

Reactivo limitante. Teoría

Se combinan cantidades de dos reactivos:

¿Están en proporción estequiométrica?

- SÍ: reacciona todo y se agotan ambos
- NO:
 - Uno no reacciona del todo, no se agota, y se dice que está en exceso
 - Otro sí reacciona del todo, sí se agota, y se dice que es el limitante

La limitación está asociada a estequiometría: da igual si se mezclan masas, volúmenes de gas o volúmenes de disolución, hay que comparar siempre moles

La palabra limitante está asociada a que “uno limita la cantidad que puede reaccionar de otro”

Idea cualitativa: cadena de montaje de motos o coches, se parte de 100 chasis y 100 ruedas (reactivos) ¿cuál es el limitante y cuál está en exceso?



Reactivo limitante. Ejemplos

Ejemplo de reacción ajustada: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Ejemplos de combinación:

a) 2 mol H_2 y 1 mol O_2 : proporción estequiométrica, reacciona todo.

b) 2 mol H_2 y 2 mol O_2 : O_2 en exceso y sobra, H_2 limitante, se agota

c) 320 g H_2 y 320 g O_2 : pasamos a moles

$320 \text{ g } \text{H}_2 = 320/2=160 \text{ mol } \text{H}_2$ $320 \text{ g } \text{O}_2 = 320/32=10 \text{ mol } \text{O}_2$

Proporción estequiométrica (reacción ajustada) $\text{H}_2/\text{O}_2=2/1$

Proporción real $\text{H}_2/\text{O}_2=160/10=16$

Conclusión: hay H_2 en exceso y O_2 es el limitante

Otra manera de hacerlo es ver qué cantidad de moles del 2º sería la estequiométrica asociada al 1º: 10 mol O_2 necesitan 20 mol H_2

