

Comprender los conceptos de reactivo limitante y su aplicación en la química

Introducción

Reactivo Limitante

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber las moles de un producto obtenidas a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación ajustada. A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica lo normal suele ser que se use un exceso de uno o más reactivos, para conseguir que reaccione la mayor cantidad posible del reactivo menos abundante.

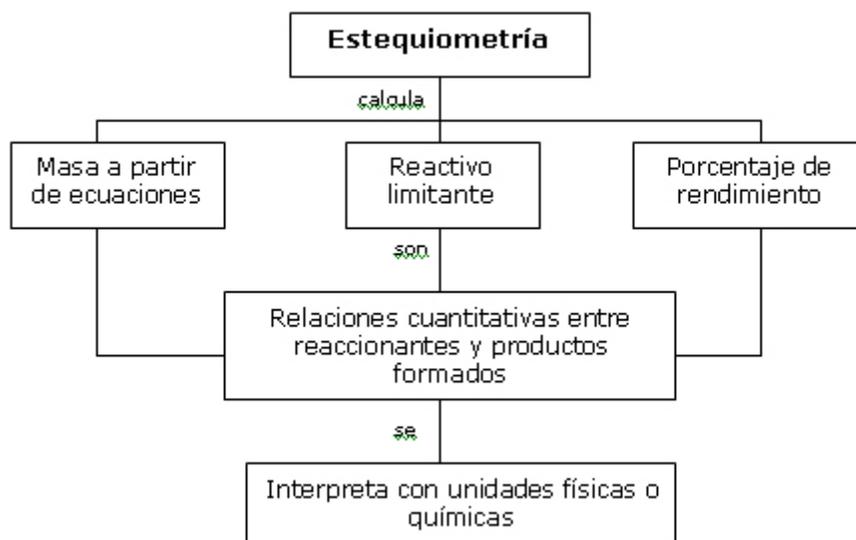
Reactivo limitante

Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama reactivo limitante.

Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado.

Reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química ajustada.

Mapa Conceptual



Desarrollo

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber las moles de un producto obtenidas a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación ajustada. A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica lo normal suele ser que se use un exceso de uno o más reactivos, para conseguir que reaccione la mayor cantidad posible del reactivo menos abundante.

Reactivo limitante

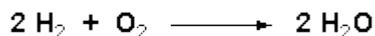
Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama reactivo limitante.

Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado.

Reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química ajustada.

Ejemplo 1:

Para la reacción:



¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?
Necesitamos 2 moléculas de H_2 por cada molécula de O_2

Pero tenemos sólo 10 moléculas de H_2 y 10 moléculas de O_2 .

La proporción requerida es de 2 : 1

Pero la proporción que tenemos es de 1 : 1

Es claro que el reactivo en exceso es el O_2 y el reactivo limitante es el H_2

Como trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles.

Si ahora ponemos 15 moles de H_2 con 5 moles de O_2 entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de O_2 reaccionan con 2 moles de H_2 , entonces el número de moles de O_2 necesarias para reaccionar con todo el H_2 es 7,5, y el número de moles de H_2 necesarias para reaccionar con todo el O_2 es 10.

Es decir, que después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O_2 es el reactivo limitante

Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante es:

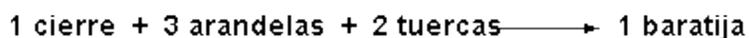
Calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción.

El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

Ejemplo 2:

Se necesita un cierre, tres arandelas y dos tuercas para construir una baratija. Si el inventario habitual es 4,000 cierres, 12,000 arandelas y 7,000 tuercas. ¿Cuántas baratijas se pueden producir?

La ecuación correspondiente será:



En esta reacción, 1 mol de cierres, 3 moles de arandela y 2 moles de tuercas reaccionan para dar 1 mol de baratijas.

1) Divide la cantidad de cada reactivo por el número de moles de ese reactivo que se usan en la ecuación ajustada. Así se determina la máxima cantidad de baratijas que pueden producirse por cada reactivo.

- Cierres: $4,000 / 1 = 4,000$
- Arandelas: $12,000 / 3 = 4,000$
- Tuercas: $7,000 / 2 = 3,500$

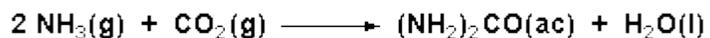
Por tanto, el reactivo limitante es la tuerca.

2) Determina el número de baratijas que pueden hacerse a partir del reactivo limitante. Ya que el reactivo limitante es la tuerca, el máximo número de baratijas que pueden hacerse viene determinado por el número de tuercas. Entran dos tuercas en cada baratija, de modo que el número de bsratijas que pueden producirse, de acuerdo con la estequiometría del proceso es:

$$7,000 / 2 = 3,500 \text{ baratijas}$$

Ejemplo 3:

Considere la siguiente reacción:



Supongamos que se mezclan 637,2 g de NH_3 con 1142 g de CO_2 . ¿Cuántos gramos de urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ se obtendrán?

1) Primero tendremos que convertir los gramos de reactivos en moles:

637,2 g de NH_3 son 37,5 moles

1142 g de CO_2 son 26 moles

2) Ahora definimos la proporción estequiométrica entre reactivos y productos:

- a partir de 2 moles de NH_3 se obtiene 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
- a partir de 1 mol de CO_2 se obtiene 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

3) Calculamos el número de moles de producto que se obtendrían si cada reactivo se consumiese en su totalidad:

- a partir de 37,5 moles de NH_3 se obtienen 18,75 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
- a partir de 26 moles de CO_2 se obtienen 26 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

4) El reactivo limitante es el (NH_3) y podremos obtener como máximo 18.75 moles de urea.

5) Y ahora hacemos la conversión a gramos:

18,75 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ son 1125 g.

Rendimiento

Se cree equivocadamente que las reacciones progresan hasta que se consumen totalmente los reactivos, o al menos el reactivo limitante.

La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse (100%) se llama rendimiento.

Rendimiento teórico

La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico.

A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad

$$\text{Rendimiento de la reacción} \leq \text{rendimiento teórico}$$

Razones de este hecho:

- es posible que no todos los productos reaccionen
- es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado
- la recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible

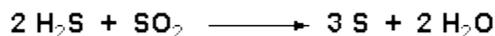
Una cantidad que relaciona el rendimiento de la reacción con el rendimiento teórico se le llama rendimiento porcentual o % de rendimiento y se define así:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento de la reacción}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejemplo:

La reacción de 6,8 g de H_2S con exceso de SO_2 , según la siguiente reacción, produce 8,2 g de S. ¿Cual es el rendimiento?

(Pesos Atómicos: H = 1,008, S = 32,06, O = 16,00).



En esta reacción, 2 moles de H_2S reaccionan para dar 3 moles de S.

1) Se usa la estequiometría para determinar la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de H₂S.

$$(6,8/34) \times (3/2) \times 32 = 9,6 \text{ g}$$

2) Se divide la cantidad real de S obtenida por la máxima teórica, y se multiplica por 100.

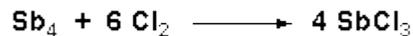
$$(8,2/9,6) \times 100 = 85,4\%$$

Rendimiento con Reactivos Limitantes

Ejemplo:

La masa de SbCl₃ que resulta de la reacción de 3,00 g de antimonio y 2,00 g de cloro es de 3,65 g. ¿Cuál es el rendimiento?

(Pesos Atómicos: Sb = 121,8, Cl = 35,45)



En esta reacción, 1 mol de Sb₄ y 6 moles de Cl₂ reaccionan para dar 4 moles de SbCl₃.

1) Calcular el número de moles que hay de cada reactivo:

Peso Molecular del Sb₄: 487,2

$$\text{número de moles de Sb}_4 = 3/487,2 = 0,006156$$

Peso Molecular del Cl₂: 70,9

$$\text{número de moles de Cl}_2 = 2/70,9 = 0,0282$$

2) Comparar con la relación de coeficientes en la ecuación ajustada. La relación es de 1 mol de Sb₄ a 6 moles de Cl₂. Usando la estequiometría:

$$0,00656/0,0282 = 1/4,3 > 1/6$$

de modo que el reactivo limitante es el Cl₂. Nosotros sólo tenemos 0,0282 moles de Cl₂.

3) Usar la estequiometría para determinar la máxima cantidad de SbCl₃ que puede obtenerse con 2,00 g de Cl₂ (el reactivo limitante).

$$2 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{70,9 \text{ g de Cl}_2} \times \frac{4 \text{ moles de SbCl}_3}{6 \text{ moles de Cl}_2} \times \frac{228,18 \text{ g de SbCl}_3}{1 \text{ mol de SbCl}_3} = 4,29 \text{ g SbCl}_3$$

4) Dividir la cantidad real de SbCl₃ obtenida por la máxima teórica y multiplicar por 100.

$$(3,65/4,29) \times 100 = 85,08\%$$

Resumen

Algunos conceptos

Reactivo limitante

Es aquel reactivo concreto de entre los que participan en una reacción cuya cantidad determina la cantidad máxima de producto que puede formarse en la reacción.

Proporción de reacción

Cantidades relativas de reactivos y productos que intervienen en una reacción. Esta proporción puede expresarse en moles, milimoles o masas.

Rendimiento real

Cantidad de producto puro que se obtiene en realidad de una reacción dada. Compárese con rendimiento teórico.

Rendimiento teórico

Cantidad máxima de un producto específico que se puede obtener a partir de determinadas cantidades de reactivos, suponiendo que el reactivo limitante se consume en su totalidad siempre que ocurra una sola reacción y se recupere totalmente el producto. Compárese con rendimiento.

Rendimiento porcentual

Rendimiento real multiplicado por 100 y dividido por el rendimiento teórico.

Porcentaje de pureza

El porcentaje de un compuesto o elemento específico en una muestra impura.

Modificaciones alotrópicas (alótropos)

Formas diferentes del mismo elemento en el mismo estado físico.

Bibliografía

http://es.wikipedia.org/wiki/Reactivo_limitante

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-04.html>