



# CHEMISTRY

## Chapter 13

**4th**  
SECONDARY

**ESTEQUIOMETRIA II**



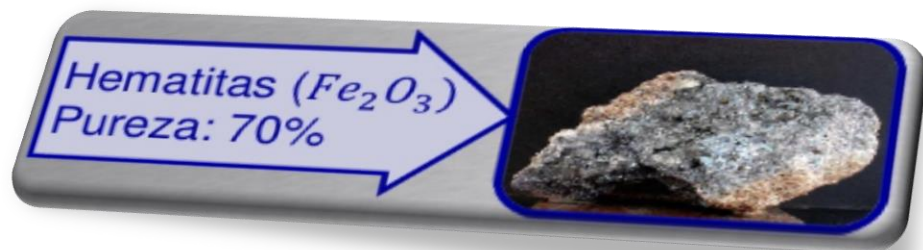
 **SACO OLIVEROS**

**¿Qué podríamos decir sobre el rendimiento de los atletas de la imagen?**



# PUREZA DEL REACTANTE

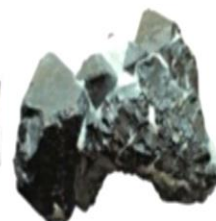
En casos reales los reactantes no se encuentran puros. Conociendo el porcentaje de pureza del cuerpo material se sabrá la cantidad de sustancia reactante que se utilizará en la estequiometría.



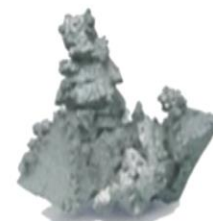
Si se tuviera **200g** de Hematita, solo utilizaríamos para la estequiometría de una reacción de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , **el 70%**, es decir, **140 gramos**.

## Metales ferrosos

Magnetita  
Pureza: 75%



Hematites  
Pureza: 70%



Limonita  
Pureza: 60%



Siderita  
Pureza: 50%





# RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

**En casos reales, los productos obtenidos no siempre son los esperados debido a diversos factores. Lo que calculamos obtener es lo ideal, es decir, un rendimiento del 100%.**



A partir de 280 g de  $N_2$  se esperaría obtener 340 g de  $NH_3$  en la reacción, pero si el rendimiento fuera el 50%, realmente obtendríamos 170 g de amoníaco.

**Rendimiento teórico**

Cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción.

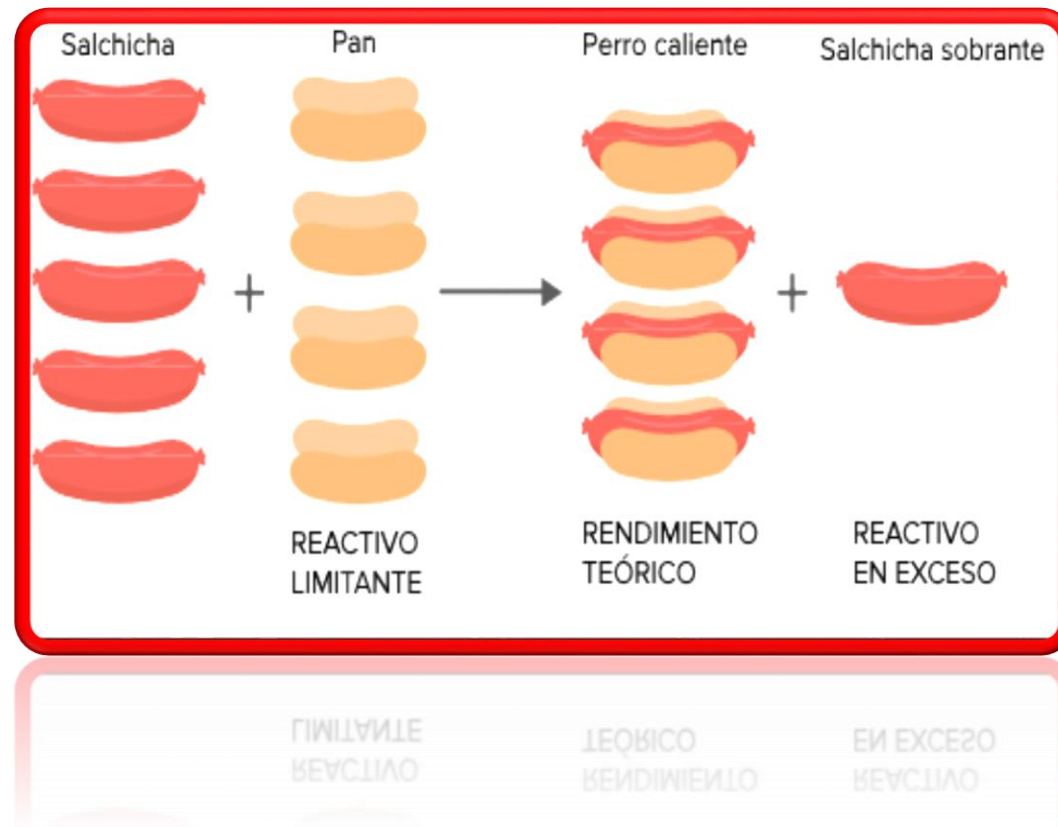
**Rendimiento de la reacción**

Cantidad de producto realmente formado.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 \%$$

# REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO

En casos reales, los reactivos no siempre estarán en las proporciones adecuadas. Habrá alguna sustancia que se consumirá completamente denominada **LIMITANTE** pues cuando está se acaba, termina la reacción. La(s) sustancia(s) que no se consumieron del todo, por lo tanto sobra, se denomina **EXCESO**.



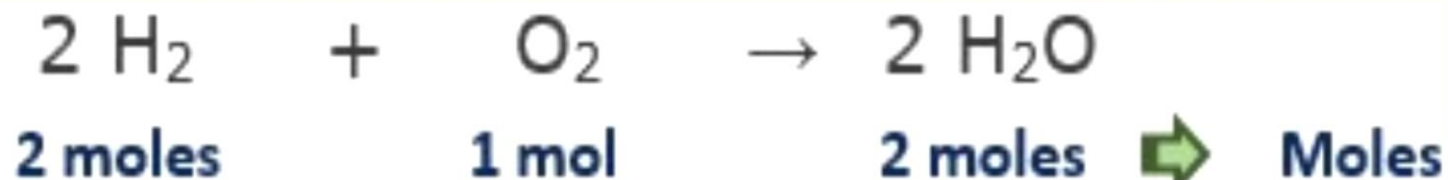
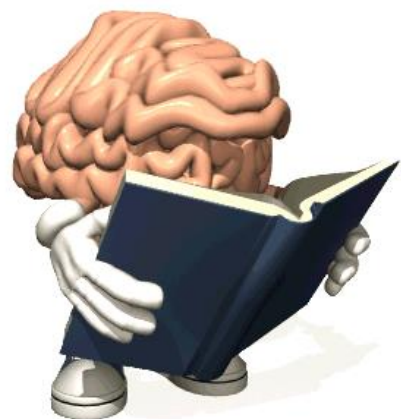


# CONDICIONES NORMALES



Recordando que un mol de cualquier gas a condiciones normales ocupa **22,4 L**.

En estequiometría, es mas sencillo emplear moles y luego hacer el arreglo para el volumen a C.N.



A partir de **5 moles de O<sub>2</sub>** se obtendría **10 moles de H<sub>2</sub>O**.  
Sabiendo que 1 mol a C.N ocupa 22,4L entonces se **produciría 224 L de H<sub>2</sub>O<sub>(g)</sub>** a C.N.



**1.¿Qué masa de agua se formará al reaccionar 8 gramos de hidrógeno con 8 gramos de oxígeno?**

**Datos: mA (H = 1, O = 16)**



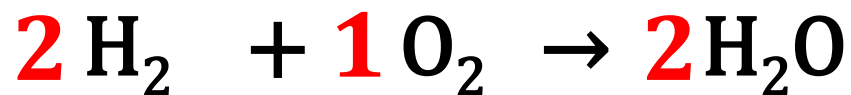
A) 16 g

B) 18 g

☒ C) 9 g

D) 12 g

**Balanceamos:**



8 g

4 g

8 g

32 g

m = ?

36 g

**Identificamos el reactivo limitante:**

$$\frac{8}{4} = 2$$

4

R. EXCESO

$$\frac{8}{32} = 0.25$$

32

R. LIMITANTE

**Calculamos la masa de agua**  $36 = 32 \text{ (m)}$

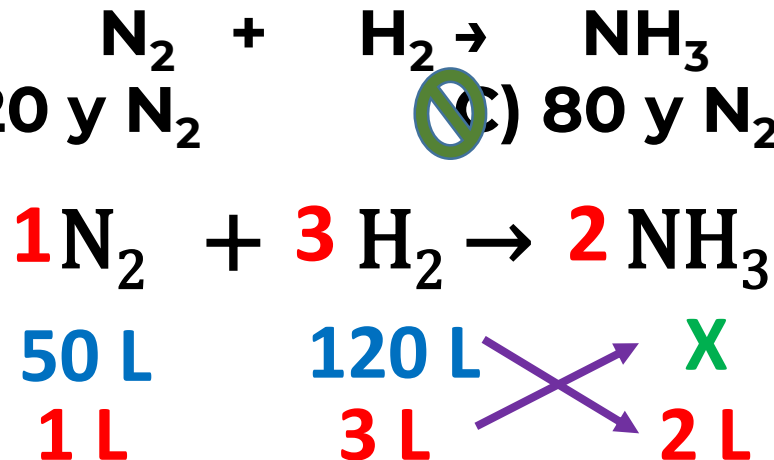
**m = 9 g**



2. Si se emplean 50 litros de  $N_2$  con 120 litros de  $H_2$  . ¿Cuántos litros de  $NH_3$  se producen y cuál es el reactivo en exceso? Considera presión y temperatura constante.

- A) 170 y  $H_2$       B) 120 y  $N_2$       ~~C) 80 y  $N_2$~~       D) 60 y  $H_2$

**Balanceamos:**



**Identificamos el reactivo limitante:**

$\frac{50}{1} = 50$	$\frac{120}{3} = 40$
R. EXCESO	R. LIMITANTE

R. Exceso:  $N_2$

**Calculamos los litros de amoníaco:**

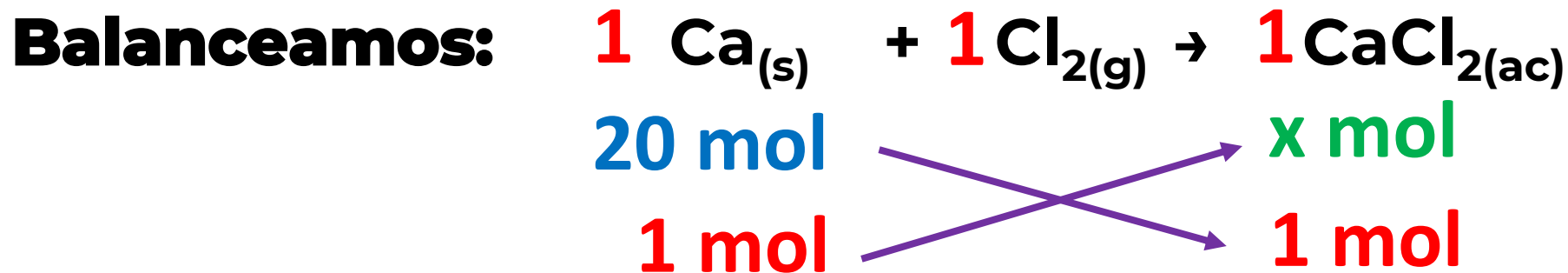
$$3X = (120) (2)$$

$$X = 80 \text{ L}$$





3. Para la reacción con 80% de rendimiento se usaron 20 moles de calcio puro. Luego las moles de sal obtenido son



**Calculando los mol de sal:**

$$\begin{aligned}
 (1) x &= (20) (1) \\
 x &= 20 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

**El rendimiento es el 80% :**

$$\begin{aligned}
 20 \text{ mol} (0.8) \\
 16 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

**RENDIMIENTO**



4. A partir de 14 gramos de monóxido de carbono se obtienen 13,2 gramos de dióxido de carbono. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

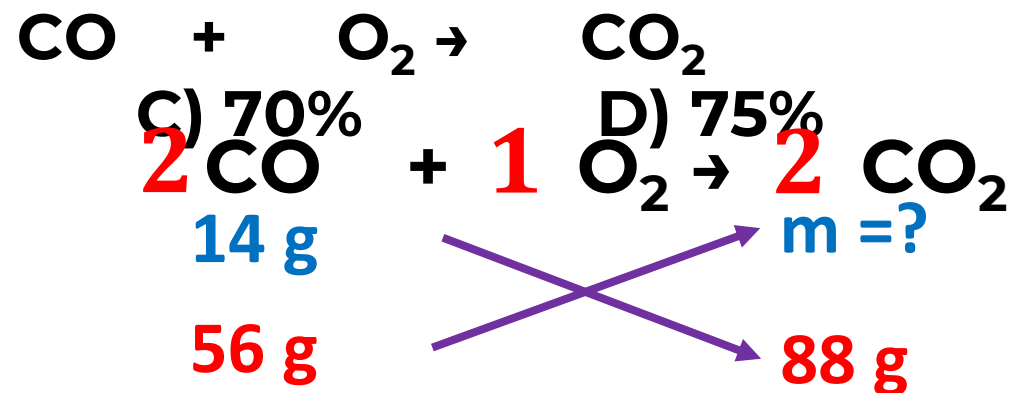
Datos: m.A. (C = 12, O = 16)



A) 60%

B) 65%

**Balanceamos:**



$m = 13,2 \text{ g}$   
**Cantidad real**  
 $\%R = ?$

**Estequiométricamente:**

$$56(m) = (14) (88)$$

$$m = 22 \text{ g}$$

**Cantidad teórica**

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 \%$$

$$\%R = \frac{13,2}{22} \times 100\%$$

$$\%R = 60\%$$



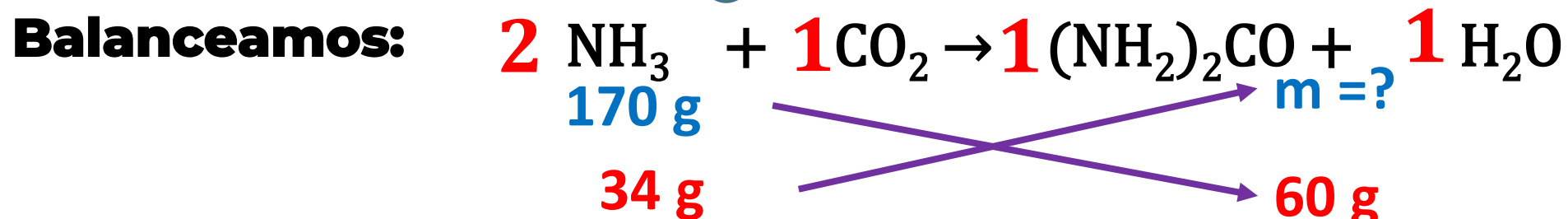
5. La urea se prepara según:



Si se combina 170 gramos de amoníaco con suficiente cantidad de gas carbónico obteniéndose 225 gramos de úrea el rendimiento de la reacción será.

Datos: m.A.(N=14; C=12; O=16)

A) 80%.      B) 60%.      ☒ C) 75%.      D) 70%



**Cantidad real**

**m = 225 g**

**%R = ?**

**Estequiométricamente:**

$$34(m) = (170)(60)$$

$$m = 300 \text{ g}$$

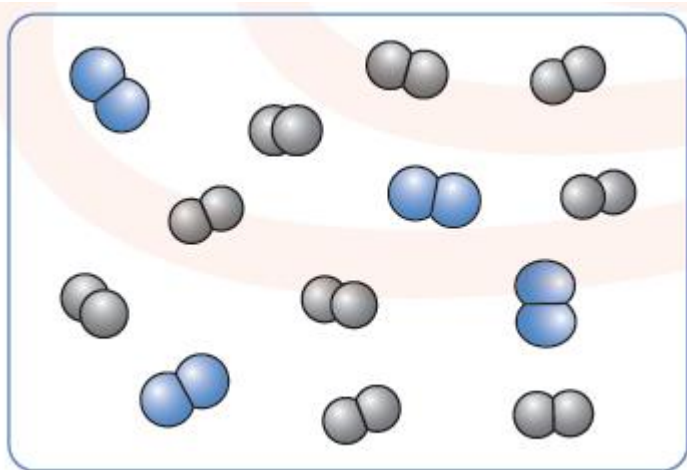
**Cantidad teórica**

$$\%R = \frac{225}{300} \times 100\%$$

$$\%R = 75\%$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 \%$$

**6. El nitrógeno ( $N_2$ ) y el hidrógeno ( $H_2$ ) reaccionan para formar amoníaco ( $NH_3$ ). Considere la mezcla de  $H_2$  y  $N_2$  que se muestra en el diagrama, las esferas azules representan al N, y las blancas al H. Dibuje una representación del producto obtenido, suponiendo que la reacción es total. ¿Cuál es el reactivo limitante en éste caso?**



**Identificamos el reactivo limitante:**



4 moléculas  $N_2$     9 moléculas  $H_2$

1 molécula  $N_2$     3 moléculas  $H_2$

$$\frac{4}{1} = 4$$

R. EXCESO

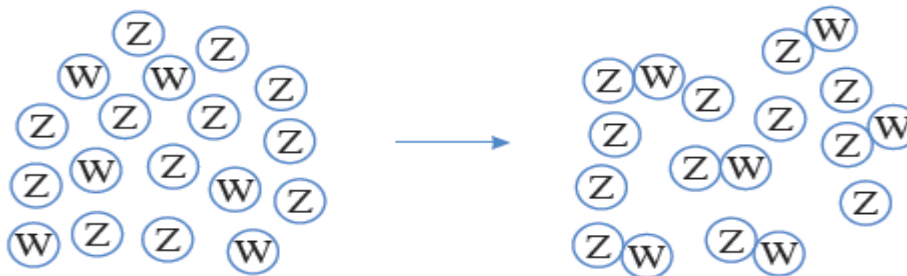
$$\frac{9}{3} = 3$$

R. LIMITANTE

**R. Limitante:  $H_2$**



## 7. La figura representa la reacción entre los átomos W y Z.



Al respecto, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?

- A) Para que reaccione completamente 1 mol de W se necesita, 0,5 mol de Z.
- B) No se produce reacción química, ya que quedan átomos de Z sin reaccionar.
- ☒ C) El compuesto formado entre Z y W tienen 50% en masa de Z.
- D) W corresponde al reactivo limitante de la reacción.

