array}{l} \text{litró} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.}}}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 26,21 \text{ L.}$$

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

$$1,17 \text{ moles de } \text{CH}_4 \cdot \frac{\overbrace{2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}^{\substack{\text{Cambio de sustancia} \\ \text{El 1 y el 1 salen del} \\ \text{ajuste de la reacción}}}}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} \cdot \frac{\overbrace{X \text{ g. de } \text{H}_2\text{O}}^{\substack{\text{de moles a} \left\{ \begin{array}{l} \text{litró} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.}}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mL. de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ g. de } \text{H}_2\text{O}} = 42,12 \text{ mL.}$$

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

Despejando la X tenemos: 18 g/mol.

### 3. RIQUEZA O PUREZA.

8. 80 g. de una piedra caliza que contiene un 87% de  $\text{CaCO}_3$  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  $\text{CaCO}_3$  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/WdNcl1w1LzM>

a.

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

$$80 \text{ g. de caliza.} \cdot \frac{\overbrace{87 \text{ g. de } \text{CaCO}_3}^{\substack{\text{La cantidad conocida la} \\ \text{pasamos a moles}}}}{100 \text{ g. de caliza}} \cdot \frac{\overbrace{1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3}^{\substack{\text{Cambiamos de sustancia} \\ \text{El 1 y el 1 salen del} \\ \text{ajuste de la reacción}}}}{100 \text{ g. de } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{\overbrace{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}^{\substack{\text{de moles a} \left\{ \begin{array}{l} \text{litró} \\ \text{gramos} \\ \text{moléculas} \end{array} \right.}}}{1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3}} = 0'696 \text{ moles}$$

Aquí usamos la pureza del 87%

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

b.

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

6

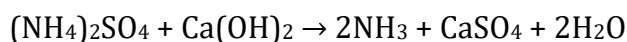
A la pureza le llamamos X.

$$80 \text{ g. de caliza} \cdot \frac{\overbrace{X \text{ g. de CaCO}_3}^{\text{La cantidad conocida la pasamos a moles}}}{\underbrace{100 \text{ g. de caliza}}_{\text{Aquí usamos la pureza.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{\underbrace{100 \text{ g. de CaCO}_3}_{\text{Al ser desconocida ponemos x}}} \cdot \frac{\overbrace{1 \text{ mol de CO}_2}^{\text{Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción}}}{\underbrace{1 \text{ mol de CaCO}_3}_{\text{Al ser desconocida ponemos x}}} = 0'696 \text{ moles}$$

De donde X = 87%.

9. 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/1a7ZF5U674s>



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

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

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

10. 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-VA>

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

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

$$13'162 \text{ g. muestra} \cdot \frac{\overbrace{x \text{ g. sulfato}}^{\text{La cantidad conocida la pasamos a moles}}}{\underbrace{100 \text{ g. muestra}}_{\text{Aquí usamos la pureza.}}} \cdot \frac{1 \text{ mol sulfato}}{\underbrace{132 \text{ g. sulfato}}_{\text{Al ser desconocida ponemos x}}} \cdot \frac{\overbrace{2 \text{ moles NH}_3}^{\text{Cambio de sustancia El 2 y el 1 salen del ajuste de la reacción}}}{\underbrace{1 \text{ mol sulfato}}_{\text{Al ser desconocida ponemos x}}} = 0'154 \rightarrow x$$

$$= 77'22\%$$

11. El níquel reacciona con el sulfúrico según la reacción níquel + ácido sulfúrico → sulfato de Ni(II) + dihidrógeno

7

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>

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

$$0'002 \text{ L. dión.} \cdot \frac{18 \text{ moles de ácido.}}{1 \text{ L. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ni.}}{1 \text{ mol de ácido}} \cdot \frac{58'7 \text{ g. de Ni}}{1 \text{ mol de Ni}} \cdot \frac{100 \text{ g. muestra}}{X \text{ g. de Ni}}$$

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

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

Aquí usamos la  
 pureza.  
 Al ser desconocida  
 ponemos x

$$= 3 \text{ g. Ni}$$

De donde X = 70'33%

b.-

$$20 \text{ g. de Ni.} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ni}}{58'7 \text{ g. de Ni}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de Ni}} = 0'34 \text{ moles de H}_2.$$

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

#### 4. RENDIMIENTO.

$$\text{suponer rto } 85\% \left\{ \begin{array}{l} \text{dato} \rightarrow ? \quad \frac{85}{100} \\ ? \rightarrow \text{dato} \quad \frac{100}{85} \\ \text{dato} + ? \rightarrow \quad \frac{85}{100} \\ \rightarrow \text{dato} + ? \quad \text{NO} \end{array} \right.$$

12. 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/TNuG1hXKLpg>

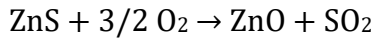


$$20 \text{ g. muestra} \cdot \frac{70 \text{ g. de Al.}}{100 \text{ g. de muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al.}}{27 \text{ g. de Al.}} \cdot \frac{3}{2} \text{ moles de H}_2 \cdot \frac{80}{100} = 0,62 \text{ moles}$$

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

13. 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/E7SiEQ8t5c>



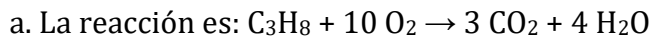
$$20 \text{ g. muestra} \cdot \frac{80 \text{ g. ZnS}}{100 \text{ g. muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnS}}{97,4 \text{ g. de ZnS}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de ZnS}} \cdot \frac{70}{100} = 0,115 \text{ moles.}$$

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

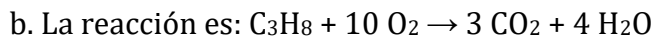
14. a. En la combustión del  $\text{C}_3\text{H}_8$  se producen 29 L. de  $\text{CO}_2$  en C.N. Si el rendimiento es del 90%, calcula los gramos de propano quemados.

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\\_8RyednTo](https://youtu.be/UK_8RyednTo)



|   |  |   |                        |
|---|--|---|------------------------|
| 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.                  |
| $29 \text{ L. de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{22'4 \text{ L.}}$ | $\cdot \frac{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{3 \text{ moles de CO}_2}$ | $\cdot \frac{44 \text{ g. de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}$ | $\cdot \frac{100}{X}$ |
| $= 21'1 \text{ g. de C}_3\text{H}_8$  |  |   |                       |

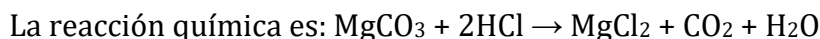
De donde X = 90%

15. 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/cGxXJC4y8JA>



Molaridad del ácido...= 6 M.

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

$$\text{Moles de CO}_2: n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0'3 \text{ moles de dióxido de C.}$$

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).



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

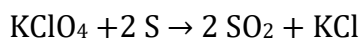
## 5. CONCEPTO DE REACTIVO LIMITANTE.

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.

16. 100 g. de perclorato de potasio reaccionan con 50 g. de azufre obteniéndose dióxido de azufre y cloruro de potasio. Volumen de dióxido de azufre que se desprende medidos a 20 °C y una atmosfera. ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se formará? Suponer rendimiento del 70%.

VER VIDEO <https://youtu.be/BnD7V9WQJlw>



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

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

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

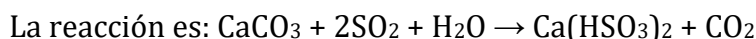
$$0,722 \text{ moles de perclorato} \cdot \frac{1 \text{ mol de KCl}}{1 \text{ mol de percl.}} \cdot \frac{74,5 \text{ g. de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} \cdot \frac{70}{100} = 37,65 \text{ g. de KCl}$$

17. El hidrogenosulfito de calcio se utiliza en la industria papelera. Se puede obtener según la reacción:  
 $\text{CaCO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 + \text{CO}_2$

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/Nx50kyhqI6o>



Me dan dos cantidades de reactivos y me preguntan otra cantidad → 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.-

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

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

18. 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>

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.-

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

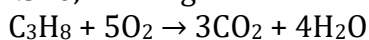
$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'31 \cdot 0'082 \cdot (27 + 273)}{1} = 7'63 \text{ L. de H}_2.$$

## 6. MEZCLAS.

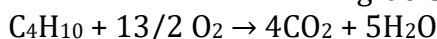
19. Una mezcla gaseosa compuesta por propano, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, y butano, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, tiene una masa de 248,6 g. Cuando se quema completamente, el volumen de CO<sub>2</sub> recogido sobre un recipiente de 1 m<sup>3</sup> a 20 °C ejerce una presión de 310,4 mmHg. Calcula la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

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

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



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

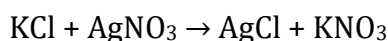


$$y \text{ g. de } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58 \text{ g. de } C_4H_{10}} \cdot \frac{4 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = \frac{4}{58}y \text{ moles de } CO_2$$

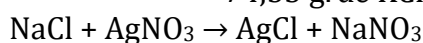
$$\begin{cases} x + y = 248,6 \\ \frac{3}{44}x + \frac{4}{58}y = 17 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} x(C_3H_8) = 184,8 \text{ g.} \\ y(C_4H_{10}) = 63,8 \text{ g.} \end{cases}$$

**20. 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)



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

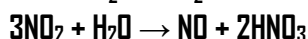
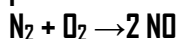


$$y \text{ g. NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g. de NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} \cdot \frac{143,32 \text{ g. de AgCl}}{1 \text{ mol de AgCl}} = \frac{143,32}{58,5}y$$

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

## 7. VARIAS REACCIONES.

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



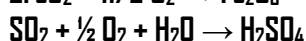
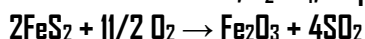
Calcula la masa de ácido que se puede obtener a partir de 1 m<sup>3</sup> de N<sub>2</sub>, a 700 mmHg y 70 °C.

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

$$\begin{cases} 1 \text{ m}^3 \\ 70^\circ\text{C} \\ 700 \text{ mmHg} \end{cases} \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 32,75 \text{ moles de } N_2$$

$$32,75 \text{ moles } N_2 \cdot \frac{2 \text{ moles NO}}{1 \text{ mol } N_2} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ moles NO}} \cdot \frac{2 \text{ moles HNO}_3}{3 \text{ mol NO}_2} \cdot \frac{63 \text{ g. HNO}_3}{1 \text{ moles HNO}_3} = 2751 \text{ g. HNO}_3$$

**22. El ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, se puede obtener mediante la siguiente secuencia de reacciones:**



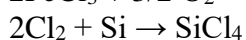
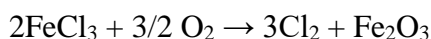
Calcula la masa de ácido sulfúrico que se puede obtener a partir de 1 t de pirita, con un 55% de riqueza en FeS<sub>2</sub>, si el rendimiento del proceso es del 60%.

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

$$10^6 \text{ g. pirita} \cdot \frac{55 \text{ g. de FeS}_2}{100 \text{ g. de pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol de FeS}_2}{119,85 \text{ g. de FeS}_2} \cdot \frac{4 \text{ moles de SO}_2}{2 \text{ mol de FeS}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de SO}_2} \cdot \frac{98 \text{ g. de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{60}{100} = 540 \text{ Kg.}$$

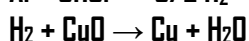
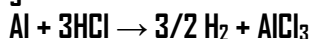
23. Una determinada cantidad de tricloruro de hierro ha sido oxidada completamente y todo el cloro se ha desprendido en forma de dicloro, mientras que el hierro ha pasado a formar óxido de hierro(III). Este cloro gaseoso se ha empleado para transformar silicio en tetracloruro de silicio. Se han producido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

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



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

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



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

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

$$= 146,76 \text{ g. de Cu}$$