

## Reactivo limitante

En los problemas de química, muchas veces van a aparecer cantidades en 2 de los reactivos. En estos casos, para resolver el problema hay que considerar cuál de los 2 reactivos es el limitante, es decir, cuál se va a gastar primero. Cuando eso ocurra la reacción se parará y no se podrá seguir formando productos, por lo que las operaciones habrá que realizarlas con el reactivo limitante.

Los dos ejemplos siguientes ilustran este fenómeno:

- *Estequiometría 1:1*

Se quiere montar bolígrafos. Cada bolígrafo está compuesto por el cuerpo del bolígrafo y su capuchón. Si se tienen 12 cuerpos y 9 capuchones, ¿cuántos bolígrafos completos se pueden construir?

En este ejemplo, está claro que al tener sólo 9 capuchones, el número total de bolígrafos que se pueden montar son 9. El *reactivo limitante* son los capuchones.

- *Estequiometría diferente a 1:1*

Se quiere vender packs de bolígrafos en estuches. Cada estuche tiene 3 bolígrafos. Si se disponen de 70 bolígrafos y 20 estuches, ¿cuántos packs se pueden hacer?

Con 70 bolígrafos se pueden hacer  $\frac{70}{3} = 23, \hat{3}$  packs, y con los 20 estuches 20 packs. Como el número máximo de packs que se pueden hacer son 20, los estuches van a ser el *reactivo limitante*.

Estos problemas se pueden resolver utilizando 2 estrategias distintas. Las mismas se detallan en los ejemplos siguientes:

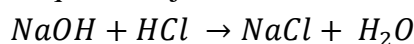
### Estequiometría 1:1

En un matraz de 250 mL se añaden 50 g de hidróxido de sodio y 44 g de ácido clorhídrico. ¿Cuál es la concentración de la sal formada?

Datos: Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5; H = 1; O = 16

Parte común a los dos métodos:

a) Escribimos la ecuación química ajustada:



b) Calculamos los moles de cada compuesto:

$$M_M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

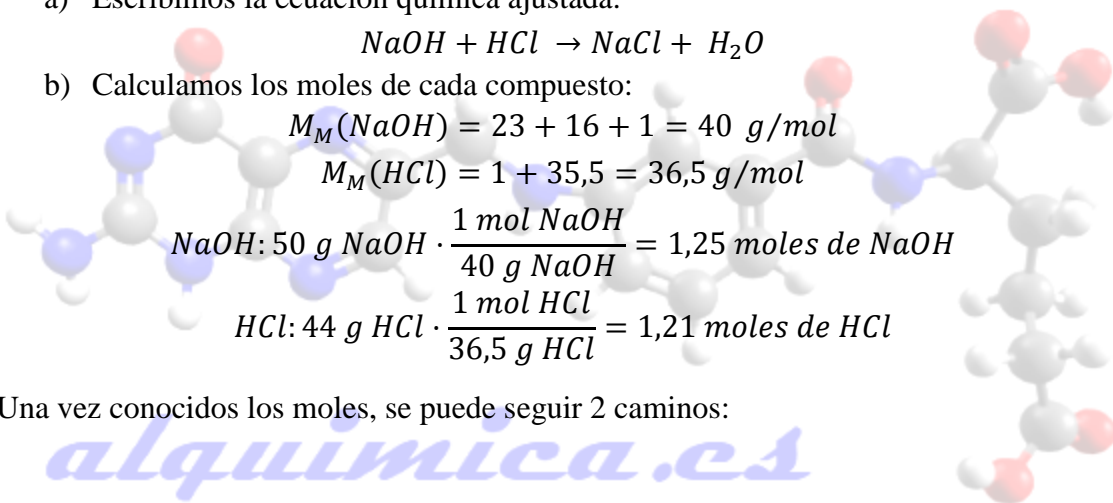
$$M_M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{NaOH: } 50 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 1,25 \text{ moles de NaOH}$$

$$\text{HCl: } 44 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 1,21 \text{ moles de HCl}$$

Una vez conocidos los moles, se puede seguir 2 caminos:

*alquimica.es*



### 1. Trabajando con el producto.

Se calculan los moles que se forman con cada uno de los reactivos (por dos métodos distintos, se puede emplear cualquiera de ellos). El reactivo con el que se obtengan menos es el limitante:

$$\text{NaOH (por reglas de 3): } \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaOH} \rightarrow 1 \text{ mol de NaCl} \\ 1,25 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{1,25 \cdot 1}{1} = 1,25 \text{ moles de NaCl}$$

$$\text{HCl (por factores): } 1,21 \text{ moles de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 1,21 \text{ moles de NaCl}$$

Como se obtienen menos moles con el *HCl*, éste es el reactivo limitante. Por lo tanto, los moles que se obtienen de *NaCl* son: 1,21.

Conociendo los moles, se calcula la concentración:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volumen disolución(L)}} = \frac{1,21}{0,25} = 4,84 \text{ M}$$

### 2. Trabajando con los reactivos

Se determina el reactivo limitante trabajando con los reactivos. Este método es útil si en el problema piden la cantidad del reactivo en exceso.

Se elige cualquiera de los reactivos y se calcula cuanto se necesita del otro, en función del valor obtenido se determina cuál es el reactivo limitante:

Por ejemplo, se determina cuanto *HCl* se necesita para que reaccione todo el *NaOH*.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol NaOH} \rightarrow 1 \text{ mol HCl} \\ 1,25 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{1,25 \cdot 1}{1} = 1,25 \text{ moles de HCl}$$

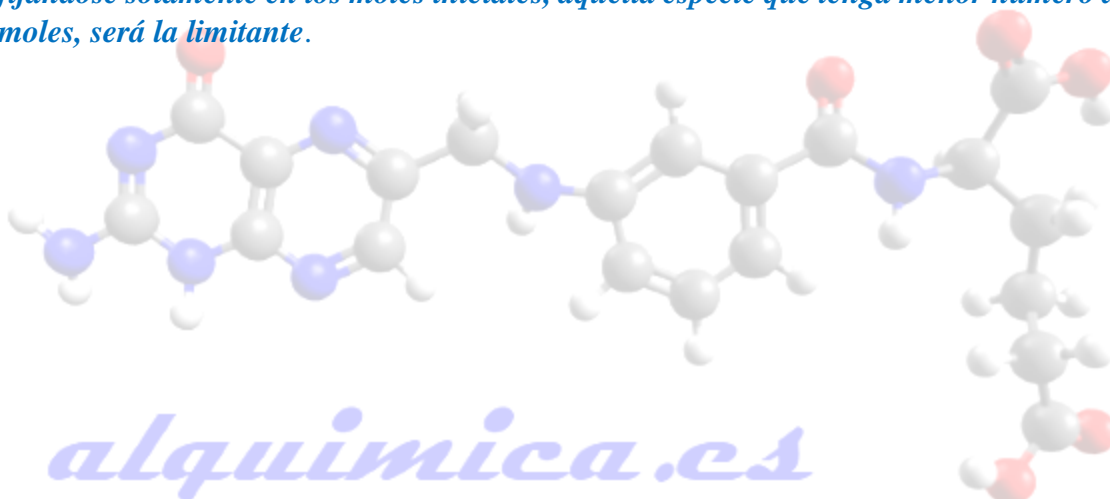
Como sólo se tienen 1,21 moles de *HCl*, no va a poder reaccionar toda el *NaOH*, y por lo tanto la base va a ser el limitante.

Sabiendo ya cual es el limitante, se calculan los moles de la sal con éste y, posteriormente la molaridad.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaOH} \rightarrow 1 \text{ mol de NaCl} \\ 1,25 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{1,25 \cdot 1}{1} = 1,25 \text{ moles de NaCl}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volumen disolución(L)}} = \frac{1,21}{0,25} = 4,84 \text{ M}$$

*Cuando la estequiometría entre los reactivos es 1:1, es fácil saber cuál es el limitante fijándose solamente en los moles iniciales, aquella especie que tenga menor número de moles, será la limitante.*



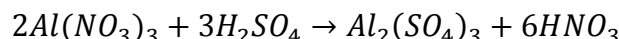
### Estequiometría distinta de 1:1

La sistemática de trabajo es la misma que en el caso anterior, pero ahora no se va a poder determinar cuál es el reactivo limitante solamente calculando los moles iniciales.

Se mezclan 300 mL de  $Al(NO_3)_3$  0,40M con 150 mL de  $H_2SO_4$  1,0 M. ¿Cuántos gramos de sulfato de aluminio se forman? ¿Cuál es la concentración del reactivo en exceso sobrante una vez que se ha producido la reacción? (suponga volúmenes aditivos)

Datos: Masas atómicas: Al = 27; S = 32; H = 1; O = 16; N = 14

La reacción que ocurre es:



Se calculan los moles de cada reactivo, en este caso a través de la fórmula de la molaridad:

$$Molaridad = \frac{\text{moles soluto}}{V \text{ disolución(L)}} \rightarrow m = M \cdot V \begin{cases} Al(NO_3)_3 \rightarrow 0,40 \cdot 0,3 = 0,12 \text{ moles} \\ H_2SO_4 \rightarrow 1,0 \cdot 0,15 = 0,15 \text{ moles} \end{cases}$$

Seguidamente, para determinar cuál es el reactivo limitante se empleará el segundo método del problema anterior, puesto que hay que calcular la molaridad del reactivo en exceso.

$$0,12 \text{ moles } Al(NO_3)_3 \cdot \frac{3 \text{ moles } H_2SO_4}{2 \text{ moles } Al(NO_3)_3} = 0,18 \text{ moles de } H_2SO_4$$

Como para que reaccionen todos los moles de nitrato de aluminio se necesitan 0,18 moles de ácido sulfúrico y en el problema sólo hay 0,15 moles, el reactivo limitante es el  $H_2SO_4$ . Por lo tanto, es con este ácido con el que hay que realizar las operaciones.

Cálculo de los gramos de  $Al_2(SO_4)_3$ .

$$0,15 \text{ moles de } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } Al_2(SO_4)_3}{3 \text{ moles } H_2SO_4} \cdot \frac{342 \text{ g de 1 mol de } Al_2(SO_4)_3}{1 \text{ mol de } Al_2(SO_4)_3} = 17,1 \text{ g de } Al_2(SO_4)_3$$

Cálculo de la concentración del reactivo en exceso.

Se determinará primeramente los moles de  $Al(NO_3)_3$  que sobran:

$$0,15 \text{ moles } H_2SO_4 \cdot \frac{2 \text{ moles } Al(NO_3)_3}{3 \text{ moles } H_2SO_4} = 0,10 \text{ moles de } Al(NO_3)_3 \text{ que reaccionan}$$

$$0,12 - 0,10 = 0,02 \text{ moles de } Al(NO_3)_3 \text{ que no reaccionan}$$

Por último se determina la molaridad de ese reactivo:

$$M = \frac{0,02}{0,300 + 0,150} = 0,044 \text{ M}$$

*alquimica.es*

