

Rendimiento teórico vs. rendimiento actual.

Porcentaje de rendimiento de una reacción química.

Cuando ocurre una reacción química asumimos que todos los reactivos reaccionan y se convierten en productos, sin importar la estequiometría. Las reacciones ocurren de la forma en que las escribimos, pero por una variedad de razones las reacciones no se completan al 100%. Algunas razones pueden ser desvíos en la reorganización de los átomos (*reacciones secundarias*), presencia de contaminantes o de cantidad de energía requerida. Por lo que normalmente se forma menos producto del que cabría esperar en función de la cantidad de reactivos utilizados.

Se definen los siguientes conceptos:

Rendimiento teórico

El que se obtiene de usar la estequiometría de la reacción para calcular la cantidad de producto formado.

Rendimiento actual

Se obtiene de la medida directa de la cantidad de producto formado en la reacción.

Rendimiento de la reacción

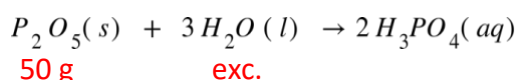
La relación entre el rendimiento actual y el rendimiento teórico, expresado en tanto por ciento.

$$\% \text{ Rendimiento reaccion quimica} = \frac{\text{Rendimiento actual}}{\text{Rendimiento teorico}} \times 100$$

Los procesos industriales están estrechamente relacionados con el cálculo del porcentaje de rendimiento de una reacción química.

PROBLEMAS

1. La producción del ácido ortofosfórico se hace según la siguiente reacción. ¿Qué masa de H_3PO_4 se producirá a partir de 50 g de P_2O_5 reaccionando con exceso de agua?



La masa de H_3PO_4 teóricamente esperada:

$$50 \cancel{\text{ g } P_2O_5} \times \frac{\cancel{\text{ mol } P_2O_5}}{142 \text{ g } P_2O_5} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol } H_3PO_4}}{1 \cancel{\text{ mol } P_2O_5}} \times \frac{98 \text{ g } H_3PO_4}{1 \cancel{\text{ mol } H_3PO_4}} = 69.0 \text{ g } H_3PO_4$$

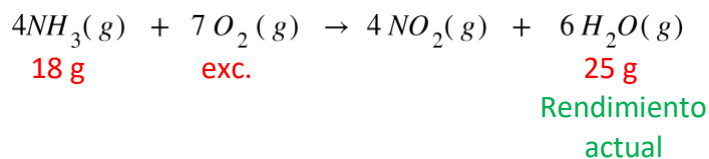
Rendimiento
teórico

2. Para el problema anterior, si se producen 65 g de H_3PO_4 . ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

Los 65 g de H_3PO_4 corresponderían al **rendimiento actual**:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento actual}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \frac{65 \cancel{\text{ g}}}{69.0 \cancel{\text{ g}}} \times 100 = 94 \%$$

3. ¿Cuál es el rendimiento de la siguiente reacción, si se producen 25 g de agua a partir de 18 g de NH_3 reaccionado con exceso de oxígeno?



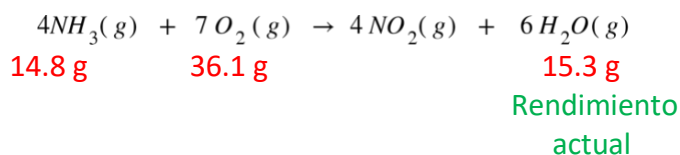
Calculamos el rendimiento teórico:

$$18 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{\cancel{\text{mol NH}_3}}{17 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} \times \frac{6 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}}{4 \cancel{\text{mol NH}_3}} \times \frac{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{1 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}} = 28.6 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

El rendimiento de la reacción es:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento actual}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \frac{25 \cancel{\text{g}}}{28.6 \cancel{\text{g}}} \times 100 = 87.4 \%$$

4. En la reacción anterior 14.8 g de NH_3 reaccionan con 36.1 g de O_2 gas. ¿Cuál es el rendimiento si se producen 15.3 g de H_2O ?



Para buscar el rendimiento teórico de la formación del agua hay que encontrar, en primer lugar, el reactivo limitante.

$$14.8 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{\cancel{\text{mol NH}_3}}{17 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} \times \frac{6 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{4 \cancel{\text{mol NH}_3}} = 1.31 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$36.1 \text{ g } \cancel{\text{O}_2} \times \frac{\cancel{\text{mol O}_2}}{32 \text{ g } \cancel{\text{O}_2}} \times \frac{6 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{7 \cancel{\text{mol O}_2}} = 0.967 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

Reactivo limitante

Hacemos el cálculo del rendimiento teórico respecto del reactivo limitante:

$$0.967 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}} \times \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}} = 17.4 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

Rendimiento teórico

El rendimiento de la reacción es:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento actual}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \frac{15.3 \cancel{\text{g}}}{17.4 \cancel{\text{g}}} \times 100 = 87.9 \%$$

BIBLIOGRAFÍA

THE CRASH CHEMISTRY ACADEMY

- Video: Percent Yield Tutorial Explained + Practice Problems. mp4
<https://www.youtube.com/watch?v=L7NEeVY4-P0>