

EJERCICIOS REPASO REACCIONES QUÍMICAS

Aquí tenéis una recopilación de ejercicios resueltos. Para cualquier duda, ya sabéis que podéis preguntarme.

PROBLEMA RESUELTO 1

El hierro se obtiene haciendo reaccionar óxido de hierro (III) con hidrógeno; como producto de la reacción se obtiene también agua.

- Escribe y ajusta la reacción.
- ¿Qué cantidad (en gramos) de óxido de hierro (III) debe reaccionar para obtener 5 kg de hierro?
- ¿Cuántas bombonas de hidrógeno hay que utilizar en el proceso si cada una es de 10 L y almacenan el hidrógeno a una presión de 20 atmósferas, a la temperatura de 25 °C?

Planteamiento y resolución

- Primero escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos. Luego expresamos en mol la cantidad de las sustancias que intervienen.

Fe_2O_3	+	3H_2	→	2Fe	+	$3 \text{H}_2\text{O}$
				5 kg		
				89,6 mol		

$$M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol} \rightarrow 5000 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8 \text{ g de Fe}} = 89,6 \text{ mol de Fe}$$

Obtenemos la cantidad, en mol, de cualquier otra sustancia de la reacción utilizando la proporción que indican los coeficientes estequiométricos de ambas. A continuación, expresamos las cantidades obtenidas en las unidades que nos pidan.

- Cálculo del Fe_2O_3 que hace falta:

$$89,6 \text{ mol de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol de Fe}} = 44,8 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

$$M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 55,8 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 159,6 \text{ g/mol} \rightarrow 44,8 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} = 7,15 \cdot 10^3 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

- Cálculo del H_2 que hace falta. Como es un gas, se utiliza la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen que debe ocupar el H_2 que se necesita:

$$89,6 \text{ mol de Fe} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de Fe}} = 134,4 \text{ mol de H}_2$$

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{p} = \frac{134,4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}}{20 \text{ L}} = 164,2 \text{ L}$$

Hacen falta 17 bombonas ya que $164,2/10 = 16,42$. No son suficientes 16 bombonas.

PROBLEMA RESUELTO 2

El amoníaco reacciona con el oxígeno para dar monóxido de nitrógeno y agua en un proceso en que se liberan 290 kJ por cada mol de amoníaco que reacciona. En un recipiente que contiene 112 L de oxígeno en condiciones normales se introducen 85 g de amoníaco.

- Escribe y ajusta la reacción.
- ¿Cuántos gramos de monóxido de nitrógeno se podrán obtener, como máximo, en el proceso?
- ¿Qué cantidad de energía se obtendrá?
- ¿Qué volumen ocupará el agua obtenida si se recoge a 50 °C. Dato: densidad del agua a 50 °C = 1 g/mL.

Planteamiento y resolución

- a) Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que intervienen.

$$M_{\text{NH}_3} = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol} \rightarrow 85 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} = 5 \text{ mol de NH}_3$$

Como el oxígeno es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

2 NH ₃	+	5/2 O ₂	→	2 NO	+	3 H ₂ O
85 g		112 L en C.N.				
5 mol		5 mol				

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 112 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 5 \text{ mol}$$

Dado que se ponen en contacto cantidades concretas de los dos reactivos, debemos sospechar que uno de ellos actúa como reactivo limitante. Partimos de la cantidad de uno de ellos y calculamos la cantidad que haría falta del otro para reaccionar con él.

Obtenemos la cantidad, en mol, de cualquier otra sustancia de la reacción utilizando la proporción que indican los coeficientes estequiométricos de ambas.

$$5 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{5/2 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = 6,25 \text{ mol de O}_2$$

El reactivo limitante es el O₂, ya que no tenemos los 6,25 mol de esta sustancia que hacen falta para reaccionar con los 5 mol de NH₃ presente.

- b) La cantidad de NO que se puede obtener como máximo es la que permite el O₂ presente:

$$5 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de NO}}{5/2 \text{ mol de O}_2} = 4 \text{ mol de NO} \rightarrow M(\text{NO}) = 14 + 16 = 30 \text{ g/mol} \rightarrow$$
$$\rightarrow 4 \text{ mol de NO} \cdot \frac{30 \text{ g de NO}}{1 \text{ mol de NO}} = 120 \text{ g de NO}$$

- c) La cantidad de energía que se obtendrá va a depender de los mol de NH₃ que reaccionen:

$$5 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{5/2 \text{ mol de O}_2} = 4 \text{ mol de NH}_3 \rightarrow 4 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{290 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de NH}_3} = 1160 \text{ kJ}$$

- d) Calculamos la masa de agua que se obtiene, utilizando las proporciones estequiométricas, y luego el volumen equivalente, por medio del dato de la densidad:

$$5 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{O}}{5/2 \text{ mol de O}_2} = 6 \text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol} \rightarrow$$
$$\rightarrow 6 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 108 \text{ g de H}_2\text{O}$$

PROBLEMA RESUELTO 3

Cuando se calienta el amoníaco se descompone dando nitrógeno e hidrógeno. En un recipiente se introducen 30 g de amoníaco y se calientan; cuando la descomposición ha terminado, se encuentra que se han producido 30 L de nitrógeno, medidos a 0,8 atmósferas y 125 °C. Determina el rendimiento de la reacción y la cantidad de hidrógeno que se habrá obtenido, también a 0,8 atmósferas y 125 °C.

Planteamiento y resolución

Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos. Debajo de cada sustancia, escribimos los datos que conocemos. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que intervienen.

$$M_{\text{NH}_3} = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol} \rightarrow 30 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} = 1,76 \text{ mol de NH}_3$$

Como el nitrógeno es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

2 NH ₃	→	N ₂	+	3 H ₂
30 g		30 L, 0,8 atm, 125 °C		
1,76 mol		0,74 mol		

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 125) \text{ K}} = 0,74 \text{ mol}$$

La estequiometría del proceso nos permitirá calcular la cantidad de N₂ que se podría obtener si todo el NH₃ se hubiese transformado (es la cantidad teórica).

$$1,76 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = 0,88 \text{ mol N}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow \text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad que se obtiene realmente}}{\text{Cantidad que se obtendría en teoría}} \cdot 100 \rightarrow \text{Rendimiento} = \frac{0,74}{0,88} \cdot 100 = 84,1\%$$

Determinaremos el volumen de H₂ que se ha obtenido a partir de la cantidad de N₂ que se ha obtenido de forma efectiva. Como los dos gases están en las mismas condiciones de presión y temperatura, la proporción en volumen es la misma que en partículas:

$$30 \text{ L de N}_2 \cdot \frac{3 \text{ L H}_2}{1 \text{ L de N}_2} = 90 \text{ L H}_2$$

- 15 El nitrato de potasio es otro de los comburentes más utilizados, se descompone formando nitrito de potasio y liberando oxígeno.

SOLUCIÓN

- a) Escribe ajustada la ecuación de descomposición del nitrato de potasio



- b) ¿Qué cantidad en mol y en gramos de oxígeno se obtienen a partir de 1 kg de nitrato de potasio?
Masas atómicas K = 39 u; O = 16 u; N = 14 u.

Masas moleculares: $\text{KNO}_3 \rightarrow 101 \text{ g/mol}$; $\text{O}_2 \rightarrow 32 \text{ g/mol}$

$$1000 \text{ g de } \text{KNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{101 \text{ g}} = 9,9 \text{ mol de } \text{KNO}_3$$

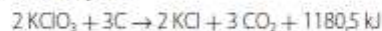
Según la ecuación, con 2 mol de clorato de potasio se obtienen 3 mol de oxígeno:

$$9,9 \text{ mol de } \text{KNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ mol de } \text{KNO}_3} = 4,95 \text{ mol de } \text{O}_2 \rightarrow 4,95 \text{ mol de } \text{O}_2 \cdot \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 158,4 \text{ g de } \text{O}_2$$

- c) Compara las liberación de oxígeno por la misma cantidad de los dos comburentes, ¿cuál crees que libera más oxígeno y es un comburente más eficaz en las combustiones?

En el primer caso, por cada 2 mol de clorato se liberan 3 mol de oxígeno. Sin embargo, en el segundo caso; por cada 2 mol de nitrato solo se produce 1 mol de oxígeno (solo libera un tercio del oxígeno que contiene). Por tanto, el clorato de potasio es un comburente más eficaz; libera todo el oxígeno que contiene en su molécula. De los cálculos anteriores se comprueba como a partir de la misma cantidad de comburente, 1 kg, se obtiene más cantidad de oxígeno en el caso del clorato que en el nitrato.

- d) Escribe la reacción de combustión entre el carbono y el clorato de potasio sabiendo que por cada mol de carbono quemado se desprenden 393,5 kJ.



- e) Con 100 g de clorato de potasio, ¿cuántos gramos de carbono se pueden quemar?

$$100 \text{ g de } \text{KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{122,5 \text{ g}} = 0,816 \text{ mol de } \text{KClO}_3$$

Según la ecuación, con 2 mol de KClO_3 reaccionan 3 mol de C:

$$0,816 \text{ mol de } \text{KClO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de C}}{2 \text{ mol de } \text{KClO}_3} = 1,224 \text{ mol de C} \rightarrow 1,224 \text{ mol de C} \cdot \frac{12 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 14,69 \text{ g de C}$$

- f) Calcula la energía liberada al quemar el carbono obtenido.

La cantidad de carbono obtenida anteriormente es de 1,224 mol, conocido el dato del calor de combustión del carbono:

$$1,224 \text{ mol C} \cdot \frac{393,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de C}} = 481,6 \text{ kJ}$$