

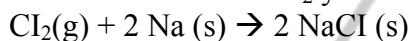


ESTEQUIOMETRÍA

1. Se mezclan 2 litros de cloro gaseoso (Cl_2), medidos a 97°C y 3 atm, con 3,45 gramos de sodio metálico, y se dejan reaccionar para formar cloruro de sodio. Suponiendo que la reacción es completa:

- ¿Qué reactivo está en exceso? ¿Cuántos moles de él quedan sin reaccionar?
- ¿Qué masa de cloruro sódico se forma?

La reacción entre el Cl_2 y el Na viene descrita por la ecuación ajustada:



- En las condiciones dadas de p y T, suponiendo que el Cl_2 se comporta como un gas ideal, al aplicar la ecuación de estado de los gases ideales, $pV = nRT$, podemos calcular los moles contenidos en los 2 L de cloro. Quedará:

$$3 \text{ atm} \times 2 \text{ L} = n \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times (273 + 97) \text{ K} \text{ donde: } n = 0,198 \text{ mol de } \text{Cl}_2.$$

Por otro lado, teniendo en cuenta la masa molar del Na, $23,0 \text{ g/mol}$, los 3,45 g equivalen a: $3,45 \text{ g} / 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,15 \text{ mol}$, y puesto que de la ecuación ajustada observamos que cada mol de Cl_2 necesita el doble de Na, no habrá bastante sodio para reaccionar con el cloro. Es decir, el cloro estará en exceso, gastándose todo el Na. De cloro quedará:

$$0,198 - 0,15/2 = 0,123 \text{ moles}$$

- De cloruro de sodio se forma igual cantidad (en moles) que la que haya reaccionado de Na; esto es, 0,15 mol, que, teniendo en cuenta la masa molar del NaCl, $58,5 \text{ g/mol}$, equivalen a: $0,15 \text{ mol} \times 58,5 \text{ g/mol} = 8,78 \text{ g}$ de NaCl.