



Unidad 0: Estequiometria Clase N° 3

DOCENTE : CAMILA RODRÍGUEZ

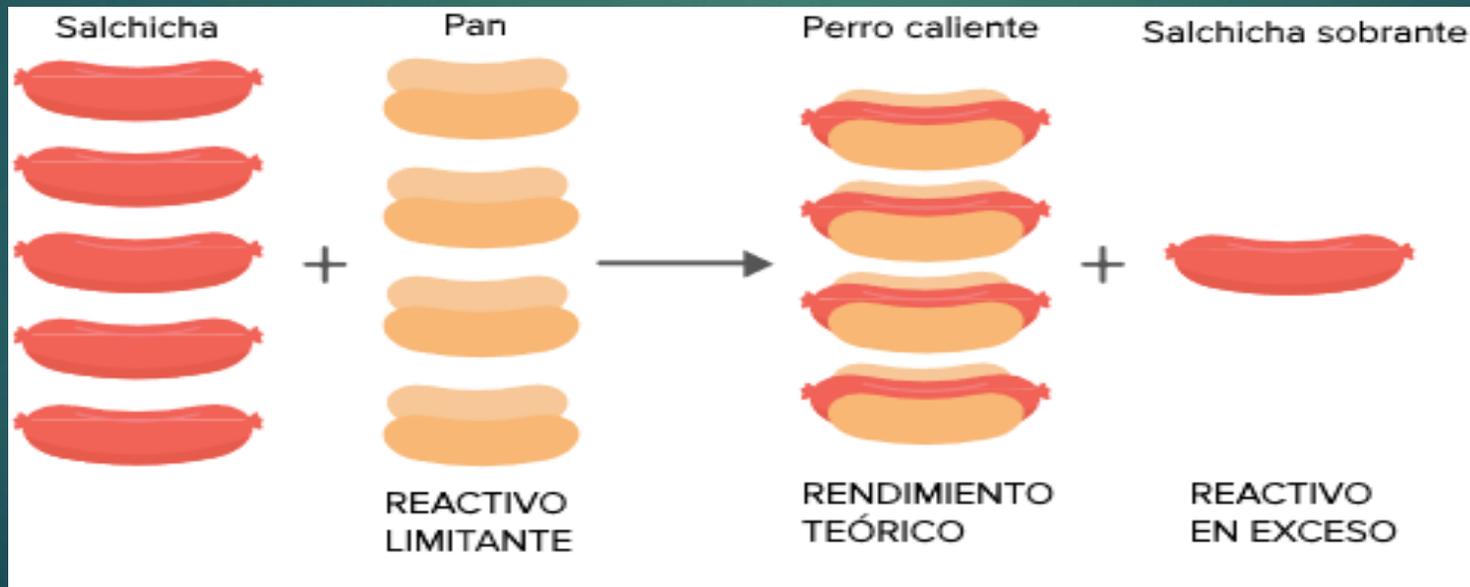
CURSO: IV°A DIFERENCIADO

Objetivo correspondiente a clase N° (biólogos y matemáticos)

- ▶ 1-Establecer reactivo limitante y reactivo en exceso de una reacción química.
- ▶ 2-Determinar el rendimiento de una reacción y análisis porcentual de compuestos químicos .

Reactivos limitante y en exceso

- Cuando se realiza una reacción química, generalmente los reactantes no están presentes en cantidades estequiométricas exactas, es decir en las proporciones que indica la ecuación balanceada. Veamos la siguiente imagen.



- ▶ Se le **denomina reactivo limitante** al que se ha consumido por completo en una reacción química y determina o limita la cantidad de producto formado. En la imagen anterior el reactivo limitante es el pan debido a que solo hay 4 para formar completos.
- ▶ Se le **denomina reactivo en exceso** al que se encuentra en mayor cantidad que lo necesario para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante, o sea, es el reactante que sobra, el que queda sin reaccionar. En la imagen anterior sería las vienasas debido a que habían 5 y solo se pudo formar 4 completos que corresponde al producto de la reacción.

Ejemplo N° 1

- ▶ El hidrógeno y el oxígeno, ambos gaseosos, se combinan para generar agua. Si disponemos de 20 g de hidrógeno y 150 g de oxígeno, determinar el reactivo limitante y reactivo en exceso .



1-Lo primero que debemos hacer es calcular la masa molar de cada componente presente en la reacción

H₂ : la masa molar de 1 hidrogeno es 1g/mol si hay 2 por lo tanto hay 2 g/mol, de oxigeno hay un oxigeno 16 g/mol y de agua hay 2g/mol + 16 g/mol toal 18 g/mol

2-Establecer proporción para los reactivos , considerando como dato 1 solo componente en este caso el dato del hidrogeno u oxigeno

Paso 2:

consideramos las masas molares sin mol y luego las masas de uno de los componentes del enunciado por ejemplo podría ser los 20 g de hidrogeno o 150 gramos de oxigeno como uno quiera, lo haré para ambos caso para que se den cuenta que llegaremos el mismo resultado del reactivo limitante y exceso

2 g de H \longrightarrow 16 g de O

20 g de H \longrightarrow Xg O

Resolvemos $\frac{20 \text{ g de H} \cdot 16 \text{ g de O}}{2 \text{ g de H}} = 160 \text{ g de O}_2$ \longrightarrow

Por lo tanto para que se pueda realizar la reacción se requiere 160 g de O₂ y en el enunciado indica que tenemos 150 por lo tanto hay menor cantidad de oxigeno del que se requiere es el **reactivo limitante el O₂** y por lógica el hidrogeno el exceso.

Para el mismo ejercicio ahora lo haremos con la incógnita del hidrogeno y vamos a utilizar los 250 gramos de oxigeno del enunciado observe

consideramos las masas molares sin mol y luego las masas de uno de los componentes del enunciado por ejemplo podría ser los 20 g de hidrogeno o 150 gramos de oxigeno como uno quiera, lo haré para ambos caso para que se den cuenta que llegaremos el mismo resultado del reactivo limitante y exceso

2 g de H \longrightarrow 16 g de O

X g de H \longrightarrow 150 g O

Resolvemos
$$\frac{150 \text{ g de O} \cdot 2 \text{ g de H}}{16 \text{ g de O}} = \mathbf{18,75 \text{ g de H}_2}$$

Por lo tanto para que se pueda realizar la reacción se requiere 18,75 g de H₂ y en el enunciado indica que tenemos 20 g por lo tanto hay mayor cantidad de lo que se requiere es el **reactivo exceso el H₂** y por lógica el oxigeno el limitante

Otro ejemplo:

- ▶ Se hace reaccionar 200 gramos de ácido clorhídrico HCl , Con 141,96 gramos de hidróxido de aluminio Al(OH)₃ . Determine el reactivo limitante y en exceso



1- primero calculamos las masas molares de los componentes de la reacción

H= 1 por lo tanto : HCl = 3x1+3x35 = 108 g /mol

Cl= 35 Al(OH)₃= 27x1+16x3+3x1= 78 g/mol

Al= 27 Recuerde que en el paso 2 no ocupamos los mol

O=16

- ▶ Paso 2-Establecer proporción para los reactivos , considerando como dato 1 solo componente en este caso el dato del HCl o Al(OH)₃

108 g de HCl → 78 g de Al(OH)₃

200 g HCl → X g Al(OH)₃

Resolvemos
$$\frac{200 \text{ g de HCl} \times 78 \text{ g de Al(OH)}_3}{108 \text{ g de HCl}} = \mathbf{144,44 \text{ g de Al(OH)}_3}$$

Por lo tanto para que se pueda realizar la reacción se requiere 144,44 g de Al(OH)₃ y en el enunciado indica que tenemos 141,96 g por lo tanto hay Menor cantidad de lo que se requiere es el **reactivo limitante el Al(OH)₃** Y EL HCl tendría que ser el exceso y eso se puede confirmar ahora teniendo de incógnita el HCl

Rendimiento de una reacción

Habitualmente los químicos necesitan saber de antemano la cantidad de producto que se obtiene cuando una reacción química finaliza. Esta cantidad es lo que se denomina rendimiento de una reacción.

- ▶ **Rendimiento de una reacción:** masa de producto que se obtiene al finalizar una reacción química. Establece la relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico, se expresa como porcentaje de rendimiento .
- ▶ **Rendimiento real :**Es la masa real del producto que se obtiene en una reacción química una vez finalizado un proceso .
- ▶ **Rendimiento teórico:** Es la masa máxima de producto que se puede formar cuando reacciona todo el reactivo limitante .
- ▶ **La expresión para calcular el rendimiento de una reacción es la siguiente**

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejemplo: La reacción de 6,8 g de H₂S con exceso de SO₂ según la siguiente reacción, **produce 8,2 g de S**. ¿Cuál es el rendimiento? (masas atómicas H=1, S= 32, O=16) $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \longrightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

► A partir de la ecuación, sabemos que:

Reaccionan 2 mol H₂S para obtener 3 mol de S .

Primero determinamos la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de H₂S, según la reacción estequiométrica para lo que debemos determinar los moles de H₂S

$n = \frac{6,8 \text{ g}}{34 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol H}_2\text{S}$ lo que utilizamos para calcular el rendimiento teórico

Segundo trabajamos regla de tres

2 mol H ₂ S	→	3 mol S
0,2 mol	→	x

$x = 0,3 \text{ mol}$ corresponde al rendimiento teórico

Tercero Calculamos los mol de S que corresponde al rendimiento real

$n = \frac{8,2 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,256 \text{ mol de S}$ que corresponde al rendimiento real


$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Cuarto paso aplicamos la expresión:

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{0,256}{0,3} \times 100 = 85,33 \% \text{ es el rendimiento de la reacción}$$

Composición porcentual

- ▶ La composición porcentual de una sustancia es el por ciento en masa de cada elemento del compuesto. La masa molar representa la masa total. Es decir, el 100 % del compuesto o sustancia.
- ▶ Para determinarlas es necesario :
 1. Calcular la masa molar : ejemplo: H₂O
$$\text{MM: } (2 \cdot 1,008\text{g}) + (1 \cdot 16,00\text{g}) = 18,02 \text{ g / mol}$$
 2. Conocer el aporte en masa de cada uno de los componentes y calcular su aporte porcentual

Porcentaje del elemento = $\frac{\text{masa total del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \cdot 100$

$$\% \text{ H} = \frac{2,016 \text{ g}}{18,02 \text{ g}} \cdot 100 = 11,19\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{16,00 \text{ g}}{18,02 \text{ g}} \cdot 100 = 88,79\%$$

$$11,19 + 88,79 = 100\%$$



▶ ACTIVIDAD RESOLVER GUÍA DE EJERCICIOS
Nº 2

