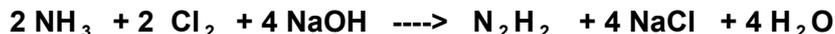


La hidrazina líquida ( $N_2H_2$ ) se obtiene a escala industrial haciendo reaccionar amoníaco con cloro y solución de hidróxido sódico. Teniendo en cuenta que como productos de reacción se obtienen también cloruro sódico y agua. Se pide:

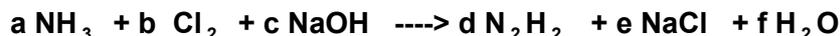
a) Escribir la reacción ajustada. b) Si se hacen burbujear 200 g de  $NH_3$  gas y 175 g de  $Cl_2$  en una solución que contiene exceso de hidróxido de sodio y se obtiene hidrazina con un rendimiento del 90%. ¿Qué cantidad en gramos de hidrazina se recuperará?

RESOLUCIÓN

a) La reacción, ajustada, que tiene lugar es:



Puede hacerse por el método de los coeficientes, planteando una ecuación para cada elemento, igualando el número de átomos del mismo en los reactivos y productos. Para ello suponemos unos coeficientes para cada sustancia y con ellos planteamos las correspondientes ecuaciones::



<b>N:</b> $a = 2.d$	Suponemos, por ejemplo: <b>b = 1</b> , con lo que al sustituir nos quedará: $2.1 = e$ <b>e = 2</b> y así $c = e = 2$ <b>c = 2</b> $c = f = 2$ <b>f = 2</b>	$a = 2.d$
<b>H:</b> $3.a + c = 2.d + 2.f$		$3.a + 2 = 2d + 2.2 \Rightarrow 3.a = 2.d + 2$
<b>Cl:</b> $2.b = e$		al resolver este sistema:
<b>Na:</b> $c = e$		$3.a = a + 2; 2.a = 2; a = 1$ y así
<b>O:</b> $c = f$		$1 = 2d; d = 1/2$

pero como todos los coeficientes deben ser números enteros, al obtener para **d** un valor fraccionario, multiplicamos todos los coeficientes por 2, con lo que nos quedarán:

**a = 2 ; b = 2 ; c = 4 ; d = 1 ; e = 4 ; f = 4**, valores que colocaríamos en la reacción original.

B) Si se introducen 200 g de  $NH_3$  y 175 g de  $Cl_2$ , tenemos que comprobar, según la estequiometría de la reacción si éstas son las cantidades estequiométricas o si tenemos exceso de alguno de los dos. Así:

	<b>2 NH<sub>3</sub> +</b>	<b>2 Cl<sub>2</sub> +</b>	<b>4 NaOH</b>	<b>---</b>	<b>N<sub>2</sub>H<sub>2</sub> +</b>	<b>4 NaCl +</b>	<b>4 H<sub>2</sub>O</b>
estequiom	2 mol=34 g	2 mol=142 g	4 mol=160 g		1 mol=30 g	4 mol=234 g	4 mol=72 g
este caso	200?	<b>175</b>			<b>X</b>		

Con estas cantidades, y teniendo en cuenta las que reaccionan, según la estequiometría podemos ver que sobrará amoníaco, por lo que vamos a determinar qué cantidad del mismo se necesitará para reaccionar con los 175 g de Cloro, y que, obviamente, debe ser menor de los 200 g de que disponemos:

$$g \text{ de } NH_3 = \frac{34 \cdot 175}{142} = 41,90 \text{ g de } NH_3 \text{ que reaccionan}$$

Por tanto, el reactivo limitante es el Cloro, y es el que vamos a utilizar para los cálculos estequiométricos.

La cantidad de Hidrazina se determina a partir de la estequiometría de la reacción:

$$x = \frac{175 \cdot 30}{142} = 36,97 \text{ g de } N_2H_2 \text{ pero esta es la cantidad que se obtendría si el rendimiento del proceso}$$

fuera del 100%, pero dado que se nos indica que el rendimiento del proceso es solamente del 90%, en la realidad obtendríamos el 90% de esa cantidad, es decir:

$$g \text{ de } N_2H_2 \text{ realmente obtenidos} = 36,97 \cdot \frac{90}{100} = 33,27 \text{ gramos}$$