* ****

**Lab estequiometría**

**DESCRIPCIÓN GENERAL**

[**http://www.educaplus.org/game/reduccion-de-fe-iii-a-fe**](http://www.educaplus.org/game/reduccion-de-fe-iii-a-fe)

Clic para iniciar reacción

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



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

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



Masas de las sustancias.

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 Fe2O3 (reactivo limitante).
	+ Parte del CO queda sin reaccionar (reactivo en exceso)
	+ Se forma más cantidad de CO2 que de Fe
* Repetir la experiencia con masas distintas y que el Fe2O3 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** |  |
|  | **Fe2O3** | **CO** | **Fe2O3** | **CO** | **CO2** | **Fe** | **Limitante** |
| Exp. 1 | 36,00 | 36,00 | 0,00 | 17,06 | 29,76 | 25,18 | Fe2O3 |
| Exp. 2 | 52,00 | 39,27 | 0,00 | 11,92 | 42,98 | 36,37 | Fe2O3 |
| 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:



Luego:

**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** |
| **Fe2O3** | **CO** | **Fe2O3** | **CO** | **CO2** | **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

 CH4 (g)  + 2 O2 (g) CO2 (g) + 2 H2O (g)

1 molécula de CH4

2 moléculas de O2

1 molécula de CO2

2 moléculas de H2O

reacciona con

para dar

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 6,02.1023 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 6,02.1023moléculas de CH4.

Repitamos ahora el razonamiento con el oxígeno. Un mol de O2 es la cantidad de oxígeno que contiene 6,02. 1023 moléculas deO2 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. 1023moléculas 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.***

Masa de reactivos:

16,0 + 64,0 = 80,0 g

Masa de productos:

44,0 + 36,0 = 80,0 g

**=**

16,0 g

2x 32,0 = 64,0 g

44,0 g

2x 18,0 = 36,0 g

1 mol

 de CH4

2 moles

de O2

1 mol

de CO2

2 moles

de H2O

reaccionan con

para dar

 CH4  + 2 O2 CO2 + 2 H2O

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).

 2 C 2H6 (g)  + 7 O2 (g) 4 CO2 (g) + 6 H2O (g)

2 moles

7 moles

4 moles

6 moles

2 litros

7 litros

6 litros

4 litros

***Si consideramos un gas y el volumen se mide a 1 atm de presión y 0 0C (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**](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 la***s ***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.