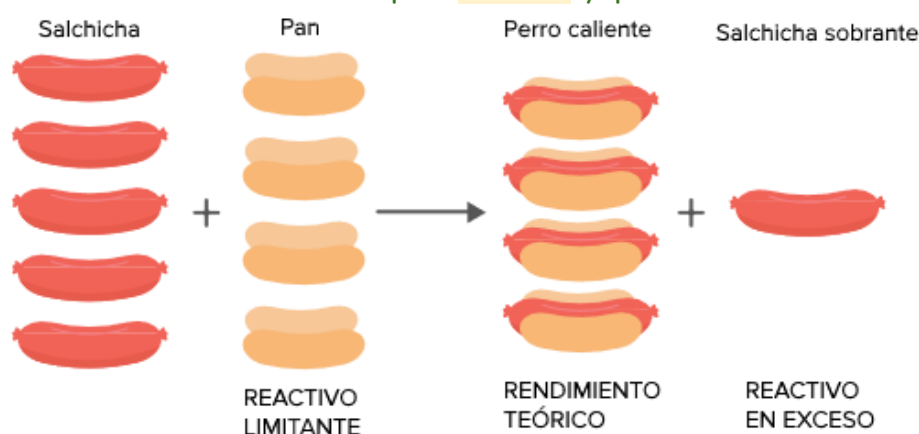


## Reactivo Limitante y Exceso

No siempre los reactantes se encuentran en **proporción estequiométrica**, por lo que puede haber uno de los elementos que sea **insuficiente para hacer reaccionar al otro** dando algo adicional en el producto.

**Limitante:** Es cuando la sustancia se encuentra en **menor proporción** limitando la cantidad de producto que se forma.

**Exceso:** El reactivo que **sobra** y parte de él no reacciona.



ej:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \Rightarrow 2\text{NH}_3$  en razón 1:3  
entonces en  $12\text{N}_2 + 25\text{H}_2$  se ve que nos faltan 11  $\text{H}_2$  para cumplir con la razón 1:3 por lo tanto este sería el reactivo limitante.

ej: 4g de  $\text{H}_2$  + 34g de  $\text{O}_2$  forman 36g de agua, sabiendo que  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ , se puede deducir que el reactivo exceso es el  $\text{O}_2$  ya que sobrarían 2g.

**Rendimiento de una Rx:** La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse se llama rendimiento.

El **rendimiento teórico** es la cantidad de producto que **debiera formarse** si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción. A la cantidad realmente formada se le llama rendimiento (real), siempre se cumple que el **rendimiento real es menor o igual al rendimiento teórico**.

Las posibles razones de este fenómeno son las siguientes:

- No todos los productos reaccionan
- **Reacciones laterales** que no llevan al producto deseado

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{rendimiento de reacción}}{\text{rendimiento teórico}} * 100$$