**ESTEQUIOMETRÍA: REACTIVO LÍMITE Y REACTIVO EN EXCESO**

En el laboratorio es difícil tomar las cantidades precisas para cada una de los reactivos, lo que ocasiona que no se consuma la totalidad de los reactivos. Generalmente alguno de ellos se encuentra en exceso.

**El Reactivo Limitante (R. L.):** Es aquel reactivo que se encuentra en menor cantidad estequiométrica con respecto a los otros reactivos. **Es la sustancia que se consume totalmente**, de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. El Reactivo Límite se emplea para, determinar las cantidades de reactivos y productos que se pueda obtener en una reacción.

**EL REACTIVO EN EXCESO**: Es la sustancia que **sobra** en una reacción química, No se consume.

Para hallar el reactivo límite entre dos reactivos se compara la relación estequiométrica con la proporción de masa o moles disponibles (los valores que da el problema)

**Ejemplo:** Cuánto dióxido de azufre se produce cuando reaccionan 2 gramos de azufre con todo el oxígeno de la atmósfera?

EN ESTE CASO, es fácil identificar que el azufre se termina primero (reactivo límite) que el oxígeno y que no todo el oxígeno de la atmósfera se gastará( reactivo en exceso).

**Para solucionar este tipo de problema de cantidades limitantes, donde tenemos dos cantidades de reactivos y No es fácil evidenciar cuál se consume primero, se procede de la siguiente forma:**

**Se balancea la ecuación**

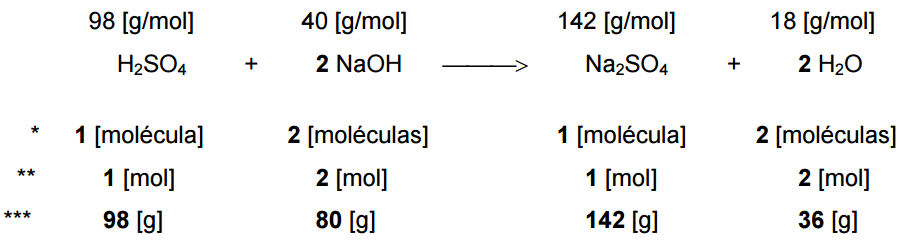
1. Determinar el factor molar de los reactivos
2. Calcular el número de moles necesaria de un reactivo que reaccionan con toda la cantidad del otro reactivo
3. Comparar el número de moles de ese reactivo con las moles necesarias (Obtenidas en el paso anterior). Esta comparación permite saber cual sustancia está en exceso y cuál es el límite
4. Se calculan las cantidades de producto solicitado en el enunciado del problema, partiendo del REACTIVO LÍMITE

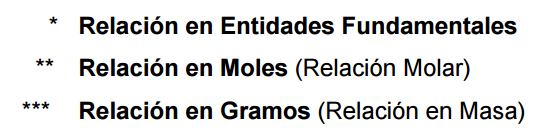
**Ejemplo 2:**

**a)**  ¿Cuál es el reactivo límite y en exceso cuando se hace reaccionar 140 g de H2SO4 con 140 g de NaOH.

b) ¿Cuánta **sal (**Na2SO4) se produjo?

Las relaciones estequiométricas son las siguientes:





Como las unidades están en gramos

Pasan a moles las cantidades dadas en el problema

140 g de H2SO4 x 1 mol de H2SO4\_\_\_\_\_ = 1,43 mol de H2SO4 se tienen

98 gramos de H2SO4

140 g de NaOH x 1 mol de NaOH = 3,5 moles de NaOH se tienen

40 g de NaOH

AHORA

1. Determinar el factor molar de los reactivos

1 mol de H2SO4

2 moles de NaOH

1. Calcular el número de moles necesaria de un reactivo que reaccionan con toda la cantidad del otro reactivo

1,43 mol de H2SO4 X 2 moles de NaOH = 2,86 moles de NaOH se necesitan

1 mol de H2SO4

**Hacemos lo mismo con el NaOH**

3,5 moles de NaOH x 1 mol de H2SO4 = 1,75 moles de H2SO4 se necesitan

2 moles de NaOH

1. Comparar el número de moles de ese reactivo con las moles necesarias (Obtenidas en el paso anterior). Esta comparación permite saber cual sustancia está en exceso y cuál es el límite

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| REACTIVO | TENGO | NECESITO |  |  |
| H2SO4 | 1,43 mol | 1,75 moles | FALTA | R. LIMITE |
| NaOH | 3,5 moles | 2,86 moles | **SOBRA** | **R. EN EXCESO** |

1. Se calculan las cantidades de producto solicitado en el enunciado del problema, partiendo del REACTIVO LÍMITE

**a)**  ¿Cuál es el reactivo límite y en exceso cuando se hace reaccionar 140 g de H2SO4 con 140 g de NaOH.

* El reactivo límite es el H2SO4 ……se consumió todo
* El reactivo en exceso es NaOH………… sobró **0,64 moles** de NaOH

1. ¿Cuánta **sal (**Na2SO4) se produjo?

1,43 mol de H2SO4 x 1mol de Na2SO4 = **1,43 moles de Na2SO4**

R. Limite1 mol de H2SO4

Respuesta se producen**1,43 moles de Na2SO4 a partir de 140 gramos de**

**APLICA LO APRENDIDO**

**EJERCICIOS**

1. El Etileno (C**2**H**4)** arde con el oxígeno para dar dióxido de carbono y agua.
2. Escriba la ecuación
3. Realice una interpretación molar y de masa debajo de la ecuación.
4. C**4**H**10**  + O**2** CO**2** + H**2**O
   1. balancee la ecuación
   2. ¿Cuál es la cantidad en moles de CO**2** producida a partir de 0.15 moles de C**4**H**10?**
5. El fosforo blanco (P4), se forma por reacción de fosfato de calcio, carbono y arena ( SiO2), en un horno eléctrico. ¿Cuántos gramos de fosfato de calcio se requieren para 5 toneladas de fósforo blanco?
6. Si se hace reaccionar 30 gramos de propano (C3H8) y 50 gramos de oxígeno (O2) según la reacción: C3H8 + O2 CO2 + H2O

Determinar:

1. ¿Cuántos gramos de CO2 se pueden obtener?
2. ¿Cuál es el reactivo límite y reactivo en exceso?
3. ¿Cuál y cuánto reactivo sobró?
4. ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se obtienen cuando se hace reaccionar 150 g de magnesio con 150 de oxigeno?
5. El amoniaco se produce por reacción del hidrógeno con el nitrógeno según la reacción 3H2 + N2 2NH3

Si se toman 12 moles de hidrógeno y 5 moles de nitrógeno, calcular:

1. Reactivo límite
2. Cantidad de amoniaco producido
3. Cantidad de reactivo en exceso que sobró
4. El proceso Haber para producción de amoniaco se representa mediante la siguiente ecuación balanceada: A partir de 100 g de N2 y 100 g H2.
5. ¿Cuántos g de NH3 (amoniaco) se obtienen?
6. ¿Cuál el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
7. Calcule la cantidad de gramos de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.
8. Dada la siguiente ecuación química, no igualada:

AlCl3 + H2 → Al + HCl

¿Qué cantidad de H2 se obtiene al hacer reaccionar 3,0 mol de Al con 4,0 mol de HCl?

1. Se hacen reaccionar 0,12 moles de BaCl2 con 0,48 moles de AgNO3. ¿Cuál es el reactivo limite y cuántas moles de AgCl se obtienen?

BaCl2 + AgNO3 Ba(NO3)2 + 2AgCl

respuesta: 0,24 moles de AgCl

1. El trióxido de azufre se hace reaccionar con agua para producir ácido sulfúrico. En una experiencia se combinan 110 gramos de SO3 con 27 gramos de agua.
2. ¿Cuál es el reactivo límite?
3. ¿Cuántos gramos de ácido se formó?
4. ¿Cuánto reactivo en exceso sobró?

Respuesta: 134,88 gramos de ácido

1. CS2 + CL2 S2Cl2  +CCl4

La reacción anterior se usa para fabricar tetracloruro de Carbono, un disolvente que se usa en la fabricación de refrigerantes fluorurocarbonados y propelentes de aerosol.

* 1. balancee la ecuación
  2. Calcule el número de gramos de CS2, necesarios para una reacción con 62,7 g de cloro

1. El Cloruro de níquel (II) reacciona con fosfato de sodio para precipitar fosfato de níquel (II) y cloruro de sodio.
   1. Escribir la ecuación balanceada
   2. ¿Cuántos gramos de cloruro de níquel (II) son necesarios para producir 0.479 mol de fosfato de níquel (II)
2. Dados 5 gramos de óxido yódico y 11 gramos de monóxido de carbono, calcula el número de gramos de I2 producidos de acuerdo a la reacción:

**I2O5 + 5CO I2 + 5 CO2**

Respuesta:3,80 gramos de I2

1. ¿Cuántos gramos de cloruro de plata, AgCl, se pueden preparar haciendo reaccionar 30 g de cloruro de calcio, CaCl2, con suficiente nitrato de plata, AgNO3? (Pesos atómicos: Ag = 108, Cl = 35,5, Ca = 40).

Según la ecuación:

CaCl2 + 2 AgNO3 2 AgCl + Ca (NO3)2

Elija la mejor respuesta en cada una de las siguientes preguntas. (Hay una respuesta).

1. El peróxido de bario (BaO2) se descompone por calentamiento según la siguiente ecuación**:**

**2BaO2  2 BaO + O2**

Si **0,400 moles** de BaO2 se descompone por el calor, la cantidad en gramos de O2 producido es:

A. 6,4 g

B. 0,100 g

C. 0,200 g

D. 0,150g

E. 0,64 g

1. Si **33,8 g de BaO2** se descomponen por el calor, el número de gramos de oxígeno producido es:
2. 16,0 g
3. 6,4 g
4. 32 g
5. 0,100 g
6. 3,20 g
7. Una forma de obtener cloro en el laboratorio es por acción de un agente oxidante fuerte sobre un cloruro.

KMnO4  + HCl KCl + MnCl2 + H2O + Cl2

Si se hace reaccionar 47,2 g de KMnO4 con 50 g de HCl ¿Cuánto Cl2 se produce?

1. El número de moles de Al2O3 que se requiere para preparar 5000 g de Al metálico en el proceso de Hall es de:

Al2O3 + 3C 2Al + 3CO

1. 92,5 moles
2. 12,5 moles
3. 4,5 moles
4. Al agregar ácido sulfúrico a 30 g de zinc se obtiene \_\_\_gramos de H2 según la ecuación:

Zn + H2SO4 ZnSO4 + H2

1. 1,5
2. 0,093
3. 3,9
4. 0,92
5. 1,9

Lic. Martha Cecilia Pérez C.