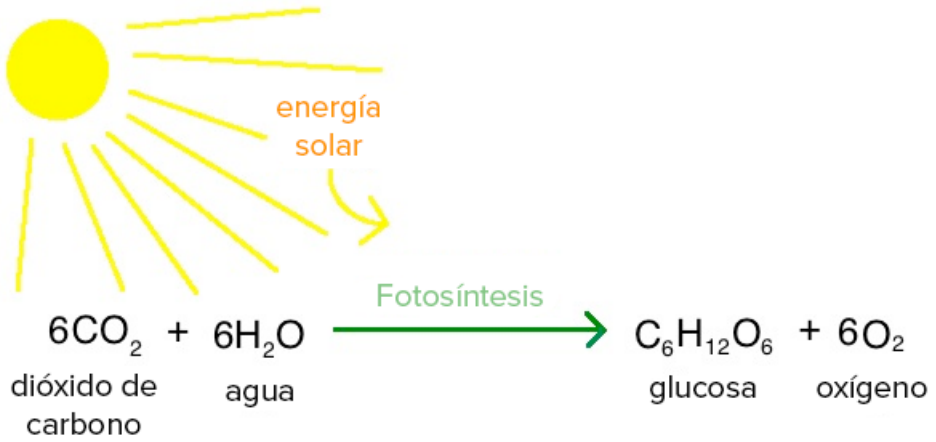
PROPÓSITO:

GUÍA # 2:

Que el estudiante comprenda el concepto de reactivo límite y realice ejercicios prácticos sobre el tema.

MOTIVACIÓN:

Observa, dibuja y analiza la siguiente imagen, en tu cuaderno anota todos los datos estequiométricos que puedas según la reacción presentada:



EXPLICACIÓN:

Reactivo límite:

Supongamos que somos dueños de un restaurante y que se ha realizado un pedido de 25 sánduches, si sabemos que para realizarlos se necesitan dos rebanadas de pan de molde, una rebanada de jamón y otra de queso. Hay 51 rebanadas de pan, 25 de queso y 19 de jamón. Podremos preparar los 25 sánduches Pues al igual que una reacción química el ingrediente limitante en este caso es el jamón, pues sólo tenemos 19.

En una reacción química la situación es similar: una vez se haya consumido uno de los reactivos la reacción se para, es el límite del reactivo. Ejemplo de reactivo Límite Si tenemos la reacción que conduce a la producción de agua.

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 15 moléculas de hidrógeno y 15 moléculas de oxígeno? Necesitamos 2 moléculas de H2 por cada molécula de O2 .

La proporción requerida es de 2:1.

Pero la proporción que tenemos es de 1:1.

Entonces el número de moles de O2 necesarias para reaccionar con todo el H2 es 7,5 y el número de moles de H2 necesarias para reaccionar con todo el O2 es 10. Es decir, que después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O2 es el reactivo limitante. Una manera de resolver cuál es el reactivo limitante es:

El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto. Ejemplo reactivo límite partiendo de las masas iniciales de los reactivos.

Si partimos de la reacción de: amoniaco NH3 y el dióxido de carbono CO2:

$$2NH_3(g) + CO_2\,(g) \longrightarrow (NH_2)_2\,CO\,(ac) + H_2O\,(l)$$

Determina cuál es el reactivo límite si tenemos:

Los reactivos tienen las siguientes cantidades: 640,5 gramos de NH3 y 1345 gramos de CO2 ¿cuántos gramos de urea [(NH2) 2 CO] se obtendrán?

Solución:

Debemos convertir la cantidad de masa en gramos de cada reactivo en moles.

Para ello dividimos los gramos por la masa molecular de cada reactivo así:

NH3 : masa molecular es: 17,031 g/mol

CO2 : masa molecular es: 44, 01 g/mol

Haciendo la división se tiene:

640,5 gramos de NH3 son: 37,60 moles

1345 gramos de CO2 son: 30,56 moles

LA RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA ES:

A partir de 2 moles de NH3 se obtiene1 mol de (NH2) 2 CO

A partir de 1 mol de CO2 se obtiene 1 mol de (NH2) 2 CO

Si cada reactivo se consume en su totalidad tendremos:

• A partir de 37,60 moles de NH3 se obtienen 18,8 moles de (NH2) 2 CO

• A partir de 30,56 moles de CO2 se obtienen 30,56 moles de (NH2) 2 CO

Por tal motivo el reactivo límite es el NH3 amoniaco y podremos obtener como máximo de urea 18,8 moles.

Ahora multiplicamos las moles por el peso o masa molecular de la urea. (NH2)2CO:= 60g/mol 18, 8 moles (NH2) 2 CO x 60 g/mol = 1128 gramos

EJERCICIOS:

Repasemos los ejercicios anteriores sobre el concepto de masa y mol:

1.En un recipiente cerrado hay 38 g de trióxido de dinitrógeno (N_2O_3), gas.

a.¿Cuántos moles hay?.

b.¿Cuántas moléculas de N_2O_3?.

c. ¿Cuántos átomos de nitrógeno?.

d.¿Cuántos átomos de oxígeno?

2.En un recipiente cerrado hay 132 g de propano (C_3H_8)

a.¿Cuántos moles hay?.

b.¿Cuántas moléculas hay de C_3H_8?.

c.¿Cuántos átomos de carbono?.

d.¿Cuántos átomos de hidrógeno?.

3.Disponemos de 100 gramos de $Fe_2(SO_4)_3$.¿ Cuántas moléculas contienen?.

¿Cuántos átomos de hierro?. ¿Cuántos átomos de oxígeno?. ¿Cuántos átomos de azufre?.

4.¿Cuántos cm^3 de etanol deben medirse en una probeta, para tener 0,5 moles de etanol?. La densidad del etanol es 0,789 g/cm^3.

5.¿Cuántas moléculas hay en 2 cm^3 de agua?. La densidad del agua es 1 g/cm^3. Agua = H_2O

6.En 6 cm^3 de etanol, ¿Cuántos gramos hay?. ¿Cuántos moles?. ¿Cuántas moléculas?.¿Cuántos átomos de carbono?. ¿Cuántos átomos de oxígeno?.

¿Cuántos átomos de hidrógeno?. La densidad del etanol es 789 kg/m^3. Etanol = C_2H_6O

EVALUACIÓN:

1.El compuesto SF_6 se obtiene quemando azufre en una atmósfera de flúor. La ecuación balanceada es:

$$S_8 + F_2 \longrightarrow SF_6$$

Si se emplean 1.6 mol de azufre, S_8, y 3.5 mol de F_2, ¿Cuál es el reactivo límite?, Cuál es la cantidad en gramos de producto que se forma?, cuántos gramos sobran del reactivo en exceso?

2. La reacción de metano con agua es una manera de preparar hidrógeno para emplearlo como combustible:

$$CH_4 + H_2O \longrightarrow CO + 3H_2$$

Si se combinan 81.23g de CH_4 con 55.69g de agua:

¿Cuál es el reactivo límite?

a. ¿Cuál es la masa máxima de H_2 que se puede prepara?

b. ¿Qué masa de reactivo en exceso quedará cuando termine la reacción?

c. Cuántos moles sobran del reactivo en exceso

3. En una mezcla de 32g de azufre y 71g de Cl_2, ¿Cuál es el reactivo límite?, cuántas moles del producto se forman?, cuántos moles sobran del reactivo en exceso? El cloruro de aluminio, $AlCl_3$, se fabrica tratando pedazos de aluminio con cloro. Cuál es la reacción balanceada.

Si se comienza con 2.7g de Al y 4.05g de Cl_2:

¿Cuál es el reactivo límite?

a. ¿Qué masa de $AlCl_3$ se puede producir?

b. ¿Qué masa de reactivo en exceso quedará cuando la reacción termine?

4. La disminución del ozono (O3) en la estratosfera ha sido de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el ozono puede reaccionar con el óxido nítrico (NO) que proviene de las emisiones de los aviones de propulsión, a alturas elevadas. La reacción es:

O3 + NO- ----> O2 + NO2

Si 0.740 gramos de O3 reaccionan con 0.670 g de NO

- a)¿Cuál es el reactivo límite?
- b)¿Cuántos gramos de NO2 se producirán?
- c)Calcule el número de moles de reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción

5. Determinar el reactivo límite en una reacción, partiendo de las masas iniciales de los reactivos:

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow - CO_2 + 2\,H_2O$$

Si tenemos 148,7 gramos de metano CH4 y de oxígeno O2 1854 gramos. ¿Cuántos gramos de CO2 se producen y cuál es el reactivo límite?

BIBLIOGRAFÍA:

https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu...