



# ANUAL SAN MARCOS



[www.aduni.edu.pe](http://www.aduni.edu.pe)



# QUÍMICA

**ESTEQUIOMETRÍA II**  
*Semana 25*

[www.aduni.edu.pe](http://www.aduni.edu.pe)

ACADEMIA  
**ADUNI**

**ANUAL**  
**SAN MARCOS**

## I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

1. **Reconocer** el reactivo limitante (RL) y el reactivo en exceso (RE) en algunos procesos químicos.
2. **Entender** el rendimiento real y rendimiento teórico para determinar el porcentaje de rendimiento.



## II. INTRODUCCIÓN

Las leyes estequiométricas precisan que las sustancias se combinan o consumen completamente al participar en cantidades que cumplan una proporción definida o fija.

**Ejemplo:** oxidación del magnesio

Ecuación química	$\overline{M}=24\text{ g/mol}$ $2\text{Mg}_{(s)}$	$\overline{M}=32\text{ g/mol}$ $+\text{O}_{2(g)}$	$\overline{M}=40\text{ g/mol}$ $\rightarrow 2\text{MgO}_{(s)}$
Relación de masas	48 g	32 g	80 g
Ejemplos	3 g	2 g	5 g
	15 kg	10 kg	25 kg
	<span style="border: 1px solid red; padding: 2px;">  </span>	<span style="border: 1px solid red; padding: 2px;">  </span>	<span style="border: 1px solid red; padding: 2px;">?</span>

30 Kg de  
magnesio

30 Kg de  
oxígeno



- ¿Cuántos kg de óxido de magnesio (MgO) como máximo se podrán obtener?
- Al final del proceso, ¿todos los reactantes se consumirán?
- Si sobra un reactante ¿cuántos kg quedará sin reaccionar?

**Estas preguntas se analizarán seguidamente.**

### III. REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

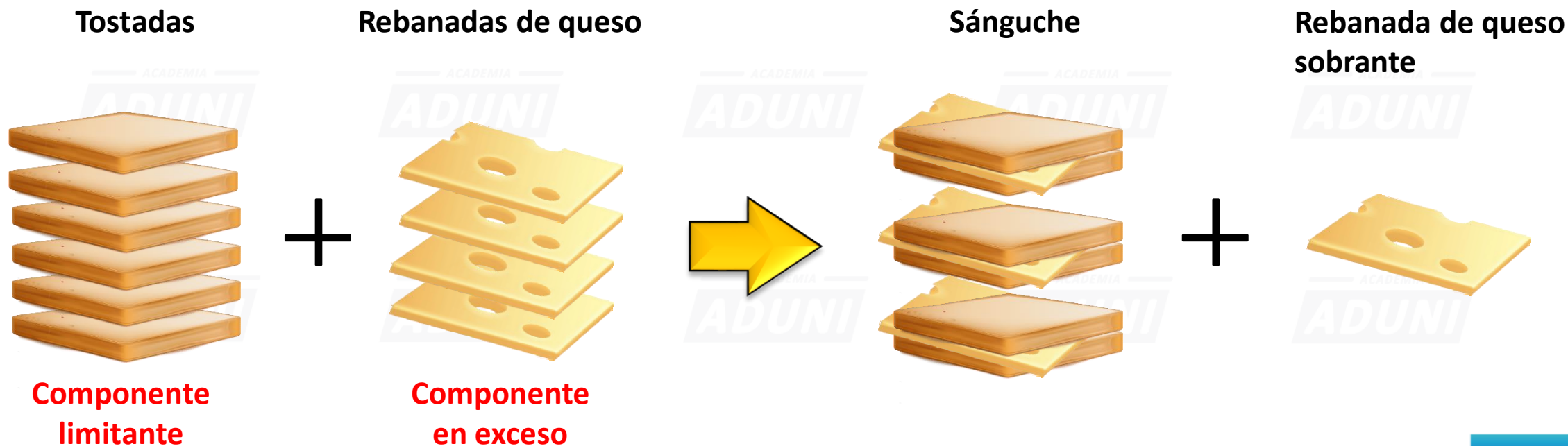
#### REACTIVO LIMITANTE (RL)

Es aquella sustancia química ( elemento o compuesto) que se encuentra en menor proporción estequiométrica y que al agotarse (consumirse completamente) limita la cantidad del producto formado. Por ello, todo calculo estequiométrico se realiza con este reactivo.

#### REACTIVO EN EXCESO (RE)

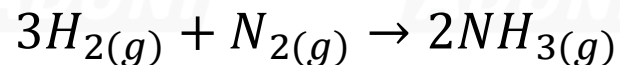
Es aquella sustancia química que se encuentra en mayor proporción estequiométrica respecto al reactivo limitante; por ello, una parte de su cantidad inicial sobra al finalizar la reacción química.

#### EJEMPLO



## EJERCICIO

Calcule la masa de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) que se forma a partir de combinar 60 g de  $\text{H}_2$  y 308 g de  $\text{N}_2$ .



Masa molar(g/mol):  $\text{H}_2 = 2$ ;  $\text{N}_2 = 28$ ;  $\text{NH}_3 = 17$

## RESOLUCIÓN

	$\bar{M} = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$\bar{M} = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$\bar{M} = 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
	$3\text{H}_{2(g)}$	$+ 1\text{N}_{2(g)}$	$\rightarrow 2\text{NH}_{3(g)}$
Relación de moles	3 mol	1 mol	2 mol
Relación de masas	6 g	28 g	34 g
Datos del problema	60 g	308 g	$m = ??$

## REGLA PRÁCTICA

Se plantea la siguiente relación.

$$\text{relación}(R) = \frac{\text{Cantidad dato del problema}}{\text{Cantidad obtenida de la reacción balanceada}}$$

$$R(\text{H}_2) = \frac{60 \text{ g}}{3 \times 2 \text{ g}} = 10 < R(\text{N}_2) = \frac{308 \text{ g}}{1 \times 28 \text{ g}} = 11$$

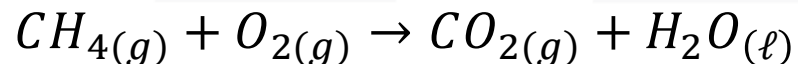
Entonces: RL ( $\text{H}_2$ ) y RE ( $\text{N}_2$ )

Aplicamos la ley de Proust:

$$\begin{array}{ccc}
 6 \cancel{\text{g}} \text{H}_2 & \longrightarrow & 34 \text{ g NH}_3 \\
 60 \cancel{\text{g}} \text{H}_2 & \longrightarrow & m_{\text{NH}_3} \\
 \hline
 m_{\text{NH}_3} = \frac{60 \times 34 \text{ g}}{6} = 340 \text{ g}
 \end{array}$$

## EJERCICIO

En un motor de combustión se desarrolla el siguiente proceso químico exotérmico:



Determine el volumen de gas carbónico ( $CO_2$ ) formado si se combinan 20 L de metano ( $CH_4$ ) con 150 L de aire en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Considere que la composición volumétrica del aire es  $O_2 = 20\%$  y  $N_2 = 80\%$

## RESOLUCIÓN

Primero determinemos el volumen de oxígeno ( $O_2$ ) presente en el aire:

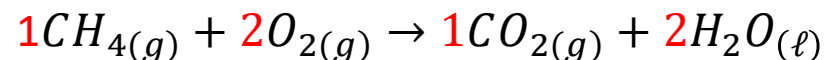
$$V_{aire} \begin{cases} \bullet O_2 = 20\% \\ \bullet N_2 = 80\% \end{cases}$$

150 L

Entonces:

$$V_{(O_2)} = 20\% (150 L) = \mathbf{30 L}$$

Reacción química balanceada:



Relación de moles

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

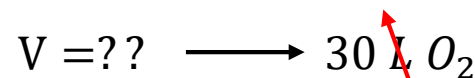
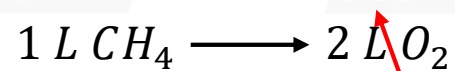
Relación de volumen

$$1 L \quad 2 L \quad 1 L$$

Datos

$$20 L \quad \mathbf{30 L}$$

Aplicamos la ley volumétrica:

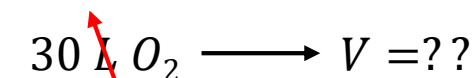
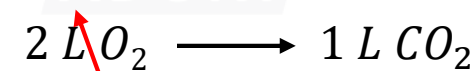


$$V_{CH_4} = 15 L$$

(VOLUMEN NECESARIO)

Entonces: RL ( $O_2$ ) y RE ( $CH_4$ )

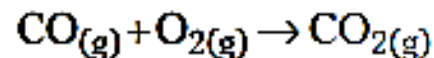
Aplicamos la ley volumétrica:



$$V_{CO_2} = \mathbf{15 L}$$

## EJERCICIO

Manteniendo la presión y temperatura constantes se hace reaccionar 120 L de CO con 50 L de O<sub>2</sub> según.



Determine el volumen total de la mezcla gaseosa que se obtendrá al final de la reacción.

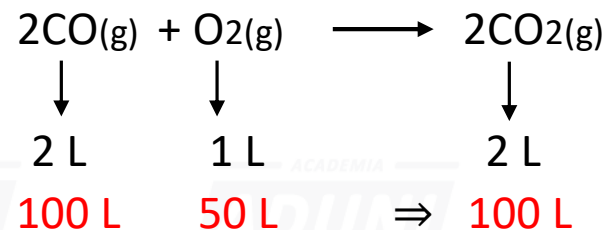
- A) 60 L
- B) 40 L
- C) 65 L
- D) 120 L

## RESOLUCIÓN

- Piden el volumen total de la mezcla

$$\bullet \text{ Datos } \begin{cases} V_{\text{CO}} = 120 \text{ L} \\ V_{\text{O}_2} = 50 \text{ L} \end{cases}$$

- Balanceamos la ecuación química. A presión y temperatura constantes, el volumen de los gases es proporcional al número de moles respectivos.



- Se concluye:
  - 1) RL(O<sub>2</sub>) y RE(CO)
  - 2) sobra CO = 120 – 100 = 20 L
  - 3) se produce 100 L de CO<sub>2</sub>(g)
- Calculamos el volumen total de la mezcla gaseosa al finalizar la reacción.

$$\begin{aligned} V_{\text{total}} &= V_{\text{CO(sobra)}} + V_{\text{CO}_2} \\ V_{\text{total}} &= 20 + 100 = 120 \text{ L} \end{aligned}$$

CLAVE: D



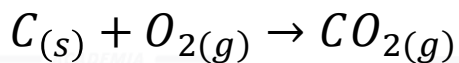
## IV. PORCENTAJE DE PUREZA DE UNA MUESTRA QUÍMICA (%P)

En una reacción química solo intervienen sustancias químicamente puras, pues las impurezas no reaccionan ; por ello, para cálculos solo usaremos la parte pura de una muestra química.

$$\%P = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad de muestra impura}} \times 100\%$$

### EJERCICIO

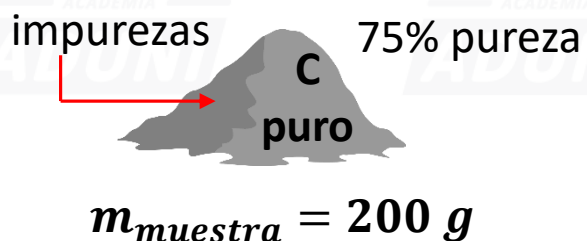
Se someten a combustión 200 g de lignito (carbón con 75 % de pureza). Calcule la masa de  $\text{CO}_2$  que se obtiene. Considere la siguiente ecuación química:



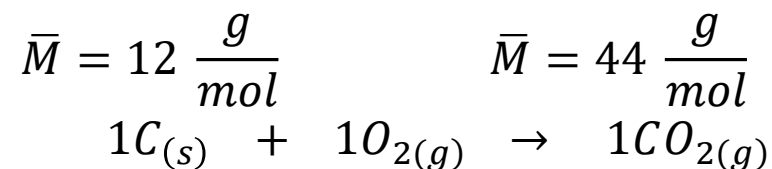
PA(uma): C=12; O=16

### RESOLUCIÓN

Primero se debe determinar la masa pura de carbón.



$$m(\text{C}) = 75\%(200 \text{ g}) = 150 \text{ g}$$



Relación  
de masas

12 g

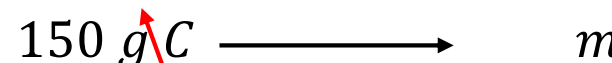
44 g

Dato

150 g

m = ??

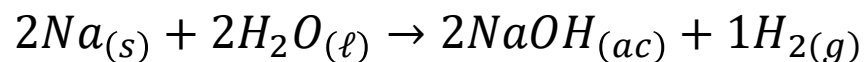
Aplicamos la ley de Proust:



$$\begin{aligned} m_{\text{CO}_2} &= \frac{150 \times 44 \text{ g}}{12} \\ &= 550 \text{ g} \end{aligned}$$

## EJERCICIO

Un muestra de sodio (Na) con 20 % de impurezas reacciona con el agua según:



Calcule la masa de hidrógeno ( $H_2$ ) producido a partir de 200 g de muestra de sodio.

PA(uma): H=1; O=16; Na=23

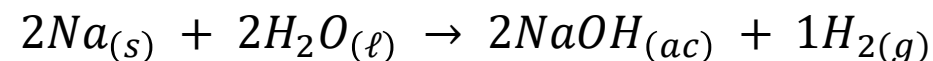
## RESOLUCIÓN



$$\Rightarrow m(Na) = 80\%(200\text{ g}) = 160\text{ g}$$

$$\bar{M} = 23\text{ g/mol}$$

$$\bar{M} = 2\text{ g/mol}$$



Relación  
de masas

46 g

2 g

Dato

160 g

$m = ??$

- Aplicamos la ley de Proust:

$$\begin{array}{ccc} 46\text{ g Na} & \longrightarrow & 2\text{ g H}_2 \\ 160\text{ g Na} & \longrightarrow & m \end{array}$$

$$m = \frac{160 \times (2\text{ g})}{46} = 6,95\text{ g}$$

## V. RENDIMIENTO PORCENTUAL O PORCENTAJE DE RENDIMIENTO (%R)

Es la comparación porcentual entre la **cantidad real** y la **cantidad teórica** obtenida de un producto determinado.

### VEAMOS:

Para la fiesta de la clase de química, usted prepara masa para galletas con una receta que rinde 5 docenas de galletas (60 galletas). Coloca la masa de 12 galletas en una charola para hornear y la mete al horno. Pero entonces suena el teléfono y usted atiende la llamada. Mientras habla, las galletas de la charola se queman y tiene que tirarlas. Procede a preparar cuatro charolas más con 12 galletas cada una. Si el resto de las galletas son comestibles, ¿cuál es el rendimiento porcentual de galletas que usted lleva a la fiesta de química?

### INTERPRETACIÓN

**Rendimiento teórico:** 60 galletas posibles

**Rendimiento real:** 48 galletas comestibles

$$\text{Rendimiento porcentual } (\%R) = \frac{48 \text{ galletas (reales)}}{60 \text{ galletas (teóricas)}} \times 100\% = 80\%$$



## RENDIMIENTO TEÓRICO

Es la máxima cantidad de producto que se puede obtener en una reacción química si reacciona todo el reactivo limitante, y se calcula a partir de la ecuación balanceada.

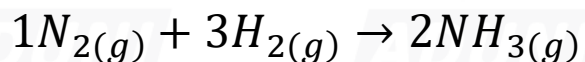
## RENDIMIENTO REAL

Es la cantidad de producto que se obtiene al culminar la reacción, casi siempre es menor que el rendimiento teórico.

$$\text{rendimiento real} < \text{rendimiento teórico}$$

## EJEMPLO

A partir de 280 g de nitrógeno ( $N_2$ ) se obtuvo 306 g de amoníaco ( $NH_3$ ). Calcule el rendimiento de la reacción.

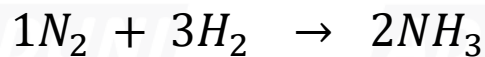


PA(uma): H=1; N=14

## RESOLUCIÓN

$$\bar{M} = 28 \text{ g/mol}$$

$$\bar{M} = 17 \text{ g/mol}$$



Dato: 280 g

$m_{\text{real}} = 306 \text{ g}$

$m_{\text{teórica}} = ??$

- Aplicamos la ley de Proust:

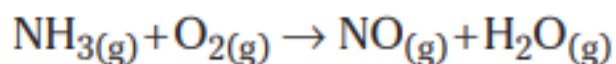
$$\begin{array}{ccc} 28 \text{ g } N_2 & \longrightarrow & 34 \text{ g} \\ 280 \text{ g } N_2 & \longrightarrow & m_{\text{teórica}} \end{array}$$

$$\Rightarrow m_{\text{teórica}} = 340 \text{ g}$$

$$\%R = \frac{306 \text{ g}}{340 \text{ g}} \times 100\% = 90\%$$

## EJERCICIO

Se hace reaccionar 0,8 moles de  $\text{NH}_3$  con 1,5 moles de  $\text{O}_2$  según la siguiente ecuación química.



Si se obtienen 0,6 moles de  $\text{NO}$ , ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

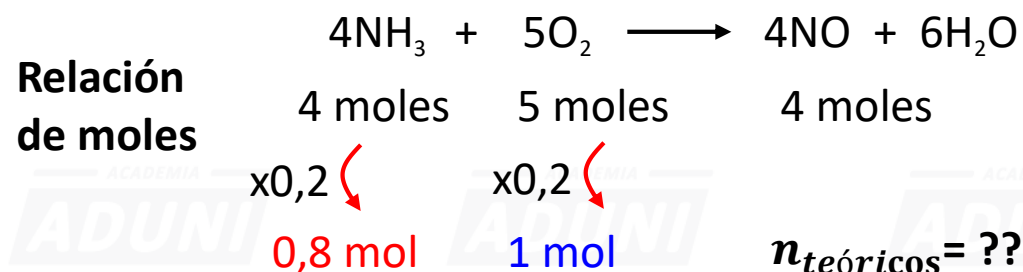
- A) 80%    B) 50%    C) 90%  
D) 75%    E) 95%

## RESOLUCIÓN

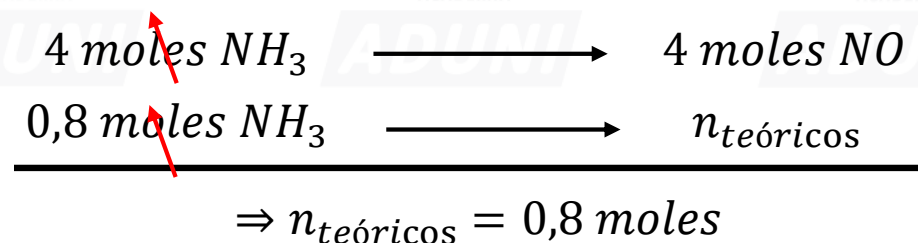
- Piden el rendimiento porcentual de la reacción.

- Dato  $\left\{ \begin{array}{l} n_{\text{NH}_3} = 0,8 \text{ moles} \\ n_{\text{O}_2} = 1,5 \text{ moles} \\ n_{\text{NO}} = 0,6 \text{ moles (real)} \end{array} \right.$

- Balanceamos la ecuación química y comparamos las moles de los reactantes dados en el problema y las moles de la ecuación balanceada.



- RE ( $\text{O}_2$ )  $\Rightarrow$  sobra 0,5 moles y RL( $\text{NH}_3$ )
- Luego con el reactivo limitante se calcula los moles teórico de  $\text{NO}$ .



$$\%R = \frac{0,6 \text{ moles}}{0,8 \text{ moles}} \times 100\% = 75\%$$

CLAVE: D

## VI. BIBLIOGRAFÍA

- **Química, colección compendios académicos UNI; Lumbreras editores**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones; 2019 Lumbreras editores.**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones.**
- **Química esencial; Lumbreras editores.**
- **Fundamentos de química, Ralph A. Burns; 2003; PEARSON**
- **Química, segunda edición Timberlake; 2008, PEARSON**
- **Química un proyecto de la ACS; Editorial Reverte; 2005**
- **Química general, Mc Murry-Fay quinta edición**

