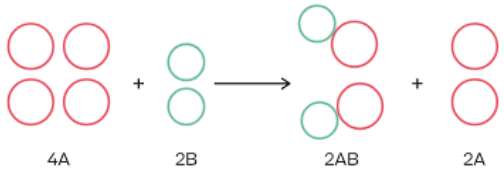
REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO



Cuando se realiza una reacción química la cantidad de producto resultante es limitada por uno de los reactivos que intervienen en la reacción. Por ejemplo, en la reacción hipotética del reactivo A (círculos rojos) y reactivo B (círculos verdes) podemos observar que el *reactivo limitante* es el reactivo B ya que determina cuánto producto se va a obtener. Por lo tanto, el otro reactivo (círculos rojos) está en *exceso* porque sobra cuando el reactivo limitante se ha utilizado por completo.

La cantidad máxima de producto que se puede producir (círculos rojos y verdes) se llama el **rendimiento teórico**.

Para saber cuánto producto se obtendrá, hay que determinar cuál de los reactivos se habrá consumido por completo cuando termine la reacción. Siendo este dato de gran importancia estequiométrica pues es la base de las relaciones ponderales.

Pasos para seguir para el cálculo de reactivo limitante.

Paso 1. Se escribe la ecuación química y se balancea.

$$2Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2AlCl_{3\,(s)}$$

Paso 2. Se escriben las cantidades de sustancias utilizadas y se plantean las incógnitas o sustancias por calcular estequiométricamente.

26.98 g/mol 35.45g/mol

$$2Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2AlCl_{3\,(s)}$$

2.8g 4.25g

Paso 3. Se calculan los moles de cada sustancia:

$$moles\ de\ Al = \frac{2.8g}{26.98g/mol} = 0.1037\ moles$$

$$moles\ de\ Cl_2 = \frac{4.25g}{2(\frac{35.45g}{mol})} = 0.0599\ moles$$

Paso 4. Se determina el reactivo limitante y el reactivo en exceso. Se calcula la relación molar real y la estequiométrica entre el Al y el Cl_2.

$$Proporción\ real = \frac{moles\ de\ Al}{moles\ de\ Cl_2} = \frac{0.1037}{0.0599} = \frac{1.74\ moles\ de\ Al}{mol\ de\ Cl_2}$$

La proporción real nos indica que se tienen 1.74 moles de Al por cada mol de Cl_2, mientras que la ecuación química balanceada nos proporciona el siguiente cálculo de la proporción estequiométrica:

$$Proporción\ estequiométrica = \frac{coeficiente\ número\ de\ Al}{coeficiente\ número\ de\ Cl_2} = \frac{2}{3} = \frac{0.67\ mol\ Al}{mol\ Cl_2}$$

Esto significa que se requieren al menos 0.67 moles de Al por cada mol de Cl_2, comparando los valores de proporción real y la estequiométrica es mayor la real, por lo que hay más Al del que se necesita para reaccionar por cada mol de Cl_2. Como resultado, el Cl_2 es el reactivo limitante y el Al es el reactivo en exceso.

NOTA: Conociendo el reactivo limitante se puede calcular la cantidad de producto obtenido.

Calcular los gr de $AlCl_3$

Empleando la fórmula, se calculan los gramos de la sustancia desconocida ($AlCl_3$) tomando como sustancia conocida al reactivo limitante:

$$g_{sust\ desc} = \frac{Coeficiente\ numérico_{sust\ desc}\ x\ PM_{sust\ desc}}{Coeficiente\ numérico\ _{sust\ conoc} x\ PM_{sust\ conoc}} x\ g_{sust\ conocida}$$

$$g_{AlCl_3} = \frac{2\ x\ 133.33\ g/mol}{3x\ 71 g/mol} x\ 4.25g = 5.32g$$

Ejemplo:

Si en la reacción: Mg + 2HCl → $MgCl_2$ + H_2 se utilizan 8x 10^{23} átomos de magnesio (Mg) y 40 g de ácido clorhídrico (HCl) determina:

a) Reactivo limitante.
b) Reactivo en exceso.
c) Cantidad máxima de cloruro de magnesio ($MgCl_2$) que puede obtenerse.

Solución:

a) Se transforman a moles las cantidades iniciales de los reactivos:

Para el magnesio (Mg)

$$8x10^{23} átomos\ de\ Mg\ x\ \frac{1\ mol\ de\ Mg}{6.023x10^{23}} = 1.32\ moles\ de\ Mg$$

Para el ácido clorhídrico:

$$40g\ de\ HCl\ x\ \frac{1\ mol\ de\ HCl}{36.5\ g\ de\ HCl} = 1.09\ moles\ de\ HCl$$

Se calcula la relación molar real y la estequiométrica entre el Mg y el HCl:

$$Proporción\ real = \frac{moles\ de\ M}{moles\ de\ HCl} = \frac{1.32}{1.09} = \frac{1.21\ moles\ de\ Mg}{mol\ de\ HCl}$$

La proporción real nos indica que se tienen 1.21 moles de Mg por cada mol de HCl, mientras que la ecuación química balanceada nos proporciona el siguiente cálculo de la proporción estequiométrica.

$$Proporción\ estequiométrica = \frac{coeficiente\ número\ de\ Mg}{coeficiente\ número\ de\ HCl} = \frac{1}{2} = \frac{0.5\ mol\ Mg}{mol\ HCl}$$

Esto significa que se requieren al menos 0.5 moles de Mg por cada mol de HCl, comparando los valores de proporción real y la estequiométrica es mayor la real, por lo que hay más Mg del que se necesita para reaccionar por cada mol de HCl. Entonces, el HCl es el reactivo limitante y el Mg es el reactivo en exceso.

b) El reactivo en exceso es el ácido clorhídrico.
c) Conociendo el reactivo limitante se puede calcular la cantidad de producto obtenido.

Calcular los gr de $MgCl_2$.
Empleando la fórmula se calculan los gramos de la sustancia desconocida ($MgCl_2$) tomando como sustancia conocida al reactivo limitante:

$$g_{sust\ desc} = \frac{Coeficiente\ numérico_{sust\ desc}\ x\ PM_{sust\ desc}}{Coeficiente\ numérico\ _{sust\ conoc} x\ PM_{sust\ conoc}}\ x\ g_{sust\ conocida}$$

$$g_{MgCl_2} = \frac{1\ x\ 95.211\ g/mol}{2x\ 36.45 g/mol}\ x\ 40g = 52.24g$$

Para complementar la comprensión de este tema observa el siguiente video sobre cuál es el método más sencillo para identificar el reactivo limitante:
https://www.youtube.com/watch?v=k_3v6YxjkBc

Referencias:

Redacción. (2005) Reactivos limitantes y rendimiento porcentual. Khan Academy. Recuperado de: https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/stoichiometry-and-molecular-composition-ap/limiting-reagent-stoichiometry-ap/a/limiting-reagents-and-percent-yield

Ramírez, Víctor. (2009) Química 2. México. Grupo Editorial Patria.

Al fin entendí. (2022) El método más sencillo para identificar el reactivo limitante. YouTube. Recuperado de: https://www.youtube.com/watch?v=k_3v6YxjkBc