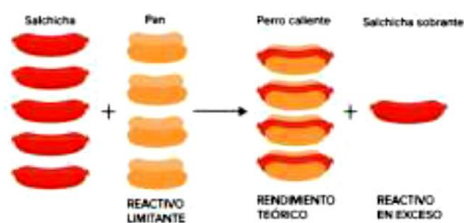
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN					
	NOMBRE ALUMNA:					
	ÁREA / ASIGNATURA: QUÍMICA					
	DOCENTE: FABIO PAREDES					
	PERIODO	TIPO GUÍA	GRADO	Nº	FECHA	DURACIÓN
1	CONDUCTA DE ENTRADA	11	1	23/01/2023	1 HORA	

Desempeños:

- Aplica conceptos relacionados con el reactivo límite y reactivo en exceso.
- Aplica conceptos relacionados con el rendimiento en reacciones químicas.

Estequiometria: Reactivo límite y Rendimiento en reacciones químicas.

REACTIVO LIMITE



Suponiendo que las salchichas y los panes se combinan en una tasa de uno a uno, estaremos limitados por el número de panes porque es lo que se nos va a acabar primero. En esta situación poco ideal llamaríamos a los panes el reactivo limitante.

En una reacción química, el reactivo limitante es el reactivo que determina cuánto producto se va a obtener. A veces decimos que los otros reactivos están *en exceso* porque va a sobrar algo cuando el reactivo limitante se haya utilizado por completo. La cantidad máxima de producto que se puede producir se llama el rendimiento teórico. En el caso de las salchichas y los panes, nuestro rendimiento teórico son los cuatro perritos completos, puesto que tenemos cuatro salchichas. ¡Pero ya es suficiente de perritos calientes! En el siguiente ejemplo vamos a identificar el reactivo limitante y vamos a calcular el rendimiento teórico de una reacción química real.

ESTEQUIOMETRIA: Reactivo límite y reactivo en exceso.

Semana: 27-28

1. Balancear la ecuación química
2. Suponer la masa de reactivos.
3. Encontrar la masa o pesos moleculares de cada compuesto.
4. Encontrar las moles de los reactivos supuestos. $(n = \frac{m}{M})$
5. Se dividen las moles halladas con los coeficientes estequiométricos (el menor resultado es el reactivo límite)
6. Con las moles del reactivo límite del numeral 5 y con los coeficientes de balanceo encontramos las moles de los productos.
7. Con las moles de los productos, encontramos sus masas. $(m = n * M)$.
8. Con las moles del reactivo límite del numeral 5 y con los coeficientes de balanceo encontramos las moles de los reactivos en exceso y se restan de las moles iniciales para saber que moles no reaccionan de los reactivos.
9. Con las moles que no reaccionan de los reactivos se encuentra la masa de ellos $(m = n * M)$.
10. Comprobar que la ley de la conservación de la masa se cumple $(m_{entra} = m_{sale} + m_{entra \text{ no reaccionan}})$

Ejemplo 1:



- Paso 1: $2\text{C} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- Paso 2: suponemos la masa de los reactivos, 4000 gramos de C y 6000 gramos de HNO_3

• Paso 3:

$M_{\text{C}} = 12 \text{ g/mol}$	Reactivos
$M_{\text{HNO}_3} = 1 \cdot 1 + 14 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 63 \text{ g/mol}$	
$M_{\text{CO}_2} = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ g/mol}$	Productos
$M_{\text{NO}_2} = 14 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 46 \text{ g/mol}$	
$M_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18 \text{ g/mol}$	

- Paso 4 y 5:

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} = \frac{4000 \text{ gr}}{12 \text{ gr/mol}} = 333.33 \text{ mol C} / 2 = 166.67$$

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{M_{\text{HNO}_3}} = \frac{6000 \text{ gr}}{63 \text{ gr/mol}} = 95.24 \text{ mol HNO}_3 / 8 = 11.09$$

- Paso 6 y 7:

$$95.24 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{8 \text{ mol HNO}_3} = 23.81 \text{ mol CO}_2 \cdot 44 \text{ g/mol} = 1047.62 \text{ g CO}_2$$

$$95.24 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{8 \text{ mol NO}_2}{8 \text{ mol HNO}_3} = 95.24 \text{ mol NO}_2 \cdot 46 \text{ g/mol} = 4380.95 \text{ g NO}_2$$

$$95.24 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{8 \text{ mol HNO}_3} = 47.62 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot 18 \text{ g/mol} = 857.14 \text{ g H}_2\text{O}$$

- Paso 8 y 9:

$$95.24 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol C}}{8 \text{ mol HNO}_3} = 23.81 \text{ mol C}$$

$$\text{moles}_{\text{exceso sobran}} = \text{moles}_{\text{exceso}} - \text{moles}_{\text{exceso gastado}} = 333.33 - 23.81 = 309.52 \text{ mol C}$$

$$\text{masa}_{\text{exceso sobran}} = \text{moles}_{\text{exceso sobran}} \cdot M_{\text{exceso}} = 309.52 \text{ mol} \cdot 12 \text{ g/mol} = 3714.29 \text{ g C}$$

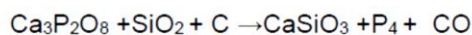
- Paso 10:

$$\text{masa}_{\text{C}} + \text{masa}_{\text{HNO}_3} = \text{masa}_{\text{CO}_2} + \text{masa}_{\text{NO}_2} + \text{masa}_{\text{H}_2\text{O}} + \text{masa}_{\text{exceso sobran}}$$

$$4000 \text{ g C} + 6000 \text{ g HNO}_3 = 1047.62 \text{ g CO}_2 + 4380.95 \text{ g NO}_2 + 857.14 \text{ g H}_2\text{O} + 3714.29 \text{ g C}$$

$$10000 \text{ gramos} = 10000 \text{ gramos}$$

Ejemplo 2:



Paso 2: suponemos la masa de los reactivos, 4000 gramos de $\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8$, 6000 gramos de SiO_2 y 6000 gramos de C.

• Paso 3:

$M_{\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8} = 40 \cdot 3 + 31 \cdot 2 + 16 \cdot 8 = 310 \text{ g/mol}$	Reactivos
$M_{\text{SiO}_2} = 28 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 60 \text{ g/mol}$	
$M_{\text{C}} = 12 \text{ g/mol}$	Productos
$M_{\text{CaSiO}_3} = 40 \cdot 1 + 28 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 116 \text{ g/mol}$	
$M_{\text{P}_4} = 31 \cdot 4 = 124 \text{ g/mol}$	
$M_{\text{CO}} = 12 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 28 \text{ g/mol}$	

- Paso 8 y 9:

$$95.24 \cancel{\text{ mol HNO}_3} + \frac{2 \text{ mol C}}{8 \cancel{\text{ mol HNO}_3}} = 23.81 \text{ mol C}$$

Moles gastados del exceso

$$\text{moles}_{\text{exceso sobran}} = \text{moles}_{\text{exceso}} - \text{moles}_{\text{exceso gastado}} = 333.33 - 23.81 = 309.52 \text{ mol C}$$

$$\text{masa}_{\text{exceso sobran}} = \text{moles}_{\text{exceso sobran}} * M_{\text{exceso}} = 309.52 \text{ mol C} * 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3714.29 \text{ g C}$$

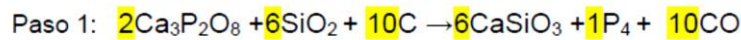
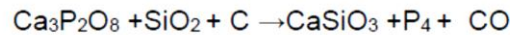
- Paso 10:

$$\text{masa}_C + \text{masa}_{\text{HNO}_3} = \text{masa}_{\text{CO}_2} + \text{masa}_{\text{NO}_2} + \text{masa}_{\text{H}_2\text{O}} + \text{masa}_{\text{exceso sobran}}$$

$$4000 \text{ g C} + 6000 \text{ g HNO}_3 = 1047.62 \text{ g CO}_2 + 4380.95 \text{ g NO}_2 + 857.14 \text{ g H}_2\text{O} + 3714.29 \text{ g C}$$

$$10000 \text{ gramos} = 10000 \text{ gramos}$$

Ejemplo 2:



Paso 2: suponemos la masa de los reactivos, 4000 gramos de $\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8$, 6000 gramos de SiO_2 y 6000 gramos de C.

- Paso 3:

$M_{\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8} = 40 * 3 + 31 * 2 + 16 * 8 = 310 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	Reactivos
$M_{\text{SiO}_2} = 28 * 1 + 16 * 2 = 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	
$M_C = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	
$M_{\text{CaSiO}_3} = 40 * 1 + 28 * 1 + 16 * 3 = 116 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	Productos
$M_{\text{P}_4} = 31 * 4 = 124 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	
$M_{\text{CO}} = 12 * 2 + 16 * 1 = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	

- Paso 4 y 5:

REACTIVO LIMITE

$n_{\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8} = \frac{m_{\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8}}{M_{\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8}} = \frac{4000 \text{ gr}}{310 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = \frac{12.90 \text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8}{2} = 6.45$	MENOR
$n_{\text{SiO}_2} = \frac{m_{\text{SiO}_2}}{M_{\text{SiO}_2}} = \frac{6000 \text{ gr}}{60 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = \frac{100 \text{ mol SiO}_2}{6} = 16.67$	Reactivo en exceso 1
$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{6000 \text{ gr}}{12 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = \frac{500 \text{ mol C}}{10} = 50$	Reactivo en exceso 2

- Paso 6 y 7:

$$12.90 \cancel{\text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8} + \frac{6 \text{ mol CaSiO}_3}{2 \cancel{\text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8}} = 38.71 \text{ mol CaSiO}_3 * 116 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4490.32 \text{ g CaSiO}_3$$

$$12.90 \cancel{\text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8} + \frac{1 \text{ mol P}_4}{2 \cancel{\text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8}} = 6.45 \text{ mol P}_4 * 124 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 800 \text{ g P}_4$$

$$12.90 \cancel{\text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8} + \frac{10 \text{ mol CO}}{2 \cancel{\text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8}} = 64.52 \text{ mol CO} * 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1806.45 \text{ g CO}$$

- Paso 8 y 9:

$12.90 \text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_4 \cdot \frac{6 \text{ mol SiO}_2}{2 \text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_4} = 38.71 \text{ mol SiO}_2$	Moles gastados del exceso 1
$12.90 \text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_4 \cdot \frac{10 \text{ mol C}}{2 \text{ mol Ca}_3\text{P}_2\text{O}_4} = 64.52 \text{ mol C}$	Moles gastados del exceso 2

$$\text{moles}_{\text{exceso sobran1}} = \text{moles}_{\text{exceso}} - \text{moles}_{\text{exceso gastado}} = 100 - 38.71 = 61.29 \text{ mol SiO}_2$$

$$\text{masa}_{\text{exceso sobran1}} = \text{moles}_{\text{exceso sobran}} \cdot M_{\text{exceso}} = 61.29 \text{ mol SiO}_2 \cdot 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3677.42 \text{ g SiO}_2$$

$$\text{moles}_{\text{exceso sobran2}} = \text{moles}_{\text{exceso}} - \text{moles}_{\text{exceso gastado}} = 500 - 64.52 = 435.48 \text{ mol C}$$

$$\text{masa}_{\text{exceso sobran2}} = \text{moles}_{\text{exceso sobran}} \cdot M_{\text{exceso}} = 435.48 \text{ mol C} \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5225.8 \text{ g C}$$

- Paso 10:

$$m_{\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_4} + m_{\text{SiO}_2} + m_{\text{C}} = m_{\text{CaSiO}_3} + m_{\text{P}_4} + m_{\text{CO}} + m_{\text{exceso sobran1}} + m_{\text{exceso sobran2}}$$

$$4000 \text{ g Ca}_3\text{P}_2\text{O}_4 + 6000 \text{ g C} + 6000 \text{ g SiO}_2 = 4490.32 \text{ g CaSiO}_3 + 800 \text{ g P}_4 + 1806.45 \text{ g CO} + 5225.8 \text{ g C} + 3677.42 \text{ g SiO}_2$$

$$16000 \text{ gramos} = 15999.99 \text{ gramos}$$

Taller: Reactivo limite

- Se debe suponer la masa de los reactivos. Encontrar:
- Reactivo límite y reactivo exceso.
 - la masa de las demás sustancias
 - comprobar si se cumple la ley de conservación de la masa.



En la ciencia tenemos que estar interesados en las cosas, no en las personas.
-Marie Curie.