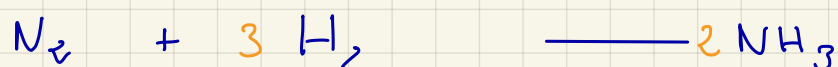


REACTIVO LIMITANTE



* 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles H_2 produce 2 moles de $\text{NH}_3 \Rightarrow$ AMBOS REACTIVOS SE GASTAN

* Si en el recipiente se introducen:

1 mol de N_2 y 4 moles H_2

- ¡SOBRA 1 mol de H_2 ! $\Rightarrow$ EXCESO (Hemos puesto demás)
- ¡ N_2 SE CONSUME TODO! $\Rightarrow$ REACTIVO LIMITANTE

DEBE RECORDARSE QUE

* LAS SUSTANCIAS REACCIONAN SEGÚN MARCA LA ESTEQUIOMETRÍA: coeficientes estequiométricos

* LOS REACTIVOS SE "GASTAN" O CONSUMEN EN EL PROCESO

• UNO DE ELLOS, EL LIMITANTE, SE CONSUME COMPLETAMENTE

• DE LOS REACTIVOS EN EXCESO QUEDA CIERTA CANTIDAD

* LOS PRODUCTOS "APARECEN" (AL PRINCIPIO NO HAY PRODUCTOS)

PARA FACILITAR LOS CÁLCULOS SE DEBE REALIZAR UN BALANCE DE MATERIA:

SE RECOMIENDA TRABAJAR CON MOLES

1. CALCULAR CUANTOS MOLES HAY DE CADA REACTIVO AL PRINCIPIO

2. DETERMINAR CUANTO REACCIONA: NOS LO DICE LA ESTEQUIOMETRÍA

3. CALCULAR CUANTOS MOLES QUEDAN DE CADA REACTIVO

moles iniciales - moles que reaccionaron

Ejemplo

En un recipiente se introducen 5 moles de nitrógeno y 6 moles de hidrógeno.

Calcula quién es el Reactivo limitante, cuánto sobra del reactivo en exceso y cuánto amoníaco se obtiene.



INICIAL:	5	6	0
REACCIONAN:	2	6	4 (Se obtienen)
QUEDA:	3	0	4

¿Cómo se llega a esa conclusión?

$\rightarrow$ 3 moles de H_2 reacc con 1 de $\text{N}_2 \Rightarrow$ 6 moles reacc con 2 y como hay 5 es POSIBLE
Sobran: 3 moles de N_2 .

Se forman 4 moles de NH_3 (por cada mol de N_2 se forman 2 de NH_3)

$\rightarrow$ Si SUPONÉMOS que reaccion 5 moles de N_2 necesitarían el triple de H_2 : $5 \times 3 = 15$ moles H_2
¡SOLO HAY 6!
NO PUEDE OCURRIR

CONCLUSIÓN

- Reactivo EXCESO: N_2 : Sobran 3 moles
- R. Limitante: H_2 : SE CONSUME TODO
- Se obtienen: 4 moles de NH_3