

UNIDAD IV

REACCIONES QUÍMICAS

- 4.1 Ecuaciones químicas: reactivos y productos.
- 4.2 Reacciones de oxidación-reducción. Agentes oxidantes y reductores.
- 4.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción
- 4.4 Unidades de concentración más utilizadas en química
- 4.5 **Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante, reactivo en exceso, rendimiento teórico.**
- 4.6 Equilibrio químico y constante de equilibrio de una reacción.
- 4.7 Teorías de acidez y basicidad. Reacciones ácido-base.

ESTEQUIOMETRÍA

A la parte de la química que estudia los cálculos numéricos cuantitativos relativos a las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química se le denomina **estequiometría**.

Relaciones de masa

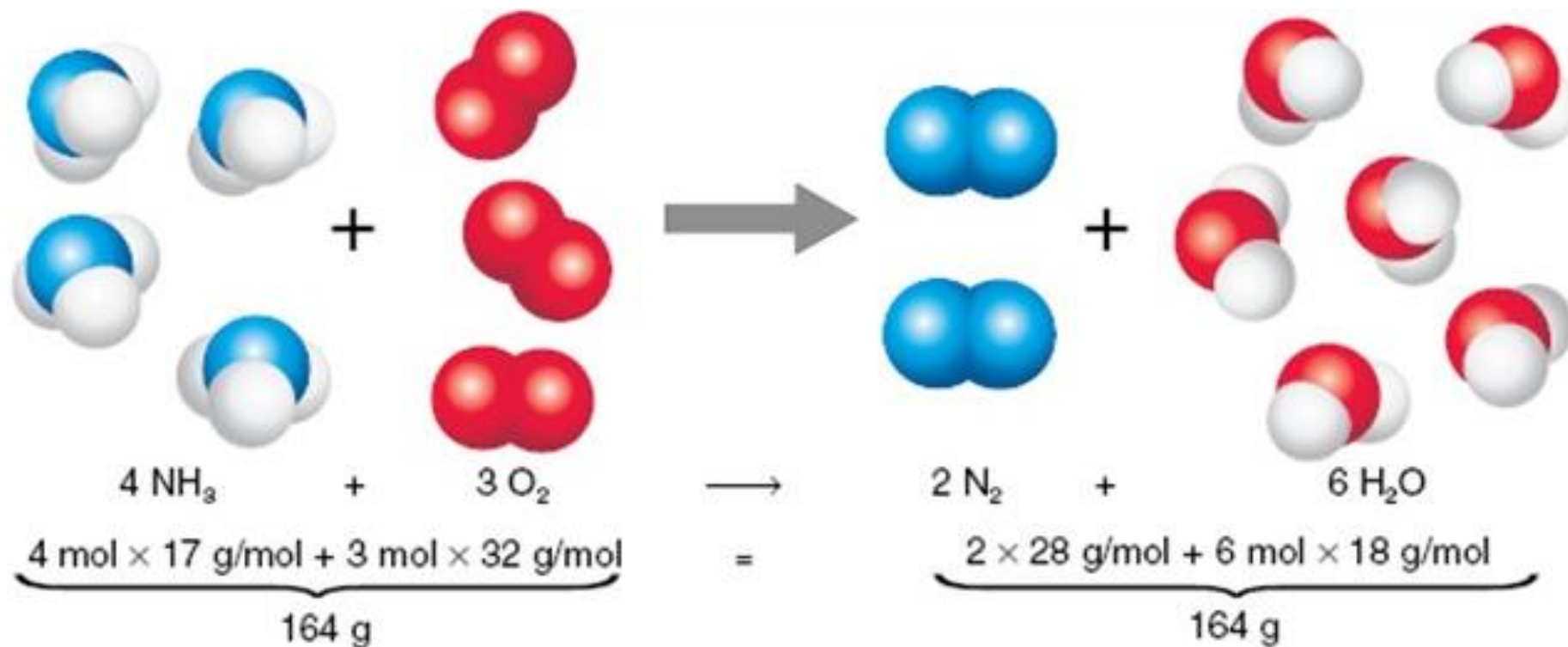
En una reacción química, la relación cuantitativa entre las sustancias que intervienen viene dada por los coeficientes estequiométricos, de manera que la relación entre los moles de las sustancias es la misma que la de los coeficientes estequiométricos.

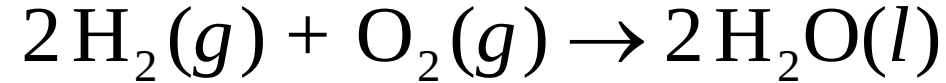
Relaciones de volúmen

Cuando todos los reactivos y productos sean gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, se cumple que la relación entre los volúmenes de las sustancias que intervienen es la expresada por los coeficientes estequiométricos.

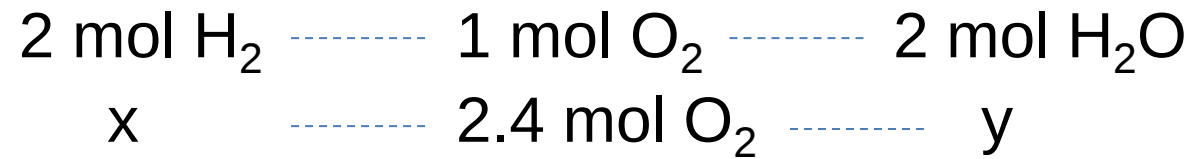
ESTEQUIOMETRÍA

Relaciones de masa



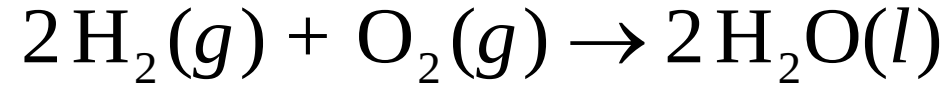


- ¿Con cuántos moles de H_2 reaccionan con 2,40 moles de O_2 ? ¿Cuántos moles de H_2O producen?



$$x = \frac{2 \text{ mol} \cdot 2.4 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 4.8 \text{ mol H}_2$$

$$y = \frac{2 \text{ mol} \cdot 2.4 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 4.8 \text{ mol H}_2\text{O}$$



¿Con cuántos gramos de H_2 reaccionan 38,4 gramos de O_2 ? ¿Cuántos gramos de H_2O producen?

$$\begin{array}{ccccc} 4 \text{ g H}_2 & \text{-----} & 32 \text{ g O}_2 & \text{-----} & 36 \text{ g H}_2\text{O} \\ x & \text{-----} & 38.4 \text{ g O}_2 & \text{-----} & y \end{array}$$

$$x = \frac{4 \text{ g} \cdot 38.4 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 4.8 \text{ g H}_2$$

$$y = \frac{36 \text{ g} \cdot 38.4 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 43.2 \text{ g H}_2\text{O}$$

ESTEQUIOMETRÍA

22,4 L

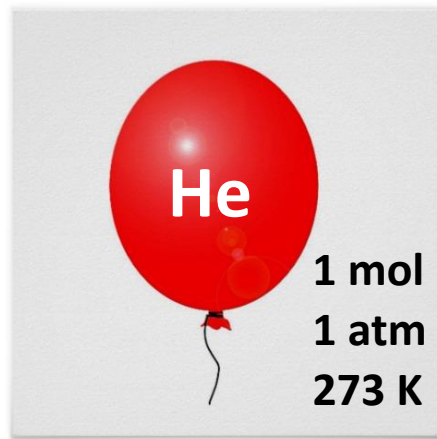
VOLUMEN MOLAR:

Volumen que ocupa **un mol** de cualquier gas en C.N.P.T.

C.N.P.T.: Condiciones Normales de Presión y Temperatura

Presión : 1 atm (760 mm Hg)

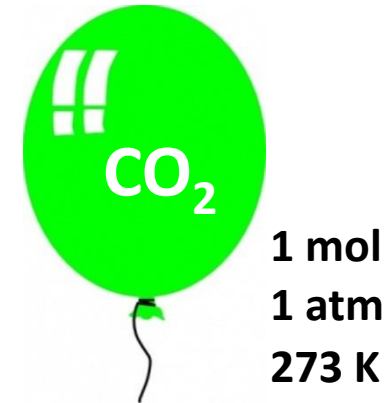
Temperatura : 273 K (0°C)



22,4 L ✓



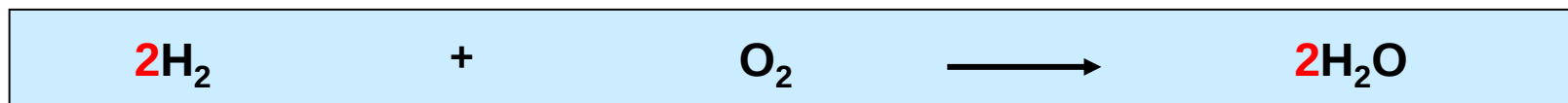
22,4 L ✓



22,4 L ✓

ESTEQUIOMETRÍA

Relaciones de volúmen



2 moles de H_2
 $2 \cdot 22,4$ litros de H_2



Hidrógeno

1 mol de O_2
22,4 litros de O_2



Oxígeno

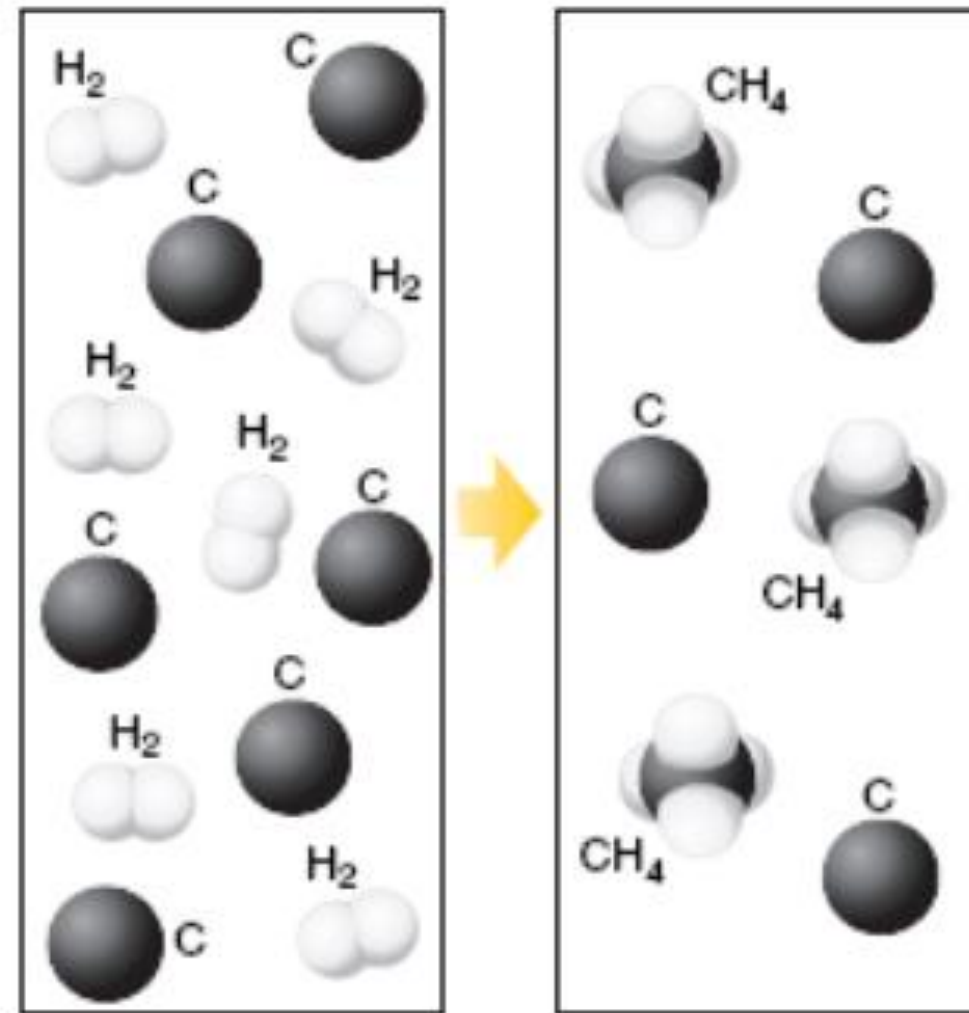
2 moles de H_2O
 $2 \cdot 22,4$ litros de H_2O



Agua (vapor)

Reactivo limitante y reactivo en exceso

- Cuando ocurre una reacción química, generalmente los reactivos no están presentes en las mismas cantidades estequiométricas. Están en diferentes proporciones que las que indica la ecuación balanceada.
- Industrialmente, se busca que el reactivo más costoso se consuma en su totalidad para producir el producto deseado. Necesariamente un reactivo debe estar en exceso, y en consecuencia, una parte de este sobrará al final de la reacción. Una reacción se va a detener cuando se consume el reactivo que está en menor cantidad.



Reactivo limitante y reactivo en exceso

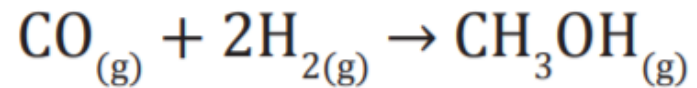
- Reactivo limitante es el que se consume por completo, y limita la reacción porque, al terminar, la reacción concluye. Es el reactivo que produce menor cantidad de producto.
- Reactivo en exceso es el que ingresa en mayor proporción, por lo tanto, queda como sobrante al finalizar la reacción.



Reactivo limitante y reactivo en exceso

Ejemplo:

- El reactivo limitante y el reactivo en exceso son muy importantes para los procesos industriales. Por ejemplo, la síntesis del metanol tiene la siguiente reacción:



- En este caso particular, el CO es el reactivo en exceso, puesto que el hidrógeno debe ser aprovechado al máximo para producir metanol.



<http://goo.gl/RLe4V1>

■ Planta de metanol.
Trinidad y Tobago

Reactivo limitante y reactivo en exceso

Ejemplo:

Consideremos la siguiente reacción:



Si reaccionan 22 moles de MnO_2 con 40 moles de HCl :

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál es el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

¿Cuál es el reactivo limitante?

1. Verifique que la ecuación se encuentra balanceada.



2. Determine la cantidad de moles de cada uno de los reactivos.
3. Dividir el numero de moles por su coeficiente estequiométrico:

$$\text{MnO}_2 \quad (22 \text{ moles}/1) = 22$$

$$\text{HCl} \quad (40 \text{ moles}/4) = 10$$

4. El reactivo limite será el que obtenga como resultado de la anterior división el numero mas pequeño, en el ejemplo el reactivo limite será el HCl.

¿Cuál es el reactivo en exceso?

- MnO_2

¿Cuántos moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Moles sobrantes = moles totales – moles consumidas



1 mol MnO_2 4 mol HCl

x mol MnO_2 40 mol HCl

$x = (1 \times 40)/4 = 10$ mol MnO_2 se consumen

Moles sobrantes = moles totales – moles consumidas

Moles sobrantes = $22 - 10 = 12$

Sobraron 12 moles de MnO_2

Ejemplo:

Consideremos la siguiente reacción:



Si reaccionan 0.80 moles de MnO_2 con 48.2 gramos de HCl :

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál es el reactivo en exceso?
- ¿Cuánto se forma, en gramos, de Cl_2 ?
- ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Paso 1: Verificamos que la reacción esté balanceada.



Paso 2: Transformamos las cantidades de reactivos a las unidades deseadas (gramos en este caso) de alguno de los productos.

$$0,80 \text{ moles de MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} \times \frac{70 \text{ g de Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 56 \text{ g de Cl}_2$$

$$48,2 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ mol de HCl}} \times \frac{70 \text{ g de Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 23,13 \text{ g de Cl}_2$$

Paso 3: El reactivo limitante es el que produce menor cantidad de producto, de modo que el reactivo limitante es el HCl y el reactivo en exceso es el MnO_2 .

La cantidad de Cl_2 que se produce es 23,13 g de Cl_2 .

Paso 4: El dato más importante es la cantidad de Cl₂ formado, a partir de este valor determinamos la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar. Lo transformamos a unidades del reactivo en exceso, en este caso a moles.

$$\text{Masa sin reaccionar} = 23,13 \text{ g-Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol-Cl}_2}{70 \text{ g-Cl}_2} \times \frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 0,33 \text{ moles de MnO}_2$$

Paso 5: El dato que se obtuvo es la cantidad que reaccionó, de modo que el exceso se obtiene de la diferencia respecto al dato inicial.

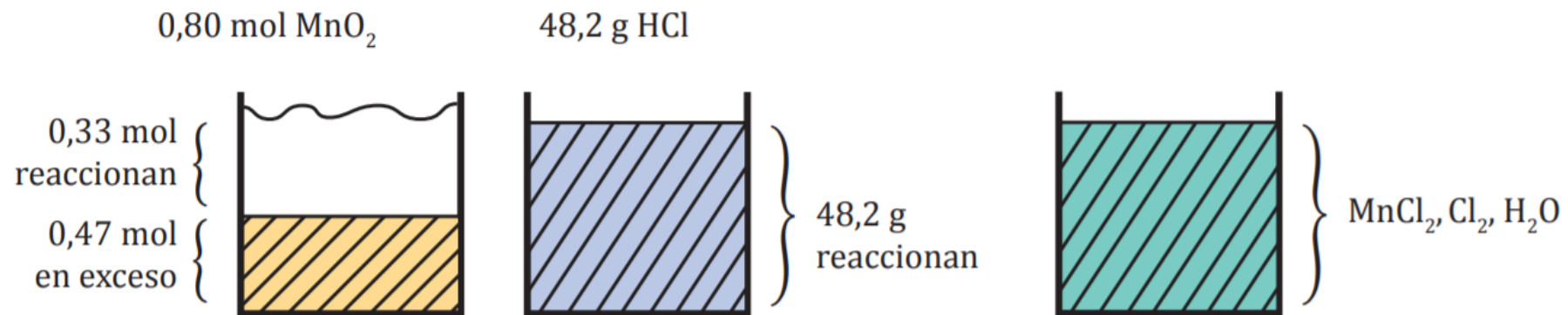
$$0.80 \text{ moles de MnO}_2 - 0.33 \text{ moles de MnO}_2 = 0.47 \text{ moles de MnO}_2$$

Esta es la cantidad que hay de reactivo en exceso, es decir, que queda sin reaccionar.

Las respuestas a las preguntas son:

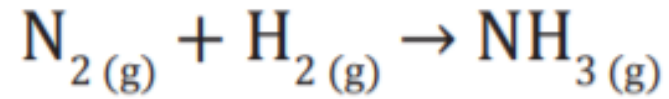
- a. El reactivo limitante es el HCl.
- b. El reactivo en exceso es el MnO_2 .
- c. Se producen 23,13 g de Cl_2 .
- d. 0,47 moles de MnO_2 quedan sin reaccionar.

Interpretación:



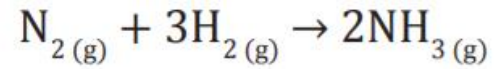
Ejemplo:

El proceso comercial para formar amoníaco (NH₃) se basa en la siguiente ecuación.



Si reaccionan 0.5 moles de N₂ con 1 mol de H₂ .

Determinar el reactivo limitante, reactivo en exceso, cuántos moles de producto se forman y cuántas moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar.



$$0,5 \text{ mol } \text{N}_2 \times \frac{2 \text{ moles de } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{N}_2} = 1 \text{ mol de } \text{NH}_3$$

$$1 \text{ mol de } \text{H}_2 \times \frac{2 \text{ moles de } \text{NH}_3}{3 \text{ moles de } \text{H}_2} = 0,66 \text{ moles de } \text{NH}_3$$

$$0,66 \text{ moles de } \text{NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{N}_2}{2 \text{ moles de } \text{NH}_3} = 0,33 \text{ moles de } \text{N}_2$$

$$\text{Masa sin reaccionar} = 0,5 \text{ moles de } \text{N}_2 - 0,33 \text{ moles de } \text{N}_2 = 0,17 \text{ moles de } \text{N}_2$$

Respuestas:

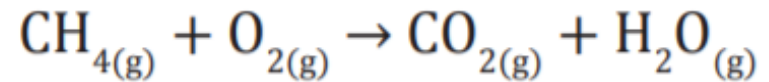
a. El reactivo limitante es H_2 .

c. 0,66 moles de NH_3 se forman.

b. El reactivo en exceso es N_2 .

d. 0,17 moles de N_2 quedan sin reaccionar.

Reaccionan 2.49 moles de CH₄ con 6.25 moles de O₂ para producir dióxido de carbono y agua como se muestra en la siguiente reacción:



- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos de CO₂ se van a formar?
- ¿Cuántas moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Reactivos con impurezas

- Los reactivos que intervienen en las reacciones químicas pueden contener impurezas, es decir, que parte de los reactivos son sustancias que no reaccionarán en la reacción que estamos estudiando. Para diferenciar la parte de reactivo que sí reaccionará (parte pura) de la que no (parte impura), se define el % de pureza:

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Cantidad de sustancia pura}}{\text{Cantidad total de sustancia}} \cdot 100$$

Ejemplo:

Una sustancia con un 90 % de pureza, tiene en cada 100 g totales de sustancia, 90 g de sustancia pura y 10 g de otras sustancias diferentes (impurezas).

Ejemplo:

Se hacen reaccionar 22.75 g de Zn que contiene un 7.25 % de impurezas con HCl suficiente. Calcula la masa de H₂ desprendida. *Dato:* masa atómica del Zn = 65,38 uma.



$$\% \text{ Pureza} = 100 - \% \text{ Impurezas} = 100 - 7.25 = 92.75$$

$$\text{Cantidad de sustancia pura} = \frac{\% \text{ Pureza} \cdot \text{Cantidad total de sustancia}}{100}$$

$$\text{Cantidad de sustancia pura} = \frac{92.75 \cdot 22.75 \text{ g}}{100} = 21.1 \text{ g Zn puro}$$

Por cada mol de Zn se obtiene 1 mol de H₂.

Por cada 65.38 g de Zn se obtienen 2 g de H₂.

Por 21.1 g de Zn se obtienen:

$$\Rightarrow \frac{21.1 \text{ g} \cdot 2 \text{ g}}{65.38 \text{ g}} = 0.645 \text{ g H}_2$$

RENDIMIENTO DE REACCIÓN

- Cuando efectuamos una reacción química calculamos las cantidades de productos que esperamos obtener a partir de las cantidades de reactivos utilizadas y de la estequiometría de la reacción.
- Una reacción ideal tendrá un rendimiento del 100 %; sin embargo, en las reacciones reales el rendimiento será inferior.
- El rendimiento de las reacciones es un factor fundamental en la industria química.
- En la práctica suele ser frecuente que la cantidad obtenida sea menor de la esperada. Cuando esto ocurre decimos que la reacción tiene un rendimiento inferior al 100%. Este rendimiento menor se da por diferentes causas:
 - La pérdida de material durante su manipulación
 - El desarrollo de la reacción en condiciones inadecuadas
 - La existencia de reacciones paralelas que dan lugar a productos no deseados

RENDIMIENTO DE REACCIÓN

- Hasta ahora hemos supuesto que las reacciones siempre se dan de tal modo que todo el reactivo se transforma en producto, pero en la vida real no suele ocurrir así; la cantidad de producto obtenido no alcanza el valor que se deduce del cálculo estequiométrico, siempre hay una diferencia entre esos valores.

Ejemplo:

Una reacción que tenga un 70 % de rendimiento, significa que de cada 100 g que se podrían haber obtenido como máximo, sólo se han obtenido 70 g.

- La relación entre la cantidad de producto final obtenido (**rendimiento real**) y la cantidad que debía obtenerse según la estequiometría de la ecuación (**rendimiento teórico**) se expresa mediante el **rendimiento (porcentual) de la reacción**:

$$\text{Rendimiento porcentual (\%)} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \cdot 100$$

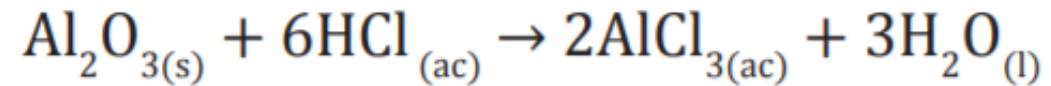
RENDIMIENTO DE REACCIÓN

- En química y en procesos industriales se busca tener el rendimiento más alto posible.
- Los rendimientos industriales son generalmente bajos, por ejemplo, para producir en una industria aceite de oliva se tiene un rendimiento del 24%.

$$\text{Rendimiento real} = \text{Rendimiento teórico} \cdot \frac{\text{Rendimiento porcentual (\%)}}{100\%}$$

Ejemplo

Se hacen reaccionar diez gramos de óxido de aluminio (Al_2O_3) con un exceso de ácido clorhídrico (HCl) para obtener 25 gramos de cloruro de aluminio.



- Calcular el rendimiento de la reacción.
- Si el rendimiento teórico fuera del 60%, ¿cuánto se esperaría que fuera el rendimiento real?

Ejemplo:

La urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, se sintetiza a escala industrial por reacción entre amoníaco y dióxido de carbono, que da urea y agua. Por conveniencia metodológica, se prepara una mezcla de reactivos con una proporción molar amoníaco/dióxido de carbono de 3:1 y, cuando se utiliza ésta, se producen 47,7 g de urea por mol de dióxido de carbono. **Calcula el rendimiento teórico, el real y el rendimiento porcentual de la reacción.**

1) Escribimos y ajustamos la reacción



2) Determinamos el reactivo limitante

La proporción estequiométrica NH_3/CO_2 es 2:1. Si se prepara una mezcla de proporción molar 3:1, hay exceso de NH_3 y el reactivo limitante es el CO_2 , que es quien determina la cantidad de urea que se puede producir.

3) Calculamos el rendimiento teórico como la cantidad de urea que se puede producir a partir de la cantidad de CO₂ utilizada:

$$1\text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1\text{ mol urea}}{1\text{ mol CO}_2} \cdot \frac{60,06\text{ g urea}}{1\text{ mol urea}} = 60,06\text{ g urea}$$

Rendimiento teórico (de urea): 60,06 g

4) Determinamos el rendimiento real como la cantidad de urea realmente producida a partir de la cantidad de CO₂ utilizada

Rendimiento real (de urea): 47,7 g

5) Calculamos el rendimiento porcentual

$$\frac{47,7\text{ g urea (producida)}}{60,06\text{ g urea (producible)}} \times 100\% = 79,4\%$$

Rendimiento porcentual (de urea): 79,4%

Ejemplo:

Si la síntesis industrial de urea a partir de amoníaco y dióxido de carbono tiene un rendimiento del 79,4%, ¿qué masas de amoníaco y de dióxido de carbono se consumen para producir 1000 kg de urea?

1) Calculamos la cantidad de urea que se produciría si el rendimiento fuese del 100%

$$\text{rendimiento teórico} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento porcentual}} \times 100\% = \frac{1000 \text{ kg urea}}{79,4\%} \times 100\% = 1260 \text{ kg urea}$$

2) Calculamos las cantidades de reactivos necesarias para producir esa urea; utilizamos la estequiometría de la reacción global ajustada y las masas atómicas (ejemplo anterior)

$$1260 \text{ kg urea} \cdot \frac{1 \text{ mol urea}}{60,06 \text{ g urea}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol urea}} \cdot \frac{17,03 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 715 \text{ kg NH}_3$$
$$1260 \text{ kg urea} \cdot \frac{1 \text{ mol urea}}{60,06 \text{ g urea}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol urea}} \cdot \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 923 \text{ kg CO}_2$$

