

BLOQUE 1: INDUSTRIA DEL ÓXIDO DE CALCIO

- **¿QUÉ ES EL MOL?**

El **mol** (símbolo *mol*) es la unidad con que se mide la **cantidad de sustancia**, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Dada cualquier sustancia (elemento químico, compuesto o material) y considerando a la vez un cierto tipo de partículas que la componen, se define como un mol a la *cantidad de esa sustancia que contiene tantas partículas, como átomos hay en 12 gramos de carbono-12*.

El número de partículas -átomos, moléculas, iones, electrones, radicales u otras partículas o grupos específicos de éstas- existentes en un **mol** de sustancia es, por definición, una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado.

Esta cantidad es llamada número de Avogadro (N_A) y equivale a 6.022×10^{23} unidades elementales o partículas por cada mol.

Así como en una docena de cualquier fruta (naranjas, fresas o uvas) siempre habrá 12 piezas, en un mol de cualquier sustancia (elementos o compuestos), siempre habrá 6.022×10^{23} partículas de esa sustancia.

- **¿Y LA MASA MOLAR?**

La **masa molar** (símbolo *M*) de un átomo o una molécula es la **masa de un mol** de dicha partícula expresada en gramos. Es una propiedad física característica de cada sustancia pura (elemento o compuesto). Sus unidades en química son **g/mol**.

Esta magnitud tiene el mismo valor numérico que la **masa molecular** de dicha partícula, pero en vez de estar en unidad de masa atómica (**u.m.a.**) está en **gramos/mol**.

La **masa molar** debe ser distinguida de la **masa molecular**, que es la masa de una molécula y no está directamente relacionada con la **masa atómica**, que es la masa de un átomo.

Las **masas molares** casi nunca son medidas directamente. Pueden ser calculadas a partir de las masas o pesos atómicos.

Masa molar de un elemento

La masa atómica en gramos de un elemento contiene el N_A de **átomos** y se define como la **masa molar del elemento**. Para determinar la masa molar de un elemento se pasan de las unidades de masa que aparecen en la tabla periódica de masa atómica a gramos. Por ejemplo, la masa atómica del azufre es de 32.06 uma. Una masa molar del azufre tiene 32.06 gramos de masa y contiene 6.022×10^{23} átomos de azufre.

Masa molar de un compuesto

Una mol de un compuesto contiene el N_A de unidades fórmula del mismo. Si se conoce la fórmula de un compuesto se puede calcular su masa molar sumando las masas molares de todos los átomos de la fórmula. Si hay más de un átomo de cualquier elemento, se debe sumar su masa tantas veces como aparezca.

Para conocer la **masa molar** del agua, necesitamos saber a cuántos gramos equivale un mol de agua:

| | |
|--|--------------------------------------|
| Se calcula la masa de la molécula (masa molecular) | Se expresa en gramos: |
| masa molecular del $H_2O = 2(1 \text{ uma}) + 16 \text{ uma} = 18 \text{ uma}$ | un mol de $H_2O = 18 \text{ gramos}$ |

Masa molar del agua = masa de un mol = 18 g/mol

Calcula la masa molar de los siguientes compuestos:

- a) H_2SO_4
- b) $Al_2(SO_4)_3$
- c) $CaCO_3$

Relación de la masa con el número de moles

Como la masa de una sola molécula es demasiado pequeña para pesarla y contar las moléculas que el químico pueda tomar con una espátula es imposible. Lo que comúnmente se hace es medir una cierta cantidad de masa y usando la definición de mole, el número de moles se determina simplemente dividiendo.

$$n = m/MM$$

Donde:

n = número de moles, en mol

m = masa de la sustancia en, g

MM = masa molar, en g/mol

1. Calcula el número de moles en los siguientes casos

a) 180 g de Ca

b) 10 g Na_2S

c) 228 g CO_2

d) 68.6 g H_2SO_4

e) 16 g NH_4NO_3

Calcula la masa de las siguientes sustancias:

a) 3 mol de Na

b) 3.5 moles de CaCO_3

c) 1.5 moles de $\text{Ba}(\text{OH})_3$

d) 0.2 moles de H_2SO_4

e) 1.15 moles de AgNO_3

- **VOLUMEN MOLAR**

Un mol de cualquier sustancia contiene 6.022×10^{23} partículas. En el caso de sustancias gaseosas moleculares, un mol contiene N_A moléculas. De aquí resulta, teniendo en cuenta la *ley de Avogadro*, que **un mol de cualquier sustancia gaseosa ocupará siempre el mismo volumen** (medido en las mismas condiciones de presión y temperatura).

Experimentalmente, se ha podido comprobar que el volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal en *condiciones normales* (Presión = 1 atmósfera, Temperatura = $0\text{ }^\circ\text{C} = 273.15\text{ K}$) es de **22.4 litros**. Este valor se conoce como **volumen molar normal de un gas**.

Este valor del **volumen molar** corresponde a los llamados *gases ideales o perfectos*; los gases ordinarios no son perfectos y su volumen molar es ligeramente diferente.

Volumen molar
Un mol de cualquier gas a 0°C y 1 atm ocupa un volumen de 22,4 L

1 mol = 22.4 L

| | | | | | |
|----------------|----|----------------|----------------|-----------------|-----------------|
| H ₂ | He | N ₂ | O ₂ | CO ₂ | SO ₂ |
|----------------|----|----------------|----------------|-----------------|-----------------|

¿Podríamos contener un mol de gas a CNPT en estos recipientes?



CNPT = condiciones normales de presión y temperatura.

COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LAS SUSTANCIAS

Con frecuencia conviene saber la composición del compuesto en términos de las masas de sus elementos. La composición porcentual de una sustancia es el porcentaje en masa de cada elemento del compuesto. La masa molar representa la masa total, o el 100% del compuesto o sustancia.

La composición porcentual de una sustancia se puede calcular 1) a partir del conocimiento de la fórmula, y 2) a partir de datos experimentales.

Si se conoce la fórmula, el porcentaje de cada elemento se calcula como sigue:

Porcentaje del elemento = (masa total del elemento × 100)/ masa molar del compuesto.

Calcula la composición porcentual del agua: H₂O

$$M \text{ H}_2\text{O} : \text{H} = 1 \times 2 = 2$$

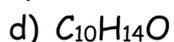
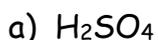
$$\text{O} = 16 \times 1 = 16$$

$$\frac{\quad}{18 \text{ g/mol}}$$

$$\% \text{H} = (2 \times 100) / 18 = 11.11\%$$

$$\% \text{O} = (16 \times 100) / 18 = 88.89\%$$

Calcula la composición porcentual de los siguientes compuestos:



e) ¿Cuál es la composición porcentual del azufre en la molécula de sulfato de sodio: Na₂SO₄?

FÓRMULA EMPÍRICA (MÍNIMA) Y FÒRMULA MOLECULAR

- La **fórmula empírica** muestra la *mínima relación* de números enteros de átomos presentes en un compuesto.
- La **fórmula molecular** muestra el número total de átomos de cada elemento que constituyen un determinado compuesto. Es la *fórmula real*.

Fórmula empírica (mínima)

Para la determinación experimental de las formulas químicas es necesario contar con dos tipos de información: el análisis porcentual y la determinación del peso molecular.

La formula mínima o empírica es la relación más simple que existe entre los átomos de un compuesto y para determinarla, lo hacemos de la siguiente manera.

Criterio para determinar la Fórmula mínima

- 1 Toma como base de cálculo 100g de compuesto, esto iguala el % con el valor numérico en gramos (% del elemento = g del elemento)
- 2 Convertir los gramos de cada elemento en moles, divide la masa en gramos de cada elemento entre su masa atómica
- 3 Dividir cada uno de los valores obtenidos en el paso 2, entre el menor de ellos. Si los números obtenidos mediante este procedimiento son enteros, usarlos como subíndices al escribir la fórmula empírica. Si los números obtenidos no son enteros, proseguir con el paso 4..
- 4 Multiplicar los valores obtenidos en el paso 3 por el número más pequeño que los convierta en números enteros. Los números así obtenidos, serán los subíndices de cada elemento en la formula buscada o formula mínima.

Ejemplo: A partir de los **porcentajes** y las **masas atómicas**, se puede calcular el **número de moles** de cada elemento para obtener la **fórmula mínima**. Observa el siguiente ejemplo:

| Elemento | masa atómica | % | masa (gramos) | moles (gramos/m.a.) | Relación | Subíndices |
|----------|--------------|-------|---------------|---------------------|------------|------------|
| H | 1 | 11.11 | 11.11 | $11.11 / 1 = 11.11$ | 11.11/5.56 | 2 |
| O | 16 | 88.89 | 88.89 | $88.89/16 = 5.56$ | 5.56/5.56 | 1 |

Fórmula mínima H₂O

Ejercicios

1. Encuentra la fórmula mínima (empírica) de un compuesto formado por calcio, cloro, hidrógeno y oxígeno, en las proporciones indicadas en la tabla.

| Elemento | % | masa (gramos) | masa atómica | moles (gramos/m.a.) | Relación | Subíndices |
|----------|------|---------------|--------------|---------------------|----------|------------|
| Ca | 18.3 | | 40 | | | |
| Cl | 32.4 | | 35.5 | | | |
| H | 5.5 | | 1 | | | |

| | | | | | | |
|---|------|--|----|--|--|--|
| O | 43.8 | | 16 | | | |
|---|------|--|----|--|--|--|

Fórmula mínima _____

2. Encuentra la fórmula mínima (empírica) de un compuesto formado por calcio, cloro, hidrógeno y oxígeno, en las proporciones indicadas en la tabla.

| Elemento | % | masa (gramos) | masa atómica | moles (gramos/m. a.) | Relación | Subíndices |
|----------|----|---------------|--------------|----------------------|----------|------------|
| Mg | 72 | | 24 | | | |
| N | 28 | | 14 | | | |

Fórmula mínima _____

3. ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 43.66% de fósforo y 56.34% de oxígeno?
4. ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 11.44% de fósforo y 88.56% de bromo?

5. Un compuesto tiene 71.5% en peso de mercurio y 28.5% de bromo. Calcula la fórmula mínima de este compuesto.

Fórmula molecular

Es la relación que existe entre los átomos de los elementos de una molécula real o verdadera. La fórmula molecular, será igual a un múltiplo de la fórmula empírica y para su determinación es necesario tener los siguientes datos:

- El análisis porcentual de la sustancia.
- La masa molar de la misma.

Criterio para determinar la Fórmula molecular

- Se determina la fórmula mínima o empírica.
- Se determina la masa molar de la fórmula mínima.
- Se determina el múltiplo(n):
 $n = \text{masa molar} / \text{masa molar de la fórmula empírica}$.
- El resultado del múltiplo será el número de fórmulas mínimas que forman la molécula, es decir, la fórmula mínima se multiplica por dicho número para encontrar así la fórmula molecular.

Ejemplo: El análisis elemental de una sustancia pura, blanca y cristalina es: C = 26.7%, H = 2.23%, O = 71.1%. Determine su fórmula molecular, si su Masa Molar = 90 g/mol.

| Elemento | % | masa atómica | moles (gramos/m. a.) | Relación | Subíndices |
|----------|------|--------------|----------------------|---------------------|------------|
| C | 26.7 | 12 | $26.7/12 = 2.22$ | $2.22/2.22 = 1$ | 1 |
| H | 2.23 | 1 | $2.23/1 = 2.23$ | $2.23/2.22 = 1.004$ | 1 |
| O | 71.1 | 16 | $71.1/16 = 4.44$ | $4.44/2.22 = 2$ | 2 |

| | | | | |
|--|--|------|--|--|
| | | 4.44 | | |
|--|--|------|--|--|

Formula mínima: $C_1H_1O_2$

Masa molar de la fórmula mínima: $(12 \times 1) + (1 \times 1) + (2 \times 16) = 45 \text{ g/mol}$.

$$n = \frac{90}{45} = 2$$

Fórmula molecular = $2 (C_1H_1O_2) = C_2H_2O_4$

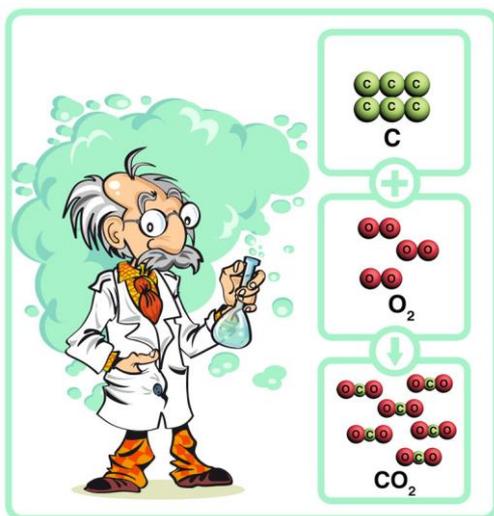
EJERCICIOS:

Calcula la fórmula molecular de:

1. Ácido ascórbico (vitamina C), fórmula empírica es $C_3H_4O_3$ y masa molar 176 g.
2. CH_2 Masa molar 84 g
3. BH_3 Masa molar 27.7 g
4. La fructosa es un azúcar natural que se encuentra en las frutas. Su masa molar es de 180.1 g/mol y su composición porcentual es de 40.0% de C, 6.7% de H y 53.3% de O. Determina la fórmula molecular de esta azúcar.

Estequiometria

¿ESTEQUIO QUE?



Ahora que conoces las ecuaciones químicas ya sabes cómo determinar cuáles son las sustancias presentes antes y después de una reacción, sabes cuantos y cuales átomos hay en los reactivos y en los productos. Eso está muy bien, pero cuando tu llevas acabo una reacción química en el laboratorio no puedes contar los átomos ¿o si? La verdad es que ningún químico puede contar directamente los átomos de las sustancias que reaccionan en sus

matraces. Lo que si puede hacer es medir la masa de los reactivos que utiliza en sus reacciones, o el volumen de estos, cuando se trata de líquidos o gases, y mediante las masas atómicas los químicos pueden calcular el número de átomos, iones o moléculas involucradas.

Los átomos no se pueden contar directamente. Por eso, los químicos deben medir la masa de los átomos.

Para poder predecir la masa o el volumen que se formara de productos, los químicos utilizan la estequiometría. Esta palabra que forma parte del lenguaje de la química, viene del griego, *stoicheion*, elemento básico constitutivo y, *metrón*, medida. La estequiometría permite a los químicos calcular la cantidad de un reactivo que se necesita para producir una cantidad determinada de productos, o bien, calcular la cantidad de sustancia que se forma a partir de una cantidad dada de reactivo.

Las ecuaciones químicas no sólo dicen cuáles sustancias están presentes y cuántos átomos hay de cada una, pueden decir cuántos gramos de reactivos se deben poner si se quiere poner cierta cantidad de producto. Mejor aún, con ellas, los químicos pueden predecir que tanto (s) producto(s) se formara (n) si reacciona una determinada cantidad de reactivo(s).

¡Manos a la obra!

Ahora vamos hacer estequiometría con uno de los gases involucrados en el efecto invernadero: el dióxido de carbono (CO_2), cuya concentración en la atmósfera cada vez es mayor. Esto ocurre por que en las sustancias se produce por combustión de compuestos que contienen carbón, por ejemplo, por la combustión de la gasolina en automóviles. En tu casa produce CO_2 cada vez que prendes la estufa o el calentador de agua. ¿Quieres saber cuanto CO_2 se produce cuando quemas gas propano, que es el componente principal del gas doméstico.

Analiza la siguiente ecuación química





Efectúa los cálculos correspondientes y completa la siguiente tabla:

| | C_3H_8 | O_2 | CO_2 | H_2O |
|--|----------|-------|--------|--------|
| ¿Reactivo o producto? | | | | |
| Numero de moléculas de cada sustancia | | | | |
| Numero de átomos de cada sustancia elemental en cada reactivo y producto | | | | |
| Masa molecular o masa atómica | | | | |
| mol | | | | |

Ahora sabes que si reaccionan tres millones de moléculas de C_3H_8 se requerirían _____de moléculas de O_2 y se formarían _____de moléculas de CO_2 y _____de moléculas

de H_2O .

ESTEQUIOMETRÍA

Como ya sabemos, todo lo que nos rodea, incluso nosotros mismos somos **materia** y la materia está formada por mezclas y sustancias puras. Entre las

sustancias puras se tienen a los elementos y a los compuestos. Los **elementos** se representan mediante **símbolos** mientras que los **compuestos** por **fórmulas** en las cuales se indica el tipo de elementos y su proporción en átomos; como ejemplo tenemos que el compuesto "nitrato de potasio" tiene por fórmula KNO_3 lo cual nos indica que está formado por: un átomo de potasio, uno de nitrógeno y tres de oxígeno.

Tanto los elementos como los compuestos participan en las reacciones químicas transformándose en otro tipo de materia (los reactivos se transforman en productos). Los cambios de la materia (reacciones químicas) se representan mediante **ecuaciones químicas**.

Todas las reacciones químicas cumplen la ley de la conservación de la materia (masa) lo que se demuestra cuando la ecuación está balanceada a la cual se le conoce también con el nombre de **ecuación estequiométrica**.

Los coeficientes de una ecuación balanceada se llaman **coeficientes estequiométricos**, siempre son números enteros y nos indican la cantidad en moles (n) de la sustancia en cuestión (recordemos que cuando el coeficiente es uno no se escribe este número). Así por ejemplo, en la ecuación:



Se tienen **dos** moles de hidróxido de sodio que reaccionan con **un** mol de ácido sulfúrico para producir **un** mol de sulfato de sodio y **dos** moles de agua.

Conociendo la ecuación estequiométrica se pueden determinar las cantidades de las sustancias que en ella participan haciendo uso de relaciones estequiométricas. Conviene conocer las cantidades en moles y en masa de cada sustancia participante. La cantidad en moles es el coeficiente de la ecuación. Como ayuda podemos anotar en la parte superior de cada sustancia su masa molar ya que al multiplicar este valor por el coeficiente estequiométrico, obtendremos la cantidad en gramos de la sustancia, es decir su masa.

Una vez conociendo los valores en moles y en masa de cada sustancia es posible determinar cantidades variables de reactivos o productos a partir de relaciones numéricas (estequiométricas).

La *estequiometria*. Es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos).

Estas relaciones pueden ser:

| |
|--------------|
| mol-mol |
| masa-masa |
| Masa-mol |
| Masa-volumen |

EJEMPLO:

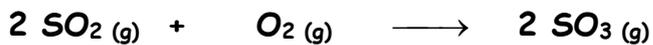
$$\frac{5.27(4)}{2}$$

La respuesta es: **10.54 mol de Al**

Càlculo masa-masa

EJEMPLO

La reacción entre el dióxido de azufre emitido por fuentes contaminantes a la atmósfera reacciona con el oxígeno del aire formando trióxido de azufre, gas que posteriormente al contacto con el agua contenida en las nubes forma ácido sulfúrico que precipita en forma de lluvia ácida. La ecuación que representa este fenómeno es:



Determina:

- ¿Cuántas moles de dióxido de azufre reaccionan con el oxígeno si se producen 5 moles de trióxido de azufre?
- ¿Cuántos gramos de trióxido de azufre se forman cuando reaccionan 20 gramos de oxígeno?

Las masas molares de las sustancias que intervienen en la reacción son:

Masa molar (mm) del dióxido de azufre SO_2

| Elemento | Masa atómica | Número de átomos | |
|----------|--------------|------------------|------------|
| S | 32 | X 1 | = 32 g/mol |
| O | 16 | X 2 | = 32 g/mol |
| M | | | = 64 g/mol |

Del mismo modo para el oxígeno: $M \text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$

Para el trióxido de azufre: $M_{SO_3} = 80 \text{ g/mol}$

A continuación anotamos estos valores en la ecuación:



64 g/mol 32 g/mol 80g/mol

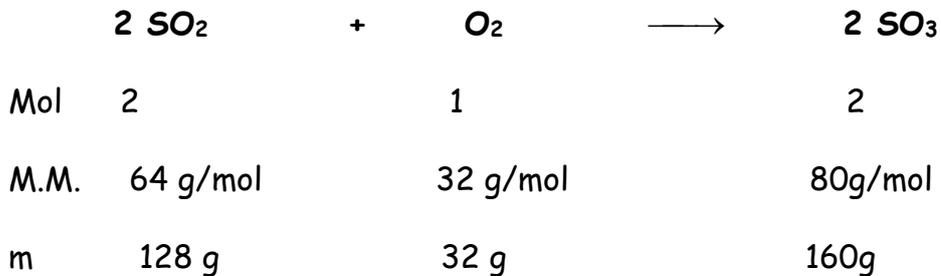
Al multiplicar la masa molar por la cantidad en moles obtenemos las masas en gramos $m = n \times mm$

$$\text{SO}_2 = 64 \text{ g/mol} \times 2 \text{ mol} = 128 \text{ g}$$

$$\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol} \times 1 \text{ mol} = 32 \text{ g}$$

$$\text{SO}_3 = 80 \text{ g/mol} \times 2 \text{ mol} = 160 \text{ g}$$

Anotamos los valores de las masas en la parte inferior de cada sustancia:



a) Vemos en la ecuación estequiométrica que 2 moles de dióxido de azufre producen 2 moles de trióxido de azufre. Mediante una relación numérica

Se deduce que:

$$2 \text{ mol SO}_2 \text{ ----- } 2 \text{ mol SO}_3$$

$$? \text{ mol SO}_2 \text{ _____ } 5 \text{ mol SO}_3$$

$$2 \text{ mol SO}_2 \times 5 \text{ mol SO}_3$$

$$\frac{\text{-----}}{2 \text{ mol SO}_3} = \underline{5 \text{ mol SO}_2}$$

b) Ahora vemos en la ecuación estequiométrica que 32 gramos de oxígeno producen 160 gramos de trióxido de azufre. Mediante una relación numérica se deduce que:

$$\begin{array}{r} 32 \text{ g O}_2 \text{ -----} 160 \text{ g SO}_3 \\ 20 \text{ g O}_2 \text{ -----} ? \text{ g SO}_3 \\ 20 \text{ g O}_2 \times 160 \text{ g SO}_3 \\ \hline 32 \text{ g O}_2 \end{array} = \underline{100 \text{ g SO}_3}$$

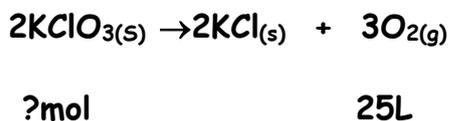
Cálculos mol-volumen

Para realizar un cálculo estequiométrico con volumen son necesarias dos condiciones:

- Que la reacción se efectúe en condiciones normales de temperatura y presión.

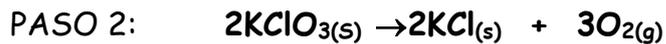
Ejemplo:

La siguiente ecuación balanceada, muestra la descomposición del clorato de potasio por efecto del calor. Suponiendo que la reacción se efectúa a condiciones normales de temperatura y presión:



a) ¿Cuántas mol de KClO₃ (clorato de potasio) son necesarios para producir 25 L de O₂?

PASO 1: Revisamos la ecuación y encontramos que está balanceada.



?mol

25L

PASO 3: Es necesario convertir los 25 L de la sustancia de partida para aplicar el factor molar.

$$25 \text{ litros } \text{O}_2 \left(\frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ litros}} \right) = 1.12 \text{ moles } \text{O}_2$$

Utilizamos el factor molar porque la sustancia de partida está expresada en moles.

$$1.12 \text{ mol } \text{O}_2 \left[\frac{2 \text{ mol } \text{KClO}_3}{3 \text{ mol } \text{O}_2} \right] = 0.75 \text{ mol } \text{KClO}_3$$

EJERCICIOS

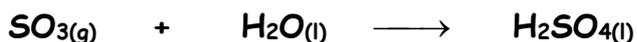
Instrucciones: Lee con atención los siguientes planteamientos y contesta las preguntas que se realizan en cada caso.

1. La acidez estomacal se presenta por un exceso de jugo gástrico (HCl), que si no se neutraliza con el antiácido hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$, se puede ulcerar la pared estomacal. La reacción química que se lleva a cabo es la siguiente:



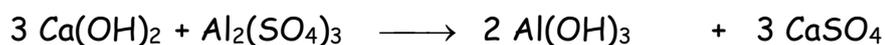
¿Qué cantidad de ácido clorhídrico (HCl) se requiere para producir 200g de cloruro de magnesio?

2. El trióxido de azufre en la atmósfera reacciona con el agua contenida en las nubes formando ácido sulfúrico, el cual se precipita como "lluvia ácida". La ecuación que representa éste fenómeno es:



¿Cuántos gramos de agua se necesitan para formar 600 g de ácido sulfúrico?

3. En una de las etapas del tratamiento de aguas negras, a menudo se utiliza el hidróxido de calcio y el sulfato de aluminio para lograr la floculación de partículas coloidales. La reacción entre éstos compuestos da lugar al hidróxido de aluminio (precipitado gelatinoso que al depositarse arrastra partículas y bacterias) y al sulfato de calcio, según la ecuación:



a) ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) se requieren para producir 500 g de hidróxido de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$).

b) ¿Cuántos moles de sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) se requieren para obtener 350g de sulfato de calcio ($CaSO_4$).

PROBLEMARIO

Resuelve en tu cuaderno los siguientes problemas:

1.- Si se conoce que en la aspirina $C_9H_8O_4$ existen 5.24×10^{24} átomos de carbono, ¿cuántas moles de carbono están presentes en esta molécula?

2.- Hey. ¡Oiga joven! si tuviera 2.8 moles de oro ¿cuántos gramos de oro tendría?

3.- Al quemar una cantidad de gasolina se produjeron 5 moles de dióxido de carbono CO_2 . ¿Cuál será el volumen en litros que ocupará este gas a CNPT?

4.-El nitrato de amonio, NH_4NO_3 el cual se prepara a partir del ácido nítrico, se emplea como fertilizante nitrogenado. Calcula el porcentaje de cada uno de los elementos en el nitrato de amonio.

5.- Determina la composición porcentual de las siguientes moléculas:

a) Aspirina, $C_9H_8O_4$

b) Colesterol $C_{27}H_{46}O$

6.-El ácido benzoico es un polvo blanco cristalino que se emplea como conservador de alimentos. El compuesto contiene 68.8% de C, 5.0% de H y 26.2% de O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

7.- Se sospecha que el glutamato monosódico (MSG), saborizante de alimentos, es el causante del "síndrome del restaurante chino" ya que puede causar dolores de cabeza y pecho. El glutamato monosódico tiene la siguiente composición porcentual: 35.51% de C, 4.77% de H, 37.85% de O, 8.29% de N, y 13.6% de Na. Si su masa molar es de 169 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?

8.- La testosterona (hormona sexual masculina) contiene 79.19% de carbono (C), 9.72% de hidrógeno (H) y 11.10% de oxígeno (O). Su masa molecular es de 288.17 gr / mol calcula su fórmula:

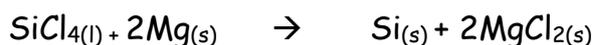
- a) Empírica
- b) Molecular

9.- En las ferreterías se venden pequeños envases de gas propano para fuentes de calor portátil (para soldaduras). La reacción de combustión del propano es:



- a) ¿Qué masa de CO_2 se produce por la combustión de 2.5 moles C_3H_8 ?
- b) ¿Cuántas moles de agua se obtienen en la producción de 4.4 g de CO_2 ?

10.- El silicio puro que se requiere para la fabricación de los chips en las computadoras y celdas solares, se fabrica mediante la siguiente reacción:



Si se utilizan 325g de cada uno de los reactivos:

- a) ¿Y qué cantidad en gramos de silicio (Si), se producirán?

Reactivo Limitante

Como muchas veces sucede en ciencias, en la cuantificación de las sustancias que participan en las reacciones hacemos simplificaciones: además de suponer que los reactivos están puros y que la reacción se lleva a cabo hasta que solo hay productos, también suponemos que cuando se lleva a cabo una

reacción, los reactivos se encuentran justo en las cantidades estequiométricas, es decir, justo en la proporción que indica la proporción en la ecuación balanceada. Sin embargo casi nunca sucede así, muchas reacciones suceden espontáneamente en la naturaleza, sin que nadie pese ni mezcle las sustancias, de tal modo que las reacciones se llevan a cabo con las cantidades que haya, pero manteniendo siempre la relación estequiométrica. Es así que las reacciones se llevan a cabo mientras existan reactivos suficientes para cumplir con la relación estequiométrica y, en cuanto alguno de ellos se agota, entonces la reacción se detiene y algo del resto sobra.

Al reactivo que se acaba primero y que, por lo tanto, limita la reacción, se le llama **reactivo limitante**; el o los reactivos que sobran se denominan **reactivos en exceso**.

Ejemplo 1:

Para la reacción: $2\text{H}_2(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?

Necesitamos 2 moléculas de H_2 por cada molécula de O_2

Pero tenemos sólo 10 moléculas de H_2 y 10 moléculas de O_2 .

La proporción requerida es de 2 : 1

Pero la proporción que tenemos es de 1 : 1

Es claro que el reactivo en exceso es el O_2 y el reactivo limitante es el H_2

Como trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles.

Si ahora ponemos 15 moles de H_2 con 5 moles de O_2 entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de O_2 reaccionan con 2 moles de H_2 , entonces el número de moles de O_2 necesarias para reaccionar con todo el H_2 es 7,5, y el número de moles de H_2 necesarias para reaccionar con todo el O_2 es 10.

Es decir, que después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O_2 es el reactivo limitante

Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante es:

Calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción. El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

Ejemplo 2:

Considere la siguiente reacción: $2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Supongamos que se mezclan 637,2 g de NH_3 con 1142 g de CO_2 . ¿Cuántos gramos de urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ se obtendrán?

1) Primero tendremos que convertir los gramos de reactivos en moles:

637,2 g de NH_3 son 37,5 moles

1142 g de CO_2 son 26 moles

2) Ahora definimos la proporción estequiométrica entre reactivos y productos:

a partir de 2 moles de NH_3 se obtiene 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

a partir de 1 mol de CO_2 se obtiene 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

3) Calculamos el número de moles de producto que se obtendrían si cada reactivo se consumiese en su totalidad:

a partir de 37,5 moles de NH_3 se obtienen 18,75 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

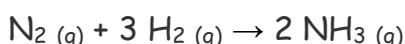
a partir de 26 moles de CO_2 se obtienen 26 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

4) El reactivo limitante es el (NH_3) y podremos obtener como máximo 18.75 moles de urea.

5) Y ahora hacemos la conversión a gramos: 18,75 moles de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ son 1125 g.

Ejercicios.

1 Se hacen reaccionar 100 g de Nitrógeno (N_2) con 25 de Hidrogeno (H_2) para producir amoniac.

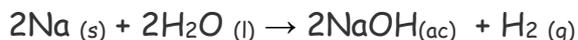


a) ¿Cual es el reactivo limitante?

b) ¿Cuánto amoniac se producirá si se tuviera la relación estequiométrica?

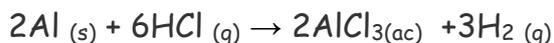
c) ¿Qué cantidad del reactivo en exceso no reacciona?

2 El sodio es un metal reactivo que reacciona instantáneamente con agua para dar hidrógeno gaseoso H_2 e hidróxido de sodio, $NaOH$, según la siguiente ecuación:



a) ¿Cuánto gramos de hidróxido de sodio se formaran cuando se dejan caer al mar 178 g de sodio metálico?

3 El Cloruro de Aluminio, $AlCl_3$, se emplea como catalizador en reacciones industriales y se prepara a partir del Cloruro de Hidrogeno gaseoso y Aluminio metálico.



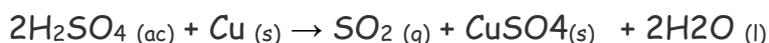
Considerando que se tienen 0.15 moles de Al y 0.35 moles de HCl.

a) ¿Cuántos gramos de Cloruro de Aluminio y de Hidrogeno se formarán?

b) ¿Cuál es el reactivo limitante y el de exceso?

c) ¿Cuántos litros de Hidrogeno se obtendrán si se esta en condiciones normales de presión y temperatura?

4 El Cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación.



Si se tiene 30 g de cobre y 200 g de H_2SO_4 , calcula:

a) ¿Cuál reactivo esta en exceso y que cantidad?

b) El número de moles de SO_2 que se desprenden

c) Masa de $CuSO_4$ que se forman

RENDIMIENTO PORCENTUAL

Las cantidades de los productos que hemos calculado a partir de las reacciones químicas representan el rendimiento máximo (100%) de producto con base en la ecuación que representa la reacción. Muchas reacciones en especial donde participan sustancias orgánicas, no dan un rendimiento de producto de 100%. La razón principal de este rendimiento menor es que en las reacciones secundarias, se forman productos distintos al principal, y también porque muchas de estas reacciones son reversibles; además, se puede perder parte del producto en la manipulación y transferencia de un recipiente a otro.

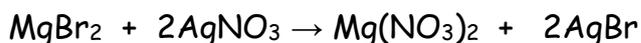
El **rendimiento teórico** de una reacción es la cantidad calculada de producto que se puede obtener a partir de una determinada cantidad de reactivo

dada, con base en la ecuación química. El **rendimiento real** es la cantidad de producto que finalmente se obtuvo.

El rendimiento porcentual es la relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico, multiplicada por 100. Para obtener el porcentaje, tanto el rendimiento teórico como el real deben expresarse en las mismas unidades.

$$\text{Rendimiento porcentual} = (\text{Rendimiento real} \times 100) / \text{Rendimiento teórico}$$

Por ejemplo. Se preparò bromuro de plata haciendo reaccionar 200g de bromuro de magnesio con una cantidad adecuada de nitrato de plata. Calcula el rendimiento porcentual si se obtuvieron 375 g de bromuro de plata.



De acuerdo a la ecuación 184 g de MgBr_2 producen 376 g de AgBr (verifica estos resultados haciendo tú los cálculos pertinentes); por lo tanto se puede plantear la siguiente regla de tres.

$$\begin{array}{l} 184 \text{ g de } \text{MgBr}_2 \text{ ----- } 376 \text{ g de } \text{AgBr} \\ 200 \text{ g de } \text{MgBr}_2 \text{ ----- } x \text{ g de } \text{AgBr} \end{array}$$

$$\text{O sea: } x = 200 \text{ g de } \text{MgBr}_2 [376 \text{ g de } \text{AgBr} / 184 \text{ g de } \text{MgBr}_2] = 408.69 \text{ g de } \text{AgBr}$$

$$\% \text{ rendimiento} = (375 \times 100) / 408.69 = 91.76 \%$$

Ejercicios

1. El titanio se obtiene por reducción del cloruro de titanio (IV) con magnesio



Si reaccionan 2000 Kg de TiCl_4 :

- a) ¿Cuál sería el rendimiento teórico?
- b) Si al efectuar la reacción se obtuvieron 402.0 Kg de Ti ¿cuál sería el % de rendimiento de la reacción?

2. La combinación de óxido de calcio con el agua forma hidróxido de calcio, que en muchos lugares se utiliza para pintar las casas. Si se tienen 500g de CaO y 250g de H₂O.



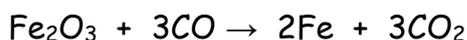
- a) Considerando los datos de Ca(OH)₂ ¿Quién es el reactivo en exceso y qué cantidad sobra de éste?
- b) Considerando 500g de CaO, ¿Qué cantidad de Ca(OH)₂ se obtuvo si se sabe que el rendimiento real es al 78%?

PUREZA DE LOS REACTIVOS

La proveedora de la materia prima que utiliza la industria química es la naturaleza. En ella generalmente esta materia no se encuentra como sustancia pura sino formando parte de diversas mezclas.

Al calcular la cantidad de producto que se puede obtener a partir de una determinada materia prima, es necesario tomar en cuenta la pureza del reactivo.

Por ejemplo. Si una determinada mena contiene 85.8% en masa de óxido de hierro (III), ¿cuántos Kg de hierro se podrán producir a partir de 500 Kg de mena.



Solución: ¿Cuánto Fe₂O₃ hay en 500Kg de mena al 85.8% en masa?

$$\begin{array}{l} 100 \text{ Kg de mena} \text{ ----- } 85.8 \text{ Kg de Fe}_2\text{O}_3 \\ 500 \text{ Kg de mena} \text{ ----- } x \text{ Kg de Fe}_2\text{O}_3 \end{array}$$

Resolviendo: $x = 429 \text{ Kg de Fe}_2\text{O}_3$

De acuerdo a la ecuación, 160 Kg de Fe₂O₃ produce 112 Kg de Fe (te corresponde verificar estos resultados), por lo tanto, planteando la regla de tres, se obtiene:

$$\begin{array}{l} 160 \text{ Kg de Fe}_2\text{O}_3 \text{ ----- } 112 \text{ Kg de Fe} \\ 429 \text{ Kg de Fe}_2\text{O}_3 \text{ ----- } x \text{ Kg de Fe} \end{array}$$

X= 300.3 Kg de Fe

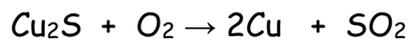
Ejercicios:

1. Para la obtención de cal viva (CaO) mediante la calcinación de la piedra caliza (CaCO₃)



Se va alimentar una tonelada de piedra caliza de 90% de pureza, ¿cuántos Kg de cal viva se van a obtener?

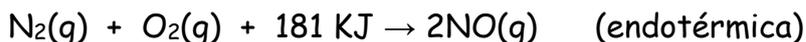
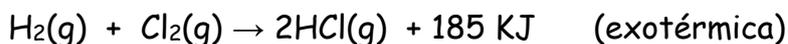
2. El cobre puede obtenerse por tostación de sus sulfuros. Si una determinada mena contiene 4% de sulfuro de cobre(I), ¿cuántas toneladas de dicho metal se podrán producir a partir de 10 toneladas de mena.



BLOQUE 2: PRODUCCIÓN DE ÁCIDO SULFURICO

REACCIONES ENDOTÈRMICAS Y EXOTÈRMICAS

Las reacciones químicas siempre van acompañadas de cambios de energía. Las reacciones pueden ser exotérmicas o endotérmicas. Las reacciones exotérmicas liberan calor; las reacciones endotérmicas absorben calor. En una reacción exotérmica el calor es un producto, que se puede escribir en el lado derecho de la ecuación termoquímica. En una reacción endotérmica se puede considerar que el calor es un reactivo y se escribe de lado izquierdo de la ecuación termoquímica. Por ejemplo tenemos las dos ecuaciones termoquímicas siguientes:



Entalpía

En las plantas industriales, laboratorios y seres vivos ocurren muchos procesos químicos en los cuales se libera energía por medio de calor. La mayoría de estos procesos se llevan a cabo a presión constante, de ahí que surja la necesidad de poder cuantificar la energía absorbida o liberada en una reacción química a presión constante. Para ello es necesario definir esta nueva propiedad termodinámica.

La **entalpía (H)** es una propiedad termodinámica que permite calcular la energía intercambiada por medio del calor a presión constante.

En virtud de que es imposible conocer la entalpía absoluta de un sistema; entonces sólo se puede medir la cantidad de calor que se absorbe o se libera, lo que se conoce como cambio de entalpía (ΔH).

Cuando se elige como sistema a una reacción química el cambio de entalpía se llama entalpía de reacción.

El cambio de entalpía en cualquier proceso permite saber la cantidad de energía intercambiada por medio de calor en dicho proceso a presión constante. Un dato adicional que proporciona el ΔH es que el signo de éste indica si el proceso necesitó de energía o liberó energía por medio de calor durante su desarrollo.

Si el proceso necesitó suministro de energía por medio de calor para poder llevarse a cabo se considera endotérmico y el cambio de entalpía tiene signo positivo. Por ejemplo, para que el hielo se funda es necesario proporcionarle energía por medio del calor, lo mismo ocurre si se quiere evaporar el agua o sublimar el yodo, en todos estos casos el ΔH tiene signo positivo y se tiene que:

Los procesos **endotérmicos** necesitan adquirir energía por medio de calor o luz para llevarse a cabo y se ΔH es positivo.

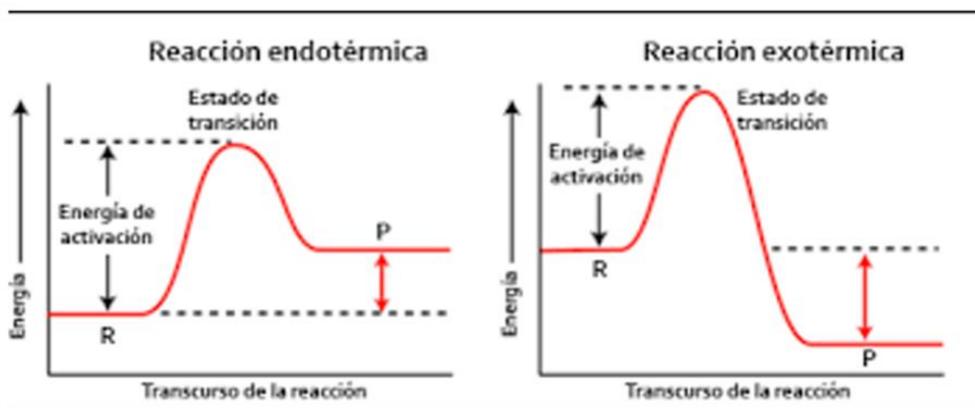
La razón por la cual los procesos endotérmicos necesitan de energía, es que por medio de éstos el sistema tiene que alcanzar un estado final de mayor energía que el que tenía al inicio del proceso.

Por otro lado existen procesos que al llevarse a cabo liberan energía por medio de calor y tienen un ΔH negativo. A estos procesos se les llama exotérmicos.

Son ejemplos de procesos exotérmicos el mezclado de ácido sulfúrico con agua, la solidificación, la condensación y la sublimación inversa o deposición. De esta forma:

Los procesos **exotérmicos** liberan energía por medio de calor para llevarse a cabo y su ΔH es negativo.

Como en los procesos exotérmicos se libera energía por medio de calor, el estado final del sistema tiene menor energía que en su estado inicial.



Cambio de entalpia de reacción entalpia de reacción

La mayoría de las reacciones químicas que se realizan en los laboratorios, industrias, así como en el cuerpo humano, se llevan a cabo a presión constante. Cuando estas reacciones intercambian energía con los alrededores por medio del calor, el intercambio se realiza a presión constante por lo que a esta energía se le llama entalpia de reacción.

La **entalpia de reacción (ΔH_r)** es la cantidad de calor que se absorbe o se libera cuando se lleva a cabo cualquier reacción química a presión constante.

Para calcular la entalpia de reacción se pueden utilizar dos métodos:

1. El método directo (usando entalpias de formación)
2. El método indirecto (usando la Ley de Hess)

Método directo

El método directo para el cálculo de la entalpía de una reacción química utiliza una propiedad termodinámica específica de cada sustancia: la entalpía de formación (ΔH_f).

La **entalpía de formación (ΔH_f)** es la cantidad de calor que se absorbe o se libera a presión constante cuando se forma un mol de un compuesto a partir de sus elementos.

La entalpía de formación de la mayoría de las sustancias se encuentran reportadas en tablas en condiciones estándar, es decir, a la presión de 1 atm y temperatura de 298 K; por lo es común que al ΔH_f también se le llama entalpía estándar de formación.

Actualmente se considera que la presión estándar debe ser 1 bar en lugar de 1 atm.

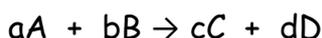
Por definición, la ΔH_f de cualquier elemento químico en su estado estable (o estado en el que se encuentra en la naturaleza) es cero. Por ejemplo:

$$\Delta H_f (\text{N}_{2(g)}) = 0$$

$$\Delta H_f (\text{N}_{2(l)}) \neq 0$$

La entalpía de formación del nitrógeno gas es cero, ya que es el estado estable del nitrógeno en la naturaleza, no así la del nitrógeno líquido, que es diferente de cero debido a que no es su estado natural.

Para calcular la entalpía de reacción a partir de los valores de entalpías de formación, se utiliza la siguiente fórmula:



$$\Delta H_r = [c\Delta H_f(C) + d\Delta H_f(D)] - [a\Delta H_f(A) + b\Delta H_f(B)]$$

En la cual las letras C y D se refieren a productos y las letras A y B corresponden a reactivos. Para la siguiente reacción:



| SUSTANCIA | ΔH_f [kJ/mol] |
|--------------------------|-----------------------|
| $\text{CH}_4(g)$ | -74.85 |
| $\text{CO}_2(g)$ | -393.5 |
| $2\text{H}_2\text{O}(l)$ | -285.8 |

El càlculo sería:

$$\Delta H_r = [(1)\Delta H_f \text{ CO}_2(\text{g}) + (2)\Delta H_f \text{ H}_2\text{O}(\text{l})] - [(1)\Delta H_f \text{ CH}_4 (\text{g}) + (2)\Delta H_f \text{ O}_2(\text{g})]$$

$$\Delta H_r = [1(-393.5\text{KJ/mol}) + 2(-285.8\text{KJ/mol})] - [1(-74.85\text{KJ/mol}) + 2(0)]$$

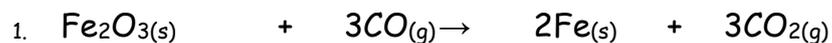
$$\Delta H_r = [-393.5\text{KJ} - 571.6\text{KJ}] - [-74.85\text{KJ} + 0]$$

$$\Delta H_r = [-965.1\text{KJ}] - [-74.85\text{KJ}]$$

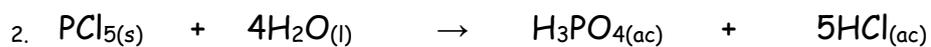
$$\Delta H_r = -965.1\text{KJ} + 74.85\text{KJ}$$

$$\Delta H_r = -890.25\text{KJ}$$

Ejercicio. Calcula el calor de reacción de las siguientes reacciones químicas, indicando si son exotérmicas o endotérmicas.



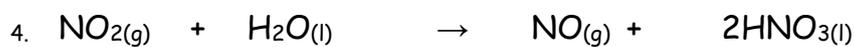
| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|-----------------------------------|-------------------------|
| $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ | -196.5 |
| $\text{CO}_2(\text{g})$ | -94.1 |
| $\text{CO}(\text{g})$ | -26.4 |



| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|-------------------------------|-------------------------|
| $\text{PCl}_{5(s)}$ | -95.34 |
| $\text{H}_3\text{PO}_{4(ac)}$ | -308.19 |
| $\text{HCl}_{(ac)}$ | -39.59 |
| $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | -68.32 |



| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|----------------------------|-------------------------|
| $\text{NO}_{(g)}$ | 21.6 |
| $\text{NH}_{3(g)}$ | -11.0 |
| $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ | -57.80 |



| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|----------------------------|-------------------------|
| $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | -68.32 |
| $\text{NO}_{2(g)}$ | 8.1 |
| $\text{HNO}_{3(l)}$ | -41.00 |
| $\text{NO}_{(g)}$ | 21.6 |



| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|--------------------------------|-------------------------------|
| $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ | -4.8 |
| $\text{SO}_2(\text{g})$ | -71 |
| $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ | -68.32 |



| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|-----------------------------------|-------------------------------|
| $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ | -399.1 |
| $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ | -196.5 |

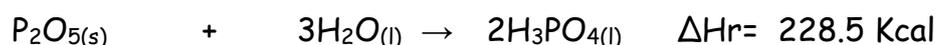


| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|--------------------------|-------------------------|
| $\text{CH}_4(\text{g})$ | -17.88 |
| $\text{HCl}(\text{g})$ | -22.1 |
| $\text{CCl}_4(\text{g})$ | -24.59 |



| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|-------------------------------------|-------------------------|
| $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ | -30.0 |
| $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ | -57.8 |
| $\text{CO}_2(\text{g})$ | -94.1 |

9. Determinar el calor o entalpía de formación para el $P_2O_5(s)$ a partir de la ecuación y los calores de formación que se indican:



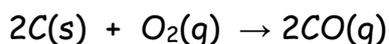
| SUSTANCIA | ΔH_f [kcal/mol] |
|--------------|-------------------------|
| $H_2O(l)$ | -68.32 |
| $H_3PO_4(l)$ | -308.19 |

Método indirecto (usando la Ley de Hess)

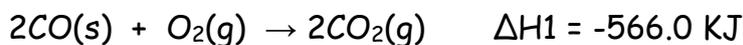
El método indirecto para calcular la entalpía de una reacción química se basa en el hecho de que si se conocen las ΔH_r de varias reacciones en las cuales participan las sustancias de la reacción a la que se le quiere determinar su ΔH_r , al combinar estas reacciones algebraicamente se puede obtener el ΔH_r de la reacción en cuestión. A este procedimiento de combinación algebraica de reacciones químicas se le conoce como ley de Hess, en la que se establece que:

Si una ecuación química se puede escribir como la combinación algebraica de dos o más ecuaciones, entonces la ΔH_r para la ecuación química general es igual a la suma de las ΔH_r de las ecuaciones individuales

Por ejemplo. Calcular el calor de reacción para la siguiente reacción química



Conociendo las siguientes reacciones con su respectivo ΔH_r

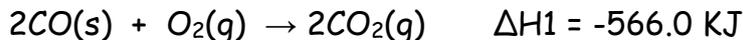


Solución:

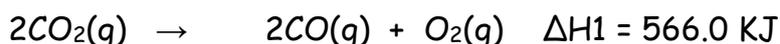
El primer paso es identificar en la ecuación general el número de moles de las sustancias que son los reactivos y los productos, que en este caso son:

- Reactivos: 2 moles de C y 1 mol de O_2
- Productos: 2 moles de CO

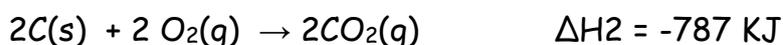
El segundo paso es identificar en las ecuaciones individuales que las sustancias anteriores se encuentren del lado correcto; para la primera ecuación:



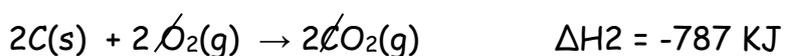
Las dos moles de CO se encuentran como reactivos y se necesitan que estén como productos, por lo que la ecuación se invierte y al hacerlo se cambia el signo de ΔH_1 :



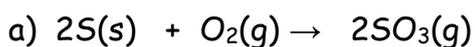
Para la segunda ecuación tanto el C como el O_2 se encuentran del lado correcto, es decir, como reactivos; pero hay sólo un mol de ellos y en la ecuación general se necesitan 2 moles de cada uno. Por lo tanto, la segunda ecuación se multiplica por dos con lo que también se multiplica por dos el valor de ΔH_2



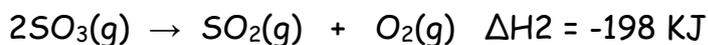
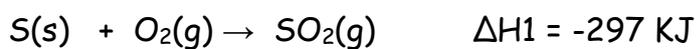
Como tercer paso se suman las ecuaciones individuales para obtener con ello el valor de ΔH_r de la reacción deseada:

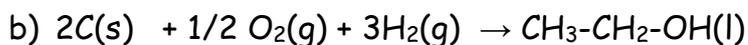


Ejercicio. Determinar el calor de reacción para las siguientes reacciones químicas:

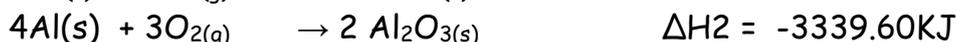
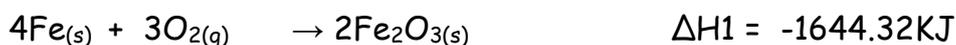
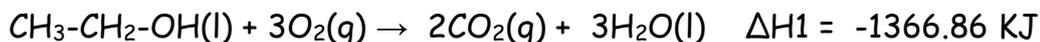


A partir de las siguientes reacciones:





Consider las siguientes reacciones químicas:



Escribe el número correcto dentro del paréntesis.

() Las reacciones químicas que requieren de energía calorífica para realizarse se llaman:

- 1) Caloríficas 2) Endotérmicas 3) Neutras 4) Exotérmicas 5) Potenciales

() La cantidad de calor necesaria para la obtención de una mol de una sustancia a partir de sus elementos que la integran se llama:

- 1) De reacción 2) De combustión 3) De formación 4) De hidratación 5) Molar

() Sistema que no permite el intercambio de masa ni de energía con el entorno se conoce como:

- 1) Abierto 2) Aislado 3) Cerrado 4) Limitado 5) Isotérmico

() Cuando al realizarse una reacción química se desprende calor, se considera que es:

1) No 2) Endotérmica 3) Luminosa 4) Exotérmica 5) Potencial espontánea

() El calor que se absorbe o se desprende al realizarse una reacción química se llama de:

1) Combustión 2) Formación 3) Reacción 4) Hidratación 5) Cristalización

() La manifestación de energía electromagnética que depende del número de partículas y de la energía cinética promedio de estas es:

1) Calor 2) Potencial 3) Cinética 4) Química 5) Radiante

() Es la magnitud que se emplea para medir el nivel calorífico de una sustancia:

1) Calor 2) Temperatura 3) Energía luminosa 4) Energía potencial 5) Energía cinética

() Es aquella porción material del universo o del entorno que se aísla para su estudio:

1) Mezcla 2) Compuestos gaseosos 3) Iones 4) Sistema 5) Molécula

BLOQUE 3: PRODUCCIÓN DE FERTILIZANTES

Principios de equilibrio químico

VELOCIDAD DE REACCIÓN

Una reacción termoquímica expresa las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos, así como su variación calorífica, que de acuerdo a lo estudiado, establece que los cambios de energía en una reacción química, son independientes del tiempo, es decir se desprende o se absorbe la misma cantidad de energía si la reacción se realiza en una milésima de segundo o en mil años. El conocimiento de las propiedades termodinámicas de un sistema de reacción, sólo indica parte del comportamiento del sistema. La cinética química ayuda a completar el conocimiento de dicho comportamiento, ya que estudia la velocidad con que ocurren las reacciones químicas y su mecanismo de reacción.

La velocidad de una reacción se considera como la variación de una concentración de los reactivos por unidad de tiempo, o como, el número de moles de un reactivo que se convierte en producto por unidad de tiempo. **El término mecanismo de una reacción**, indica la secuencia de etapas a través de las cuales tiene lugar la reacción total. En cuanto el tiempo de reacción,

éste se establece como el tiempo que tarda en efectuarse una reacción química, siendo inversamente `proporcional a la velocidad de reacción, ya que a mayor tiempo de reacción, menor velocidad y viceversa.

Por lo general, una transformación química consta de muchas veces varias reacciones consecutivas, cada una de las cuales es un paso hacia la formación de los productos finales. De modo que si una reacción se realiza en etapas, en algunas de éstas se forman probablemente especies intermedias, que no se manifiestan porque se consumen en las etapas siguientes. En la mayoría de las reacciones que tienen velocidades lo suficientemente lentas como para poderse medir, se ha encontrado que la reacción total no ocurre en una etapa, sino en varias de ellas.

TEORÍA DE LAS COLISIONES

Esta teoría permite interpretar los fenómenos de la cinética química. Para que dos sustancias reaccionen, es necesario que sus respectivas partículas entren en contacto mediante una colisión, al acercarse una a la otra, tendrá que ser con una orientación adecuada, excepto cuando se trate de átomos individuales o de moléculas pequeñas y simétricas, además de que la colisión proporcione la energía mínima necesaria para un choque efectivo, coincida como **energía de activación**. En una colisión eficaz se forma un **complejo activado** con un promedio de vida corto, pues es un producto transitorio.

De acuerdo con esta teoría, la velocidad de cualquier reacción química dependerá de la frecuencia de los choques, lo cual es función de la concentración y la temperatura de los reactivos, ya que la colisión puede ser tan suave que no produzca ningún cambio en las partículas, o bien, si la energía cinética de cada partícula antes del choque es la necesaria, provocará una colisión efectiva que producirá reacción química.

Cuando la energía de activación es grande, la reacción es lenta, si la reacción tiene una energía de activación pequeña, la reacción será rápida. De acuerdo con este criterio, la teoría de las colisiones permite entender los factores que modifican la velocidad de una reacción química.

FACTORES QUE MODIFICAN LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN

La naturaleza y la concentración de los reactivos, el tamaño de las partículas sólidas o líquidas en reacción heterogénea (superficie de contacto), la temperatura y la presencia de catalizadores, son los factores que afectan la velocidad de una reacción.

NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

En toda reacción química se forman y rompen enlaces, y la velocidad con que esto sucede, depende de los enlaces que intervienen, es decir, de la naturaleza de las sustancias que participan en la reacción, ya que la energía de activación varía de unos reactivos a otros. Además, experimentalmente se ha comprobado que las reacciones que tienen lugar en solución, generalmente son instantáneas por los iones presentes, excepto en el caso en que el mecanismo de reacción no es sencillo. Asimismo, se ha observado en el estudio de los mecanismos de reacción, que la ruptura de enlaces suele ser el paso más lento, en relación con la formación de nuevos enlaces. Este factor está íntimamente relacionado con la superficie de contacto entre los reactivos.

EFFECTO DE LA CONCENTRACIÓN

Este efecto fue estudiado por GULDBERG Y WAAGE en reacciones a temperatura constante, encontrando que la velocidad de una reacción química homogénea es proporcional al producto de las concentraciones de los reactivos, expresando la concentración en moles de reactivo por litro y elevando cada concentración a una potencia que corresponde al coeficiente de balanceo respectivo. Esto constituye lo que se conoce como la LEY DE ACCIÓN DE MASAS. La expresión matemática de esta ley, se observa en el siguiente ejemplo:

Para la reacción: $aA + bB \longrightarrow cC + dD$, la velocidad de desaparición de A y B, o la velocidad de formación de C y D, es proporcional a las potencias del producto de las concentraciones de A y B.

$$V \propto [A]^a [B]^b$$

Para que el producto de las potencias en unidades de [moles/litro] se transforme a unidades de velocidad, se hace necesario considerar una constante de proporcionalidad k llamada **constante específica de velocidad de reacción**, por lo que la ecuación será:

$$V = k [A]^a [B]^b$$

En donde:

V [=] Velocidad de reacción [moles/seg]

K [=] Constante específica de velocidad de reacción

[A] y [B] = Concentración de reactivos en [moles/litro]

La constante específica de velocidad de reacción, tendrá un valor característico para cada caso, así mismo las unidades ya que permitirán dimensionar correctamente la ecuación.

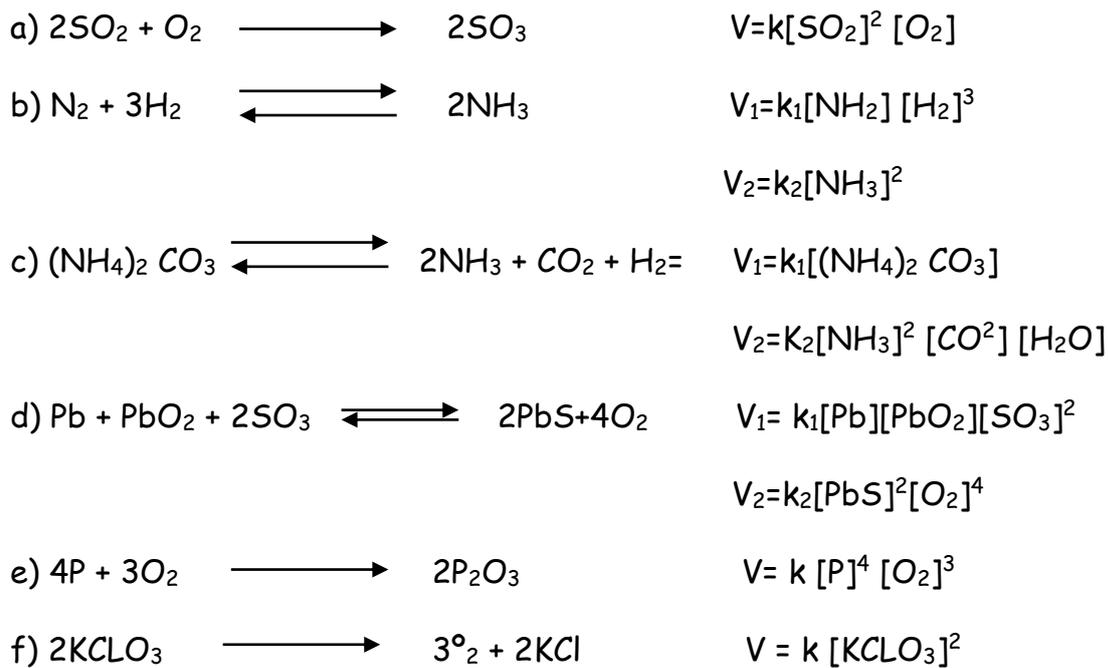
De la expresión de velocidad de reacción se concluye que: a mayor concentración, mayor número de partículas reaccionantes (y por consiguiente mayor probabilidad de choque entre éstas) y mayor velocidad.

EJEMPLO 1

Para las ecuaciones químicas que se indican a continuación, establecer las respectivas expresiones de la velocidad de reacción:

Solución

Observa que para las ecuaciones a), e) y f), sólo se indicará la velocidad de reacción directa, y como las ecuaciones químicas b), c) y d) son reversibles, entonces se indicarán las dos velocidades de reacción en ambos sentidos: directo e inverso.



TAMAÑO DE LAS PARTÍCULAS SÓLIDAS O LÍQUIDAS EN REACCIÓN HETEROGÉNEA (SUPERFICIE DE CONTACTO)

Aquellas reacciones que se realizan en más de una fase, se conocen como sistemas de reacción heterogéneos, pues en éstos, la reacción ocurre en la superficie de contacto entre las fases reaccionantes, por lo que la velocidad de este tipo de reacciones, es proporcional al área superficial.

Si una cierta masa se subdivide en partículas menores, el área superficial aumenta, por consiguiente, a medida que el tamaño de la partícula disminuye, la velocidad de reacción aumenta, pues el tamaño de las partículas es inversamente proporcional a la superficie de contacto. Por ejemplo, la combustión de un trozo de carbón vegetal es tardada, sin embargo, cuando se subdivide en tamaños pequeños o finalmente divididos, la combustión será rápida o instantánea.

EFFECTO DE LA TEMPERATURA

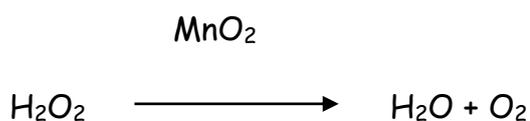
Cuando se aumenta la temperatura de un sistema de reacción, las partículas que integran los reactivos aumentan su energía cinética, lo que conlleva a un aumento en la probabilidad de choques, y en consecuencia, en la velocidad de reacción, pues al moverse las partículas con mayor rapidez, chocarán entre sí con más frecuencia y en forma más violenta y adecuada, para producir reacción química.

Por lo anterior, la velocidad de las reacciones químicas que no se perciben a temperaturas normales, aumentan notablemente su velocidad, pudiendo incluso llegar a ser explosivas a temperaturas elevadas. En términos generales, se ha observado que por cada 10°C de temperatura, la velocidad se duplica.

CATÁLISIS

Experimentalmente se ha comprobado que algunas sustancias modifican la velocidad de una reacción química. Tales sustancias se llaman **catalizadores** y la acción que producen es la catálisis, pero al finalizar la reacción en la que intervienen, su masa permanece constante.

La reacción de la siguiente ecuación corresponde a la descomposición del peróxido de hidrógeno y su realización se tarda, protegiéndola de la luz.



Sin embargo, se ha observado que bastará agregar una pequeña cantidad de MnO_2 para acelerar considerablemente la descomposición, recuperando después de la reacción el catalizador íntegramente. Los catalizadores, con frecuencia reaccionan con uno o más de los reactivos, pero de todas formas, su masa total permanece constante antes y después de la reacción, por lo que se establece que los catalizadores no se consumen, aunque no se puede afirmar que no participen en la reacción.

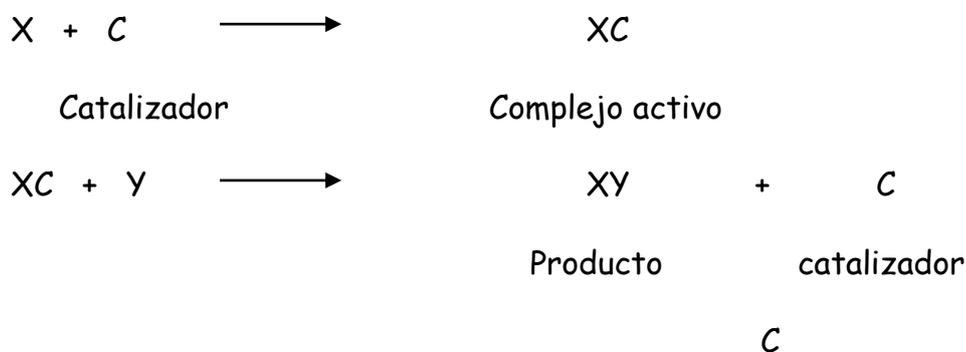
La catálisis puede ser de dos tipos: homogénea y heterogénea. En la primera, la reacción es función de la concentración del catalizador. La heterogénea se llama también catálisis de superficie y la reacción ocurre en la interfase, por lo que la velocidad es función del área superficial, es decir, del número de átomos o sitios activos por centímetro cuadrado.

Por lo general, los catalizadores reaccionan con uno o más de los reactivos, provocando que la energía de activación del sistema de reacción disminuya, formando sustancias intermedias, que experimentan rápidamente una reacción, alterando el camino de transformación de reactivos, a productos finales.

Supóngase que el reactivo X reaccionará con Y de acuerdo con la siguiente ecuación:



Si su energía es tal que dicha reacción se realiza muy lentamente, para acelerar la reacción es deseable emplear un catalizador, el cual modificará el camino de transformación. Por ejemplo:



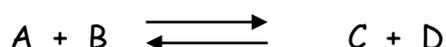
Lo anterior se puede presentar por: $X + Y \longrightarrow XY$

Existen algunas sustancias que retarden la velocidad de una reacción química, pues aumentan el tiempo de reacción, conociéndolos como catalizadores negativos. Como ejemplo tenemos los mata-ratas, que reaccionan con las enzimas del sistema digestivo, destruyendo su acción catalítica, es decir, haciéndolos inútiles para su función bioquímica.

EQUILIBRIO QUÍMICO

El estudio de las ecuaciones químicas comúnmente se realiza considerando aquellas reacciones que ocurren en una dirección mientras existan reactivos, o bien, hasta el agotamiento de alguno de ellos (reactivo limitante), denominado a este tipo de reacciones **IRREVERSIBLES**, y se caracterizan porque alguno de los productos se pueden separar del sistema como gas que se desprende del sistema de reacción, o bien por la formación de un precipitado, o como un compuesto ionizado o disociado.

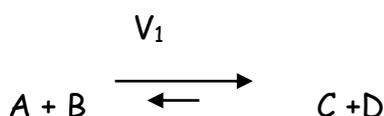
Sin embargo, se puede decir que casi todas las reacciones químicas son **REVERSIBLES**, cuyos productos reaccionan para formar las sustancias originales, y así, para la reacción entre A y B, la ecuación estaría representada de la siguiente forma:



A reacciona con B para formar C y D, sustancias que a su vez reaccionan para regenerar las originales. Cuando ambas reacciones se presentan simultáneamente en igualdad de condiciones, se indican con 2 flechas, pues se tiene un sistema reversible.

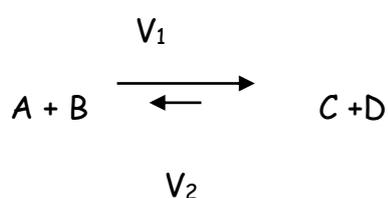
Entiéndase por **SISTEMA** aquella porción limitada del universo que se aísla para su estudio, además, de acuerdo con el intercambio de masa y energía que pueda haber entre el sistema y el exterior, éste podrá ser abierto o cerrado. Si el sistema no intercambia masa aunque intercambie energía, éste será cerrado.

Considerando el sistema de reacción anterior, las concentraciones de A y B reaccionan para dar C y D, cuyas concentraciones, inicialmente son pequeñas, y en consecuencia, no es muy grande la velocidad con que éstas reaccionan para formar A y B, en comparación con su velocidad de formación. Lo anterior se puede representar por la siguiente ecuación:

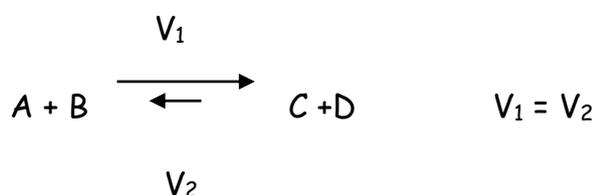


V_2

En tal situación, A y B se transforman en C y D con mayor velocidad, en comparación con la velocidad con que C y D reaccionan para dar A y B, por lo que las concentraciones de A y B se van reduciendo, mientras que las C y D van aumentando de modo que, a medida que las concentraciones cambian, las velocidades de reacción se modifican.



En el transcurso del tiempo, los cambios de las velocidades generan el instante en que ambas velocidades de reacción se igualan, momento en el cual las dos reacciones no se detienen y continúan a la misma velocidad.



A partir de este instante, no habrá más cambios en la concentración de ninguna de las sustancias que participan en la reacción, y entonces se dice que la reacción está en equilibrio, pero dinámico, estado que se considera como aquella condición de una reacción reversible, en la cual las velocidades de las dos reacciones son iguales.

Un equilibrio reúne las siguientes características:

- a) Habrá dos reacciones simultáneas y opuestas.
- b) Sus velocidades de reacción son iguales.

c) El equilibrio sólo será modificado por algún cambio en las condiciones de la reacción.

Aplicando la ley de acción de masas a cada una de las reacciones del equilibrio anterior, se tiene:

$$V_1 = k_1 [A] [B]$$

$$V_2 = k_2 [C] [D]$$

En el punto de equilibrio, ambas velocidades de reacción son iguales $V_1 = V_2$, por lo que igualando las ecuaciones correspondientes, se tiene:

$$K_1 [A] [B] = k_2 [C] [D]$$

Simplificando la ecuación al colocar de un lado las constantes y del otro las variables, se tiene:

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C] [D]}{[A] [B]}$$

El cociente de las constantes es igual a una nueva que llamaremos constante de equilibrio y se representará como K_{eq} :

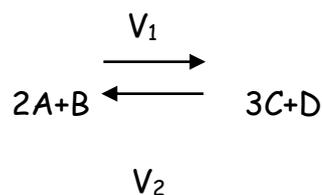
$$K_{eq} = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[C] [D]}{[A] [B]} \quad \text{Por lo tanto:}$$

$$K_{eq} = \frac{[C] [D]}{[A] [B]}$$

En caso de que los coeficientes de balanceo sean diferentes de la unidad, se procede como se indica a continuación:

EMPLO 2

Para la siguiente ecuación, expresar la constante de equilibrio.



Las expresiones de la velocidad de reacción en ambos sentidos, son respectivamente:

$$V_1 = k_1 [A]^2 [B] \quad V_2 = k_2 [C]^3 [D] \quad \text{En equilibrio } V_1 = V_2$$

Por lo tanto

$$k_1 [A]^2 [B] = k_2 [C]^3 [D]$$

$$k_{eq} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^3 [D]}{[A]^2 [B]}, \text{ así que:}$$

$$k_e = \frac{[C]^3 [D]}{[A]^2 [B]}$$

Esta es la expresión de la constante de equilibrio químico, con la cual se establece que en una reacción reversible en equilibrio, el producto de las concentraciones molares de las sustancias de la derecha, dividido entre el producto de las concentraciones molares de las sustancias de la izquierda, elevado cada concentración a la potencia correspondiente al coeficiente que indica la ecuación balanceada, es igual a una constante llamada de equilibrio a una determinada temperatura. Las unidades en las que se expresa la concentración de las sustancias participantes son: [moles/litro]

La constante de equilibrio es característica de cada reacción. Cuando este valor es muy pequeño, significa que en el equilibrio, es baja la concentración de las sustancias de la derecha, es decir, que una constante de equilibrio pequeña indica que la reacción progresa muy poco en el sentido directo, o en

otras palabras, que la reacción inversa es más rápida que la directa. Cuando el valor de la constante de equilibrio es grande, indica que en el equilibrio es baja la concentración de por lo menos una de las sustancias del lado izquierdo de la ecuación, es decir, que un valor grande de la constante, indicará que la reacción se verifica en el sentido directo, hasta que queda prácticamente completa.

Como en el equilibrio químico se toman en cuenta solamente sustancias gaseosas, dado que éstas se distribuyen uniformemente en todo el volumen de un sistema reaccionante, se hable de un **sistema homogéneo**.

Pero cuando en un sistema reaccionante se presentan varias fases, ése se conoce como **sistema heterogéneo**, existiendo un equilibrio entre esas dos o más fases.

En la coexistencia en el equilibrio de gases, sólidos y líquidos, se ha comprobado de manera experimental, que la presión de los gases en equilibrio con los sólidos o líquidos es función únicamente de la temperatura de la mezcla reaccionante, y ya en el equilibrio, se pueden añadir o retirar sólidos; de manera que en la presencia de sólidos o líquidos puros en el sistema la presión del gas se mantendrá constante.

En este caso, la concentración de un sólido puro o un líquido puro es constante, siempre y cuando la temperatura y presión sean constantes. Así en equilibrio heterogéneo los valores de las concentraciones de sólidos o líquidos que participan se incluyen en el valor de K_{eq} , por lo que no aparecen en la expresión de la constante de equilibrio de estos sistemas:

Lo que permite establecer que las concentraciones de los gases son variables y las de los sólidos y líquidos son constantes a temperatura constante y su concentración no depende del volumen del recipiente en el que se encuentran y de la misma manera no pueden ser afectadas por la adición o eliminación de otras sustancias, incluso ni por cambios en la presión del sistema.

En conclusión, en la expresión de la ley de acción de las masas (constante de equilibrio) no se toman en cuenta las concentraciones de los líquidos y los

sólidos puros. Del mismo modo, en el equilibrio cuando está presente un sólido o un líquido, su cantidad no afecta la posición del equilibrio químico.

EJEMPLO 3

Para un sistema en equilibrio representado por la siguiente ecuación:



La expresión de la K_e es:

$$K_e = \frac{[\text{LaClO} (s)] [\text{HCl} (g)]^2}{[\text{LaCl}_3 (s)] [\text{H}_2\text{O} (g)]}$$

Pero como hay dos sustancias sólidas, la ecuación de la constante de equilibrio se transforma en:

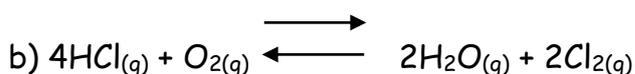
$$\frac{K_{eq}[\text{LaCl}_3 (s)]}{[\text{LaClO} (s)]} = \frac{[\text{HCl} (g)]^2}{[\text{H}_2\text{O} (g)]}$$

Dado que la concentración de LaCl_3 y LaClO son constantes, formarán parte de la constante de equilibrio así que la expresión final de ésta es:

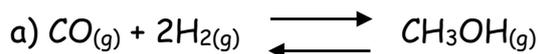
$$K_{eq} = \frac{[\text{HCl} (g)]^2}{[\text{H}_2\text{O} (g)]}$$

EJEMPLO 4

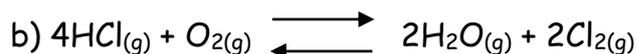
Establecer las expresiones de la constante de equilibrio par a las siguientes ecuaciones:



Solución



$$K_{eq} = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}]}{[\text{CO}_{(g)}] [\text{H}_{2(g)}]^2}$$



$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_2\text{O}_{(g)}]^2 [\text{Cl}_{2(g)}]^2}{[\text{HCl}_{(g)}]^4 [\text{O}_{2(g)}]}$$



$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_{2(g)}] [\text{O}_{2(g)}]^{1/2}}{[\text{H}_2\text{O}_{(g)}]}$$

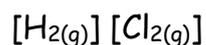
El valor de la constante de equilibrio se puede afectar por diversos factores, tales como la concentración, la temperatura, la presión y catalizadores.

FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO QUÍMICO

Cuando un sistema en equilibrio se perturba por alguna causa externa, ocurre una reacción química que lo restablece, para lo cual el equilibrio se desplaza hacia la derecha o hacia la izquierda. Este enunciado constituye el **PRINCIPIO DE LE CHATELIER**, cuya aplicación se puede observar en el siguiente sistema de reacción y es representado por la ecuación:



$$K_{eq} = \frac{[\text{HCl}_{(g)}]^2}{[\text{H}_{2(g)}] [\text{Cl}_{2(g)}]}$$



Considerando todo este sistema en un recipiente herméticamente cerrado, las concentraciones de las tres sustancias no se modificarán, hasta que varíen las condiciones del sistema. Sin embargo éstas se pueden alterar de varias formas, por ejemplo:

EFFECTO DE LA CONCENTRACIÓN

Este efecto se manifiesta cuando se aumenta o disminuye la concentración de cualquiera de los integrantes del sistema de reacción, de modo que por ejemplo si se introduce más cloro en el sistema de reacción. Manteniendo la temperatura constante, según Le Chetelier, todo sistema en equilibrio sometido a una acción, para lo cual, el sistema se desplazará hacia la derecha o hacia la izquierda, con objeto de recuperar el equilibrio.

Por todo lo anterior, el cambio en la concentración de uno de los integrantes, representa una acción externa, y así, al amentar el cloro, el sistema se reajustará, oponiéndose a dicho aumento, para lo cual el hidrógeno reaccionará con más cloro, generando más HCl, conservándose así el valor de la constante.

Esta variación numéricamente aumenta el denominador, aun permaneciendo constantes las demás concentraciones, por lo que el valor numérico del cociente disminuye, con lo cual el sistema pierde equilibrio.

Para restablecerse, puede ocurrir que la concentración del hidrógeno disminuya, hasta que el denominador adquiera su valor anterior, o bien, que la concentración de HCl aumente. Como el cloro en este sistema está como HCl o como moléculas de Cl_2 , el aumento de uno ocasionará la disminución simultánea del otro.

Además, de acuerdo con la teoría de las colisiones, en el equilibrio, los choques entre las moléculas de cloro e hidrógeno, generan cloruro de hidrógeno, y simultáneamente, éstas chocan entre sí, generando sustancias iniciales con la misma velocidad, por lo que al aumentar la concentración del cloro, crece la probabilidad de choque con las partículas de hidrógeno, y a mayor frecuencia de estos choques, más rápida será la formación del HCl.

La consecuencia inmediata es que la velocidad de descomposición de éste, no se ve afectada instantáneamente, hasta que se aumente su concentración, para que finalmente se igualen sus dos velocidades, la directa y la inversa, y se restablezca el equilibrio. En conclusión, al aumentar la concentración de cloro, hará que el equilibrio se desplace hacia la formación de más HCl y hacia la disminución de cloro.

De acuerdo con Le Chatelier, el sistema se desplazará en el sentido que anule la acción externa, la disminución del cloro originará la descomposición de algunas moléculas de HCl para remplazar las de cloro que se extrajeron, el efecto neto es una disminución de la concentración de HCl y un aumento en la concentración de hidrógeno. La disminución de cloro del sistema en equilibrio, reduce la velocidad de combinación de sus moléculas con las de hidrógeno, por lo que la reacción directa se retarda instantáneamente, generando una formación lenta de HCl, mientras que su descomposición es muy rápida, por lo que el efecto neto será el de una disminución en la concentración de HCl y un aumento en la concentración del hidrógeno.

EFFECTO DE LA TEMPERATURA

El valor de la constante de equilibrio es específico para cada temperatura, por lo que si éste se modifica, también lo manifiesta la constante de equilibrio. Experimentalmente, se ha observado que en reacciones endotérmicas, una elevación de la temperatura, determina un aumento en el valor de la constante de equilibrio, mientras que en las exotérmicas, el valor disminuye.



Esta reacción es exotérmica, por lo que si se aumenta la temperatura del sistema, el valor de la constante de equilibrio disminuye, pues se reduce la

concentración del HCl y se elevan las de de H₂ y Cl₂, es decir, que el HCl es menos estable al aumentar la temperatura.

De acuerdo con Le Chatelier, se tiene que toda la elevación de temperatura favorecerá la transformación que absorbe calor, por lo que si se aumenta la temperatura, el sistema tiende a oponerse, absorbiendo el calor suministrado, y como la reacción directa es exotérmica, la inversa absorbe calor, por lo que ésta es la que será favorecida.

EFFECTO DE LA PRESIÓN

Cuando en un sistema en equilibrio hay gases, ya sea en fase homogénea o heterogénea, un cambio en la presión aplicada sobre los gases, produce un aumento o disminución en su volumen, y consecuentemente, ocurre un cambio en su concentración, de modo que cuando se aumenta la presión, el sistema se desplaza en el sentido del menor volumen. Por ejemplo, para el sistema:



La aplicación de una presión elevada sobre este sistema en equilibrio, favorecerá la formación del NH₃, pues el número de moléculas gaseosas es menor para esta sustancia. Cuando el número de moléculas es igual en ambos lados de la ecuación, un cambio en la presión no afecta al equilibrio.

En sistemas de reacción heterogéneos (presencia de gases, sólidos y líquidos), el desplazamiento del equilibrio se debe al efecto del cambio de presión en el volumen de los gases, por lo que si en el sistema no hay gases, el efecto del cambio es prácticamente nulo.

EFFECTO DE CATALIZADORES

Puesto que en la constante de equilibrio sólo intervienen las sustancias iniciales y las finales, es decir, que no son de importancia los productos intermedios que aparezcan en el curso de la reacción en equilibrio no ejerce ningún efecto en la constante, pues no modifica las concentraciones en el equilibrio, sino únicamente las velocidades de las dos reacciones opuestas.

A continuación se muestran ejemplos resueltos para el cálculo de la constante de equilibrio, así como de los factores que la afectan.

EJEMPLO 5

Para un sistema en equilibrio representado por la siguiente ecuación:



Predice hacia donde se desplaza el equilibrio si:

- Se aumenta la concentración de oxígeno.
- Se aumenta la concentración de bióxido de carbono.
- Se aumenta la temperatura del sistema.
- Se aumenta la presión del sistema.

Solución.

Para el inciso **a)** hay que recordar que si se aumenta la concentración de cualquiera de las sustancias que participan en el sistema de equilibrio, éste se desplazará en el sentido que tienda a disminuir dicho aumento, de manera que en este caso el aumento se aplicó en el lado izquierdo de la reacción química en cuestión, por lo tanto el equilibrio **tenderá a desplazarse hacia lado derecho** de ésta, con lo cual se puede decir que la concentración de por lo menos alguna de las sustancias de dicho lado podría aumentar.

En el caso del inciso **b)** se emplea el mismo criterio que en el inciso anterior, solamente que ahora el aumento se aplicó a una sustancia que se encuentra en el lado derecho de la ecuación, y por lo tanto, el equilibrio para que se restablezca, propiciará la formación de $\text{CH}_4(\text{g})$ y/o de $\text{O}_2(\text{g})$, es decir **el equilibrio se desplazará hacia la izquierda**.

El inciso **c)** conduce a considerar que al aumentar la temperatura en un sistema en equilibrio, éste se desplazará en el sentido en que se efectúe la reacción endotérmica. Para ello se debe tener en cuenta que aunque no se

disponga de un valor de la cantidad de calor que interviene en el proceso que se analiza, la combustión de un hidrocarburo es en cierto grado de tipo **exotérmico**, y por lo tanto la reacción endotérmica se manifestará, de derecha a izquierda, por lo que **el equilibrio se dirigirá hacia la izquierda** favoreciendo con ello la formación de una mayor cantidad de $\text{CH}_4(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$.

En el inciso **d)**, se analiza el efecto que tendría un aumento de la presión en el sistema en equilibrio, recordando que si ésta aumenta, provoca que el equilibrio se desplaza hacia donde exista un menor volumen, y que es correspondiente hacia donde halla un menor número de moles. Cabe recordar dos aspectos importantes:

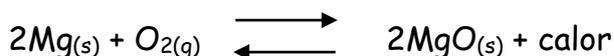
- En sistemas heterogéneos las sustancias que realmente influyen en el equilibrio químico son las que se encuentran en el estado gaseoso, pues las sustancias sólidas puras y líquidas puras no afectan su concentración, aún cuando varíe la concentración de éstas en el sistema.
- Otro aspecto importante es que al aumentar la presión en cualquier sistema gaseoso, el volumen de estas sustancias tiende a disminuir, de manera que el equilibrio se desplazará en el sentido en que el aumento de la presión tienda a contrarrestarse.

De acuerdo con estos puntos anteriores, el sistema restablecerá el estado de equilibrio de modo que haya menos moléculas que produzcan choques contra las paredes del recipiente y de este modo disminuya la presión, así que en el sistema reaccionante en cuestión, en el lado izquierdo de la ecuación hay mayor número de moléculas presentes de $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, de modo que estas reaccionan en mayor grado y favorecen así una mayor producción de $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, es decir que **el equilibrio se desplazará hacia la derecha**.

Es común y ya que se entiende cómo actúan los diferentes factores que afectan a los sistemas en equilibrio, describir el desplazamiento de éste mediante flechas.

EJEMPLO 6

Predecir hacia donde se desplazará el equilibrio químico en el siguiente sistema:



- a) Disminuir la concentración de oxígeno.
- b) Disminuir la temperatura del sistema.
- c) Aumentar la presión del sistema.

Para dar respuesta al inciso **a)**, hay que considerar que un aumento en la concentración en un sistema en equilibrio, provocará que éste se desplace en el sentido en que se contrarreste el aumento, es decir al lado contrario de donde se encuentre la sustancia que se aumento en cantidad; pero si hablamos de anular el efecto de dicha variación, y por lo tanto, éste tenderá a permanecer del lado en que se aplicó la disminución. Para este sistema reaccionante, si se disminuye la concentración de oxígeno, **el equilibrio se desplazará a la izquierda**, de manera que se descompondrá una mayor cantidad de O_2 , y contrarrestar así la eliminación de esta sustancia en el sistema.

En caso del inciso **b)** nos obliga a recordar que al aumentar la temperatura en un sistema de equilibrio, éste se dirigirá en el sentido en que se efectúe la reacción endotérmica, ya que el sistema tenderá a contrarrestar el aumento de calor al hacer que las sustancias que necesitan calor para reaccionar, lo aprovechen y se restablezca el equilibrio al consumir el exceso de energía que se presenta por el aumento de la temperatura. En el sistema reaccionante no se suministra calor, sino por el contrario, de alguna manera se elimina del sistema, esto provoca que en lugar de favorecerse la reacción endotérmica, se efectúe la reacción exotérmica, ya que el sistema al verse con pérdida de su cantidad energética, trate de nivelarla, haciendo que las sustancias que producen calor reaccionen en mayor grado y contrarrestar así la eliminación del contenido calorífico. En este ejemplo la reacción exotérmica se efectúa de izquierda a derecha, no sin antes mencionar que se trata de una reacción de combustión, y como tal hay desprendimiento de calor, el cual se representa con producción de energía calorífica en el lado derecho de la ecuación.

O sea que el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Por último para el inciso c) cabe recordar que un aumento de la presión en un sistema en equilibrio, provocará que éste se restablezca en el sentido en que disminuya el volumen, con el propósito de reducir los choques de las partículas gaseosas en las paredes del recipiente, así que para este sistema reaccionante, para contrarrestar el aumento de presión, deberán de reaccionar en mayor grado las moléculas de oxígeno, provocando una mayor producción de MgO , es decir, el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

EJEMPLO 7

El proceso de fotosíntesis se puede representar por el siguiente sistema en equilibrio:



Determinar hacia donde se desplaza el equilibrio si se:

- a) Aumenta la temperatura del sistema.
- b) Disminuye la presión del sistema.
- c) Aumenta la concentración de O_2 .

La fotosíntesis es un proceso en el que la dextrosa (azúcar) contenida en las plantas se produce por la reacción del bióxido de carbono obtenido por las plantas con agua y favorecida por la absorción de energía luminosa, y con ello, absorción de calor, es decir se trata de una reacción de tipo endotérmica, así que considerando este proceso en estado de equilibrio, el contenido calorífico se manifiesta en el lado izquierdo de la ecuación, de manera que **el equilibrio** para este sistema, al aumentar su temperatura, inciso a), **se desplazará hacia la derecha**, favoreciendo la formación de dextrosa y oxígeno.

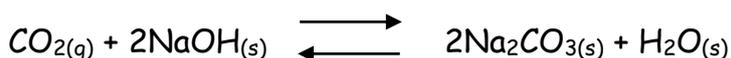
La disminución de la presión, inciso b), provocará que las sustancias gaseosas puedan ocupar mayor volumen de manera que para este sistema en

equilibrio, esto permitirá que aumente la producción de un mayor número de moléculas que puedan ocupar dicho volumen, favoreciéndose la formación de CO_2 y H_2O , o sea, que **el equilibrio se desplazará hacia la izquierda**.

El inciso **c)** pone de manifiesto que el aumento de concentración desplazará el equilibrio en el sentido contrario a donde se aplicó el aumento, esto es, como aumenta la cantidad de oxígeno en el sistema en equilibrio, la manera de contrarrestar esta operación es reaccionar el excedente de moléculas de O_2 , favoreciendo la producción de CO_2 y H_2O , volviendo a **desplazarse el equilibrio hacia la izquierda**.

EJEMPLO 8

Al establecerse el siguiente sistema en equilibrio:

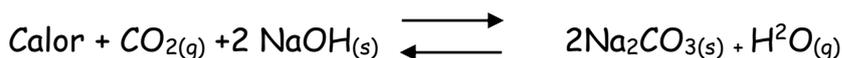


El cual presenta un ΔH **positivo**, determina qué le sucede a la concentración de Na_2CO_3 si:

- a) Disminuimos la concentración de CO_2
- b) Aumentamos la temperatura de este sistema
- c) Aumentamos la presión del sistema

El inciso **a)** se resuelve recordando que si aumentamos la concentración de alguna sustancia en un sistema en equilibrio, éste se desplazará en el sentido contrario al aumento; sin embargo, aquí se trata de una disminución, y por lo tanto el sistema tenderá a contrarrestar la eliminación de esta sustancia que lo conforma, así que el sistema tenderá a producir una mayor cantidad de CO_2 , y esto provoca que la cantidad de Na_2CO_3 , reaccione en mayor grado y por consiguiente **su concentración disminuirá**.

Para el inciso **b)**, debemos tener presente que como reacción termoquímica, cuando se habla de un calor de reacción (ΔH) positivo se refiere a una reacción **endotérmica**, así que el contenido energético se ubicará en el lado izquierdo de la reacción, esto es,



Y que además un aumento de temperatura en un sistema en equilibrio precisamente favorece a la reacción endotérmica, lo que provoca que el equilibrio se desplace hacia la derecha en este caso, con **el consecuente aumento en la concentración de Na₂CO₃**.

En el caso del inciso c), recordemos que aumentar la presión de un sistema en equilibrio, desplazará a éste en el sentido donde se produzcan el menor número de moléculas de sustancias gaseosas, ya que aumentando la presión reduce el volumen de los gases, de manera que si observamos nuestra ecuación las sustancias gaseosas (CO₂ y H₂O) se encuentran en ambos lados de la ecuación y en la misma cantidad, por lo tanto, **para este caso una variación en la presión no tiene efecto sobre el equilibrio químico y por lo tanto la concentración de Na₂CO₃ permanece invariable**.

EJEMPLO 9

Para un sistema en equilibrio representado por la siguiente ecuación:



Predecir hacia dónde se desplazará el equilibrio si:

- Se disminuye la concentración de SO_{3(g)}
- Si se aumenta la temperatura del sistema
- Si se aumenta la presión
- Si se agrega un catalizador

Solución.

a) Una disminución en la concentración del SO_{3(g)}, de acuerdo con Le Chatelier, provocará que el equilibrio se desplace hacia la derecha para reponer el SO_{3(g)}, ya que de esta forma se opone a la acción externa que perturbó al equilibrio.

b) Como la reacción directa es exotérmica, la inversa es endotérmica, por lo que un aumento en la temperatura del sistema, favorecerá la reacción inversa.

d) La presencia de catalizadores sólo modifican velocidades de reacción, por lo que no tienen efecto sobre el equilibrio químico.

EJEMPLO 10

Aplicando el principio de Le Chatelier, predecir hacia dónde se desplaza el equilibrio con base en las causas indicadas.



- Aumentando la concentración de amoníaco.
- Agregando un catalizador.
- Variando la temperatura de 100°C a 130°F.
- Modificando la presión de 1000 mm de Hg, a 2 atmósferas.

Solución.

a) Un aumento en la concentración de amoníaco (NH₃), provocará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, ya que de esta forma se opondrá al aumento de amoníaco con una disminución del mismo por medio de la reacción inversa.

b) La adición de un catalizador, no tiene efecto en el equilibrio.

c) Para responder a esta pregunta, hay que tener la temperatura en las mismas unidades, por lo que 130° F, son:

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 (^{\circ}\text{C}) + 32 \text{ despejando se tiene } ^{\circ}\text{C} = \frac{{}^{\circ}\text{F} - 32}{1.8} = \frac{130 - 32}{1.8} = 54.44^{\circ}\text{C}$$

$$1.8 \quad 1.8$$

Observa como al comparar las temperaturas, la condición del punto **c)** es una disminución de la temperatura y cómo la reacción directa es endotérmica y la inversa exotérmica, por lo que una disminución de la temperatura del sistema, favorecerá la reacción inversa.

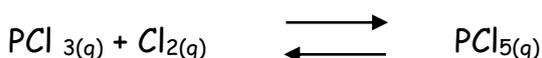
d) En este inciso, también habrá que convertir las presiones a unidades homogéneas, de modo que, recordando que $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$, tenemos:

$$1000 \text{ mm de Hg} \left[\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} \right] = 1.315 \text{ atm}$$

Al comparar las presiones de acuerdo a la condición del problema, la presión aumenta, por lo que el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, pues es el sentido del menor volumen.

EJEMPLO 11

Calcular el valor de la constante de equilibrio para el sistema:



Si en equilibrio las concentraciones son: $\text{PCl}_{3(g)} = 0.3$ moles, $\text{PCl}_{5(g)} = 0.2$ moles y de $\text{Cl}_{2(g)} = 0.5$ moles, encontrándose el sistema en un recipiente de 5 litros.

Solución.

Puesto que la concentración de las sustancias para la constante de equilibrio es en [moles/litro] y este sistema está en un recipiente de 5 litros, habrá que dividir cada concentración entre 5 y sustituir en la expresión de la constante de equilibrio, como se indica a continuación:

$$K_e = \frac{[\text{PCl}_{5(g)}]}{[\text{PCl}_{3(g)}][\text{Cl}_{2(g)}]} = \frac{[0.2/5]}{[0.3/5][0.5/5]} = \frac{0.4}{(0.06)(0.1)} = 60666$$

EJEMPLO 12

Si el sistema $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}^{+}_{(\text{aq})}$ alcanzó el equilibrio a 50°C , calcular la concentración del ión férrico en equilibrio, si las concentraciones de los demás iones fueron:

$$[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}] = 1.3 \times 10^{-7} \text{ M}; [\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}] = 0.00005 \text{ M}; [\text{Cu}^{+}_{(\text{aq})}] = 2.4 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Además de conocer que a esa temperatura, la constante de equilibrio es igual a 8.4×10^{-7}

Solución.

La expresión de la constante de equilibrio para la ecuación problema es:

$$K_e = \frac{[\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}] [\text{Cu}^{+}_{(\text{aq})}]}{[\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}] [\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}]}$$

despejando

$$[\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}] = \frac{(K_e) [\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}] [\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}]}{[\text{Cu}^{+}_{(\text{aq})}]} = \frac{(8.4 \times 10^{-7})(5 \times 10^{-5})(1.3 \times 10^{-7})}{2.4 \times 10^{-7}}$$

$$[\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}] = 2.275 \times 10^{-11} \text{ M}$$

EJEMPLO 13

Considerar el sistema: $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{S}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} + \text{calor}$

Aplicando el principio de Le Chetelier, responder lo siguiente:

- Para obtener mayor cantidad de ácido, ¿cómo debe variar la presión?
- Para disminuir la cantidad de ácido producida, ¿cómo debe variar la temperatura?

c) Si se elimina la mitad del ácido, ¿qué pasa con el equilibrio?

Solución.

a) Como la variación de la presión en el equilibrio sólo tiene efecto significativo en los gases y como en este equilibrio el número de moles de los gases presentes en ambos lados de la ecuación es igual, la respuesta es que no hay efecto para cualquier variación de la presión.

b) Observa que en la ecuación se indica que la reacción directa es exotérmica, por lo que un aumento a la temperatura del sistema, disminuya la formación del ácido.

c) El equilibrio se desplazará hacia la reacción directa (derecha) para responder el ácido retirado.

EJEMPLO 14

Para el siguiente sistema en equilibrio:



Se determine que su constante de equilibrio tiene un valor de 3.7, y con las siguientes concentraciones: $[\text{H}_2] = 0.35 \text{ M}$, $[\text{Fe}_3\text{O}_4] = 0.085 \text{ M}$, $[\text{FeO}] = 0.085 \text{ M}$. ¿Cuál es la concentración de H_2O en estas condiciones?

Solución.

DATOS

$$[\text{H}_2] = 0.35 \text{ M}$$

$$[\text{Fe}_3\text{O}_4] = 0.085 \text{ M}$$

$$[\text{FeO}] = 0.085 \text{ M}$$

$$K_{eq} = 3.7$$

Primero es recomendable determinar la expresión de la constante de equilibrio para este sistema, teniendo presente que solo se toman en cuenta las concentraciones de las sustancias gaseosas:

$$K_e = \frac{[H_2O]}{[H_2]}$$

La expresión será:

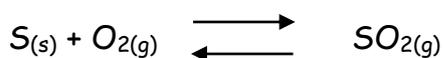
$$[H_2O] = k_e [H_2]$$

Así que sustituyendo valores se tiene:

$$[H_2O] = 3.7 [0.35] = \underline{\underline{1.295M}}$$

EJEMPLO 15

En un recipiente de 12 L se lleva a cabo reacción representada por la siguiente ecuación:



De manera que a 200°C alcanzo el equilibrio y se encontró nque había 5 moles de O_2 y 3 moles de S , y que además el valor de la constante de equilibrio a esta temperatura es de 1×10^{-4} . Determina los moles de SO_2 bajo estas condiciones.

Solución.

DATOS

$$[O_2] = 5 \text{ moles} \quad T = 200^\circ C$$

$$[S] = 3 \text{ moles} \quad k_{eq} = 1 \times 10^{-4}$$

Primeramente es recomendable determinar la expresión de la constante de equilibrio para este sistema, estableciéndose de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$K_{eq} = \frac{[SO_{2(g)}]}{[O_{2(g)}]}$$

Sin embargo, en la expresión de la constante de equilibrio las concentraciones de las sustancias están dadas en moles/litro, Por lo tanto, será necesario dividir el número de moles del oxígeno entre el volumen del recipiente obteniendo así la concentración molar:

$$[O_{2(g)}] = 5 \text{ moles} / 12 \text{ moles} = 0.417 \text{ mol/L}$$

Despejando y sustituyendo se obtiene:

$$[SO_{2(g)}] = K_e [O_2] = 1 \times 10^{-4} (0.417 \text{ M}) = 4.17 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Como se piden las moles de bióxido de azufre en el equilibrio, el anterior resultado se multiplica por el volumen del reactor, obteniéndose:

$$[SO_{2(g)}] = 4.17 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} (12 \text{ L}) = \underline{5 \times 10^{-4} \text{ moles}}$$