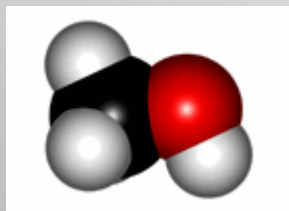


QUÍMICA DE MATERIALES

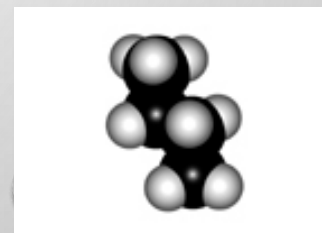
REACCIONES QUIMICAS

UNIVERSIDAD NACIONAL DE CHIMBORAZO

DRA. DIANA E. YANEZ SEVILLA



PH.D. DIANA YÁNEZ



22/04/2025

REACCIONES QUIMICAS

2

1. GENERALIDADES:

A) DEFINICIONES:

LA REACCIÓN QUÍMICA ES UN FENÓMENO EN EL CUAL UNA O MÁS SUSTANCIAS (REACTIVOS) INTERACCIONAN PARA TRANSFORMARSE EN OTRAS SUSTANCIAS (PRODUCTOS) DE PROPIEDADES DIFERENTES A LAS ORIGINALES.

LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN DEPENDE DE ALGUNOS FACTORES, COMO:

- CONCENTRACIÓN
- TEMPERATURA
- PRESIÓN
- ACCIÓN DE LA LUZ
- ACCIÓN DE LOS CATALIZADORES

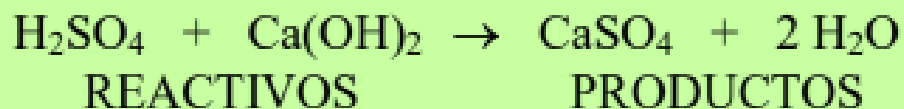
PARA REPRESENTAR A UNA REACCIÓN QUÍMICA SE UTILIZA UNA SIMBOLOGÍA APROPIADA QUE SE CONOCE COMO ECUACION QUIMICA.

TODA ECUACIÓN QUÍMICA SE BASA EN LA LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA, QUE DICE: **“SIEMPRE QUE OCURRE UN CAMBIO QUÍMICO, LA MASA TOTAL DE LAS SUSTANCIAS REACCIONANTES, ES EXACTAMENTE IGUAL A LA MASA TOTAL DE LOS PRODUCTOS DE LA REACCIÓN”**.

REACCIONES QUIMICAS

3

EN UNA ECUACIÓN QUÍMICA IDENTIFICAMOS DOS MIEMBROS, EL DE LA IZQUIERDA LOS **REACTIVOS** Y EL DE LA DERECHA LOS **PRODUCTOS**.



LOS DOS MIEMBROS ESTÁN SEPARADOS POR UN SIGNO “=” O BIEN POR UNA FLECHA “→” QUE NOS INDICA EL SENTIDO DE LA REACCIÓN.

UNA ECUACIÓN QUÍMICA DEBE SER LO MÁS INFORMATIVA, POR LO QUE MUCHAS VECES ES NECESARIO INDICAR EL ESTADO FÍSICO DE LAS SUSTANCIAS, FACTORES QUE INTERVIENEN Y CARACTERÍSTICAS DE LAS SUSTANCIAS RESULTANTES, RAZÓN POR LA CUAL SE PUEDEN UTILIZAN LOS SIGUIENTES SÍMBOLOS:

g: gas

l: líquido

ac: acuosa

↓: precipitación

s: sólido

sol: solución

↑: desprendimiento

REACCIONES QUIMICAS

4

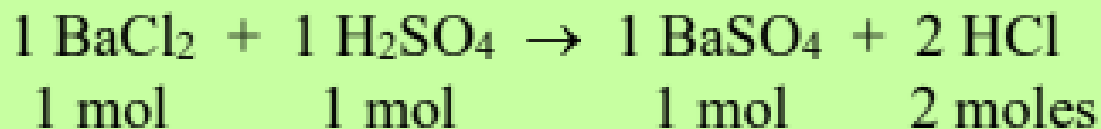
UNA ECUACIÓN QUÍMICA NOS INDICA:

- EL NÚMERO MÍNIMO DE PARTÍCULAS QUE INTERVIENEN EN LA REACCIÓN:



DE LA REACCIÓN ANTERIOR PODEMOS CONCLUIR QUE HAY LA PARTICIPACIÓN DE 4 MOLÉCULAS DE *Zinc* Y 10 MOLÉCULAS DE *HNO*₃; FORMÁNDOSE 4 MOLÉCULAS DE *Zn(NO*₃*)*₂, 1 MOLÉCULA DE *NH*₄*NO*₃ Y 3 MOLÉCULAS DE *H*₂*O*.

- UNA RELACIÓN DE PESOS, MOLES Y VOLUMEN (EN CASO DE GASES) DE LAS SUSTANCIAS QUE TOMAN PARTE EN LA REACCIÓN:



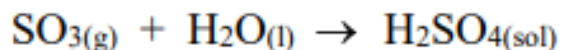
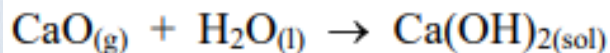
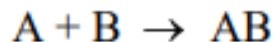
REACCIONES QUIMICAS

5

B) TIPOS DE REACCIONES: LAS REACCIONES PUEDEN SER

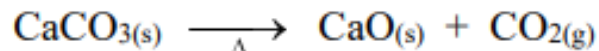
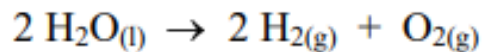
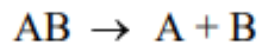
1) REACCIONES DE COMBINACION (SINTESIS):

CUANDO DOS O MÁS SUSTANCIAS SE COMBINAN PARA FORMAR UN SOLO PRODUCTO:



2) REACCIONES DE DESCOMPOSICION:

UNA SUSTANCIA SE DESCOMPONE EN DOS O MÁS PRODUCTOS:

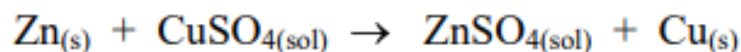
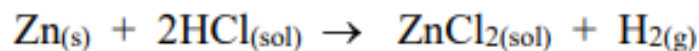


REACCIONES QUIMICAS

6

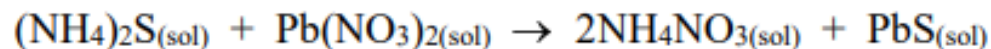
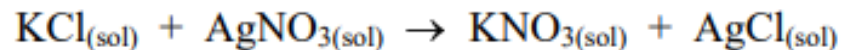
3) REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCION SIMPLE:

UN DETERMINADO ELEMENTO DESPLAZA A OTRO DE UN COMPUESTO:



4) REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO:

CUANDO UNO MÁS ÁTOMOS DE UN ELEMENTO DE UN COMPUESTO SON SUSTITUIDOS POR UNO O MÁS ÁTOMOS DE OTRO ELEMENTO:

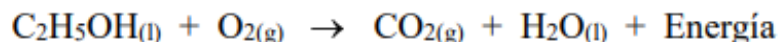
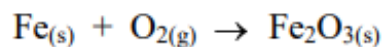


REACCIONES QUIMICAS

7

5) REACCIONES DE COMBUSTION:

REACCIONES QUE TIENEN LUGAR ENTRE UN ELEMENTO O COMPUESTO Y EL OXÍGENO (GENERALMENTE DEL AIRE), ACOMPAÑADAS DEL DESPRENDIMIENTO DE LUZ Y CALOR.



2. REACCIONES DE OXIDO-REDUCCION O REDOX:

SON REACCIONES QUÍMICAS DE CUALQUIERA DE LAS ANTERIORES, SE CARACTERIZAN PORQUE HAY MODIFICACIÓN EN LOS ESTADOS DE OXIDACIÓN DE ALGUNOS DE LOS ELEMENTOS REACCIONANTES AL FORMAR LOS PRODUCTOS.

EN TODA REACCIÓN DE ESTE TIPO SE REGISTRAN DOS FENÓMENOS SIMULTÁNEOS:

OXIDACION: ES LA PÉRDIDA DE ELECTRONES O AUMENTO EN EL ESTADO DE OXIDACIÓN DE UN ELEMENTO HACIA UN VALOR MÁS POSITIVO.



REDUCCION: SE DEFINE COMO LA GANANCIA DE ELECTRONES O UNA DISMINUCIÓN EN EL NÚMERO DE OXIDACIÓN HACIA UN VALOR MENOS POSITIVO.

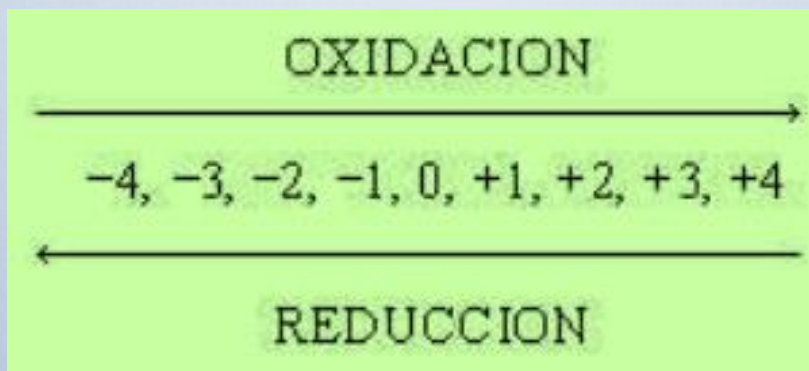


REACCIONES QUIMICAS

SON REACCIONES QUÍMICAS DE CUALQUIERA DE LAS ANTERIORES, SE CARACTERIZAN PORQUE HAY MODIFICACIÓN EN LOS ESTADOS DE OXIDACIÓN DE ALGUNOS DE LOS ELEMENTOS REACCIONANTES AL FORMAR LOS PRODUCTOS.

EN TODA REACCIÓN REDOX, HAY DOS AGENTES QUÍMICOS: EL AGENTE OXIDANTE Y EL REDUCTOR. EL AGENTE OXIDANTE ES EL QUE PRODUCE LA OXIDACIÓN POR LO TANTO SE REDUCE, ES DECIR PROPORCIONA ELECTRONES Y EL **AGENTE REDUCTOR** ES EL QUE SE OXIDA, ACEPTA LOS ELECTRONES.

EN EL SIGUIENTE DIAGRAMA SE PUEDE OBSERVAR EL ORDEN DE LA OXIDO-REDUCCION, ES:



REACCIONES QUIMICAS

PARA RECONOCER UNA REACCIÓN REDOX⁹, SE DEBE TOMAR EN CUENTA LAS SIGUIENTES CONSIDERACIONES:

- CUANDO UN ELEMENTO SE ENCUENTRA EN EL CENTRO DE UN COMPUESTO TERNARIO EN UN LADO DE LA REACCIÓN, PERO NO EN EL OTRO LADO; POR EJEMPLO EL MANGANESO:



- CUANDO UN ELEMENTO ESTÁ EN UN COMPUESTO EN UN LADO DE LA REACCIÓN Y EN ESTADO LIBRE (SIN COMBINAR) EN EL OTRO LADO, POR EJEMPLO EL CLORO:

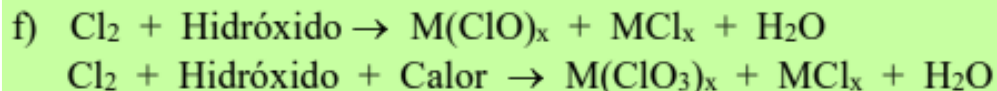
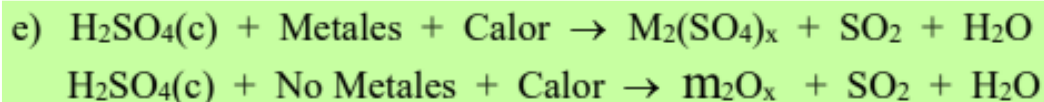
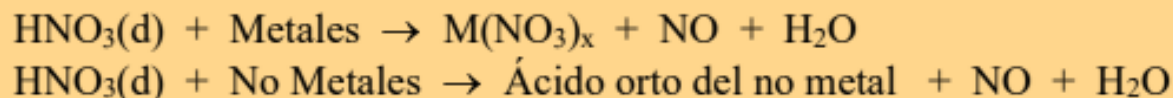
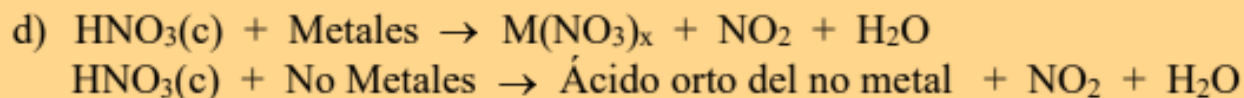
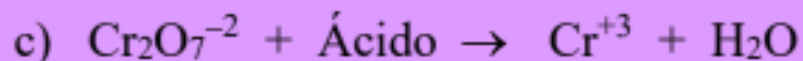
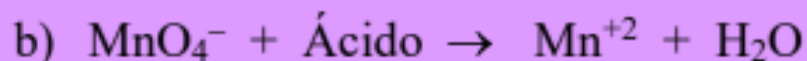
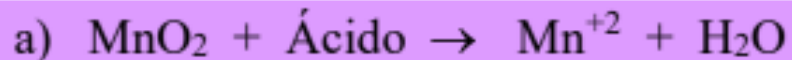


- CUANDO LA TERMINACIÓN DEL NOMBRE EN UN COMPUESTO EN UN LADO DE LA REACCIÓN CAMBIA EN EL OTRO LADO DE LA MISMA, POR EJEMPLO SULFATO FERROSO A SULFATO FÉRRICO:



REACCIONES QUIMICAS

AGENTES OXIDANTES: ENTRE LOS PRINCIPALES AGENTES OXIDANTES, TENEMOS A LOS SIGUIENTES:



REACCIONES QUIMICAS

3. IGUALACION DE ECUACIONES REDOX:

METODO DE LA VARIACION EN EL ESTADO DE OXIDACION:

- A)** IDENTIFICAR LOS ELEMENTOS QUE INTERVIENEN EN LA OXIDO-REDUCCIÓN (REDOX), UTILIZANDO LOS CAMBIOS EN EL ESTADO DE OXIDACIÓN.
- B)** CON CADA ELEMENTO ESCRIBIR SEMIREACCIONES, MOSTRANDO LA PÉRDIDA Y GANANCIA DE ELECTRONES.
- C)** SI HAY SUBÍNDICES EN LAS FÓRMULAS, EQUILIBRAR EL NÚMERO DE ÁTOMOS QUE SE OXIDAN Y SE REDUCEN.
- D)** SUMAR LAS SEMIREACCIONES EQUILIBRADAS, TRANSFIRIENDO LOS COEFICIENTES A LA ECUACIÓN ORIGINAL, DEBIENDO IGUALAR PREVIAMENTE EL NÚMERO DE ELECTRONES GANADOS Y PERDIDOS.
- E)** EQUILIBRAR POR SIMPLE INSPECCIÓN LOS METALES, NO METALES, RADICALES Y LUEGO EL HIDRÓGENO.
- F)** CONTAR EL NÚMERO DE OXÍGENOS, PARA VERIFICAR SU IGUALACIÓN.

REACCIONES QUIMICAS

¹² PROBLEMAS RESUELTOS:

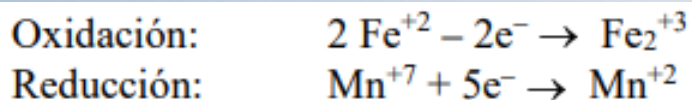
IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES:

1. PERMANGANATO DE POTASIO + SULFATO FERROSO + ACIDO SULFÚRICO → SULFATO MANGANOSO + SULFATO DE POTASIO + SULFATO FÉRRICO + AGUA

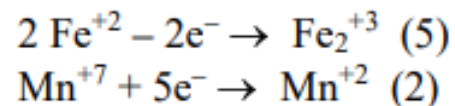
UTILIZANDO NOMENCLATURA QUÍMICA, ESCRIBIMOS LAS FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS:



UTILIZANDO LOS CAMBIOS EN LOS ESTADOS DE OXIDACIÓN, IDENTIFICAMOS LOS ELEMENTOS QUE INTERVIENEN EN LA OXIDO-REDUCCIÓN, CON LOS CUALES ESCRIBIMOS LAS SEMIREACCIONES:



Igualamos el número de electrones:

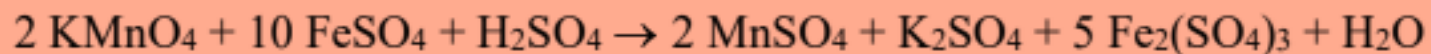


Sumamos las semirreacciones:



REACCIONES QUIMICAS

LOS COEFICIENTES QUE ENCONTRAMOS TRANSFERIMOS A LA ECUACIÓN ORIGINAL:



EQUILIBRAMOS POR SIMPLE INSPECCIÓN LOS DEMÁS ELEMENTOS:

ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
K	2	2
Mn	2	2
Fe	10	10
S	18	18
H	16	16
O	80	80

POR LO QUE LA REACCIÓN IGUALADA ES:

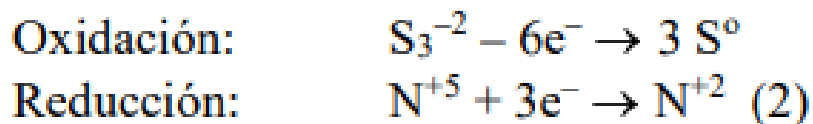
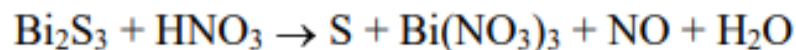


REACCIONES QUIMICAS

¹⁴ PROBLEMAS RESUELTOS:

IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES:

2. SULFURO DE BISMUTO + ÁCIDO NÍTRICO → AZUFRE + NITRATO DE BISMUTO + MONÓXIDO DE NITRÓGENO + AGUA



Sumamos las semirreacciones:



La reacción igualada es:

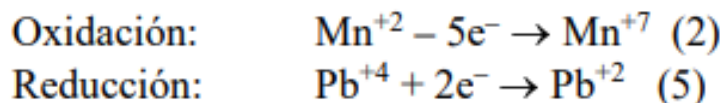
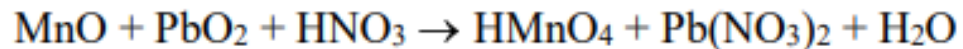


REACCIONES QUIMICAS

¹⁵ PROBLEMAS RESUELTOS:

IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES:

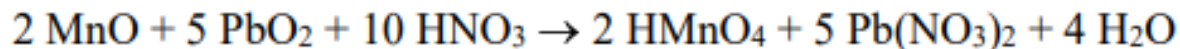
3. OXIDO MANGANOSO + OXIDO PLÚMBICO + ACIDO NÍTRICO → ACIDO PERMANGÁNICO +
NITRATO PLUMBOSO + AGUA



Sumamos las semirreacciones:



La reacción igualada es:



REACCIONES QUIMICAS

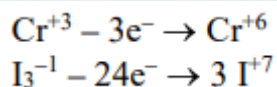
¹⁶ PROBLEMAS RESUELTOS:

IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES:

4. IODURO CRÓMICO + HIDRÓXIDO DE POTASIO + CLORO → CROMATO DE POTASIO + PERIODATO DE POTASIO + CLORURO DE POTASIO + AGUA

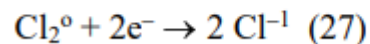
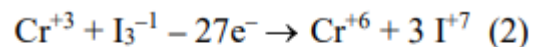


Oxidación:

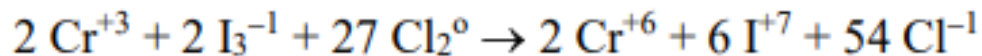


Sumando:

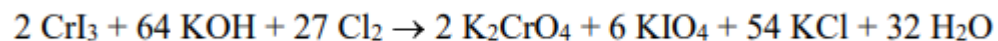
Reducción:



Sumamos las semirreacciones:



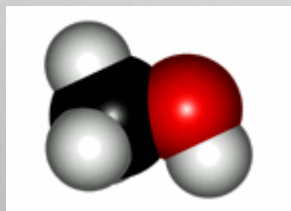
La reacción igualada es:



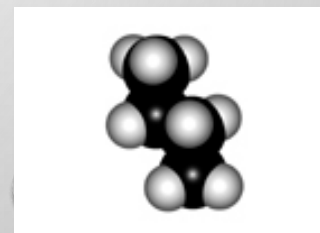
ESTEQUIOMETRÍA

UNIVERSIDAD NACIONAL DE CHIMBORAZO

DRA. DIANA E. YANEZ SEVILLA



PH.D. DIANA YÁNEZ



22/04/2025

ESTEQUIOMETRÍA

18

1. GENERALIDADES:

A) DEFINICIONES:

LA **ESTEQUIOMETRIA** ES UNA PARTE DE LA QUÍMICA, QUE ESTUDIA TODAS LAS RELACIONES CUANTITATIVAS ENTRE MASAS (MOLES, MOLÉCULAS) Y VOLÚMENES EN UNA REACCIÓN QUÍMICA, ESTO ES EN REACTIVOS Y PRODUCTOS:



LOS COEFICIENTES EN UNA REACCIÓN QUÍMICA, NOS INFORMAN LOS NÚMEROS RELATIVOS DE MOLÉCULAS O UNIDADES FÓRMULA, INDICAN LAS PROPORCIONES DE MOLES, NOS PERMITEN CONOCER LOS PESOS RELATIVOS DE LOS REACTIVOS Y PRODUCTOS. SON ESTOS COEFICIENTES LOS QUE NOS PROPORCIONAN LAS RELACIONES ESTEQUIOMETRICAS.

ESTEQUIOMETRÍA

19

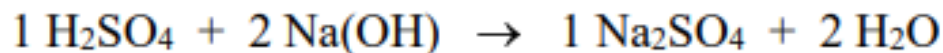
2. LEYES PONDERALES DE LA QUIMICA O LEYES DE CONSERVACIÓN

CONOCIDA COMO LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA, SON AQUELLAS QUE RIGEN EL COMPORTAMIENTO DE LA MATERIA EN LOS CAMBIOS QUÍMICOS, EN FUNCIÓN DE LA MASA DE LAS SUSTANCIAS QUE PARTICIPAN. ESTAS SON:

A) LEY DE LAVOISIER:

CONOCIDA COMO LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA, ESTABLECE QUE: “SIEMPRE QUE OCURRE UN CAMBIO QUÍMICO, LA MASA TOTAL DE LAS SUSTANCIAS REACCIONANTES, ES EXACTAMENTE IGUAL A LA MASA TOTAL DE LAS SUSTANCIAS QUE SE PRODUCEN EN LA REACCIÓN”.

EN LA REACCIÓN:



Masa Reactivos: $1(98) + 2(40) = 178$ gramos

Masa Productos: $1(142) + 2(18) = 178$ granos

REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

Contenidos

10) Las Reacciones Químicas:

- Introducción a la Estequiometría: Ecuaciones Químicas.
- Balance de ecuaciones y cálculos estequiométricos.
- Reactivo limitante.
- Rendimiento.
- Estequiometría con gases y soluciones.

[Brown Cap. 3]

[Chang, Sec. 3.7]

[Chang, Sec. 3.8]

[Chang, Sec. 3.9]

[Chang, Sec. 3.10]

[Chang, Sec. 5.5]

BALANCE DE ECUACIONES Y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.



Ley de la conservación de la materia



+



→



Balancear
Ecuación

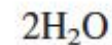
Dos moléculas de hidrógeno + Una molécula de oxígeno → Dos moléculas de agua



+



→



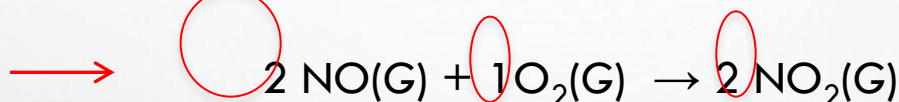
¿QUÉ ES ESTEQUIOMETRIA?

- ✓ ECUACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA IMPONE RESTRICCIONES A LAS CANTIDADES DE REACTIVOS Y PRODUCTOS POR EJE DE LAS CORRIENTES DE ENTRADA Y SALIDA DE UN REACTOR EN UN PROCESO INDUSTRIAL .
- ✓ EN VARIAS RAMAS DE LA INGENIERÍA SE DEBEN LLEVAR A CABO CÁLCULOS DE BALANCE A REACCIONES QUÍMICAS PARA PREDECIR EL COSTO DEL PROCESO.
- ✓ ESTOS CÁLCULOS SE UTILIZAN PARA EVITAR EL USO DE GRANDES EXCESOS DE CANTIDADES DE QUÍMICOS COSTOSOS.
- ✓ ESTOS CÁLCULOS SE DENOMINAN **CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**.

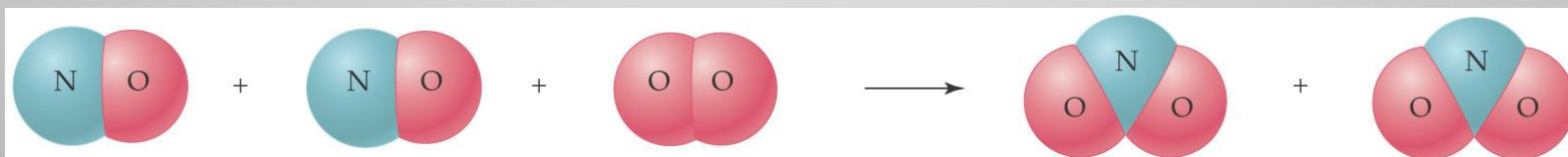
¿CÓMO INTERPRETAR LAS ECUACIONES QUÍMICAS?

- EJE. LA REACCIÓN DE MONÓXIDO DE NITRÓGENO CON OXÍGENO PARA PRODUCIR DIÓXIDO DE NITRÓGENO:

Coeficiente
estequiométrico



- RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA: $\text{MOL NO}/\text{MOLO}_2=2/1$, SIEMPRE SERA NECESARIO EL DOBLE DE NO QUE O2 PARA QUE OCURRA LA REACCIÓN
- 2 MOLÉCULAS DE NO GASEOSO REACCIONAN CON 1 MOLÉCULA DE O_2 PARA PRODUCIR 2 MOLÉCULAS DE NO_2 GASEOSO.



INTERPRETACIÓN DE LOS COEFICIENTES

A PARTIR DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA, SABEMOS CUANTAS MOLÉCULAS O MOLES DE SUSTANCIA REACCIONAN Y CUANTOS MOLES DE PRODUCTOS SE PRODUCEN.

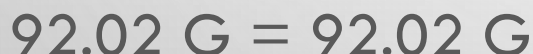
SI SON GASES, SABEMOS CUANTOS LITROS DE GASES REACCIONAN O SON PRODUCIDOS.

TABLE 10.1 INTERPRETATION OF CHEMICAL EQUATION COEFFICIENTS

FOR THE GENERAL EQUATION	2 A	+	3 B	→	C	+	2 D
The ratio of molecules	2	:	3	:	1	:	2
The ratio of moles	2	:	3	:	1	:	2
The ratio of volumes of gas	2	:	3	:	1	:	2

CONSERVACIÓN DE LA MASA

La ley de conservación de masa establece que la masa no se crea ni se destruye durante una reacción química.



LA MASA DE UN REACTIVO ES IGUAL A LA MASA DE LOS PRODUCTOS. LA MASA SE CONSERVA.

TIPOS DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS

EXISTEN 3 TIPOS BÁSICOS DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS:

- 1) PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS MASA-MASA
- 2) PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS MASA-VOLUMEN
- 3) PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS VOLUMEN-VOLUMEN

1) PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS

MASA-MASA

SE OBTIENE UNA MASA DESCONOCIDA (INCÓGNITA) A PARTIR DE UNA MASA DADA (DATO) DE REACTANTE O PRODUCTO.

3 PASOS:

1. CONVERTIR LA MASA DADA DE SUSTANCIA DATO EN MOLES USANDO SU MASA MOLAR COMO FACTOR DE CONVERSIÓN.
2. CONVERTIR LOS MOLES DE LA SUSTANCIA DATO A MOLES DE LA SUSTANCIA INCÓGNITA USANDO LOS COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS DE LA ECUACIÓN BALANCEADA.
3. CONVERTIR LOS MOLES DE LA SUSTANCIA INCÓGNITA A GRAMOS USANDO SU MASA MOLAR COMO FACTOR DE CONVERSIÓN.

1) PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS MASA-MASA

EJERCICIO 1: ¿CUAL ES LA MASA DE MERCURIO PRODUCIDO DE LA DESCOMPOSICIÓN DE 1.25 G DE ÓXIDO DE MERCURIO (MM=216.59 G/MOL)?



- CONVERTIR LOS GRAMOS DE HGO A MOLES DE HGO USANDO LA MASA MOLAR DE ÓXIDO DE MERCURIO (216.59 G/MOL).
- CONVERTIR LOS MOLES DE HGO A MOLES DE HG USANDO LA ECUACIÓN BALANCEADA.
- CONVERTIR LOS MOLES DE HG A GRAMOS DE HG USANDO SU MASA MOLAR (200.59 G/MOL).

1) Problemas estequiométricos masa-masa

EJERCICIO 1, CONTINUACIÓN



G HGO $\Rightarrow$ MOL HGO $\Rightarrow$ MOL HG $\Rightarrow$ G HG

$$1.25 \text{ g HGO} \times \frac{1 \text{ mol HGO}}{216.59 \text{ g HGO}} \times \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HGO}} \times \frac{200.59 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}}$$

$$= 1.16 \text{ g Hg}$$

2) Problemas estequiométricos masa-volumen

SE OBTIENE UN VOLUMEN (INCÓGNITA) A PARTIR DE UNA MASA DADA (DATO) DE REACTIVO O PRODUCTO.

SE SIGUEN LOS TRES SIGUIENTES PASOS:

- CONVERTIR LA MASA DADA (DATO) DE UNA SUSTANCIA A MOLES USANDO SU MASA MOLAR COMO UNIDAD DE CONVERSIÓN.
- CONVERTIR LOS MOLES DE LA SUSTANCIA DATO A MOLES DE LA SUSTANCIA INCÓGNITA USANDO LOS COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS DE LA ECUACIÓN BALANCEADA.
- CONVERTIR LOS MOLES DE LA SUSTANCIA INCÓGNITA A LITROS USANDO EL VOLUMEN MOLAR DEL GAS COMO FACTOR DE CONVERSIÓN.

2) Problemas estequiométricos masa-volumen

EJERCICIO 2: ¿CUÁNTOS LITROS DE HIDRÓGENO SON PRODUCIDOS A PARTIR DE LA REACCIÓN DE 0.165 G DE ALUMINIO METÁLICO CON ÁCIDO CLORHÍDRICO?



- CONVERTIR GRAMOS DE AL A MOLES DE AL USANDO LA MASA MOLAR DEL ALUMINIO (26.98 G/MOL).
- CONVERTIR LOS MOLES DE AL A MOLES DE H₂ USANDO LA ECUACIÓN BALANCEADA.
- CONVERTIR LOS MOLES DE H₂ A LITROS USANDO EL VOLUMEN MOLAR EN STP.

2) Problemas estequiométricos masa-volumen

EJERCICIO 2, CONTINUACIÓN



G AL $\Rightarrow$ MOL AL $\Rightarrow$ MOL H₂ $\Rightarrow$ L H₂

$$0.165 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26.98 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{22.4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2}$$

$$= 0.205 \text{ L H}_2$$

2) Problemas estequiométricos masa-volumen

EJERCICIO 3: ¿CUÁNTOS GRAMOS DE CLORATO DE SODIO SE NECESITAN PARA PRODUCIR 9.21 L DE OXÍGENO GASEOSO EN STP?



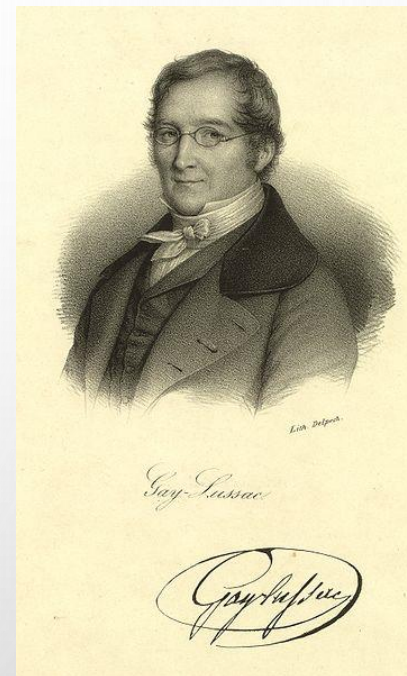
CONVERTIR LOS LITROS DE O_2 A MOLES DE O_2 , A MOLES DE NaClO_3 , Y A GRAMOS DE NaClO_3 (106.44 G/MOL).

$$\begin{aligned} 9.21 \text{ L } \cancel{\text{O}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol O}_2}}{22.4 \text{ L } \cancel{\text{O}_2}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol NaClO}_3}}{3 \cancel{\text{ mol O}_2}} \times \frac{106.44 \text{ g NaClO}_3}{1 \cancel{\text{ mol NaClO}_3}} \\ = 29.2 \text{ g NaClO}_3 \end{aligned}$$

3) Problemas estequiométricos volumen-volumen

RECORDANDO!!!: GAY-LUSSAC DESCUBRIÓ QUE LOS VOLÚMENES DE LOS GASES, BAJO SIMILARES CONDICIONES, SE COMBINAN EN PEQUEÑAS RAZONES NUMÉRICAS ENTERAS. ESTA ES LA LEY DE COMBINACIÓN DE VOLÚMENES.

CONSIDERE LA REACCIÓN:

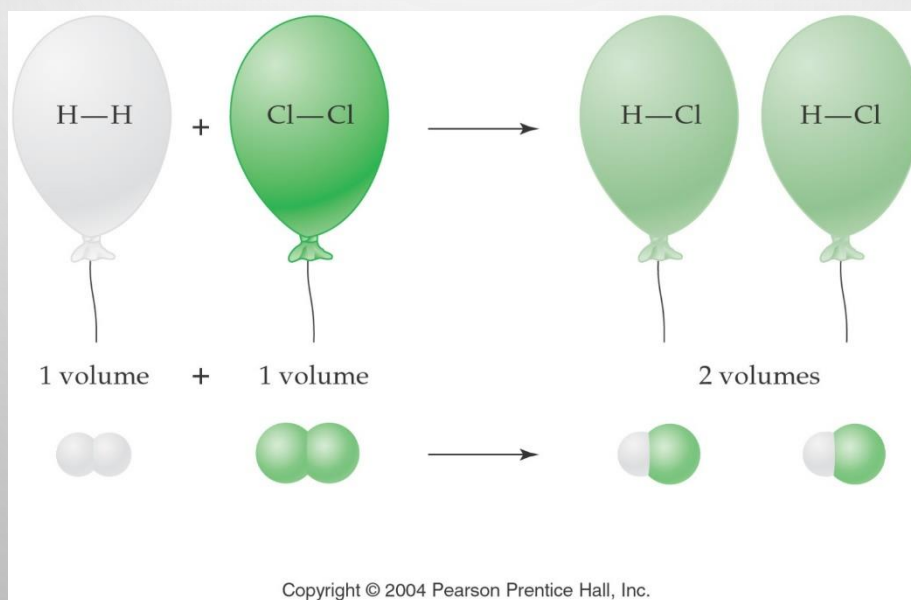


- ▶ 10 mL de H_2 reacciona con 10 mL de Cl_2 para producir 20 mL de HCl .
- ▶ La razón de volúmenes es 1:1:2 (pequeños números enteros)

3) Problemas estequiométricos volumen-volumen

LEY DE COMBINACIÓN DE VOLÚMENES

- LA RAZÓN DE NÚMEROS ENTEROS (1:1:2) ES LA MISMA QUE LA RAZÓN DE LO MOLES EN UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA:



3) Problemas estequiométricos volumen-volumen

EN UN PROBLEMA ESTEQUIOMÉTRICO VOLUMEN-VOLUMEN, SE CALCULA UN VOLUMEN (INCÓGNITA) A PARTIR DE UN VOLUMEN DADO (DATO) DE UN GAS REACTANTE O PRODUCTO.

SE HACE EN UN SÓLO PASO:

- CONVERTIR EL VOLUMEN DADO (DATO) AL VOLUMEN BUSCADO (INCÓGNITA) USANDO LA RAZÓN MOLAR (RAZÓN VOLUMÉTRICA) A PARTIR DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA.

3) Problemas estequiométricos volumen-volumen

EJERCICIO 4: ¿CUÁNTOS LITROS DE OXIGENO REACCIONAN CON 37.5 L DE DIÓXIDO DE AZUFRE EN LA PRODUCCIÓN DE TRIÓXIDO DE AZUFRE GASEOSO?

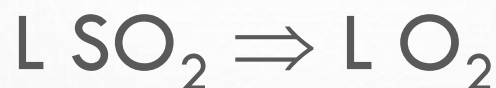


A PARTIR DE LA ECUACIÓN BALANCEADA, 1 MOL DE OXIGENO REACCIONA CON 2 MOLES DE DIÓXIDO DE AZUFRE.

DE TAL FORMA: 1 L DE O_2 REACCIONA CON 2 L DE SO_2 .

3) Problemas estequiométricos volumen-volumen

EJERCICIO 4, CONTINUACIÓN



$$37.5 \cancel{\text{L SO}_2} \times \frac{1 \text{ L O}_2}{2 \cancel{\text{L SO}_2}} = 18.8 \text{ L O}_2$$

¿Cuántos L de SO_3 se producen?

$$37.5 \cancel{\text{L SO}_2} \times \frac{2 \text{ L SO}_3}{2 \cancel{\text{L SO}_2}} = 37.5 \text{ L SO}_3$$

REACTIVO LIMITANTE.

Otras limitaciones donde ocurre la reacción impiden que la reacción se complete al 100%.

Para lograr el agotamiento total del reactivo más costoso se introduce un exceso de otro reactivo.

Estequiometría de
la reacción

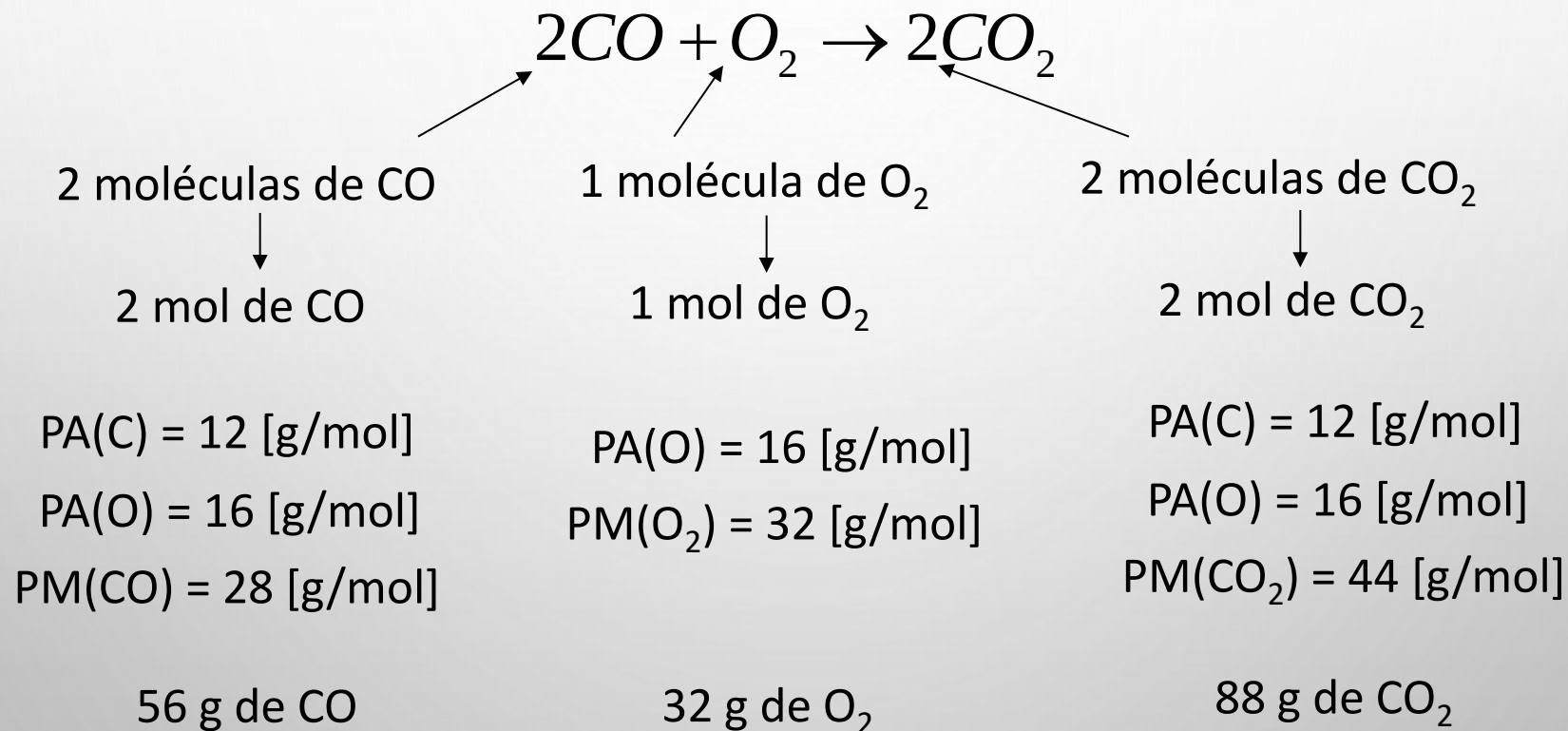


Reactivo limitante

Reactivo en exceso

REACTIVO LIMITANTE.

Estequiometría





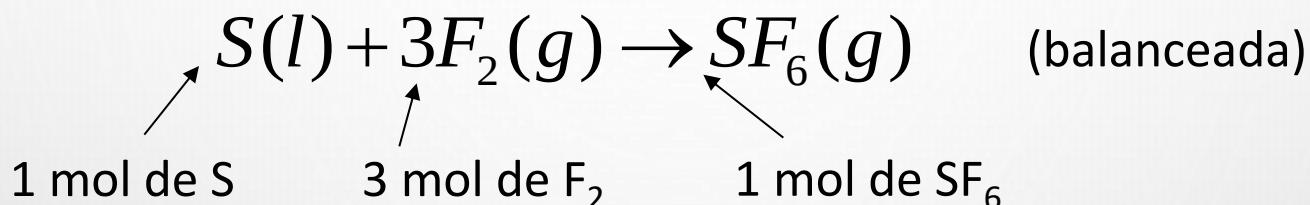
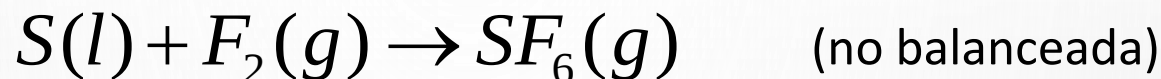
REACTIVO LIMITANTE.

Reactivo Limitante (o Límite)

- Muchas veces, en las reacciones los reactivos no están presentes en las cantidades estequiométricas exactas (o sea, no se cumple un balance de la ecuación química).
- Cuando esto pasa, uno de los reactivos se consume primero que todos: Reactivo Limitante.
- El resto de los reactivos, una vez que se agota el reactivo limitante, no siguen reaccionando. Por lo tanto, se pueden recuperar al final de la reacción: Reactivos en Exceso.
- La reacción química se detiene cuando uno de los reactivos se agota.

REACTIVO LIMITANTE.

Ejemplo 1



La razón estequiométrica entre S y F_2 es igual a 1:3

La razón estequiométrica entre F_2 y S es igual a 3:1

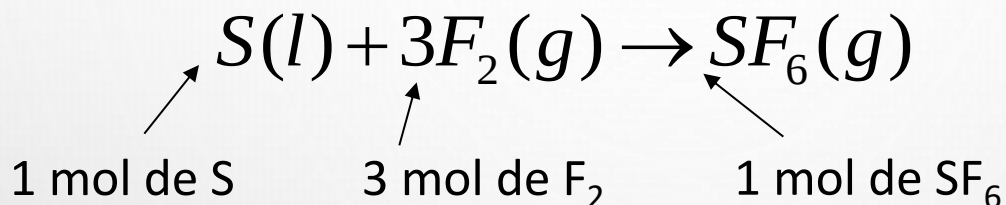
Si se supone que se tienen 4 mol de S y 20 mol de F_2 :

1) ¿Cuántos mol de F_2 se necesitan para reaccionar con 4 moles de S?

$$4 \text{ mol S} \cdot \frac{3 \text{ mol } F_2}{1 \text{ mol S}} = 12 \text{ mol } F_2 \quad \Rightarrow \text{Sobran } 20 - 12 = 8 \text{ mol de } F_2$$

REACTIVO LIMITANTE.

Ejemplo 1



2) ¿Cuántos mol de S se necesitan para reaccionar con 20 mol de F₂?

$$20 \text{ mol } F_2 \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{3 \text{ mol } F_2} = 6,7 \text{ mol S} \quad \Rightarrow \text{Faltan } 6,7 - 4 = 2,7 \text{ mol de S}$$

$\Rightarrow$ Reactivo limitante es S y Reactivo en exceso es F₂

REACTIVO LIMITANTE.

Ejemplo 2



Supongamos se tiene 10 moles de H_2 y 7 moles de O_2 :

1) ¿Cuántos mol de O_2 se necesitan para reaccionar con 10 mol de H_2 ?

$$10 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2} = 5 \text{ mol } O_2$$

Se necesitan 5 mol de O_2
 $\Rightarrow$ Sobran $7 - 5 = 2$ mol de O_2

$\Rightarrow$ Reactivo limitante es H_2 y Reactivo en exceso es O_2

2) ¿Cuántos mol de H_2 se necesitan para reaccionar con 7 mol de O_2 ?

$$7 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } O_2} = 14 \text{ mol } H_2$$

Se necesitan 14 mol de H_2
 $\Rightarrow$ Faltan $14 - 7 = 7$ mol de H_2

$\Rightarrow$ Reactivo limitante es H_2 y Reactivo en exceso es O_2

RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN.

- En algunas reacciones no proceden en un 100% de izquierda a derecha: Reacciones Reversibles
- No siempre se recupera el 100% del producto (disoluciones acuosas, reacciones en serie).
- Rendimiento Teórico (R_{teo}): Cantidad de producto que se obtendría si reacciona todo el reactivo limitante. Es decir, es el Rendimiento Máximo que se puede obtener.
- Rendimiento Real (R_{real}): Cantidad de producto que se obtiene en una reacción.

Rendimiento Porcentual:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{R_{real}}{R_{teo}} \cdot 100$$

Rendimiento de la reacción.

Ejemplo: El siguiente ácido $H_2C_6H_8O_4$ es usado en la fabricación de nylon



a) Asumiendo que se tiene inicialmente 25 g de ciclohexano, y el ciclohexano es el reactivo limitante, ¿cuál es el rendimiento teórico?

Pasemos de gramos a moles de ciclohexano:

$$PM(C_6H_{12}) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 = 84 \text{ [g/mol]}$$

$$\text{Mol de } C_6H_{12} = 25 \text{ [g]} / 84 \text{ [g/mol]} = 0,3 \text{ mol}$$

Por la reacción (ecuación) química, la razón estequiométrica entre el ácido y el ciclohexano es 1:1.

Por lo tanto, se forman:

$$0,3 \text{ mol ciclohexano} \cdot \frac{1 \text{ mol ácido}}{1 \text{ mol ciclohexano}} = 0,3 \text{ mol ácido}$$

Rendimiento de la reacción.

Ahora, pasemos de moles a gramos de ácido:

$$\text{PM}(\text{ácido}) = 2 \cdot 1 + 6 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 146 \text{ [g/mol]}$$

$$\text{gramos de ácido} = 0,3 \text{ [mol]} \cdot 146 \text{ [g/mol]} = 43,8 \text{ g (rend. teórico)}$$



25 g

43,8 g
(rend. teórico)

b) Si en realidad se obtiene 33,5 g de ácido, ¿cuál es el rendimiento porcentual?

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{R_{\text{real}}}{R_{\text{teo}}} \cdot 100 = \frac{33,5}{43,8} \cdot 100 = 76,5\%$$

RENDIMIENTO

CUANDO SE CALIENTA EL POLVO DE HORNEAR (NaHCO_3) SE LIBERA DIÓXIDO DE CARBONO GASEOSO, QUE ES EL RESPONSABLE QUE SE ESPONJEN LAS GALLETAS Y EL PAN. SI UNO DE LOS PRODUCTOS DE LA REACCIÓN ES Na_2CO_3 :

A) ESCRIBA UNA ECUACIÓN BALANCEADA PARA LA DESCOMPOSICIÓN TÉRMICA DE DICHO COMPUESTO.

B) CALCULA LA MASA DE NaHCO_3 QUE SE REQUIERE PARA PRODUCIR 20,5 G DE CO_2

Rendimiento

EJEMPLO 1

REACCIÓN



Masa molar bicarbonato de sodio:

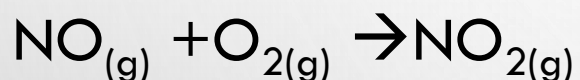
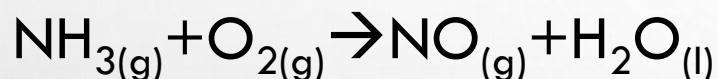
$$22.99\text{g} + 1.008\text{g} + 3(16.00)\text{g} = 84.008\text{g}$$

Masa molar $\text{CO}_2 = 44.01 \text{ g}$

Para producir 20,5 g de CO_2 :

Rendimiento

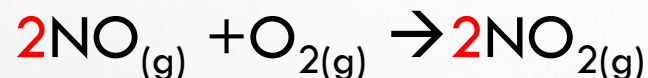
EJEMPLO 2: EL ÁCIDO NÍTRICO SE PRODUCE MEDIANTE EL PROCESO DE OSTWALD, REPRESENTADO POR LAS SIGUIENTES ECUACIONES NO BALANCEADAS



Que masa de amoníaco se necesita para producir una tonelada métrica de ácido nítrico.

Suponga un rendimiento del 80% en cada reacción

EJEMPLO 2



Moles de ácido

$$1000 \text{ kg HNO}_3 \cdot 1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63,018 \text{ g}} = 15868,5 \text{ moles}$$

Moles de NO_2

$$15868,5 \text{ moles HNO}_3 \cdot 2 \frac{\text{mol NO}_2}{\text{mol HNO}_3} \cdot \frac{100\%}{80\%} = 39671,2 \text{ moles}$$

Moles de NO:

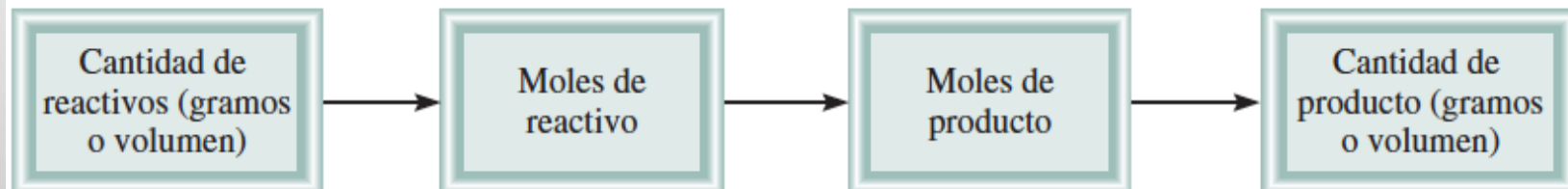
$$39671,2 \text{ moles NO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NO}}{2 \text{ mol NO}_2} \cdot \frac{100\%}{80\%} = 49589,0 \text{ moles}$$

Moles de amoníaco

$$49589,0 \text{ moles NO} \cdot \frac{4 \text{ mol NH}_3}{4 \text{ mol NO}} \cdot \frac{100\%}{80\%} = 61986,3 \text{ moles} \rightarrow 1053.8 \text{ kg}$$

Estequiometría de los Gases

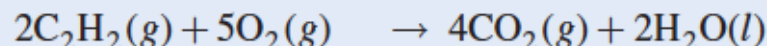
Cuando los reactivos, los productos, o ambos son gases, también podemos emplear las relaciones entre cantidades (moles, n) y volumen (V) para resolver problemas de este tipo.



Estequiometría de los Gases

EJEMPLO 5.11

Calcule el volumen de O_2 (en litros) requerido para la combustión completa de 7.64 L de acetileno (C_2H_2) a la misma temperatura y presión:



Estrategia Observe que la temperatura y presión del O_2 y C_2H_2 son las mismas. ¿Qué ley de los gases necesitamos para relacionar el volumen de los gases con los moles de los gases?

Solución De acuerdo con la ley de Avogadro, a la misma temperatura y presión, el número de moles de los gases está directamente relacionado con su volumen. Con base en la ecuación, tenemos 5 moles $O_2 \approx 2$ moles C_2H_2 ; por tanto, también podemos escribir 5 L $O_2 \approx 2$ L C_2H_2 . El volumen de O_2 que reaccionará con 7.64 L C_2H_2 está dado por

$$\begin{aligned}\text{volumen de } O_2 &= 7.64 \text{ L } \cancel{C_2H_2} \times \frac{5 \text{ L } O_2}{2 \text{ L } \cancel{C_2H_2}} \\ &= 19.1 \text{ L}\end{aligned}$$

(continúa)

Estequiometría de los Gases

EJEMPLO 5.12

La azida de sodio (NaN_3) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la NaN_3 de la siguiente manera:



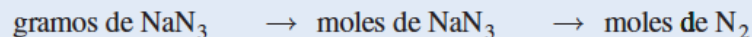
El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas. Calcule el volumen de N_2 generado a 80°C y 823 mmHg por la descomposición de 60.0 g de NaN_3 .

Estrategia En la ecuación balanceada vemos que 2 moles de $\text{NaN}_3 \rightleftharpoons 3$ moles N_2 , de manera que el factor de conversión entre NaN_3 y N_2 es

$$\frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NaN}_3}$$

Debido a que se proporciona la masa de NaN_3 podemos calcular el número de moles de NaN_3 y por tanto el número de moles de N_2 producidos. Por último, podemos calcular el volumen de N_2 mediante la ecuación del gas ideal.

Solución En primer lugar calculamos el número de moles de N_2 producido por 60.0 g de NaN_3 mediante la siguiente secuencia de conversiones



Estequiometría de los Gases

de manera que

$$\begin{aligned}\text{moles de N}_2 &= 60.0 \text{ g NaN}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaN}_3}{65.02 \text{ g NaN}_3} \times \frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NaN}_3} \\ &= 1.38 \text{ mol N}_2\end{aligned}$$

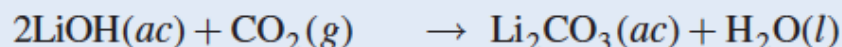
El volumen de 1.38 moles de N₂ se obtiene mediante la ecuación del gas ideal:

$$\begin{aligned}V &= \frac{nRT}{P} = \frac{(1.38 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K mol})(80 + 273 \text{ K})}{(823/760)\text{atm}} \\ &= 36.9 \text{ L}\end{aligned}$$

Estequiometría de los Gases

EJEMPLO 5.13

El hidróxido de litio en disolución acuosa se emplea para purificar el aire de las naves espaciales y de los submarinos, ya que absorbe dióxido de carbono de acuerdo con la ecuación



La presión de dióxido de carbono en una cabina que tiene un volumen de $2.4 \times 10^5 \text{ L}$ es de $7.9 \times 10^{-3} \text{ atm}$ a 312 K . Se introduce en la cabina una disolución de hidróxido de litio (LiOH) de volumen insignificante. Al final, la presión de CO_2 se reduce a $1.2 \times 10^{-4} \text{ atm}$. ¿Cuántos gramos de carbonato de litio se forman por este proceso?

Estrategia ¿Cómo calculamos el número de moles de CO_2 que ha reaccionado ante un descenso de presión de CO_2 ? A partir de la ecuación del gas ideal escribimos

$$n = P \times \left(\frac{V}{RT} \right)$$

A T y V constantes, el cambio en la presión de CO_2 , ΔP , corresponde al cambio en el número de moles de CO_2 , Δn . Por tanto,

$$n = P \times \left(\frac{V}{RT} \right)$$

¿Cuál es el factor de conversión entre CO_2 y Li_2CO_3 ?

Estequiometría de los Gases

Solución El descenso en la presión de CO_2 es de $(7.9 \times 10^{-3} \text{ atm}) - (1.2 \times 10^{-4} \text{ atm})$ o $7.8 \times 10^{-3} \text{ atm}$. Por tanto, el número de moles de CO_2 que ha reaccionado está dado por

$$\begin{aligned} n &= 7.8 \times 10^{-3} \text{ atm} \times \frac{2.4 \times 10^5 \text{ L}}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(312 \text{ K})} \\ &= 73 \text{ moles} \end{aligned}$$

De la ecuación observamos que $1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \cong 1 \text{ mol de } \text{Li}_2\text{CO}_3$, de modo que la cantidad de Li_2CO_3 formada es también de 73 moles. Entonces, con la masa molar de Li_2CO_3 (73.89 g) calculamos su masa:

$$\begin{aligned} \text{masa de } \text{Li}_2\text{CO}_3 \text{ formado} &= 73 \cancel{\text{ mol Li}_2\text{CO}_3} \times \frac{73.89 \text{ g Li}_2\text{CO}_3}{1 \cancel{\text{ mol Li}_2\text{CO}_3}} \\ &= 5.4 \times 10^3 \text{ g Li}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$

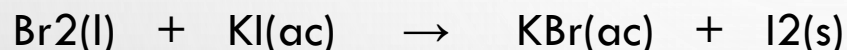
Estequiometría de las Soluciones

Cuando los reactivos y los productos, están formando una disolución es importante indicar la concentración de la misma. Usaremos el mismo procedimiento, solo que ahora podemos emplear las relaciones entre cantidades mediante datos de concentración, es decir, cuanto soluto y solvente componen la solución; eje Una medida de concentración muy utilizada es Molaridad (M), Molalidad, Normalidad, Fracción molar, entre otras.

Estequiometría de las Soluciones

Ejercicio

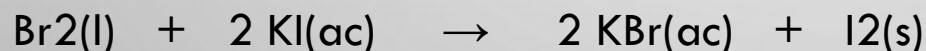
Un forma de obtener I₂ sólido es a través de la reacción del bromo, Br₂, con solución acuosa de KI, según la reacción:



Si se hacen reaccionar 0,25 moles de Br₂(l) con 150 mL de solución acuosa 1,5 M de KI, determina la masa de KBr que se produce.

Solución

Cuando trabajamos estequiometría, lo primero que debemos hacer es balancear la ecuación dada:



Luego calcularemos las moles disponibles de cada reactivo:

Estequiometría de las Soluciones

moles disponibles de cada reactivo:

$$n_{\text{Br}_2} = 0,25 \text{ mol Br}_2 \text{ (dato)}$$

$$n_{\text{KI}} = 150 \text{ mL} \times 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ L}}{10^{-3} \text{ mL}} = 0,225 \text{ mol KI}$$

Ahora determinaremos cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso, para ello calculamos la cantidad de cada reactivo, que se necesitaría para que reaccionase todo el otro reactivo disponible:

$$n_{\text{KI}} = 0,25 \text{ mol Br}_2 \times \frac{2 \text{ mol KI}}{1 \text{ mol Br}_2} = 0,50 \text{ mol KI} > 0,225 \text{ mol KI disponibles}$$

⇒ KI es el reactivo limitante

$$n_{\text{Br}_2} = 0,225 \text{ mol KI} \times \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ mol KI}} = 0,1125 \text{ mol Br}_2 < 0,25 \text{ mol Br}_2 \text{ disponibles}$$

⇒ Br₂ es el reactivo en exceso

Estequiometría de las Soluciones

Conocido el reactivo limitante, procedemos a determinar la cantidad del producto solicitado, haciendo uso de los factores estequiométricos:

$$m_{\text{KBr}} = 0,225 \text{ mol KI} \times \frac{2 \text{ mol KBr}}{2 \text{ mol KI}} \times \frac{119 \text{ g KBr}}{1 \text{ mol KBr}} = 26,775 \text{ g KBr}$$