

CAPITULO I: ESTEQUIOMETRIA

6. CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRIA

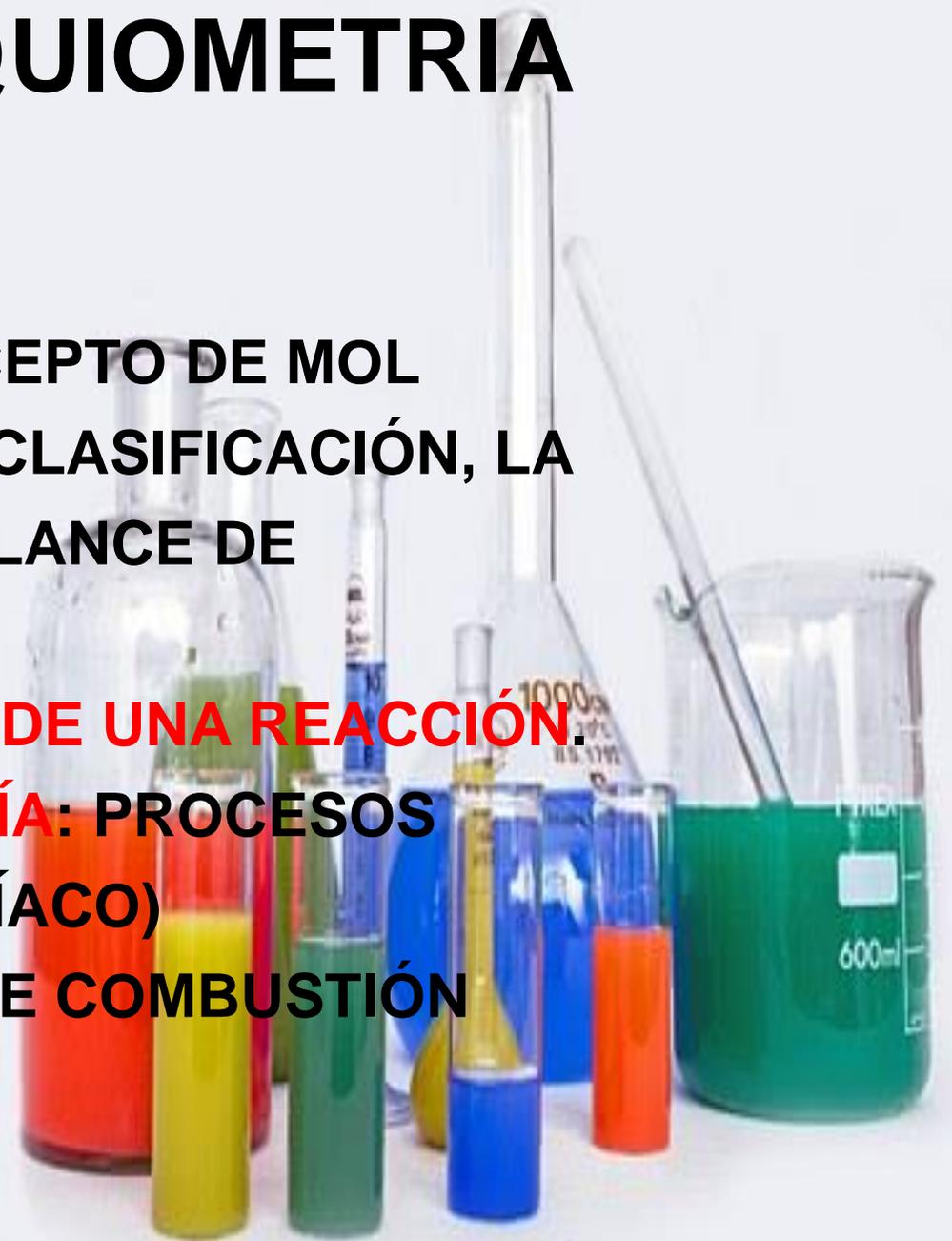
7. UNIDADES QUÍMICAS DE MASA : CONCEPTO DE MOL

8. REACCIONES QUÍMICAS: DEFINICIÓN, CLASIFICACIÓN, LA ECUACIÓN QUÍMICA, MÉTODOS DE BALANCE DE ECUACIONES: IÓN ELECTRÓN.

9. REACTIVO LIMITANTE Y RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN.

10. LA ESTEQUIOMETRÍA EN LA INDUSTRIA: PROCESOS INDUSTRIALES (OBTENCIÓN DE AMONÍACO)

11. BALANCE DE MATERIA: PROCESOS DE COMBUSTIÓN



6. CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRIA

Estequiometria proviene de la palabra griega **stoichion** que significa constituyente elemental y **metrein** que significa medida.

La estequiometria estudia las relaciones **cuantitativas** entre los elementos en los compuestos, y en las sustancias cuando experimentan cambios químicos

Conceptos
fundamentales

- Masa atómica
- Mol
- Número de Avogadro
- Leyes ponderables

- Ley de la conservación de la masa. Lavoisier.
- Ley de las proporciones constantes. Proust
- Ley de las proporciones múltiples. Dalton
- Ley de las proporciones recíprocas. Richter

7. UNIDADES QUIMICAS DE MASA

El ***mol*** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas unidades elementales como átomos hay exactamente en 12.00 gramos de ^{12}C

$$1 \text{ mol} = N_A = 6.0223 \times 10^{23}$$

Número de Avogadro (N_A) se usa para expresar un número determinado de especies químicas



***Masa molar(g) = 1mol de átomos
= NA de átomos***

1 mol ^{12}C átomos = 6.023×10^{23} átomos = 12.00 g

1 ^{12}C átomo = 12.00 uma

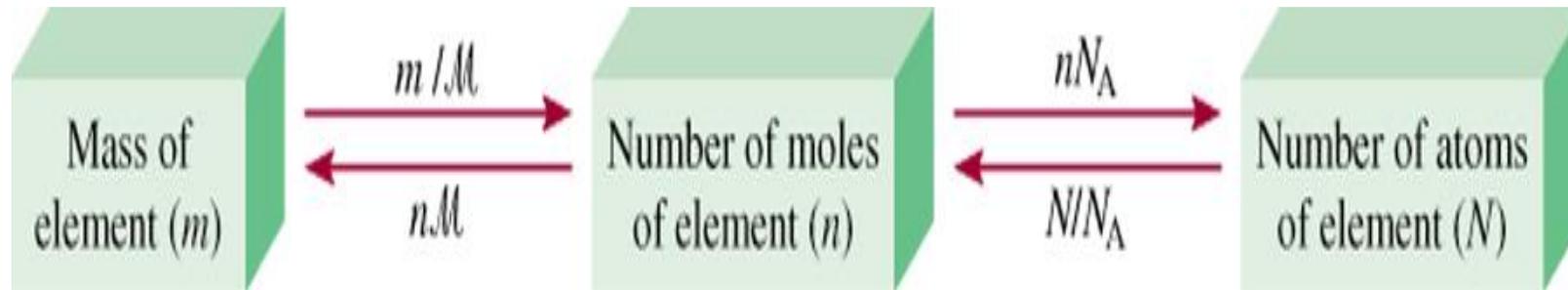
1 mol ^{12}C átomos = 12.00 g ^{12}C

1 mol átomos de litio = 6.941 g de Li

Para cualquier elemento
masa atómica (uma) = masa molar (gramos)

$$\frac{1 \text{ }^{12}\text{C} \text{ átomo}}{12.00 \text{ uma}} \times \frac{12.00 \text{ g}}{6.023 \times 10^{23} \text{ }^{12}\text{C} \text{ átomos}} = \frac{1.66 \times 10^{-24}}{1 \text{ uma}}$$

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{or} \quad 1 \text{ g} = 6.023 \times 10^{23} \text{ uma}$$



M = masa molar en g/mol

N_A = Número de Avogadro

DEDUCCIÓN DE FORMULAS

	%C	%H
CH (empírica)	92,3	7,7
C ₆ H ₆ (benceno)	92.3	7,7

y su número relativo

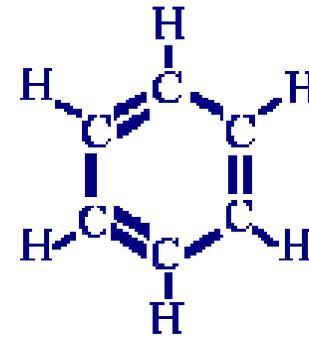
CH

EMPÍRICAS

O

MOLECULARES

Expresan la clase de átomos en la molécula



y su número absoluto de relación entre ellas

C₆H₆

8. REACCIONES QUÍMICAS



¿Cómo nos damos cuenta que se produce una reacción química?

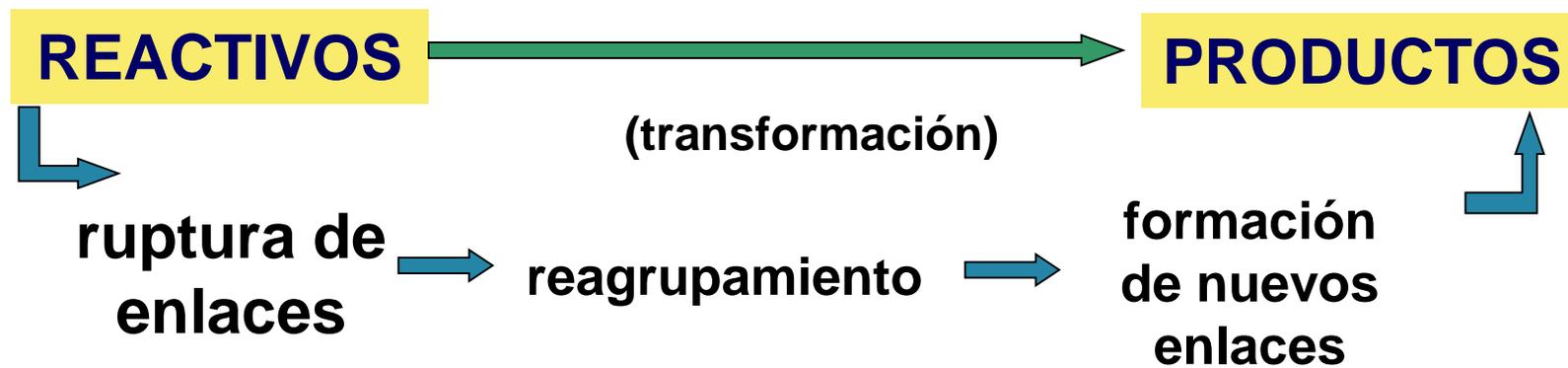
Cuando al poner en contacto dos o más sustancias:

- Se forma un precipitado
- Se desprenden gases
- Cambia de color
- Se desprende o absorbe energía (calor)
- Se percibe un “olor”, etcétera

8.1 DEFINICION

Una **reacción química** es un proceso por el cual una o más sustancias, llamadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias con propiedades diferentes, llamadas **productos**.

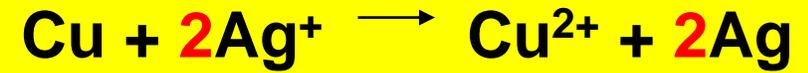
8.2 ECUACIONES QUÍMICAS:



Una ecuación química indica de forma simbólica los cambios que tienen lugar en una reacción química.

En toda reacción química se cumple el *principio de conservación de la masa* y el *principio de conservación de las cargas eléctricas*, para ello, la reacción química debe estar *AJUSTADA*.

Si intervienen iones, deben ajustarse de forma que la carga neta sea la misma en los dos miembros



permite conocer las sustancias que intervienen en el proceso químico, la proporción en la que lo hacen, el estado físico de las sustancias y las condiciones de reacción.(P. T. Catalizador, etc.)

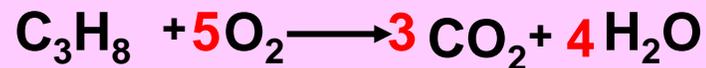
ECUACIÓN QUÍMICA

FÓRMULAS

indican cuáles han sido los reactivos y qué productos se han formado

COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS

señalan la proporción en que las sustancias han participado



Símbolos de uso común en ecuaciones químicas

- Apunta hacia los productos
- ← Apunta hacia los reactantes
- ↔ Reacción reversible
- (s) Estado sólido
- (l) Estado líquido
- (g) Estado gaseoso
- (aq) o (ac) Solución acuosa
- Δ calor
- ↑ gas que se desprende
- ↓ precipitado que se forma

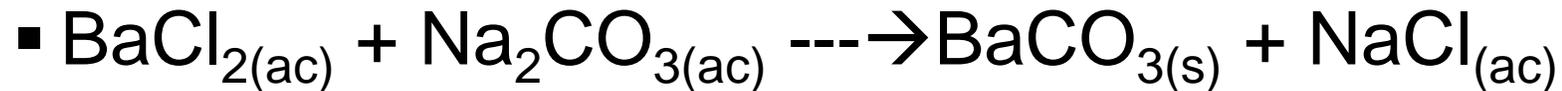
8.3 CASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUIMICAS

Según el cambio del numero de oxidación:

- Redox : Cambio en el número de oxidación

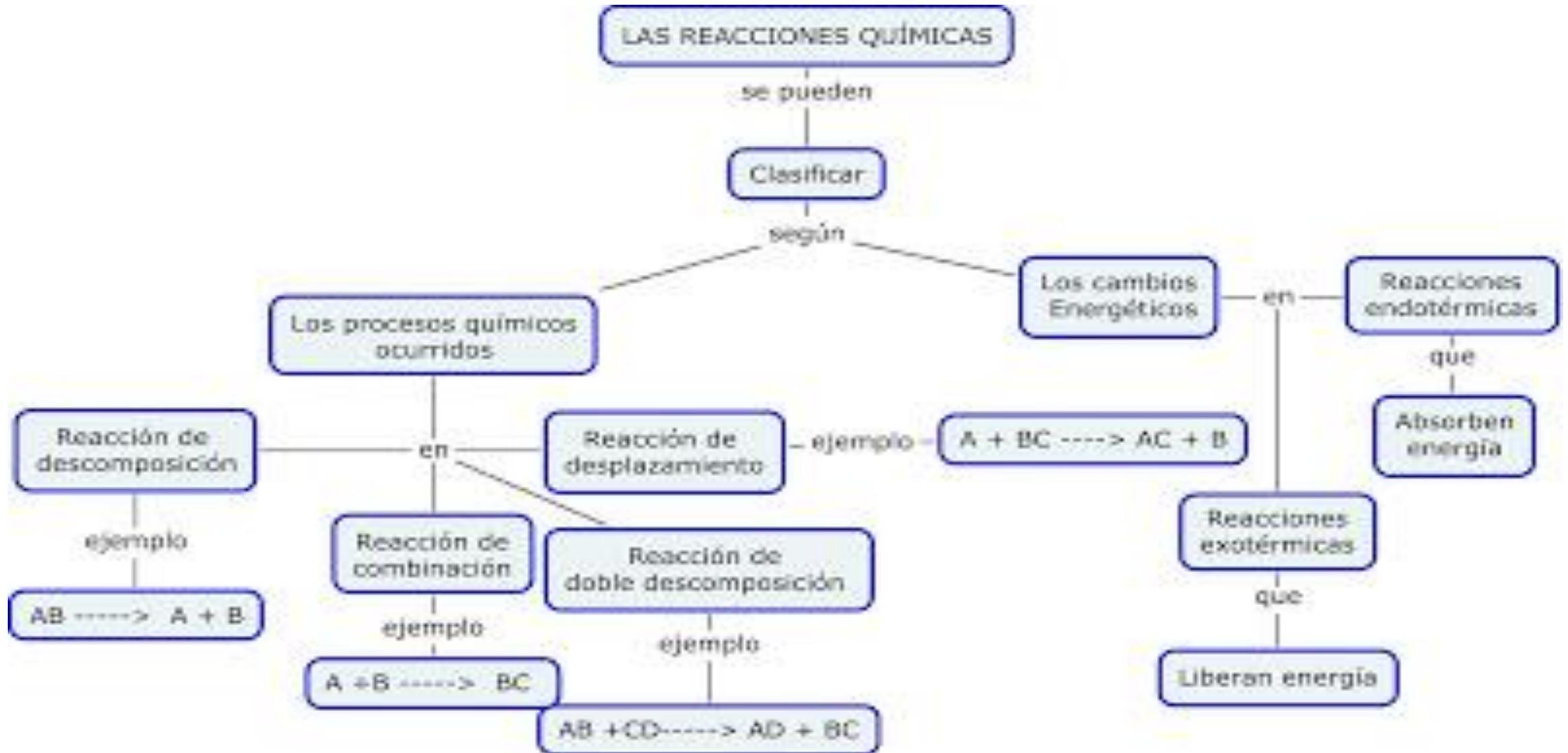


- No redox: No hay cambio en el número de oxidación



- Reacciones especiales

CASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUIMICAS



Según sentido de la reacción química: reversibles e irreversibles

Un **proceso irreversible** es el que tiene lugar en un sólo sentido. Por ejemplo, una combustión; la energía desprendida se utiliza en calentar el ambiente y se hace inaprovechable para regenerar los reactivos.

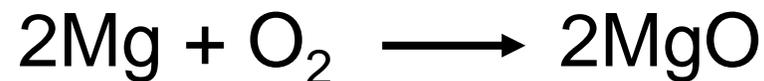
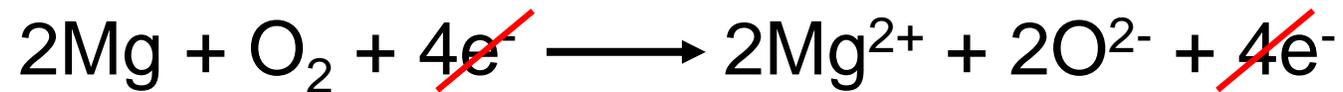
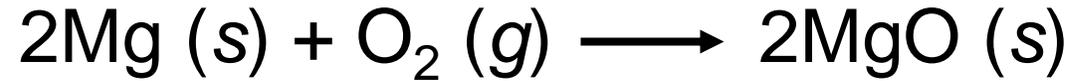


Un **proceso es reversible** cuando tiene lugar en ambos sentidos, es decir, los productos una vez formados reaccionan entre sí y vuelven a generar los reactivos.



Reacciones de oxidación-reducción

(reacciones de transferencia de electrones)



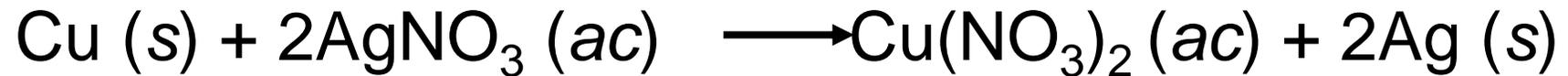


Cu^{2+} es el agente oxidante



El alambre cobrizo reacciona con el nitrato de plata para formar el metal de plata.

¿Cuál es el agente oxidante en la reacción?



Ag^+ es reducido

Ag^+ es el agente oxidante

Reacciones especiales

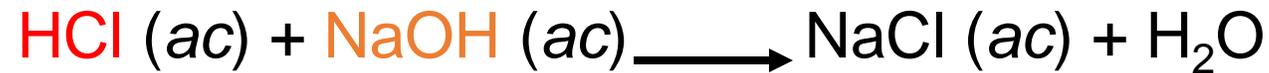
1) Combustión:

Hidrocarburo + Oxígeno \longrightarrow dióxido de carbono + agua



2) Acido – base:

ácido + base \longrightarrow sal + agua **Molecular**



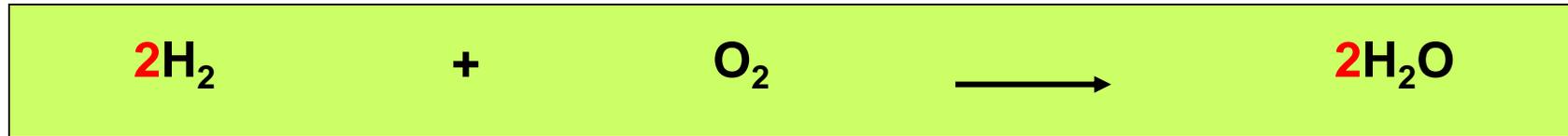
Iónica
Neta

3) Precipitación: sólido insoluble que se separa de la disolución



8.4 BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS

- Método de simple inspección



- Método de los coeficientes indeterminados
- Método de número de oxidación
- Método del ion electrón

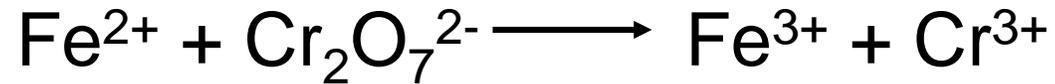
BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS

Método del ion electrón

1. Escribir la ecuación no balanceada en su forma iónica
2. Escribir las semireacciones
3. Balancear de masa y la carga
4. Igualar la cantidad de electrones ganados y perdidos
5. Sumar ambas semirreacciones
6. Verificar el número de átomos y cargas de la ecuación final
7. Para reacciones en disoluciones básicas, agregar OH^- en **ambos lados** de la ecuación para cada H^+ que aparezca en la ecuación final.

Ejemplo.

Dada la ecuación:



Ajuste en:

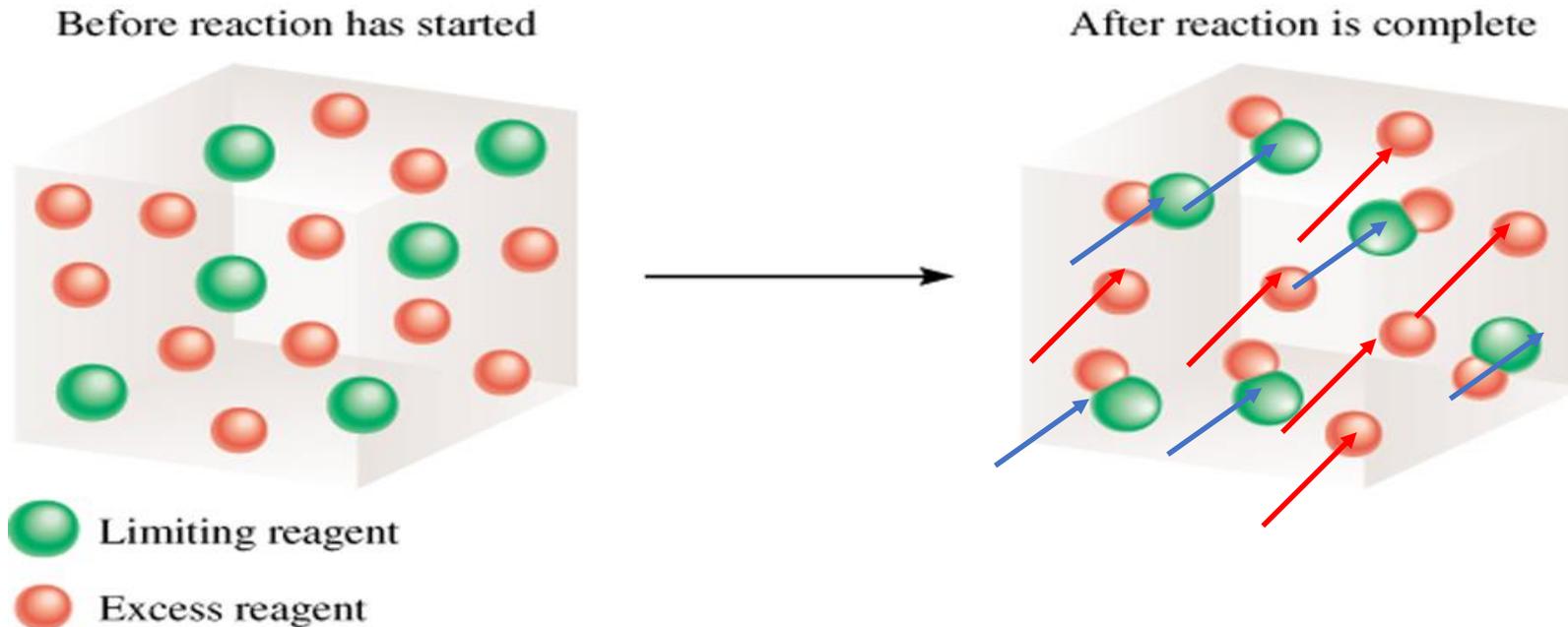
- a) medio ácido.
- b) medio básico.

Rta.



9. REACTIVO LIMITANTE Y RENDIMIENTO DE UNA REACCION

9.1 Reactivo limitante. En los proceso químico hay casos en que se tiene más de una cantidad de reactivos y/o productos. En estos casos, uno de los reactivos quedará en **exceso** y no reaccionará todo de él. El otro reactivo se consume totalmente y se denomina **reactivo limitante**, ya que por mucho que haya del otro no va a reaccionar más.



9.2 RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

RENDIMIENTO TEÓRICO: Cantidad de producto que, según los cálculos, se forma cuando reacciona todo el reactivo limitante

RENDIMIENTO REAL: Cantidad de producto que realmente se forma en la reacción.

¿Porqué
difieren?



- No reacciona todo el reactivo
- El reactivo está hidratado
- Se den reacciones secundarias no deseadas

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \text{\% RENDIMIENTO Rendimiento porcentual}$$

10. LA ESTEQUIOMETRIA EN LA INDUSTRIA.

El rendimiento de las reacciones es un factor fundamental en la industria química



$$\text{Pureza} = \frac{\text{(sustancia pura)}}{m \text{ (muestra)}} \cdot 100$$

Equivalente-gramo de una sustancia es la cantidad en gramos de la misma que cede o acepta un mol de protones (en las reacciones ácido-base) o que gana o pierde un mol de electrones (en las reacciones redox).

M_{eq} = Masa equivalente

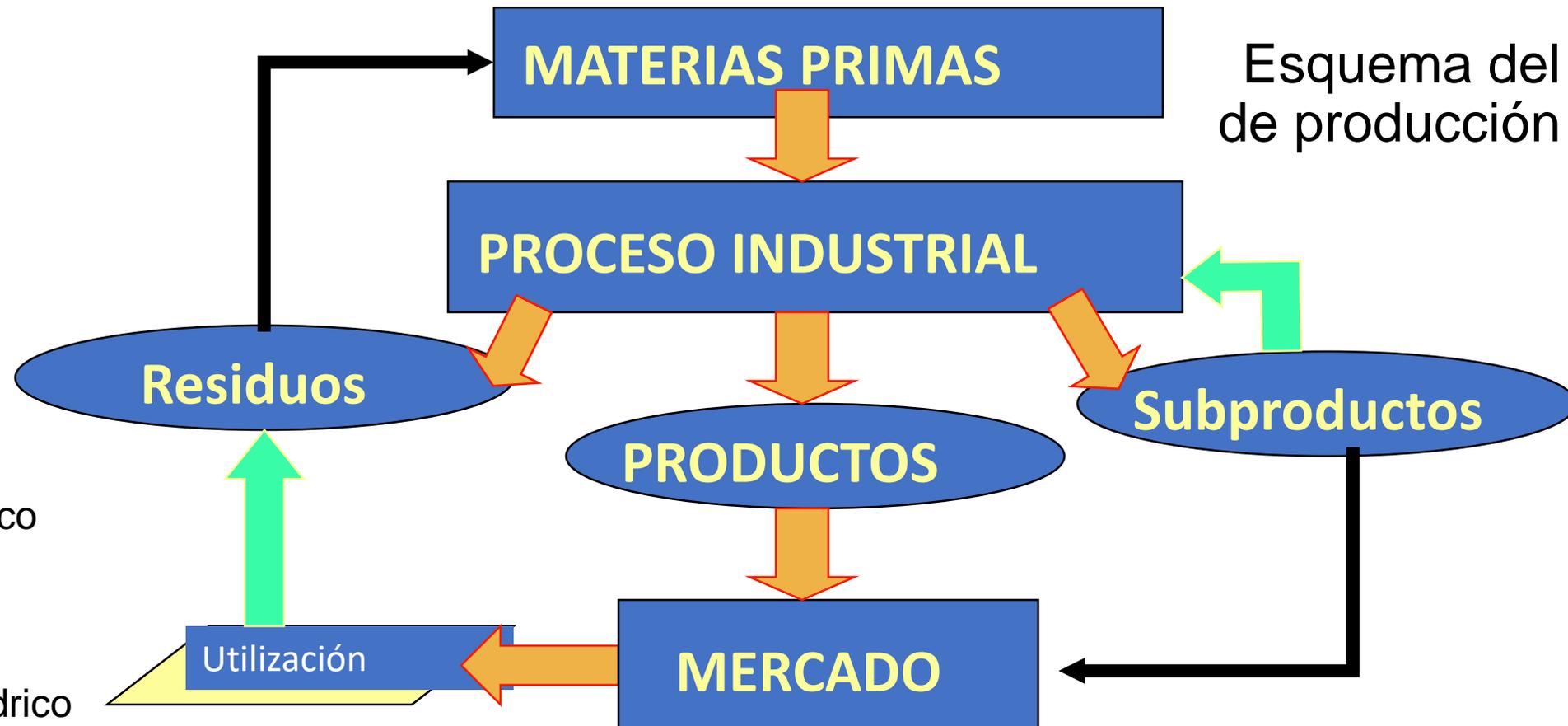
M_m = Masa molar

n = # de electrones ganados o perdidos

$$M_{eq} = \frac{M_m}{n}$$

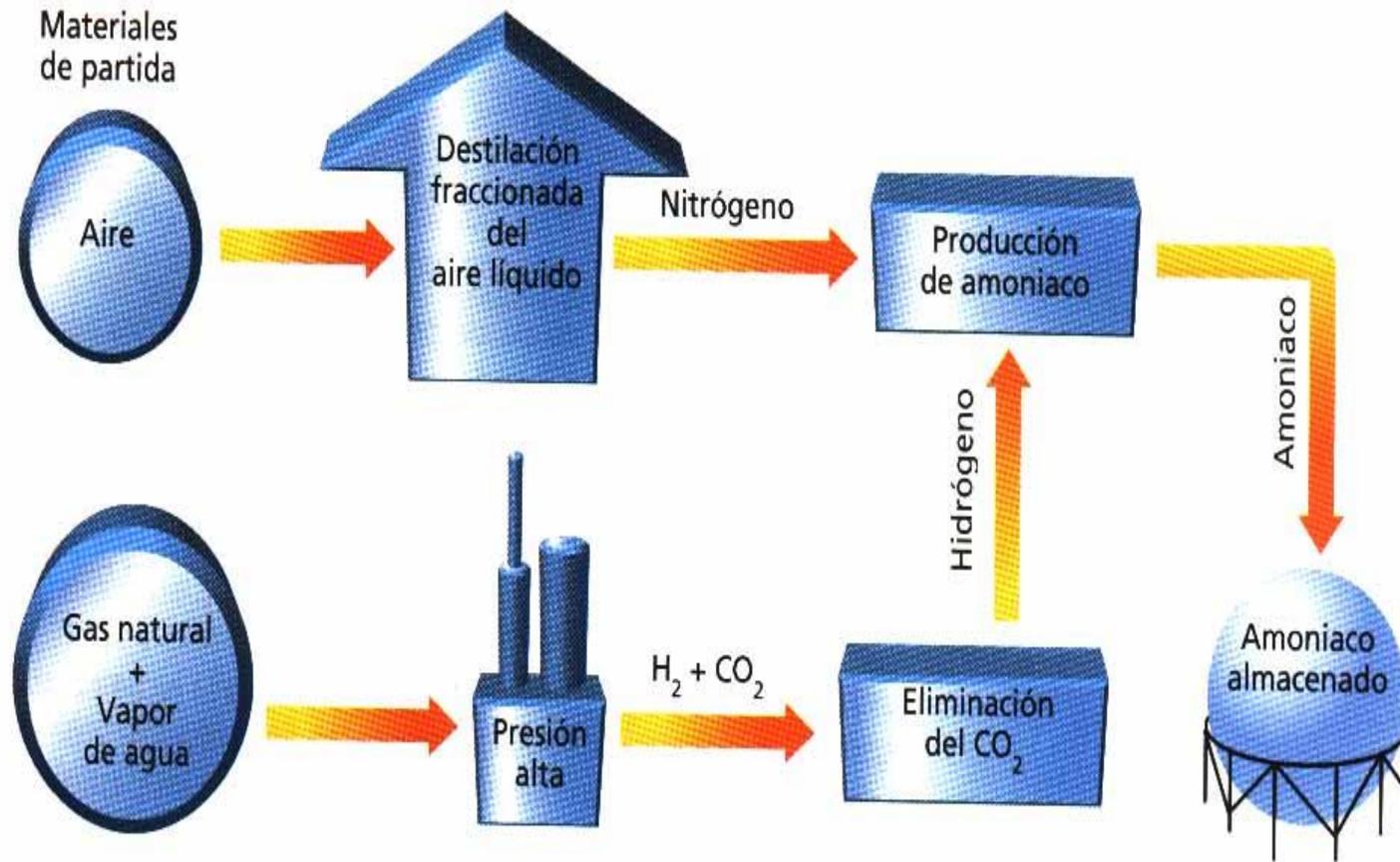
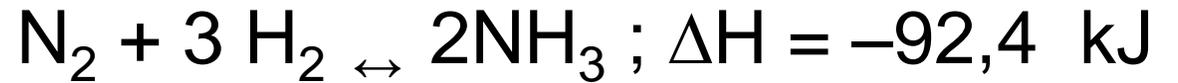
10.1 PROCESOS INDUSTRIALES

Un **proceso industrial** o **proceso** de fabricación es el conjunto de operaciones unitarias necesarias para modificar las características de las materias primas.



10.2 PRODUCCIÓN DE AMONIACO

Proceso Haber



- El rendimiento del amoníaco disminuye al aumentar la temperatura, pero la reacción es muy lenta por eso se necesita un catalizador (una mezcla con hierro, molibdeno y Al_2O_3).
- $T = 450 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Altas presiones (200 a 1000 atm).
- El hidrógeno y el nitrógeno que se usan deben ser puros, para evitar el envenenamiento del catalizador.

AMONIACO

Características generales

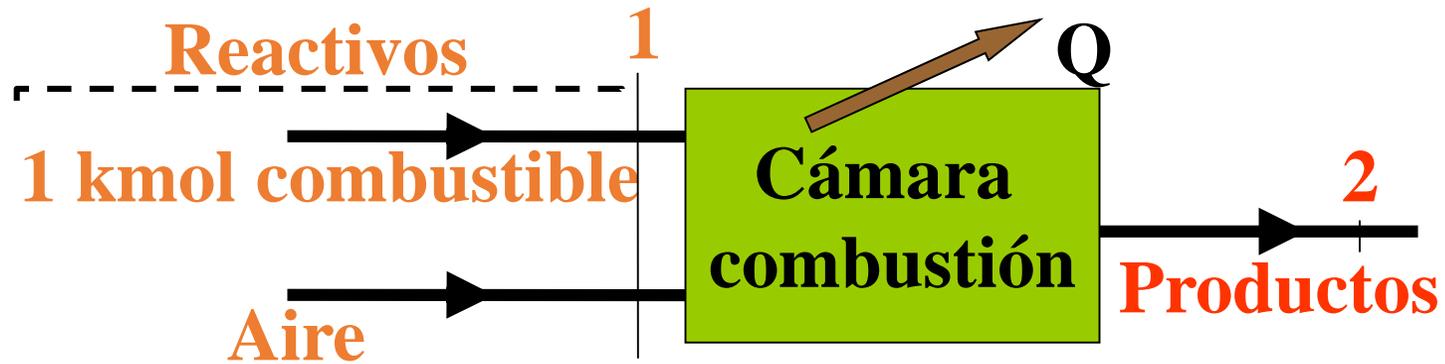
- Es un gas incoloro de olor sofocante.
- Puede licuarse a temperaturas ordinarias
- Es muy soluble en agua
- Tiene carácter básico:
$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
- A partir de los 500 °C empieza a descomponerse en N_2 y H_2 .

Aplicaciones.

- Es uno de los productos químicos de mayor utilización industrial.
- Se usa en la fabricación de fertilizantes, fibras, plásticos, pegamentos, colorantes explosivos, productos farmacéuticos y ácido nítrico.
- La disolución del amoníaco se suele emplear en usos domésticos .
- También se utiliza en sopletes oxhídricos, en máquinas frigoríficas y en la fabricación del hielo.

11. BALANCE DE MATERIA

PROCESOS DE COMBUSTIÓN



En estado estacionario

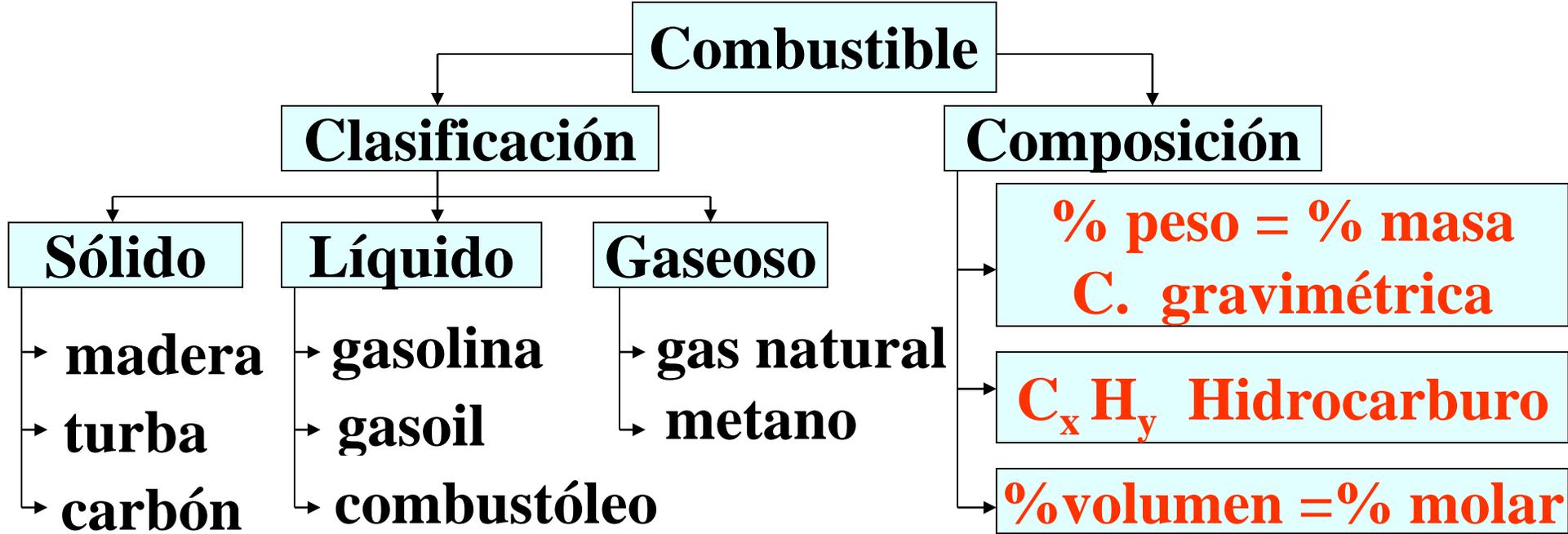
ENTRA = SALE

En estado no estacionario

ENTRA + GENERA = SALE + ACUMULA



Combustión



Comburente = aire
 $O_2 + 3,76 N_2$

Composición teórica
21 % O_2
78 % N_2
1 % A

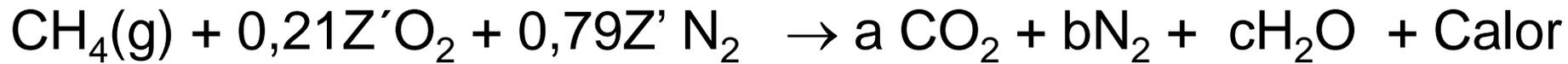
Composición técnica
M=28,86 kg/ kmol
21 % O_2
79 % N_2

DEFINICIONES

AIRE TEORICO (Z'):

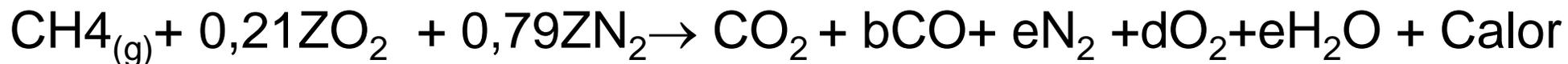
Es la cantidad mínima de aire capaz de proporcionar el oxígeno suficiente para la combustión completa del C, H₂ o cualquier otro elemento en el combustible susceptibles de ser oxidados.

Ejm.



AIRE EFECTIVO (Z): Es la cantidad de aire real que ingresa al proceso de combustión.

Ejm



DEFINICIONES

EXCESO DE AIRE

Es la cantidad de aire suministrado sobre el teórico necesario, se expresa en porcentaje.

$$\% \text{ de exceso de aire} = \frac{Z - Z'}{Z'} (100)$$

Z = moles de aire efectivo

Z' = moles de aire teórico

RELACIÓN AIRE – COMBUSTIBLE ($R_{A/C}$)

Es la relación entre la masa de aire efectivo y la masa de combustible. Se expresa en Kg. aire por Kg. de combustible.

$$R_{A/C} = \frac{\text{masa de aire}}{\text{masa de combustible}}$$

Ecuaciones químicas de la combustión

Reacción teórica o estequiométrica

$$\rightarrow R(A/C)_t = \frac{\text{kg aire}}{\text{Kg combustible}}$$



Reacción real $\rightarrow R(A/C)_r = \frac{\text{kg aire}}{\text{Kg combustible}}$

Con exceso de aire



Con defecto de aire



↓
% azufre

Influencia de la humedad del aire en la combustión

Combustión completa



$$\frac{n_v}{n_{gs}} = \frac{m_v}{m_a} \frac{M_{gs}}{M_v} = \omega \frac{28,84}{18} \frac{\text{moles}}{\text{mol g.s.}}$$

Humedad específica

$$\omega = \frac{m_v}{mgs_a} \frac{\text{kg}}{\text{kg g.s.}}$$

Productos de combustión

$d H_2O \Rightarrow$ debido al H del combustible

$m H_2O \Rightarrow$ debido a la humedad del aire

Análisis de los productos de combustión

Analizador de Orsat

Análisis volumétrico

% moles

Composición en base seca

~~%H₂O~~

%CO₂

%CO

%N₂

%O₂

Analizador de gases electrónico

Equipo que realiza análisis de gases de combustión. CO₂, O₂, CO, eficiencia, temperatura y también análisis de SO₂ y NO_x



ESTEQUIOMETRIA

IMPORTANCIA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Estamos rodeados por reacciones químicas; tienen lugar en laboratorios, pero también en fábricas, automóviles, centrales térmicas, cocinas, atmósfera, interior de la Tierra... Incluso en nuestro cuerpo ocurren miles de reacciones químicas en cada instante, que determinan lo que hacemos y pensamos

