

DESEMPEÑO: El estudiante debe ser capaz de resolver ejercicios de estequiometria demostrando capacidad de análisis y aplicación de procesos matemáticos y químicos.

APRENDAMOS A OBTENER EL PESO DE UNA 1 MOL

Calculo de la masa molecular de CaCO_3 :

$$\begin{array}{rcl} \text{Ca} & = & 40 \text{ g} \cdot 1 = 40 \text{ g} \\ \text{C} & = & 12 \text{ g} \cdot 1 = 12 \text{ g} \\ \text{O} & = & 16 \text{ g} \cdot 3 = 48 \text{ g} \quad + \\ & & \hline & & 100 \text{ g/mol} \end{array}$$

Determinar el peso molecular de los siguientes compuestos:

H_2SO_4

ELEMENTOS	CANTIDAD	PESO ATOMICO	PRODUCTO
RELACION MOLAR		1 mol de H_2SO_4 = 98 gramos	

K_2SO_4

ELEMENTOS	CANTIDAD	PESO ATOMICO	PRODUCTO
RELACION MOLAR		1 mol de K_2SO_4 = gramos	

NaNO₃

ELEMENTOS	CANTIDAD	PESO ATOMICO	PRODUCTO
RELACION MOLAR		1 mol de NaNO ₃ =	gramos

K₂Cr₂O₇

ELEMENTOS	CANTIDAD	PESO ATOMICO	PRODUCTO
RELACION MOLAR		1 mol de k ₂ Cr ₂ O ₇ =	gramos

REALICEMOS CALCULOS POR FACTORES DE CONVERSION

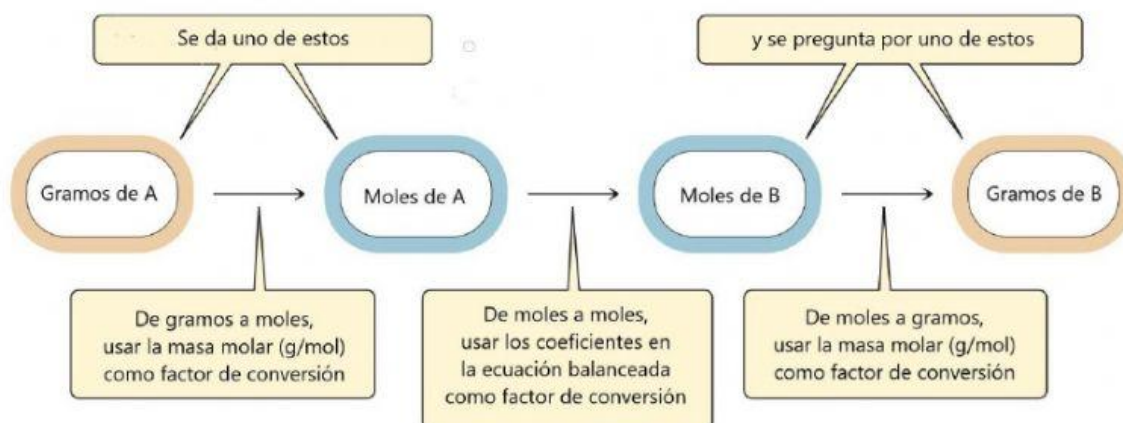
1. A cuantos gramos corresponden 0,25 moles de K₂SO₄.

$$0,25 \text{ moles K}_2\text{SO}_4 \times \frac{174,18 \text{ g}}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4} = 43,54 \text{ gramos K}_2\text{SO}_4$$

2. A cuantos gramos corresponden 0,50 gramos de K₂Cr₂O₇

3. A cuantos kilogramos equivalen, 236 moles de NaNO₃

OBSERVA:



Estequiometria

Pasos en estequiometria: gramos a gramos

El Metanol hace combustión en el aire según la siguiente ecuación:



Si 209 g de metanol se consumen en la combustión, ¿qué masa de agua es producida?

gramos CH_3OH $\longrightarrow$ moles CH_3OH $\longrightarrow$ moles H_2O $\longrightarrow$ gramos H_2O

$$209 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH}}{32.0 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH}} \times \frac{4 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH}} \times \frac{18.0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} =$$

$$235 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

APLIQUEMOS LO APRENDIDO

4. El sodio reacciona con el oxígeno para formar óxido sódico. Plante la ecuación, balancéala y resuelve.

4.1 Cuantos gramos de sodio se requieren para obtener 70 gramos de óxido.

4.2 Cuantas moléculas de óxido se producen cuando se utilizan 100 gramos de sodio.

4.3 Cuantos átomos de sodio se producen cuando reaccionan 0,25 moles de oxígeno

5. ¿Cuál de las siguientes operaciones es la correcta para calcular el número de gramos de carburo de calcio (CaC_2) necesarios para obtener 5,2 gramos de acetileno (C_2H_2)? (Pesos Atómicos: Ca = 40,01, C = 12,01, O = 16,00, H = 1,008).



a) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2/26 \text{ g C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol CaC}_2/1 \text{ mol C}_2\text{H}_2) \times (64.1 \text{ g CaC}_2/1 \text{ mol})$

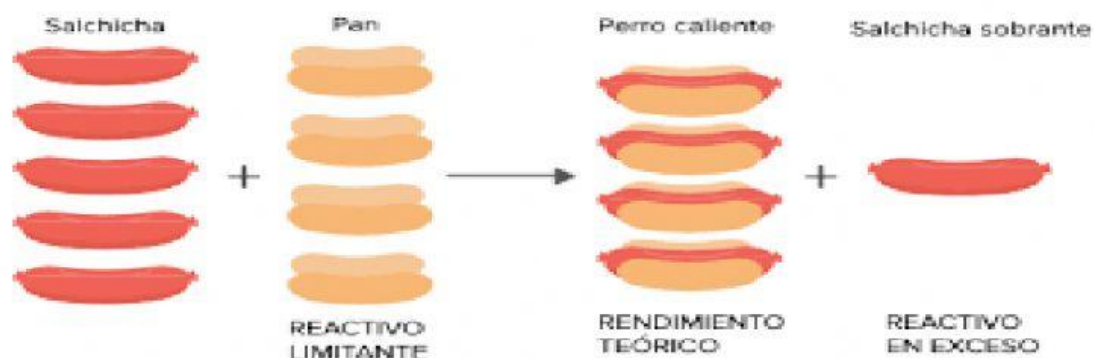
b) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (26 \text{ g C}_2\text{H}_2/1 \text{ mol}) \times (1 \text{ mol CaC}_2/1 \text{ mol C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol}/64.1 \text{ g CaC}_2)$

c) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (1 \text{ mol}/26 \text{ g C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2/1 \text{ mol CaC}_2) \times (1 \text{ mol}/64.1 \text{ g CaC}_2)$

d) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (26 \text{ g C}_2\text{H}_2/1 \text{ mol}) \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2/1 \text{ mol CaC}_2) \times (64.1 \text{ g CaC}_2/1 \text{ mol})$

REACTIVO LIMITANTE

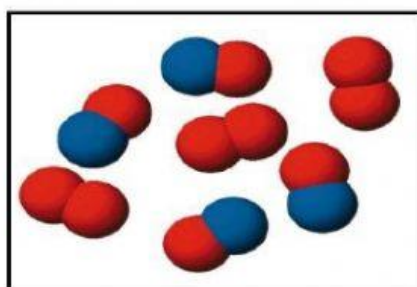
OBSERVA



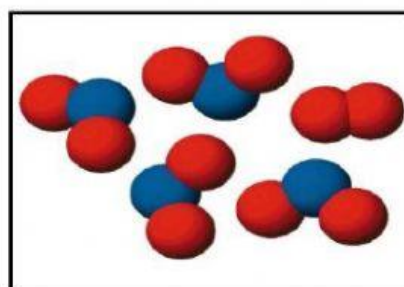
AHORA EN UNA REACCION

REACTIVO LIMITANTE

22



Reactivos



Productos



Reactivo limitante = _____

Reactivo en exceso = _____



Ejemplo: Si reaccionan 7 g de Fe (56 u) con 8 g de S (32 u) para formar FeS ¿cuál es el reactivo limitante y cuál el excedente?



$$7 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{56 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{88 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 11 \text{ g FeS}$$

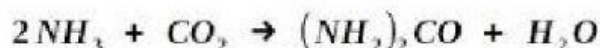
$$8 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{88 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 22 \text{ g FeS}$$

reactivo limitante: Fe
reactivo en exceso: S

$$7 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{56 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{32 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 4 \text{ g S}$$

Reactivo limitante

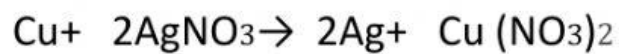
La urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ se prepara por la reacción del amoníaco con dióxido de carbono



En un proceso se hacen reaccionar 637 gramos de NH_3 con 1142 gramos de CO_2 .

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuánta masa de urea se forma?
- ¿Cuánto reactivo en exceso quedará sin reaccionar?

6. Dada la siguiente ecuación determina cual es el reactivo limitante y el reactivo que queda en exceso:

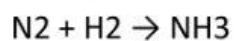


A. 0,35 MOL Cu y 0,50 moles Ag (NO₃)

B. 0,90 moles Cu y 0,25 moles Ag (NO₃)

C. 70 gramos Cu y 70 gramos Ag (NO₃)

7. Dada la reacción



- A. ¿Cuántos gramos de amoníaco se producen cuando reaccionan 50 gramos de Nitrógeno y 40 gramos de Hidrogeno?
- B. Cuantas moléculas de amoníaco se producen al reaccionar 90 gramos del reactivo limite.