Auxiliar 1 CM1A1 Primavera 2007
3 de Agosto de 2007
Prof. Cátedra Teresa Velilla G.
Prof. Aux. Juan Pablo Elgueta J.

1.- La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Su composición porcentual másica es la siguiente:

C: 44,4 %
H: 6,21 %
S: 39,5 %
O: 9,86 %

Calcule su fórmula empírica.
¿Cuál es su fórmula molecular si su masa molar es aprox. de 162 g.?

Solución:

Se asume como base de cálculo 100 g de la sustancia

$$n_C = 44.4 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.697 \text{ mol C}$$

$$n_H = 6.21 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 6.161 \text{ mol H}$$

$$n_S = 39.5 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.07 \text{ g S}} = 1.232 \text{ mol S}$$

$$n_O = 9.86 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.6163 \text{ mol O}$$

De esta forma, se obtiene la siguiente fórmula, $C_{3,697}H_{6,161}S_{1,232}O_{0,6163}$.

Ahora, dividiendo por el menor número de moles (0,6163 mol), se tiene la fórmula empírica $\mathbf{C_6H_{10}S_2O}$.

Para determinar la fórmula molecular, se divide la masa molar por la masa empírica.

$$\frac{\textit{masa} \text{ molecular}}{\text{masa empírica}} = \frac{162 \text{ g}}{162{,}28 \text{ g}} \approx 1$$

De esta forma, la fórmula molecular y la fórmula empírica es la misma, $\mathbf{C_6H_{10}S_2O}$.

2.- Balancee las siguientes ecuaciones:
a) $C + O_2 \rightarrow CO$
b) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$
c) $H_2 + Br_2 \rightarrow HBr$

d) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$
e) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$
f) $O_3 \rightarrow O_2$
g) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$
h) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
i) $Zn + AgCl \rightarrow ZnCl_2 + Ag$
j) $S_8 + O_2 \rightarrow SO_2$
k) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
l) $Cl_2 + NaI \rightarrow NaCl + I_2$
m) $KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + H_2O$
n) $CH_4 + Br_2 \rightarrow CBr_4 + HBr$

Respuesta:

Las ecuaciones equilibradas son:
a) $2C + O_2 \rightarrow 2CO$
b) $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$
c) $H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$
d) $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$
e) $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
f) $2O_3 \rightarrow 3O_2$
g) $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$
h) $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
i) $Zn + 2AgCl \rightarrow ZnCl_2 + 2Ag$
j) $S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2$
k) $2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$
l) $Cl_2 + 2NaI \rightarrow 2NaCl + I_2$
m) $3KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + 3H_2O$
n) $CH_4 + 4Br_2 \rightarrow CBr_4 + 4HBr$

3.- El óxido nitroso (N_2O) (gas hilarante) se puede preparar por la descomposición térmica de nitrato de amonio (NH_4NO_3). El otro producto es agua.

a) Escriba una ecuación balanceada para esta reacción
b) ¿Cuántos gramos de N_2O se formarían si se utiliza 0,46 mol de NH_4NO_3 para la reacción?

Respuesta:

a) $NH_4NO_3\ (s) \rightarrow N_2O\ (g) + 2H_2O\ (g)$

b) Empezando con moles de NH_4NO_3, se puede usar la razón molar desde la ecuación balanceada para encontrar los moles de N_2O. Una vez que se tienen los moles de N_2O, se puede usar la masa molar de N_2O para convertir a gramos de N_2O.
Combinando las 2 conversiones en un cálculo, se tiene:

mol NH_4NO_3 → mol N_2O → g N_2O

$$? \text{ g } N_2O = 0{,}46 \text{ mol } NH_4NO_3 \times \frac{1 \text{ mol } N_2O}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \times \frac{44{,}02 \text{ g } N_2O}{1 \text{ mol } N_2O} = 2{,}0 \times 10^{1} \text{ g } N_2O$$

4.- Reacción de descomposición del ozono:

$$O_3 + NO \rightarrow O_2 + NO_2$$

Si 0,740 g de O_3 reaccionan con 0,670 g de NO, ¿cuántos gramos de NO_2 se producirán? ¿Cuál compuesto es el reactivo limitante? Calcule el número de moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

Respuesta:

Notar que en esta reacción se da la cantidad de ambos reactantes, por lo que es un problema del tipo de reactivo limitante.
El reactante que produce menos moles de producto es el reactivo limitante.
¿Cómo se convierte una cantidad de reactante a una cantidad de producto? Se realiza el cálculo de cada reactante, y luego se compara los moles de producto (NO_2), formado por las cantidades dadas de O_3 y NO para determinar cual de los reactantes es el reactivo límite.

De esta forma se tiene, partiendo con 0,740 g de O_3, se calcula el número de moles de NO_2 producidos si reacciona todo el O_3.

$$? \text{ mol } NO_2 = 0{,}740 \text{ g } O_3 \times \frac{1 \text{ mol } O_3}{48{,}00 \text{ g } O_3} \times \frac{1 \text{ mol } NO_2}{1 \text{ mol } O_3} = 0{,}01542 \text{ mol } NO_2$$

Por otro lado, partiendo con 0,670 g de NO, se hace el cálculo similar para NO.

$$? \text{ mol } NO_2 = 0{,}670 \text{ g NO} \times \frac{1 \text{ mol NO}}{30{,}01 \text{ g NO}} \times \frac{1 \text{ mol } NO_2}{1 \text{ mol NO}} = 0{,}02233 \text{ mol } NO_2$$

La cantidad inicial de O_3 limita la cantidad de producto que se puede formar, por lo que éste es el **reactivo limitante.**

El problema pregunta por los gramos de NO_2 producido. Ya se sabe cuantos moles de NO_2 son producidos, 0,01542 moles.
Se usa la masa molar de NO_2 como el factor de conversión a gramos (Masa molar NO_2 = 46,01 g).

$$? \text{ g } NO_2 = 0{,}01542 \text{ mol } NO_2 \times \frac{46{,}01 \text{ g } NO_2}{1 \text{ mol } NO_2} = 0{,}709 \text{ g } NO_2$$

Comprobación: ¿Es razonable la respuesta? Se formaron 0,01542 moles de producto. ¿Cuál es la masa de 1 mole de NO_2?

Estrategia: Haciendo el trabajo inverso, se puede determinar la cantidad de NO que reacciona para producir 0,01542 moles de NO_2. La cantidad de NO que queda es la diferencia entre la cantidad inicial y la cantidad reaccionada.

Solución: Empezando con 0,01542 moles de NO_2, se pueden determinar los moles de NO que reaccionan usando la razón molar desde la ecuación balanceada. Se pueden calcular los moles iniciales de NO empezando con 0,670 g y usando la masa molar de NO como el factor de conversión.

$$\text{mol NO reaccionado} = 0{,}01542 \text{ mol } NO_2 \times \frac{1 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol } NO_2} = 0{,}01542 \text{ mol NO}$$

$$\text{mol NO inicial} = 0{,}670 \text{ g NO} \times \frac{1 \text{ mol NO}}{30{,}01 \text{ g NO}} = 0{,}02233 \text{ mol NO}$$

mol NO sobrante = mol NO inicial - mol NO reaccionado

$\Rightarrow$ mol NO sobrante = 0,02233 mol NO - 0,01542 mol NO = 0,0069 mol NO