

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA.

Las relaciones numéricas con las que nos podemos encontrar en los problemas de estequiometría son las siguientes: Relaciones entre masas, relaciones masa-volumen y relaciones entre volúmenes. Para resolver problemas de cualquiera de los tres tipos de relación, existe una serie de pasos comunes a todas ellas, que vamos a describir a continuación.

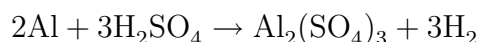
- Escribir y ajustar la correspondiente reacción química
- Comprobar si existe un reactivo limitante.
- Seleccionar las especies que, según el enunciado del problema, vamos a hacer intervenir en los cálculos.

Nota: En todos los casos, se supondrán conocidas las masas atómicas de los elementos que intervienen.

Veamos, a título de ejemplo, los siguientes enunciados en los que no se va a resolver el problema sino, únicamente, escribir y ajustar la reacción química y determinar la existencia de un reactivo limitante :

Enunciado 1: Una masa de 108 gramos de aluminio es atacada con 500 gramos de ácido sulfúrico, produciéndose sulfato de aluminio e hidrógeno. ¿Qué volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, podremos obtener de esta reacción?

Planteamiento: El primer paso será escribir y ajustar la reacción química.



El segundo paso consistirá en determinar cuál es el reactivo limitante:

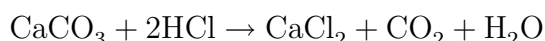
$$\frac{2 \cdot 27 \text{ g de Al}}{108 \text{ g de Al}} = \frac{3 \cdot 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{x \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$$

La masa de H_2SO_4 calculada de esta forma, nos dará $x = 588$ gramos de ácido, Por tanto, existe un exceso de ácido, al disponerse de 588 gramos de éste, por lo que el reactivo limitante será el aluminio.

El tercer paso consiste en seleccionar las especies que vamos a hacer intervenir, en este caso el aluminio y el hidrógeno.

Enunciado 2: Calcular la cantidad de carbonato cálcico que se necesita para obtener por reacción con un exceso de ácido clorhídrico, 10 litros de dióxido de carbono, medidos a 18°C y 752 mm.

Planteamiento: Escribimos y ajustamos, en primer lugar, la reacción química:



En este caso no hace falta calcular el reactivo limitante, pues al mencionar el enunciado que existe un exceso de ácido clorhídrico, reaccionará todo el carbonato cálcico.

Por último seleccionamos las especies que van a intervenir en los cálculos, en este caso, el carbonato cálcico y el dióxido de carbono.

Una vez visto lo anterior, vamos a tratar de forma específica de la resolución de los tres tipos de problemas que pueden plantearse, según las relaciones anteriormente mencionadas. Para cada una de las categorías, plantearemos un ejemplo para resolver

1. Relaciones entre masas: En estos problemas, trabajaremos con los valores de las masas de cada una de las sustancias que hagamos intervenir en los cálculos.

Ejemplo 1: Hallar la cantidad de dióxido de manganeso necesaria para obtener por reacción con un exceso de ácido clorhídrico concentrado, 25 gramos de cloro.

- a) Ajuste de la reacción:



- b) El reactivo limitante es el dióxido de manganeso, pues existe un exceso de ácido clorhídrico, tal y como indica el enunciado.
c) Las especies que tomamos en cuenta son el dióxido de manganeso y el cloro.
d) Calculamos las masas moleculares de estas especies. MnCl_2 : 126; Cl_2 : 71
e) Planteamos la relación numérica y resolvemos:

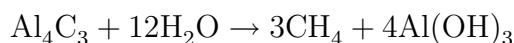
$$\frac{1 \text{ mol de MnO}_2 \cdot 126 \text{ g/mol}}{x \text{ g de MnO}_2} = \frac{1 \text{ mol de Cl}_2 \cdot 71 \text{ g/mol}}{25 \text{ g de Cl}_2}$$

lo que nos da $x = 44,37 \text{ g de MnO}_2$

2. Relaciones masa-volumen: En este tipo de problemas, es conveniente trabajar con la masa de una de las sustancias que hacemos intervenir en los cálculos y el número de moles de la otra, que se tratará de una sustancia gaseosa.

Ejemplo 2: Por acción del agua sobre el carburo de aluminio se obtiene metano e hidróxido de aluminio. ¿Qué volumen de metano, medido a 16°C y 736 mm, obtendremos a partir de 3,2 gramos de carburo de aluminio y 8,5 gramos de agua?

- a) Escribimos y ajustamos la reacción:



- b) Calculamos el reactivo limitante, hallando previamente las masas moleculares de carburo de aluminio (129) y agua (18):

$$\frac{1 \text{ mol de Al}_4\text{C}_3 \cdot 129 \text{ g/mol}}{3,2 \text{ g de Al}_4\text{C}_3} = \frac{12 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot 18 \text{ g/mol}}{x \text{ g de H}_2\text{O}}$$

lo que nos da un resultado de 5,36 g de agua. Puesto que disponemos de 8,5 gramos de agua, este reactivo se encontrará en exceso, utilizándose para los cálculos el reactivo limitante, es decir, el carburo de aluminio.

- c) Planteamos la relación numérica, utilizando la masa molecular del reactivo limitante y el número de moles del gas:

$$\frac{1 \text{ mol de Al}_4\text{C}_3 \cdot 129 \text{ g/mol}}{3,2 \text{ g de Al}_4\text{C}_3} = \frac{3 \text{ mol de CH}_4}{x \text{ mol de CH}_4}$$

con lo que obtenemos 0,075 moles de metano.

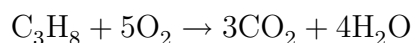
- d) Por último, aplicamos la ecuación general de los gases para hallar el volumen:

$$PV = nRT \quad \frac{736}{760}V = 0,075 \cdot 0,082 \cdot 289 \Rightarrow V = 1,831 \text{ de CH}_4$$

3. Relaciones entre volúmenes: En este tipo de problemas, es conveniente trabajar con el número de moles de cada una de las sustancias gaseosas que hagamos intervenir. En caso de que se nos dé el volumen de un gas, se hallará el número de moles por aplicación de la ecuación de los gases, $PV = nRT$.

Ejemplo 3: Se hacen arder 2 litros de propano, medidos a 12°C y 740 mm. ¿Qué volumen de oxígeno, medido a 23°C y 750 mm será necesario para esta combustión? Los productos de este reacción son dióxido de carbono y agua.

- a) Escribimos y ajustamos la reacción:



- b) No hace falta calcular el reactivo limitante, pues se nos pide la cantidad de un reactivo necesaria para reaccionar con una cantidad del otro.
c) Calculamos el número de moles de propano:

$$\frac{740}{760} \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 285 \Rightarrow n = 0,083 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8$$

- d) Establecemos la relación numérica:

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8}{0,083 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8} = \frac{5 \text{ mol de } \text{O}_2}{x \text{ mol de } \text{O}_2}$$

de donde obtenemos $x = 0,42$ moles de O_2

- e) Calculamos el volumen utilizando la ecuación de los gases:

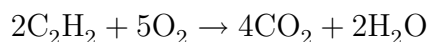
$$\frac{750}{760} \cdot V = 0,42 \cdot 0,082 \cdot 296$$

obteniendo $V = 10,33 \text{ l de } \text{O}_2$

Ejemplo 4: Calcular el volumen de oxígeno necesario para quemar 10 litros de acetileno (etino). Los volúmenes de ambos gases están medidos en las mismas condiciones.

Este caso es el más sencillo de resolver pues, si las condiciones son las mismas, la relación entre el número de moles es equivalente a la relación entre los volúmenes. Por tanto, siguiendo el esquema anterior, tendremos:

- a) Escribir y ajustar la reacción:



- b) Determinar el reactivo limitante: como en este caso se nos da la cantidad de uno solo de los reactivos, se entiende que este reaccionará con la cantidad suficiente del otro.
c) Seleccionar las especies que intervienen en los cálculos: En este caso, acetileno y oxígeno.
d) Establecer la relación numérica:

$$\frac{2 \text{ L de } \text{C}_2\text{H}_2}{10 \text{ L de } \text{C}_2\text{H}_2} = \frac{5 \text{ L de } \text{O}_2}{x \text{ L de } \text{O}_2}$$

El resultado del problema será $x = 25 \text{ L de } \text{O}_2$