



**GUÍA Nº1 “CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS”**  
**CURSO: 2º MEDIO A – B**

Nombre: \_\_\_\_\_

**Objetivos**

- 1.- Calcular reactivo limitante y producto formado para distintas reacciones químicas.
- 2.- Calcular, a nivel teórico, el rendimiento que experimental una reacción química.

**I.- DESARROLLO:**

Eje: Química

Indicador de Evaluación: Realizan cálculos para determinar reactivo limitante y posteriormente calcular la cantidad de producto formado.

Habilidad: Calcular

Link apoyo: [https://curriculumnacional.mineduc.cl/614/articles-145606\\_recurso\\_pdf.pdf](https://curriculumnacional.mineduc.cl/614/articles-145606_recurso_pdf.pdf)

(Pag 170 – 171)

1.-

<p>A / B)</p> $\begin{array}{ccc} \text{H}_2 & + & \text{O}_2 \\ \hline 4 \text{ mol} & & 2 \text{ mol} \\ 1 & & 1 \\ \hline \end{array}$ <p>“4”          “2”</p> <p>a) Reactivo limitante: Oxígeno (O<sub>2</sub>) b) Reactivo en exceso: Hidrógeno (H<sub>2</sub>)</p>	<p>C)</p> $\begin{array}{ccc} \text{O}_2 & \rightarrow & \text{H}_2\text{O}_2 \\ 2 \text{ mol} & & \text{X mol} \\ \hline \end{array}$ $\frac{2 \text{ mol} \times 1(\text{H}_2\text{O}_2)}{1(\text{O}_2)} = 2 \text{ mol}$ <p>c) Se forman 2 moles de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.</p>
--	--

2.-

<p>A / B)</p> $\begin{array}{ccc} 4 \text{ Al} & + & 3 \text{ O}_2 \\ \hline 24 \text{ mol} & & 21 \text{ mol} \\ 4 & & 3 \\ \hline \end{array}$ <p>“6”          “7”</p> <p>a) Reactivo limitante: Aluminio (Al) b) Reactivo en exceso: Oxígeno (O<sub>2</sub>)</p>	<p>C)</p> $\begin{array}{ccc} 4 \text{ Al} & \rightarrow & 2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \\ 24 \text{ mol} & & \text{X mol} \\ \hline \end{array}$ $\frac{24 \text{ mol} \times 2(\text{Al}_2\text{O}_3)}{4(\text{Al})} = 12 \text{ mol}$ <p>c) Se forman 12 moles de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.</p>
---	---

3.-

<p>A / B)</p> $\begin{array}{ccc} \text{F} & + & \text{P}_5 \\ \hline 12 \text{ mol} & & 14 \text{ mol} \\ 1 & & 1 \\ \hline \end{array}$ <p>“12”          “14”</p> <p>a) Reactivo limitante: Fluor (F) b) Reactivo en exceso: Fósforo (P<sub>5</sub>)</p>	<p>C)</p> $\begin{array}{ccc} \text{F} & \rightarrow & \text{FP}_5 \\ 12 \text{ mol} & & \text{X mol} \\ \hline \end{array}$ $\frac{12 \text{ mol} \times 1(\text{FP}_5)}{1(\text{F})} = 12 \text{ mol}$ <p>c) Se forman 12 moles de FP<sub>5</sub>.</p>
--	--

4.-

<p>A / B)</p> $\begin{array}{ccc} 2 \text{ H}_2 \text{ SO} & + & 3 \text{ O}_2 \\ \hline 48 \text{ mol} & & 36 \text{ mol} \\ 2 & & 3 \\ \hline \end{array}$ <p>“24”          “12”</p> <p>a) Reactivo limitante: Oxígeno (O<sub>2</sub>) b) Reactivo en exceso: H<sub>2</sub> SO</p>	<p>C)</p> $\begin{array}{ccc} 3 \text{ O}_2 & \rightarrow & 2 \text{ H}_2\text{SO}_4 \\ 36 \text{ mol} & & \text{X mol} \\ \hline \end{array}$ $\frac{36 \text{ mol} \times 2(\text{H}_2\text{SO}_4)}{3(\text{O}_2)} = 24 \text{ mol}$ <p>c) Se forman 24 moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.</p>
--	---



5.-

<p>A / B)</p> $\begin{array}{ccc} 2 \text{ C}_2\text{H}_6 & + & 7 \text{ O}_2 \\ \hline 30 \text{ mol} & & 49 \text{ mol} \\ 2 & & 7 \end{array}$ <p>“15”      “7”</p> <p>a) Reactivo limitante: Oxígeno (O<sub>2</sub>) b) Reactivo en exceso: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub></p>	<p>C)</p> $\begin{array}{ccc} 7 \text{ O}_2 & \rightarrow & 4 \text{ CO}_2 \\ 49 \text{ mol} & & X \text{ mol} \end{array}$ <p><math>\frac{49 \text{ mol} \times 4(\text{CO}_2)}{7(\text{O}_2)} = 28 \text{ mol}</math></p> <p>c') Se forman 28 moles de CO<sub>2</sub>.</p> <hr/> <p><math display="block">\begin{array}{ccc} 7 \text{ O}_2 &amp; \rightarrow &amp; 6 \text{ H}_2\text{O} \\ 49 \text{ mol} &amp; &amp; X \text{ mol} \end{array}</math> <p><math>\frac{49 \text{ mol} \times 6(\text{H}_2\text{O})}{7(\text{O}_2)} = 42 \text{ mol}</math></p> <p>c'') Se forman 42 moles de H<sub>2</sub>O.</p> </p>
--	---

6.-

<p>A / B)</p> $\begin{array}{ccc} \text{MnO}_2 & + & 4\text{HCl} \\ \hline 12 \text{ mol} & & 60 \text{ mol} \\ 1 & & 4 \end{array}$ <p>“12”      “15”</p> <p>a) Reactivo limitante: MnO<sub>2</sub> b) Reactivo en exceso: HCl</p>	<p>C)</p> $\begin{array}{ccc} \text{MnO}_2 & \rightarrow & \text{MnCl}_2 \\ 12 \text{ mol} & & X \text{ mol} \end{array}$ <p><math>\frac{12 \text{ mol} \times 1(\text{MnCl}_2)}{1(\text{MnO}_2)} = 12 \text{ mol}</math></p> <p>c) Se forman 12 moles de MnCl<sub>2</sub>.</p>
---	---

7.-

<p>A / B)</p> $\begin{array}{ccc} 2\text{AlCl}_3 & + & 3\text{H}_2 \\ \hline 20 \text{ mol} & & 18 \text{ mol} \\ 2 & & 3 \end{array}$ <p>“10”      “6”</p> <p>a) Reactivo limitante: Hidrógeno (H<sub>2</sub>) b) Reactivo en exceso: AlCl<sub>3</sub></p>	<p>C)</p> $\begin{array}{ccc} 3\text{H}_2 & \rightarrow & 2\text{Al} \\ 18 \text{ mol} & & X \text{ mol} \end{array}$ <p><math>\frac{18 \text{ mol} \times 2(\text{Al})}{3(\text{H}_2)} = 12 \text{ mol}</math></p> <p>c') Se forman 12 moles de Al.</p> <hr/> <p><math display="block">\begin{array}{ccc} 3\text{H}_2 &amp; \rightarrow &amp; 6\text{HCl} \\ 18 \text{ mol} &amp; &amp; X \text{ mol} \end{array}</math> <p><math>\frac{18 \text{ mol} \times 6(\text{HCl})}{3(\text{H}_2)} = 36 \text{ mol}</math></p> <p>c'') Se forman 36 moles de HCl.</p> </p>
---	--

## II.- DESARROLLO:

Eje: Química

Indicador de Evaluación: Realizan cálculos para determinar reactivo limitante y posteriormente calcular la cantidad de producto formado.

Habilidad: Calcular

Link apoyo: [https://curriculumnacional.mineduc.cl/614/articles-145606\\_recurso\\_pdf.pdf](https://curriculumnacional.mineduc.cl/614/articles-145606_recurso_pdf.pdf)

(Pag 172)

1)

<p>a)</p> $\begin{array}{ccc} 3 \text{ O}_2 & \rightarrow & 2 \text{ H}_2\text{SO}_4 \\ 15 \text{ mol} & & X \text{ mol} \end{array}$ <p><math>\frac{15 \text{ mol} \times 2 (\text{H}_2\text{SO}_4)}{3 (\text{O}_2)} = 10 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4</math></p>	<p>b)</p> <p><math>\frac{4,5 \text{ mol} \times 100}{10 \text{ mol}} = 45\% \text{ de rendimiento}</math></p>
---	---

2)

<p>a)</p> $\begin{array}{ccc} 4 \text{ Al} & \rightarrow & 2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \\ 36 \text{ mol} & & X \text{ mol} \end{array}$ <p><math>\frac{36 \text{ mol} \times 2 (\text{Al}_2\text{O}_3)}{4 (\text{Al})} = 18 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3</math></p>	<p>b)</p> <p>·Rendimiento real = <math>\frac{85\% \times 18 \text{ mol}}{100\%}</math></p> <p>Rendimiento real = <b>15,3 moles</b></p>
---	--



3)

<p>a) <math>4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2</math> 45 mol      X mol</p> <p><math>\frac{45 \text{ mol} \times 1(\text{MnCl}_2)}{4 (\text{HCl})} = 11,25 \text{ moles de MnCl}_2.</math></p>	<p>b)</p> $\frac{7,6 \text{ mol} \times 100}{11,25 \text{ mol}} = 67,55\% \text{ de rendimiento}$
<p>c)</p> <p>moles obtenidos = <math>\frac{65\% \times 11,25 \text{ mol}}{100\%} = 7,31 \text{ moles}</math></p>	

4)

<p>a) <math>7 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2</math> 31 mol      X mol</p> <p><math>\frac{31 \text{ mol} \times 4 (\text{CO}_2)}{7 (\text{O}_2)} = 17,71 \text{ moles de CO}_2.</math></p>	<p>b) <math>7 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ H}_2\text{O}</math> 31 mol      X mol</p> <p><math>\frac{31 \text{ mol} \times 6 (\text{H}_2\text{O})}{7 (\text{O}_2)} = 26,57 \text{ moles de H}_2\text{O}.</math></p>
<p>c)</p> <p>Rendimiento = <math>\frac{14,65 \text{ moles} \times 100}{17,71 \text{ moles}}</math></p> <p><b>Rendimiento = 82,72%</b></p>	<p>d)</p> <p>Moles formados = <math>\frac{92,5\% \times 26,57 \text{ mol}}{100\%}</math></p> <p><b>Moles formados = 24,57 moles</b></p>

### III.- RESPONDER

Eje: Química

Indicador de Evaluación: Representan reacciones químicas en una ecuación de reactivos y productos de acuerdo a la ley de conservación de la materia.

Habilidad: Explicar

Link apoyo: [https://curriculumnacional.mineduc.cl/614/articles-145606\\_recurso\\_pdf.pdf](https://curriculumnacional.mineduc.cl/614/articles-145606_recurso_pdf.pdf)  
(Pag 90; 170)

1.- Teoría de las colisiones: Recordemos que cuando el choque de partículas es efectivo se rompen y comienza la reacción, para provocar esto requerimos mucha energía. La energía disminuye a medida que avanza la reacción, por lo tanto quedarán partículas sin colisionar efectivamente debido a que no se encontrará la cantidad de energía necesaria para provocar su propia ruptura, cuando esto suceda la reacción se detendrá y la sustancia no podrá reaccionar.

2.- El reactivo limitante se encuentra en menor proporción estequiométrica, por lo tanto se consumirá completamente para formar sustancia nueva. De esta manera, la cantidad de producto a formar quedará dependiente de aquella sustancia que se agote primero.

3.- Es inválido. El reactivo en exceso se encuentra en mayor cantidad, cuando el reactivo limitante se acabe esta sustancia seguirá disponible en la reacción, por lo tanto si utilizáramos el reactivo en exceso para realizar los cálculos obtendríamos, de forma teórica, más cantidad de producto de la que se formaría en realidad.