



REACCIONES  
QUÍMICAS

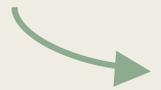
# REPASITO

- Mol =  $6,022 \times 10^{23}$ 
  - átomos
  - moléculas
  - iones
- Masa atómica = masa del EQ en la tabla [uma]
- Masa molar de un EQ = masa del EQ en la tabla [g]
- Masa molecular = suma de la masa de todos los EQ [uma]
- Masa molar molecula = suma de la masa de todos los EQ [g]

# REACCIONES QUÍMICAS

Proceso en el que una sustancia o **sustancias iniciales** cambian para **formar** una o más **sustancias nuevas**.

- Se representan por medio de ecuaciones químicas



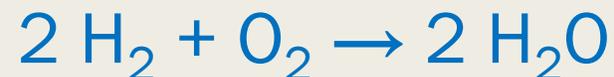
Muestra que sucede en una reacción por medio de símbolos

Reactivos  $\rightarrow$  Productos



A reacciona con B y producen C y D

- Ejemplo:

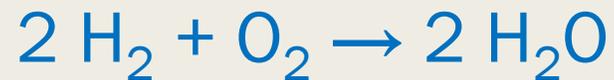


# REACCIONES QUÍMICAS

## ■ Ley de conservación de las masas

La **materia no** se **crea ni** se **destruye** durante una reacción química, sólo se **transforma**.

- Estas ecuaciones químicas son iguales?  $\longrightarrow$  NO



Siempre se debe balancear una ecuación antes de comenzar con los cálculos.

# REACCIONES QUÍMICAS

## ■ Balaneo de ecuaciones químicas

1. Se identifican todos los reactivos y productos, y se escriben sus fórmulas como corresponde en la ecuación.
2. El balanceo se comienza probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación, sería los números que se anteponen a la fórmula de cada compuesto, no a los subíndices.
  - a. Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual subíndice: estas fórmulas tienen que tener los mismos coeficientes.
  - b. Se sigue con los elementos que aparecen una sola vez, pero con subíndice distinto, por lo tanto, estos elementos no tendrán el mismo coeficiente en ambos lados.
  - c. Por último, se balancean los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.

# REACCIONES QUÍMICAS

## ■ Balaceo de ecuaciones químicas

3. Se verifica que con esos coeficientes hay el mismo número de átomos en cada lado de la flecha.

### ■ Ejemplo:



# ESTEQUIOMETRÍA

- ¿Qué cantidad de producto se obtiene a partir de X cantidades de reactivo?
- ¿Qué cantidad de reactivos se debe usar para obtener X cantidades de producto?

Es el **estudio cuantitativo** de **reactivos** y **productos** en una **reacción química**.

- Se utiliza el método del mol:

Cada **coeficiente estequiométrico** representa la **cantidad de moles** de reactivos o de productos que participan en la reacción.



1 mol de  $\text{N}_2$  reaccionan con 3 moles de  $\text{H}_2$ , para producir 2 moles de  $\text{NH}_3$ .

# ESTEQUIOMETRÍA

- Nos muestra las relaciones que existen entre los productos y los reactivos.



2 moles de  $\text{N}_2$  reaccionan con 3 moles de  $\text{H}_2$ , para producir 2 moles de  $\text{NH}_3$ .



Estequiométricamente equivalente a...

- Relaciones:

$$\frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ moles H}_2}$$

$$\frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ moles NH}_3}$$

$$\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles NH}_3}$$

- ¿Si inicialmente hay 6 moles de  $\text{N}_2$ ?

$$\cancel{6 \text{ moles N}_2} \times \frac{3 \text{ moles H}_2}{\cancel{1 \text{ mol N}_2}} = 18 \text{ moles H}_2$$

$$\cancel{6 \text{ moles N}_2} \times \frac{2 \text{ moles NH}_3}{\cancel{1 \text{ mol N}_2}} = 12 \text{ moles NH}_3$$

# ESTEQUIOMETRÍA

- Estas relaciones entre moles de productos y reactivos, se pueden trasladar a las masas.



- Si inicialmente hay 16 g de  $\text{H}_2$ , ¿cuántos gramos de  $\text{NH}_3$  se forma?

1. Se pasan los 16 g a moles de  $\text{H}_2$ .  $\longrightarrow$  Con el peso molar de  $\text{H}_2$ .  $\longrightarrow$  PM  $\text{H}_2 = 2,02 \text{ g/mol}$

$$16 \text{ g } \cancel{\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2}{2,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2}} = 7,92 \text{ moles } \text{H}_2$$

2. Se pasan los moles de  $\text{H}_2$  a moles de  $\text{NH}_3$   $\longrightarrow$  Relación estequiométrica

$$7,92 \text{ moles } \cancel{\text{H}_2} \times \frac{2 \text{ moles } \text{NH}_3}{3 \text{ moles } \cancel{\text{H}_2}} = 5,28 \text{ moles } \text{NH}_3$$

# ESTEQUIOMETRÍA



3. Se pasan los moles de  $\text{NH}_3$  a g  $\longrightarrow$  Con el peso molar de  $\text{NH}_3$ .  $\longrightarrow$  PM  $\text{NH}_3 = 17,03 \text{ g/mol}$

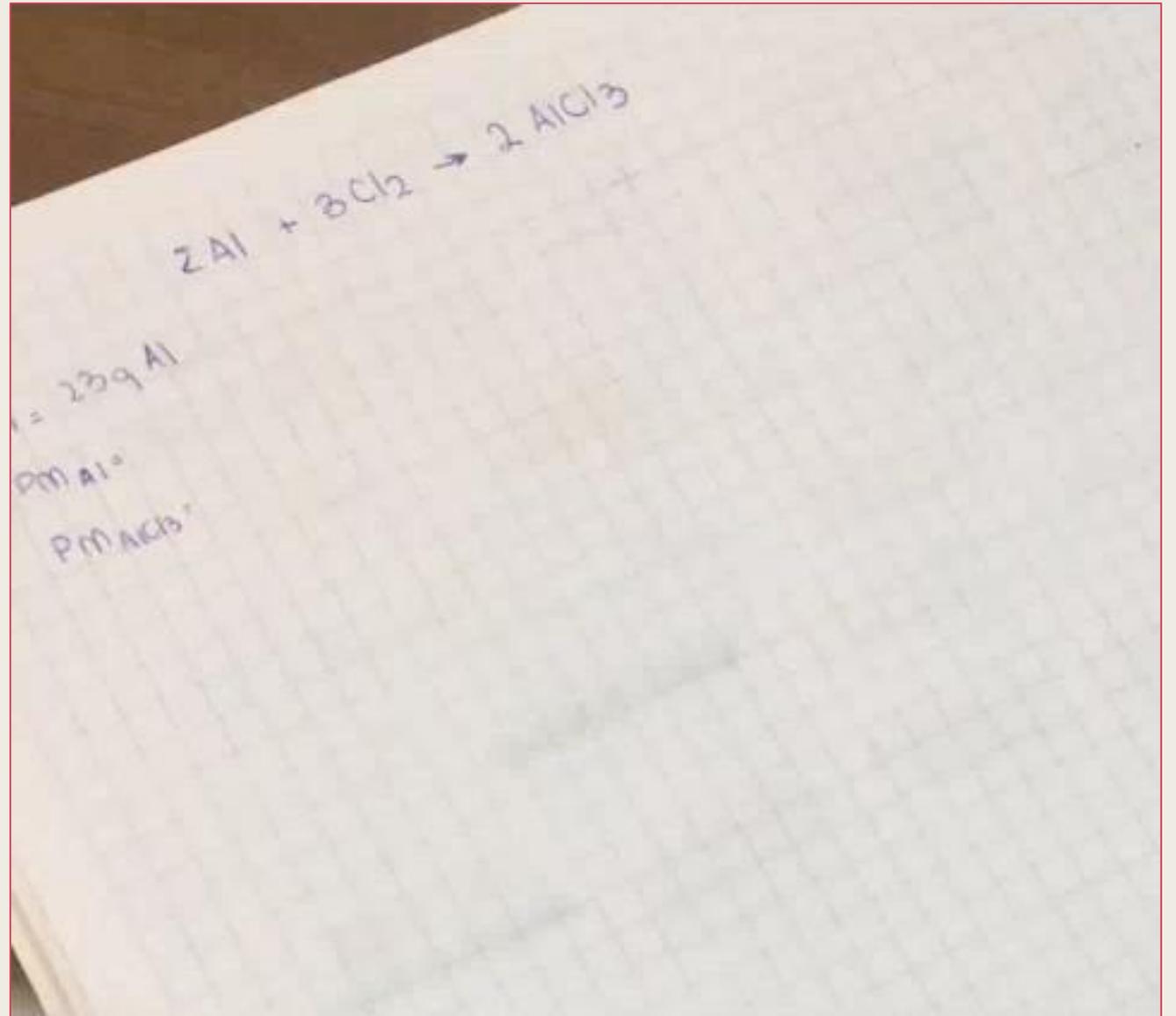
$$5,98 \text{ moles } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{17,03 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}}{1 \text{ moles } \cancel{\text{NH}_3}} = 89,92 \text{ g } \text{NH}_3 \longrightarrow \text{Con } 16 \text{ g de } \text{H}_2 \text{ se formaron } 89,92 \text{ g de } \text{NH}_3.$$

■ Si juntamos todas las ecuaciones en una:

$$16 \text{ g } \cancel{\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2}}{2,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2}} \times \frac{2 \text{ moles } \cancel{\text{NH}_3}}{3 \text{ moles } \cancel{\text{H}_2}} \times \frac{17,03 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}}{1 \text{ moles } \cancel{\text{NH}_3}} = 89,92 \text{ g } \text{NH}_3$$

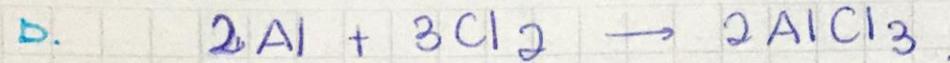
# ESTEQUIOMETRÍA

- Ejercicio 27 a, guía 5.



# ESTEQUIOMETRÍA

- Ejercicio 27 b, guía 5.



$$m_{AlCl_3} = 145 \text{ g}$$

$$PM_{Cl_2} = 70,91 \text{ g/mol}$$

$$PM_{AlCl_3} = 133,34 \text{ g/mol}$$

$$PM_{Al} = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$\bullet \quad 145 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } AlCl_3}{133,34 \text{ g}} = \underline{1,09 \text{ mol } AlCl_3}$$

$$I. Al \dots \bullet \quad 1,09 \text{ mol } AlCl_3 \cdot \frac{2 \text{ mol } Al}{2 \text{ mol } AlCl_3} = 1,09 \text{ mol } Al$$

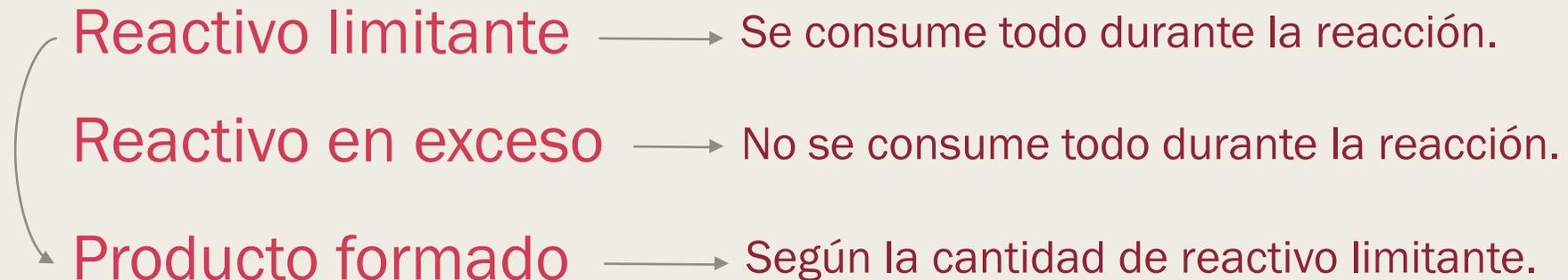
$$\bullet \quad 1,09 \text{ mol } Al \cdot \frac{26,98 \text{ g}}{1 \text{ mol } Al} = \underline{29,41 \text{ g } Al}$$

$$II. Cl_2 \dots \bullet \quad 1,09 \text{ mol } AlCl_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ mol } AlCl_3} = 1,64 \text{ mol } Cl_2$$

$$1,64 \text{ mol } Cl_2 \cdot \frac{70,91 \text{ g}}{1 \text{ mol } Cl_2} = \underline{115,93 \text{ g } Cl_2}$$

# REACTIVO LIMITANTE

- Objetivo de una reacción: producir la cantidad máxima posible de un compuesto a partir de las materias primas.
- En la práctica: se suministra un gran exceso de uno de los reactivos para asegurar que el reactivo más costoso se convierta por completo en el producto deseado



- Truquito para los ejercicios: siempre que en el enunciado se den la masa de los dos reactivos que intervienen, probablemente, uno de ellos actúa como limitante y el otro en exceso

# REACTIVO LIMITANTE

- **Resolución:** lo primero que se debe hacer es conocer cual es el reactivo que actúa como limitante y cual en exceso.



Se calculan cuántos moles se forman de producto con cada uno de los reactivos.

El **reactivo** que forma **menos cantidad** de **producto**, es el **reactivo limitante**.



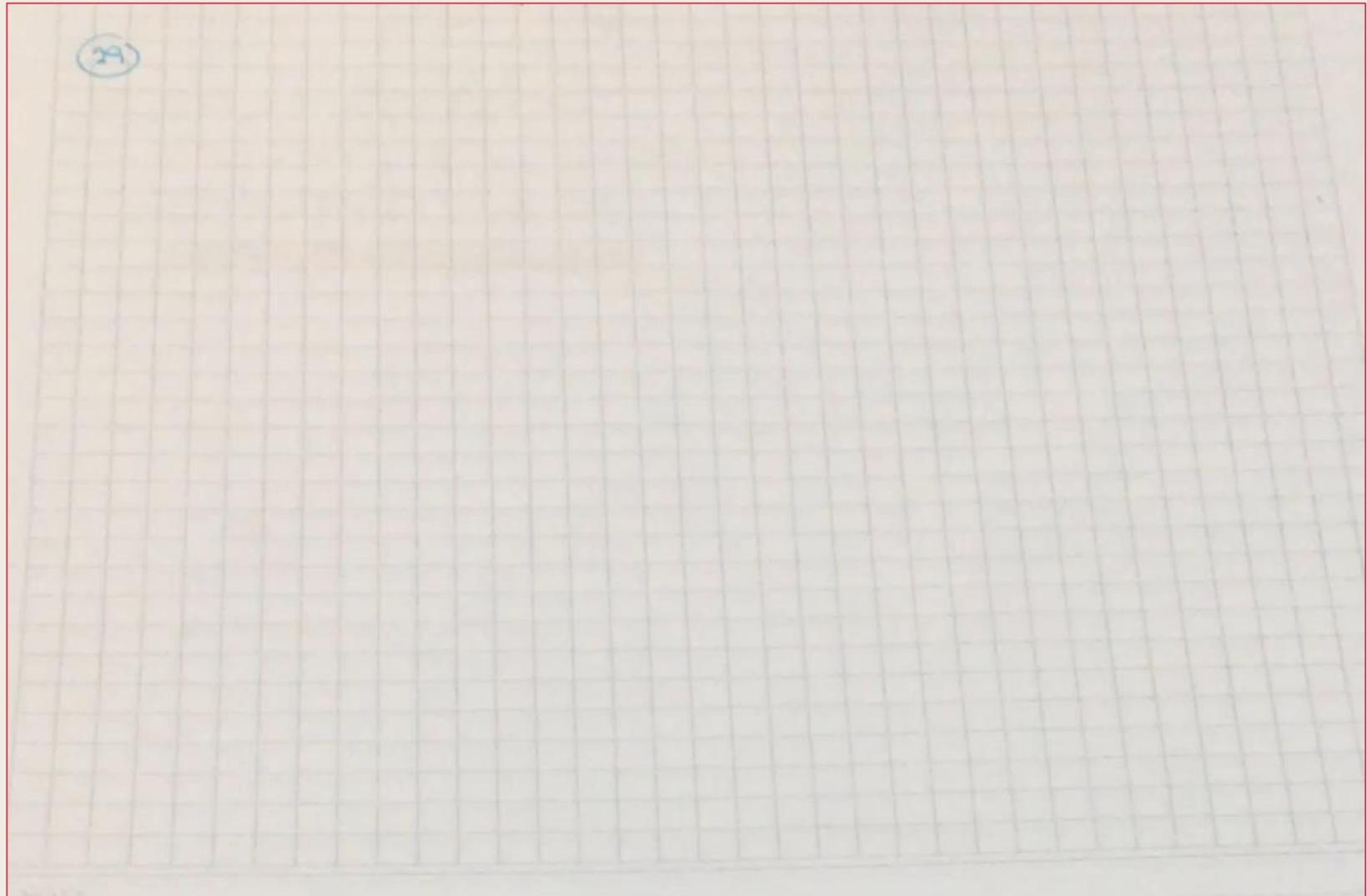
- ¿Si inicialmente hay 4 moles de CO y 6 moles de H<sub>2</sub>? → Limitante

$$\cancel{4 \text{ moles CO}} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{\cancel{1 \text{ mol CO}}} = 4 \text{ moles CH}_3\text{OH}$$

$$\cancel{6 \text{ moles H}_2} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{\cancel{2 \text{ moles H}_2}} = 3 \text{ moles CH}_3\text{OH}$$

# REACTIVO LIMITANTE

- Ejercicio 29, guía 5.



# REACTIVO LIMITANTE

- Ejercicio 30, guía 5.

30

$$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$$

1 mol                      2 mol                      2 mol                      1 mol

$m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 250 \text{ g} \rightarrow \text{PM}_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 151,99 \text{ g/mol}$

$m_{\text{Al}} = 100 \text{ g} \rightarrow \text{PM}_{\text{Al}} = 26,98 \text{ g/mol}$

$\text{PM}_{\text{Cr}} = 52,00 \text{ g/mol}$

⊙  $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \cdot 250 \text{ g } \cancel{\text{Cr}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Cr}_2\text{O}_3}{151,99 \cancel{\text{g}}} = 1,64 \text{ mol } \text{Cr}_2\text{O}_3$

$\cdot 1,64 \text{ mol } \text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{Cr}}{1 \text{ mol } \text{Cr}_2\text{O}_3} = \underline{3,29 \text{ mol } \text{Cr}}$

⊙  $\text{Al} \rightarrow \cdot 100 \text{ g } \cancel{\text{Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Al}}{26,98 \cancel{\text{g}}} = 3,71 \text{ mol } \text{Al}$

$\cdot 3,71 \text{ mol } \cancel{\text{Al}} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{Cr}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{Al}}} = \underline{3,71 \text{ mol } \text{Cr}}$

⊙  $3,29 \text{ mol } \text{Cr} \cdot \frac{52,00 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{Cr}} = \underline{171,08 \text{ g}}$

Limitante

# PUREZA DE LOS REACTIVOS

- **Reactivos comerciales**: muchas veces no vienen completamente puros, sino que contiene un porcentaje de impurezas.
- **Pureza**: indica la cantidad en porcentaje de reactivo que si va a participar de la reacción.
- **Impurezas**: son compuestos que forman parte del reactivo, pero que no participan en la reacción, o sea son compuestas inertes en la reacción.

El **porcentaje de pureza** de un reactivo, nos indica que **masa** utilizada de ese **reactivo**, realmente va a **participar** de la reacción, el **resto es material inerte**.

- **Ejemplo**: Reactivo con una pureza de 98 %

En 100 g, 98 g pertenecen al reactivo puro, mientras que 2 g corresponden a impurezas que no van a participar de la reacción.

# PUREZA DE LOS REACTIVOS



- Se utilizan 200 g de CaCO<sub>3</sub> que tiene una pureza del 92 %. ¿Cuántos g de cal se forman?

1. Se calcula la masa real de CaCO<sub>3</sub>. → Con la información de la pureza.

$$200 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3 \text{ imp}} \times \frac{92 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3 \text{ imp}}} = 184 \text{ g CaCO}_3$$

2. Se pasan los 184 g a moles de CaCO<sub>3</sub>. → PM CaCO<sub>3</sub> = 100,09 g/mol

$$184 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g } \cancel{\text{CaCO}_3}} = 1,83 \text{ moles CaCO}_3$$

# PUREZA DE LOS REACTIVOS



3. Se pasan los moles de  $\text{CaCO}_3$  a moles de  $\text{CaO}$

$$1,83 \text{ moles } \cancel{\text{CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaCO}_3}} = 1,83 \text{ moles CaO}$$

4. Se pasan los moles de  $\text{CaO}$  a g  $\longrightarrow$  PM  $\text{CaO} = 56,08 \text{ g/mol}$

$$1,83 \text{ moles } \cancel{\text{CaO}} \times \frac{56,08 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaO}}} = 102,63 \text{ g CaO}$$

Con 200 g de  $\text{CaCO}_3$  al 92 % de pureza, se forman 102,63 g de  $\text{CaO}$

# PUREZA DE LOS REACTIVOS

- Ejercicio inverso: nosotros tenemos que calcular la pureza del reactivo, conociendo la masa de producto que se forma.
- ¿Qué pureza tiene el  $\text{CaCO}_3$  si se utilizan 200 g, para producir 100 g de  $\text{CaO}$ ?

1. Se pasan los 100 g a moles de  $\text{CaO}$ .  $\longrightarrow$  PM  $\text{CaO}$ = 56,08 g/mol

$$100 \text{ g } \cancel{\text{CaO}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CaO}}{56,08 \text{ g } \cancel{\text{CaO}}} = 1,78 \text{ moles } \text{CaO}$$

2. Se pasan los moles de  $\text{CaO}$  a moles de  $\text{CaCO}_3$

$$1,78 \text{ moles } \cancel{\text{CaO}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaO}}} = 1,78 \text{ moles } \text{CaCO}_3$$

3. Se pasan los moles a g de  $\text{CaCO}_3$ .  $\longrightarrow$  PM  $\text{CaCO}_3$ = 100,09 g/mol

$$1,78 \text{ moles } \cancel{\text{CaCO}_3} \times \frac{100,09 \text{ g } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaCO}_3}} = 178,48 \text{ g } \text{CaCO}_3$$

# PUREZA DE LOS REACTIVOS

4. Se calcula la pureza del CaCO<sub>3</sub>. →  $\frac{\text{Masa puro}}{\text{Masa total}} \times 100 \%$

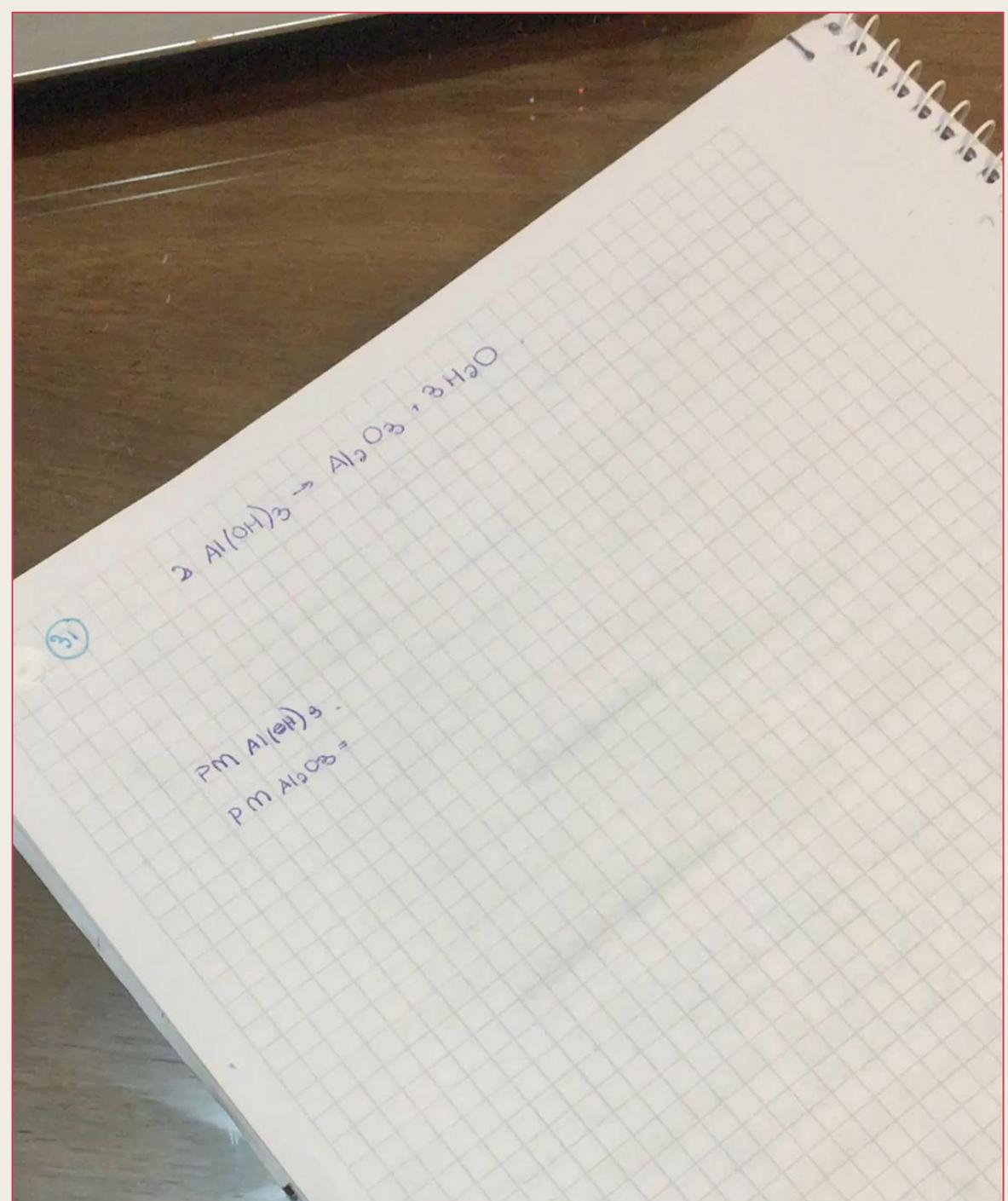
$$\frac{178,48 \text{ g CaCO}_3}{200 \text{ g CaCO}_3 \text{ Imp}} \times 100 \% = 89,24 \% \text{ de pureza}$$

- Recordemos que podemos juntar todas las ecuaciones en una, aunque el cálculo de pureza se debe hacer a parte:

$$100 \text{ g CaO} \times \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,08 \text{ g CaO}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} \times \frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 178,48 \text{ g CaCO}_3$$

# PUREZA DE LOS REACTIVOS

- Ejercicio 31, guía 5.



# RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

- Reacción teórica: lo que vimos hasta recién. Pero no es lo que sucede en verdad, sino que es un estimativo de la realidad
- Rendimiento real: en la realidad, la cantidad que se obtiene de productos no es tal cual la calculada.
  - Reacciones son reversibles.
  - No se pueden separar bien los productos finales.
  - Los productos pueden reaccionar entre si, y dar productos nuevos.

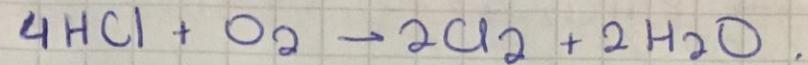
$$\% \text{ de rendimiento} = \eta = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} \times 100 \%$$

El **rendimiento** de una reacción toma **valores** del **1 – 100%**.

# RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

- Ejercicio 38, guía 5.

38



$$m_{\text{HCl}} = 27\text{g} \quad Pm_{\text{HCl}} = 36,46\text{g/mol}$$

$$\eta = 36\% \quad Pm_{\text{Cl}_2} = 70,91\text{g/mol}$$

$$\bullet \quad 27\text{g HCl} \cdot \frac{1\text{mol HCl}}{36,46\text{g}} = 0,74\text{mol HCl}$$

$$\bullet \quad 0,74\text{mol HCl} \cdot \frac{2\text{mol Cl}_2}{4\text{mol HCl}} = 0,37\text{mol Cl}_2$$

$$\bullet \quad 0,37\text{mol Cl}_2 \cdot \frac{70,91\text{g Cl}_2}{1\text{mol Cl}_2} = \underline{26,26\text{g Cl}_2}$$

$$\bullet \quad \eta = \frac{\text{masa real}}{\text{masa teorica}} \rightarrow 0,36 = \frac{m_{\text{Cl}_2 \text{ real}}}{26,26\text{g Cl}_2}$$

$$0,36 \cdot 26,26\text{g Cl}_2 = m_{\text{Cl}_2 \text{ real}}$$

$$\underline{9,45\text{g}} = m_{\text{Cl}_2 \text{ real}}$$