



# Materiales Educativos GRATIS

## QUIMICA

## CUARTO

# REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

### REACTIVO LIMITANTE (R.L) Y REACTIVO EN EXCESO (RE)

#### El Reactivo limitante (R.L)

Es aquel reactante que se consume totalmente porque interviene en menor proporción estequiométrica (agota la sustancia)

#### El reactivo en exceso (RE)

Es aquel reactante que se consume parcialmente porque interviene en mayor proporción estequiométrica (sobra la sustancia)

$$\text{Reactivo (Reactante)} = \frac{\text{C.R}}{\text{C.T}} \begin{cases} \text{Menor valor} \\ \boxed{\text{R.L.}} \\ \text{Mayor valor} \\ \boxed{\text{R.E.}} \end{cases}$$

C.T. = cantidad teórica

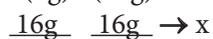
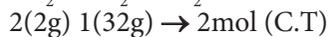
C.R. = cantidad real

Ejemplo:

Si en un recipiente se tiene 16 g de Hidrógeno y 10 g de oxígeno. ¿Cuántas mol de agua se a producido?

#### Resolución

Inicialmente se tiene: 16 g (H<sub>2</sub>) y 16 g (O<sub>2</sub>)



$$4 \quad \boxed{0,5}$$

$$\text{R.E} \quad \text{R.L} \quad x = 2 \times 0,5 = 1 \text{ mol (H}_2\text{O)}$$

$$\text{R.L} = 0,2; \text{R.E.} = \text{H}_2$$

∴ Se produce 1 mol (H<sub>2</sub>O)

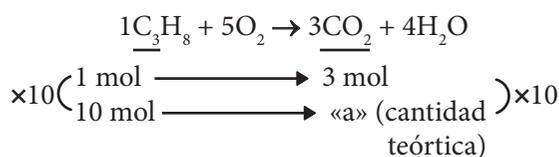
### PORCENTAJE DE RENDIMIENTO (RENDIMIENTO PORCENTUAL)

En las reacciones de laboratorio sucede que no siempre se puede obtener la cantidad máxima de producto que se considera teóricamente posible, por ello se toma:

$$\text{Porcentaje de Rendimiento (Rendimiento porcentual)} = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \times 100\%$$

Ejemplo 2

Si 10 mol de gas propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) producen solamente 15 mol de anhídrido carbónico (CO<sub>2</sub>). ¿Qué porcentaje de eficiencia tiene la reacción?



$$a = 30 \text{ mol (CO}_2\text{)}$$

$$R = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \times 100\%$$

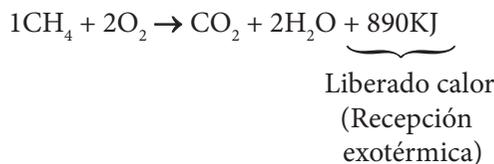
$$R = \frac{15 \text{ mol (CO}_2\text{)}}{30 \text{ mol (CO}_2\text{)}} \times 100\% = 50\%$$

∴ Presenta un Rendimiento del 50%

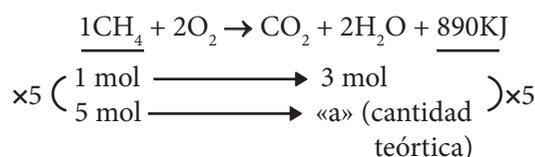
### ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES TERMOQUÍMICAS

Una ecuación termoquímica es una forma de representar una reacción química y saber la cantidad de calor que se a ganado o perdido.

Ejemplo 3:



Si se quiere saber cuanta cantidad, su energía se libera en la combustión de 5 mol de metano (CH<sub>4</sub>).



$$x = 4450 \text{ KJ de Energía}$$

∴ Se libera 4450 KJ de Energía

## ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIONES EN SOLUCIÓN ACUOSA

Las reacciones en soluciones acuosas pueden ser de tipo ácido - base, precipitado, redox, entre otras, en estos casos se utiliza como referencia a la Molaridad.

$$\text{Molaridad} = \frac{\# \text{ de moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

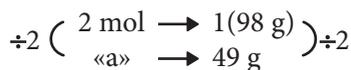
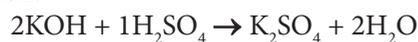
$$M = \frac{N_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}}$$

Ejemplo:

Calcule los litros de solución de Hidróxido de Potasio (KOH) 0,5 M que se requiere para reaccionar con 49,

de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) ( $\overline{M} = 98 \text{ uma}$ )  
 $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Resolución:



a = 1 mol (KOM)

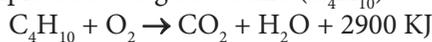
$$M = \frac{n}{V} \quad 0,5 = \frac{1}{V_{\text{sol}}}$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{1}{0,5} = 2 \text{ litros}$$

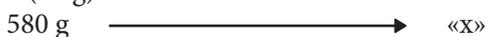
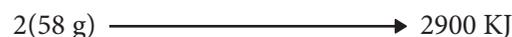
## Trabajando en clase

### Integral

1. Calcule cuánta energía se libera en la combustión completa de 580 g de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ )

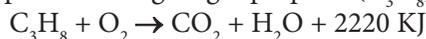


Resolución:

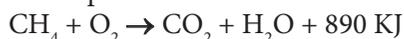


$$x = \frac{580(2900)}{2(88)} = 14 \text{ 500 KJ}$$

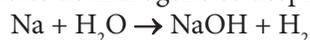
2. Calcule cuánta energía se libera en la combustión completa de 880 g de gas propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ )



3. Los gramos de gas metano ( $\text{CH}_4$ ) que son necesarios para producir 5340 KJ de energía para combustión completa.



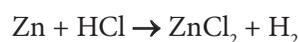
4. ¿Cuándo se mezclan para que reaccionan 4 mol de agua y suficiente cantidad de sodio, que cantidad de moles de hidrogeno se desprenden?



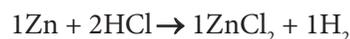
### UNMSM

5. El volumen en litros del gas hidrogeno ( $\text{H}_2$ ) en condiciones normales, producidos al mezclar 365

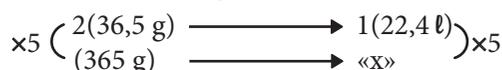
gramos de HCl con suficiente zinc. ( $\text{Cl} = 35,5$ )



Resolución:

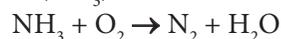


C.N.

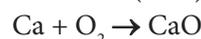


$$x = 112 \text{ l } (\text{H}_2)$$

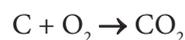
6. El volumen, en litros, el gas nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) en condiciones normales, producidas al mezclar 680 g de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) con suficiente oxígeno es:



7. Los gramos de calcio necesarias para la producción de 10 mol de óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ) es: ( $\text{Ca} = 40 \text{ uma}$ )

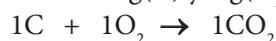


8. Si se combinan 6 g de carbono con 6 g de oxígeno, determina la cantidad de dióxido de carbono que se produce:



Resolución:

Se tiene 6 g(C) y 6 g( $\text{O}_2$ )



$$R = \frac{C.R}{C.T}$$

$$\frac{6}{12} \quad \frac{6}{32}$$

$$0,5 \quad \textcircled{0,19}$$

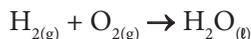
Mayor Menor

valor valor

(R.E) R.L

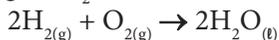
$$x = 44 \text{ g} \times 0,19 = 8,25 \text{ g (CO}_2\text{)}$$

9. Al hacer reaccionar 4 g de hidrógeno con 16 g de oxígeno, según:



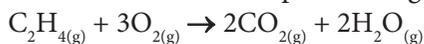
la cantidad de agua que se obtiene, en gramos, es:

10. En condiciones adecuadas al hacer reaccionar 54 g de O<sub>2</sub> y 10 g de H<sub>2</sub>, mediante:



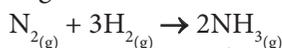
la cantidad en gramos de agua que se obtiene, es.

11. La combustión del eteno, se produce según:



la cantidad de agua que se obtiene de la reacción de 84 g de eteno con 160 g de oxígeno, en gramos, es: (dato: PF<sub>(C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>)</sub> = 28)

12. Para la reacción entre 144 g de nitrógeno y 18 g de hidrógeno, según:



Señale la secuencia correcta de V(verdadero) y F (falso) respecto a las proporciones que siguen:

I. Se produce 17 g de NH<sub>3</sub>.

II. En N<sub>2</sub> es el reactivo limitante.

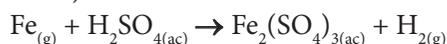
III. Se produce 4 g de NH<sub>3</sub>.

IV. El H<sub>2</sub> es el reactivo limitante.

V. Se produce 32 g de NH<sub>3</sub>.

13. Calcule el volumen de H<sub>2</sub> en litros, medido a C.N.

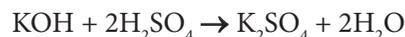
Si reaccionan 112 g de Fe con 490 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. (Fe = 56; S = 32 uma)



14. En 100 g de agua, el porcentaje de hidrógeno es 11,1 la cantidad de oxígeno que hay 50 g de agua es:

### UNI

15. Hallar el volumen condiciones normales (C.N.) que se forma de agua cuando una disolución de 5 l de KOH 2M se combina con una suficiente cantidad de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

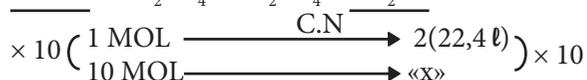
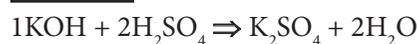


Resolución:



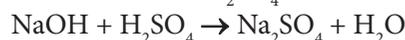
$$M = \frac{M}{V}$$

$$2 = \frac{n\text{KOH}}{5} \Rightarrow n\text{KOH} = 10 \text{ mol}$$

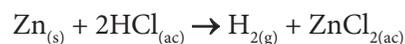


$$x = 448 \text{ l}$$

16. Hallar el volumen en condiciones normales (C.N.) que se forma de agua cuando una disolución de 10 ml de NaOH 1,5 N se combina con una suficiente cantidad de N<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.



17. Si 6,5 g de cinc reaccionan con 200 mL de HCl<sub>2</sub> M, determine el volumen de H<sub>2</sub>(g) en litros, medido a condiciones normales, de acuerdo a la siguiente ecuación;



Masas atómicas: Zn = 65,0; Cl = 35,5

$$H = 1,0 \quad R = 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}}$$

18. Calcule el volumen, en litros, de oxígeno, O<sub>2</sub>(g) medido a condiciones normales, que se produce por descomposición térmica de 24,5 g de clorato de potasio, KClO<sub>3</sub>(g) según la reacción (son balancear):



Masas molares (g/mol):

$$\text{KClO}_3 = 122,5, \quad R = 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}}$$