



Estequiometría

Experiencias con laboratorios virtuales



Lab estequiometría DESCRIPCIÓN GENERAL

<http://www.educaplus.org/game/reduccion-de-fe-iii-a-fe>

Deslizar para seleccionar la **masa inicial de los reactivos**

Clic para iniciar reacción

Reducción de Fe(III) a Fe con CO

Masas iniciales de reactivos:

Óxido de hierro(III) **52.36 g**

Monóxido de carbono **18.18 g**

Comenzar **Reiniciar**

Antes de reaccionar

La gráfica irá mostrando cómo se consumen los reactivos y aparecen los productos.

Masas de las sustancias.

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$

52.36 g **18.18 g** **0.00 g** **0.00 g**

Debajo de la gráfica de la reacción hay una hoja de cálculo.

Detalles de la actividad

Seleccionar las masas iniciales de los reactivos con los deslizadores.
Pulsar el botón Comenzar para iniciar la reacción.
Cuando la reacción finalice verás la cantidad de producto formado y la del reactivo en exceso.

El simulador se puede utilizar para:

- Estudiar la **conservación de la masa** en la reacción.
- Introducir el **concepto de reactivo limitante**.
- Estudiar la **estequiometría de la reacción** convirtiendo las cantidades de sustancias a mol.

[Puedes ver un ejemplo en esta hoja de cálculo.](#)

[Descargar hoja de cálculo.](#)



Realizar varias experiencias y recoger en una tabla:

- ✓ Las masa inicial de los reactivos
- ✓ La masa sobrante de los reactivos
- ✓ La masa de los productos

EXPERIENCIAS 1 y 2

- Iniciar la reacción colocando **masas (aproximadamente) iguales de los reactivos** (Exp. 1). Se observa:
 - ✓ Que la reacción se para cuando se agota el Fe_2O_3 (reactivo limitante).
 - ✓ Parte del CO queda sin reaccionar (reactivo en exceso)
 - ✓ Se forma más cantidad de CO_2 que de Fe
- Repetir la experiencia con masas distintas y que el Fe_2O_3 siga siendo limitante (Exp 2).

EXPERIENCIAS 3 y 4

- Diseñar dos experiencias en la cual el reactivo limitante sea el CO (Exp 3, Exp 4)

EXPERIENCIA 5

- Diseñar una experiencia en la cual la reacción sea completa (no sobre ningún reactivo) (Exp 5)

	REACTIVOS INICIAL		REACTIVOS FINAL		PRODUCTOS		Limitante
	Fe_2O_3	CO	Fe_2O_3	CO	CO_2	Fe	
Exp. 1	36,00	36,00	0,00	17,06	29,76	25,18	Fe_2O_3
Exp. 2	52,00	39,27	0,00	11,92	42,98	36,37	Fe_2O_3
Exp. 3	40,36	14,55	12,70	0,00	22,86	19,31	CO
Exp. 4	56,36	24,00	10,73	0,00	37,71	31,91	CO
Exp 5	68,36	36,00	0,00	0,04	56,50	47,81	-----

En todos los casos se observa que la reacción se para si:

$$\frac{\text{g consumidos } \text{Fe}_2\text{O}_3}{\text{g consumidos CO}} = 1,9 \approx 2 ; \quad \boxed{\text{g consumidos } \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2(\text{g consumidos CO})}$$

Luego:

$$\frac{\text{g consumidos } \text{Fe}_2\text{O}_3}{\text{g consumidos CO}} = 1,9 \approx 2 ; \quad \boxed{\text{g consumidos } \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2(\text{g consumidos CO})}$$

$\text{g iniciales } \text{Fe}_2\text{O}_3 > 2(\text{g CO}) \Rightarrow$ sobrá Fe_2O_3 . Limitante : CO

$\text{g iniciales } \text{Fe}_2\text{O}_3 < 2(\text{g CO}) \Rightarrow$ faltará Fe_2O_3 . Limitante : Fe_2O_3



EXPERIENCIA 6

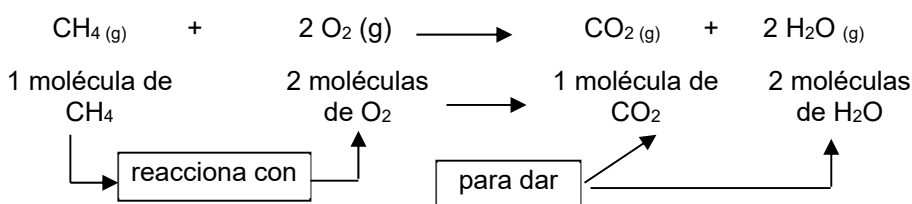
- Comprobar que en todas las experiencias se cumple la **ley de conservación de la masa** (Lavoisier)

	REACTIVOS INICIAL		REACTIVOS FINAL		PRODUCTOS		Conservación masa	
	Fe ₂ O ₃	CO	Fe ₂ O ₃	CO	CO ₂	Fe	INICIAL (g)	FINAL (g)
Exp. 1	36,00	36,00	0,00	17,06	29,76	25,18	36,00+36,00	17,06+29,76+25,18
Exp. 2	52,00	39,27	0,00	11,92	42,98	36,37	52,00+39,27	11,92+42,98+36,37
Exp. 3	40,36	14,55	12,70	0,00	22,86	19,31	40,36+14,55	12,70+22,86+19,31
Exp. 4	56,36	24,00	10,73	0,00	37,71	31,91	56,36+24,00	10,73+37,71+31,91
Exp. 5	68,36	36,00	0,00	0,04	56,50	47,81	68,36+36,00	0,04+56,50+47,81

EXPERIENCIA 7

- Usar la hoja de cálculo del laboratorio para obtener la relación en moles y llegar **al ajuste de la ecuación**.

Una reacción química ajustada nos da información sobre las proporciones en las que reaccionan las sustancias



Por tanto, **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de “contar” moléculas**, ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O₂ por una de CH₄, pero ¿cómo contar moléculas?

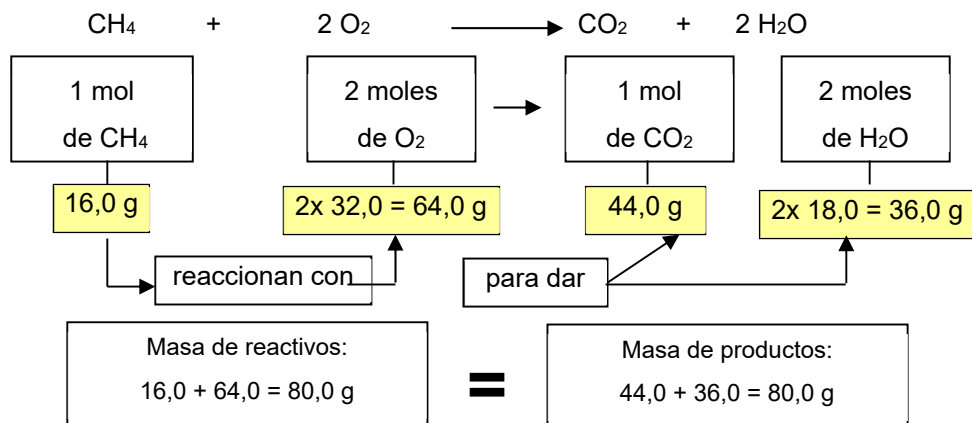
Para conseguirlo hacemos uso del concepto de **mol**:

Un mol de CH₄ es la cantidad de metano que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano y su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 16,0 g. Por tanto, si tomamos 16,0 g de CH₄ estamos cogiendo $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CH₄.

Repitamos ahora el razonamiento con el oxígeno. Un mol de O₂ es la cantidad de oxígeno que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O₂ y su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 32,0 g. Por tanto, si tomamos 32,0 g de O₂ estamos cogiendo $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O₂. Si necesito coger el doble de moléculas debería de coger 2 moles. Esto es 64,0 g de O₂

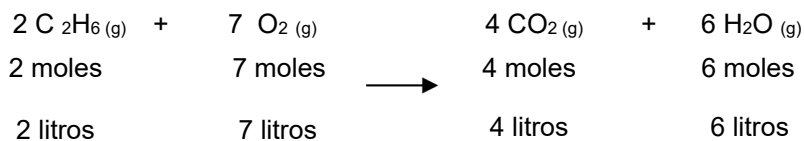


En resumen, si necesitamos que las moléculas de CH₄ y O₂ estén en proporción 1:2 deberíamos de coger 1 mol de CH₄ y 2 moles de O₂, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH₄ y 64,0 g de O₂.



En el caso de que las sustancias sean gases, **y siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura**, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen:

“Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles” (Hipótesis de Avogadro).



Si consideramos un gas y el volumen se mide a 1 atm de presión y 0 °C (condiciones normales o estándar), 1 mol ocupa 22,4 litros (volumen molar).

Sobre el concepto de mol: <https://analesdequimica.es/index.php/AnalesQuimica/article/view/54/54>

ACTIVIDAD FINAL (a realizar por el profesor/a)

A la vista de los resultados obtenidos se realiza **la síntesis de las experiencias realizadas**:

- En una reacción química puede que **los reactivos no se agoten** si no se agregan en las proporciones adecuadas (estequiométricas).
- La reacción se para cuando se agota uno de los reactivos (**reactivo limitante**), quedando un sobrante del otro (**reactivo en exceso**).
- **En una reacción química se conserva la masa.**
- Una ecuación química ajustada presenta la **proporción en moles** de reactivos y productos.
- Cuando los reactivos están en las proporciones estequiométricas dadas por la reacción ajustada se consumen completamente.