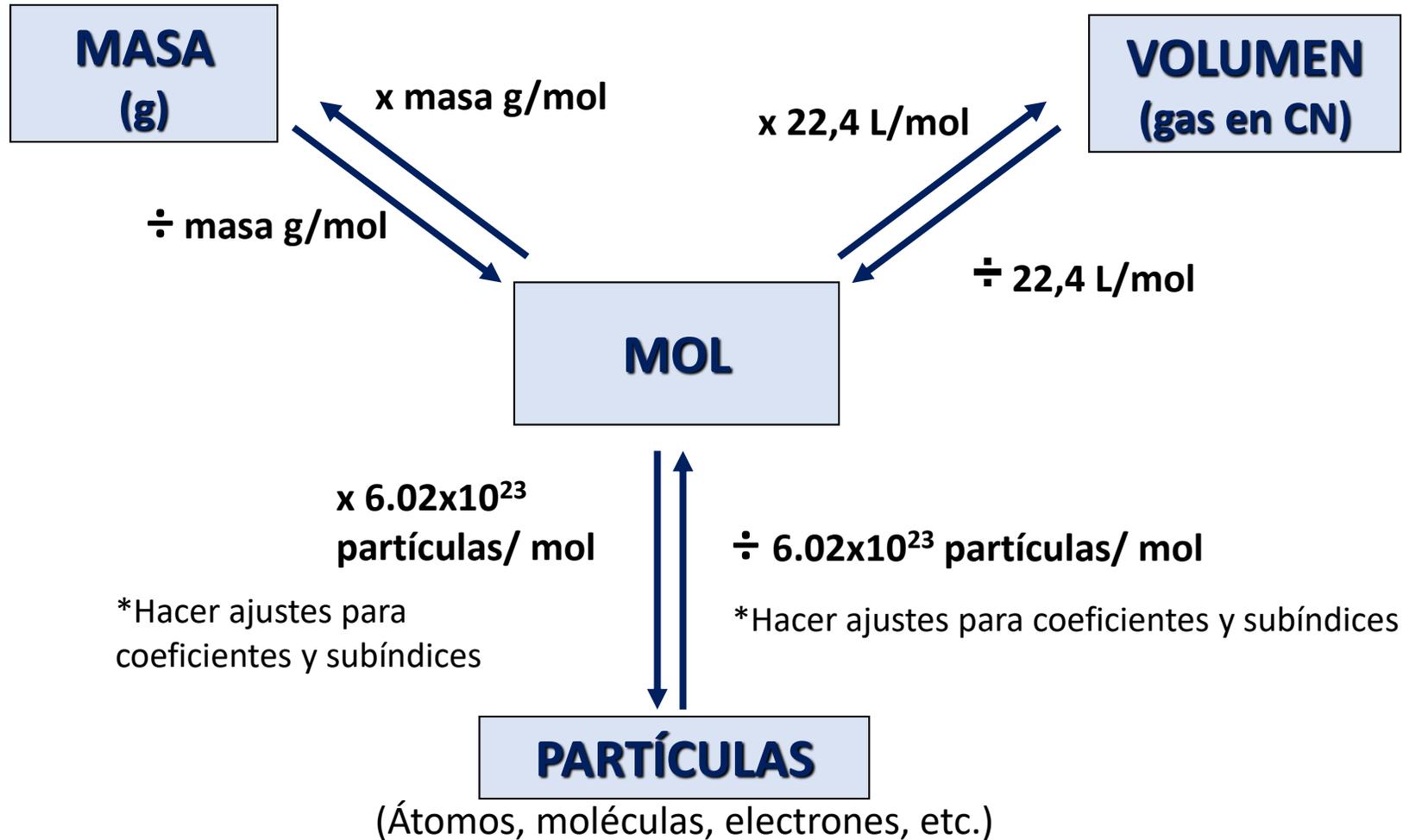


Estequiometría

La estequiometría estudia las **relaciones cuantitativas** que existen en las reacciones químicas (representadas en las ecuaciones químicas balanceadas)

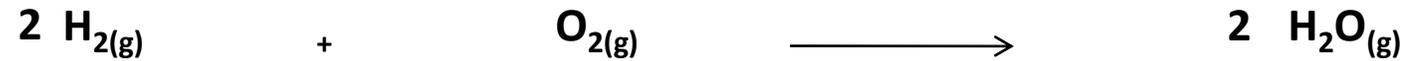


Relación de Masa, Volumen y Partículas con Moles



CN: Condiciones normales 0 °C y 1 atm

¿Cuántos g de H₂O se producen si reaccionan 3 moles de H₂ en presencia de un exceso de O₂?



A partir de la ecuación balanceada es posible plantear una regla de tres simple:

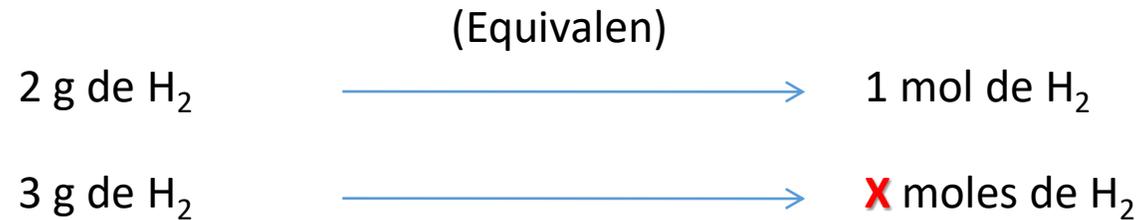
	(reaccionan para dar)	
2 moles de H ₂	→	2 moles de H ₂ O
	(reaccionan para dar)	
3 moles de H ₂	→	X moles de H ₂ O

$$\mathbf{X = 3 \text{ moles de H}_2\text{O}} \quad \mathbf{\rightarrow} \quad \mathbf{3 \times 18 \text{ g} = 54 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

¿Cuántos g de H₂O se producen si reaccionan 3 g de H₂ en presencia de un exceso de O₂?



En este caso nos dan la masa de H₂ por lo que debemos convertirla a moles:



$$\mathbf{X = 1,5 \text{ moles de H}_2}$$

De la ecuación se infiere la relación:



$$1,5 \text{ moles de H}_2\text{O} = 1,5 \times 18 \text{ g} = \mathbf{27 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

¿Qué sucede cuando uno de los reaccionantes NO se encuentra en la cantidad requerida para satisfacer la **proporción** indicada por la ecuación química?



En ese caso el reactivo que se encuentra en la menor proporción se dice que es el **REACTIVO LIMITANTE**

¿Cuántos moles de H₂O se producen si reaccionan 10 moles de H₂ en presencia de 7 moles O₂?



Se calcula el cociente **q** para cada reactante. El menor valor de **q** es el reactivo limitante:

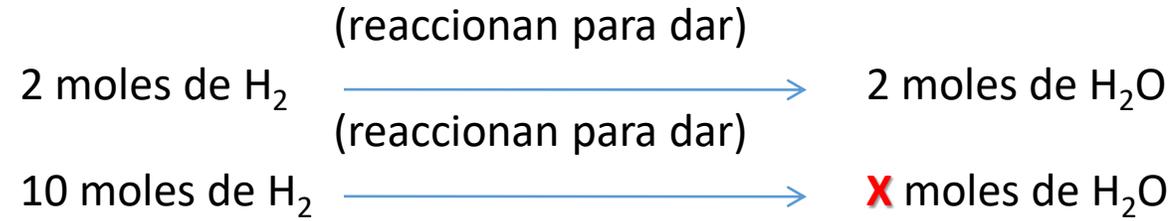
$$q = \frac{\text{Datos del problema}}{\text{Datos de la ecuación}}$$

Para el H₂ $q = \frac{10}{2} = 5$

Para el O₂ $q = \frac{7}{1} = 7$

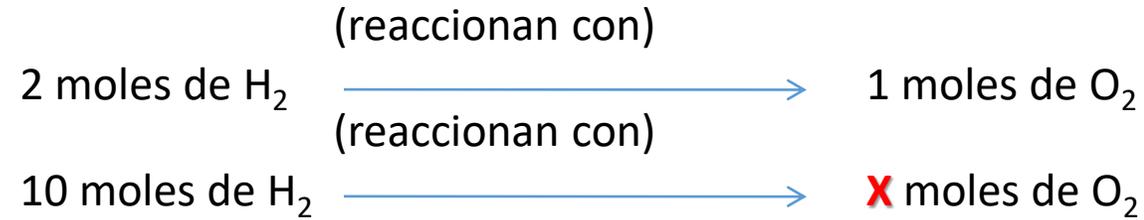
Por lo tanto el reactivo limitante es el H₂

¿Cuántos moles de H₂O se producen si reaccionan 10 moles de H₂ en presencia de 7 moles O₂?



X = 10 moles de H₂O

¿Cuántos moles de O_2 no serán consumidos si reaccionan 10 moles de H_2 en presencia de 7 moles O_2 ?



X = reaccionan 5 moles de O_2

Por lo tanto quedarán $7 - 5 = 2$ moles de O_2 sin reaccionar



Tabla resumen

	H_2	O_2	H_2O
Inicial	10 moles	7 moles	0 moles
Cambio	- 10 moles	- 5 moles	+ 10 moles
Final	0 moles	2 moles	10 moles



Reactivo limitante

¿Cuántos moles de H₂O se producen si reaccionan **3 g de H₂** en presencia de **9 g O₂**?



$$q = \frac{\text{Datos del problema}}{\text{Datos de la ecuación}}$$

Para el H₂ $q = \frac{3 \text{ g}}{4 \text{ g}} = 0,75$

Para el O₂ $q = \frac{9 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 0,28$

Por lo tanto el reactivo limitante es el O₂



3 g de H₂ equivalen a **1,5 moles de H₂**

9 g de O₂ equivalen a **0,28 moles de O₂**

1 mol de O₂ \longrightarrow 2 moles de H₂

0,28 mol de O₂ \longrightarrow **x** moles de H₂

x = 0,56 moles de H₂

	H ₂	O ₂	H ₂ O
Inicial	1,5 moles	0,28 moles	0 moles
Cambio	- 0,56 moles	- 0,28 moles	+ 0,56 moles
Final	0,94 moles	0 moles	0,56 moles

Respuesta: Se producirán 0,56 moles de H₂O

Dada la reacción:



Se permite que reaccionen **1,50 moles de Al** y **3,00 moles de Cl₂**.

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

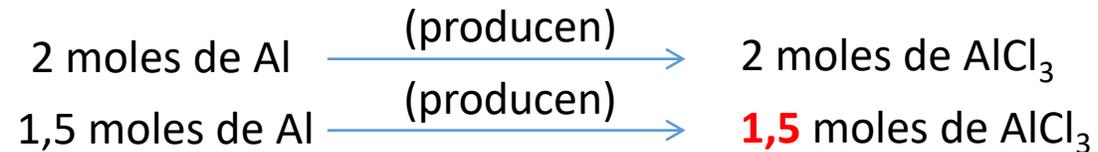
$$\text{Para le Al} \quad q = \frac{1,5}{2} = \mathbf{0,75}$$

$$\text{Para le Cl}_2 \quad q = \frac{3}{3} = \mathbf{1,0}$$

Por lo tanto el reactivo limitante es el Al

b) ¿Cuántos moles de AlCl₃ se forman?

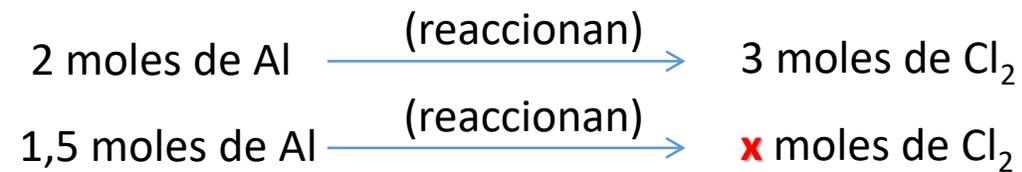
Se debe considerar la cantidad de Al para determinar cuánto producto es posible generar



c) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso quedan al término de la reacción?



	$\text{Al}_{(s)}$	Cl_2	AlCl_3
Inicial	1,50 moles	3,00 moles	0 moles
Cambio	- 1,50 moles	- 2,25 moles	+ 1,50 moles
Final	0 moles	0,75 moles	1,50 moles



$\mathbf{x} = 2,25$ moles de Cl_2  quedan **0,75 moles de Cl_2 en exceso**

Relaciones estequiométricas

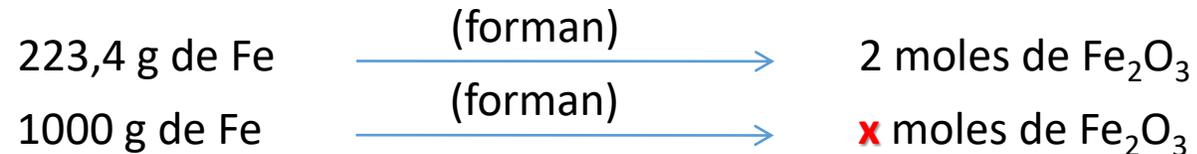
1. Relaciones que involucran masas:

Ejemplo:

¿Cuántos moles de Fe_2O_3 se formarán por la acción del O_2 sobre 1,00 kg de Fe? Masa Atómica del Fe = 55,85. (O_2 en exceso)



$4 \times 55,85 \text{ g} = 223,4 \text{ g de Fe}$



X = 8,95 moles de Fe_2O_3



1429 g Fe_2O_3



2. Relaciones que involucra volúmenes:

Ejemplo:

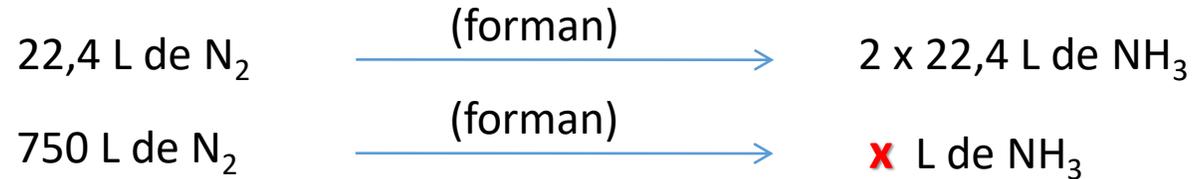
¿Cuántos litros de NH_3 podrían prepararse a partir de 750 L de N_2 en condiciones normales (*)?



22,4 L

3 x (22,4 L)

2 x (22,4 L)



$$\mathbf{X} = \frac{(750 \text{ L})(44,8 \text{ L})}{22,4 \text{ L}}$$

$$\mathbf{X = 1500 \text{ L } \text{NH}_3}$$

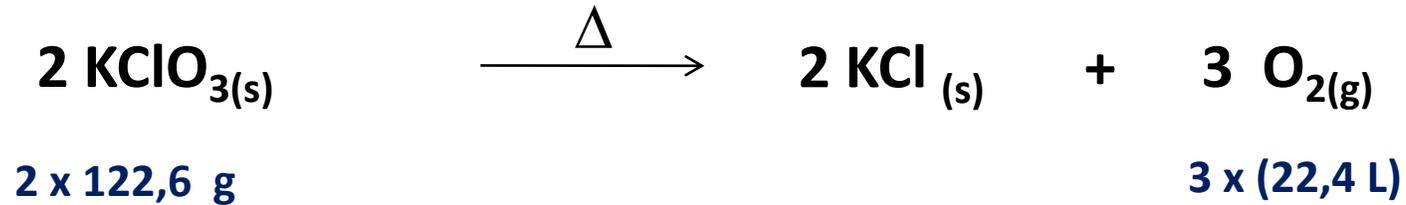
(*): 1 atm y 0 °C

Nota: investigue sobre la reacción a nivel industrial llamado proceso de Haber

3. Relaciones que involucran masas y volúmenes:

Ejemplo:

¿Qué volumen de O₂ en condiciones normales puede ser obtenido al calentar 8,66 g de KClO₃? M (KClO₃) = 122,6 g/mol



2 x 122,6 g de KClO₃ $\xrightarrow{\text{(forman)}}$ 3 x 22,4 L de O₂

8,66 g de KClO₃ $\xrightarrow{\text{(forman)}}$ **X** L de O₂

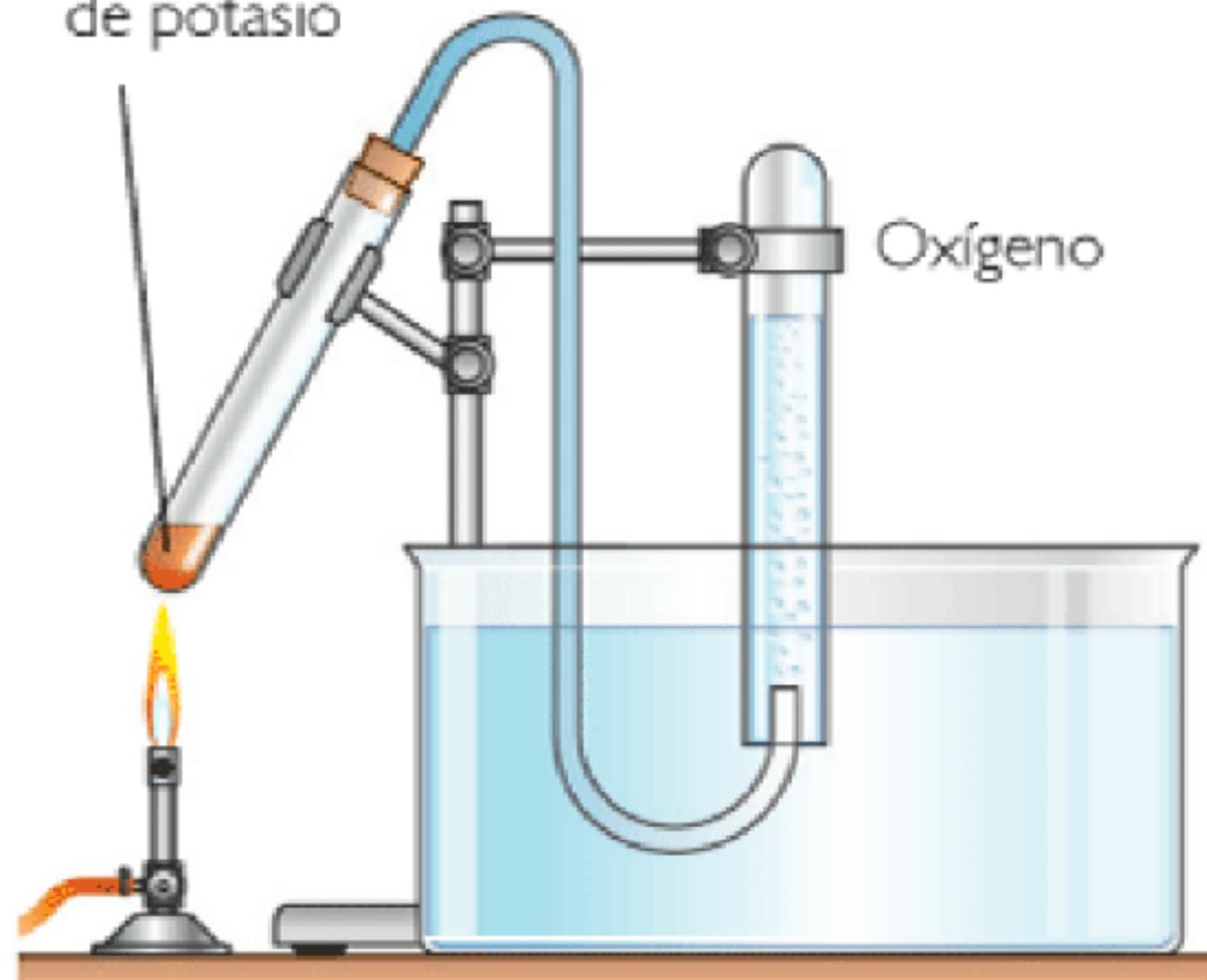


$$X = \frac{(8,66 \text{ g de KClO}_3)(67,2 \text{ L de O}_2)}{245,2 \text{ g de KClO}_3}$$

$$X = 2,37 \text{ L O}_2$$

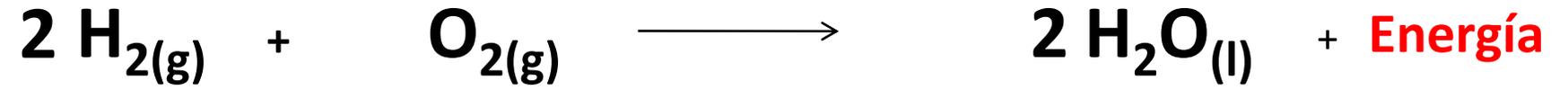


Clorato
de potasio

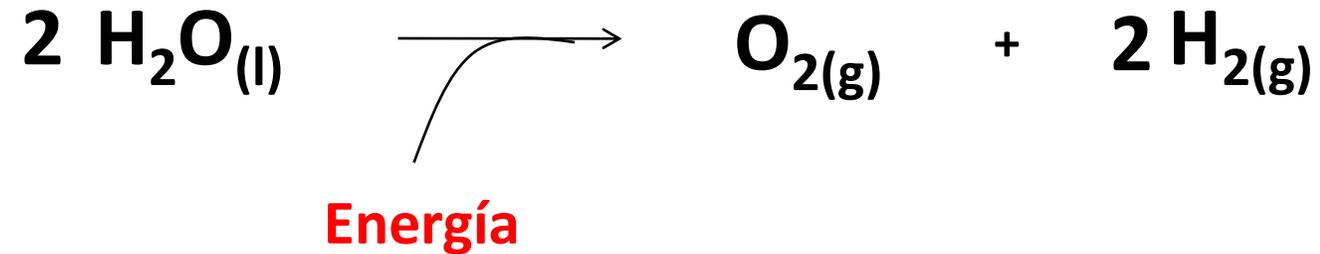


Oxígeno

Reacción EXOTÉRMICA



Reacción ENDOTÉRMICA



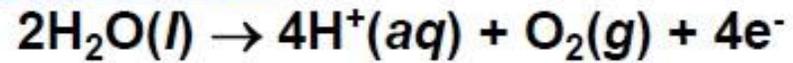
Video que muestra el proceso de electrólisis del H₂O.



<https://youtu.be/wIAU0zReIRY>

LA ELECTRÓLISIS DEL AGUA

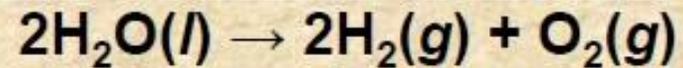
Oxidación:



Reducción:



Reacción total en la celda



Nota: Obsérvese la diferencia entre los volúmenes de H_2 y O_2 .

