Preuniversitario ANTUMAPU de la Universidad de Chile

UNIVERSIDAD DE CHILE

# Estequiometría I

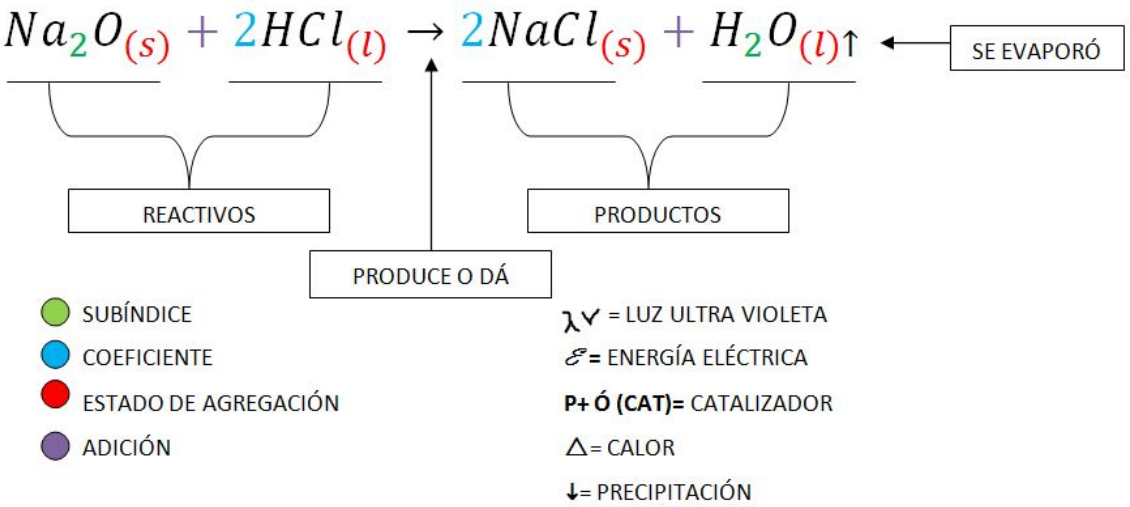
Preuniversitario Antumapu.

# Objetivos

- Revisión de conceptos estequiométricos
- Diferenciar entre fórmula molecular y empírica
- Resolución de ejercicios PTU

# ¿Qué es la estequiometria?

-Corresponde al estudio de las reacciones químicas. Una reacción química es todo proceso termodinámico en el cual dos o más especies químicas o sustancias, reaccionan bajo condiciones específicas (presión, temperatura y concentración), formando nuevas sustancias denominadas productos. Toda reacción química está modelada en una ecuación química.



# Conceptos de utilidad.

-Materia: sustancia, cualquier cosa que ocupe espacio y tiene masa.(según einstein era otra forma de manifestación de la energía)

-Energía: capacidad, propiedad de ejercer o hacer un trabajo.

-¿Peso o masa?. La masa corresponde a la cantidad de materia que posee un objetivo, se mide en kilogramos, gramos, etc. Mientras que el peso es una aproximación de la fuerza de gravedad cuando los objetos están muy cerca de un cuerpo celeste, se mide en Newton y depende en la tierra de 9,8m/s^2.

-Densidad: Corresponde a la razón entre la masa y el volumen de un cuerpo.

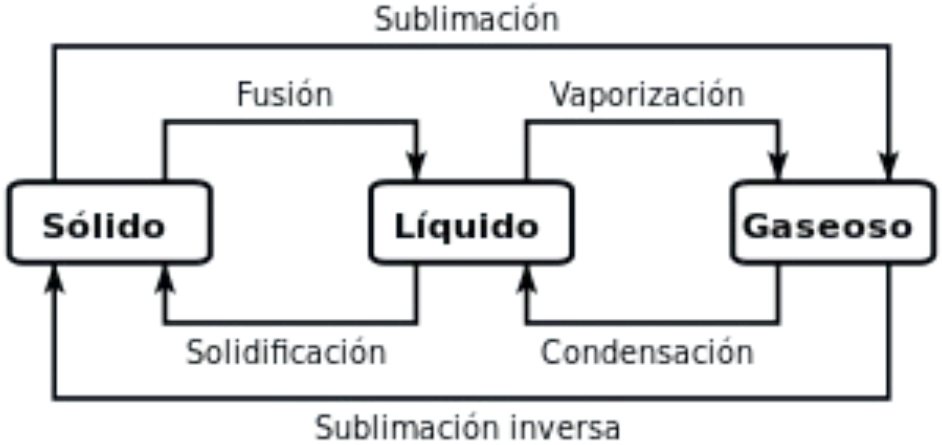
$$\rho = \frac{m}{V}$$

# Cambios de la materia

-Los cambios en la materia pueden ser físicos o químicos

*Físicos: sólo hay cambio de estado.

*Químicos: Cambio en el ordenamiento de los átomos, se rompen y crean enlaces.



# Tipos de procesos

Se clasifican según si absorben o liberan energía y si liberan o no energía en forma de calor.

-Reacciones exergónicas: son reacciones que liberan energía.

-Reacciones endergónicas: son reacciones que absorben energía.

-Reacciones exotérmicas: son reacciones que liberan energía en forma de calor (se calientan).

-Reacciones endotérmicas: son reacciones que absorben energía en forma de calor (se enfrían)

# Organización de la materia.

1.-Sustancia: Forma de la materia que tiene propiedades distintivas, composición constante y definida

a)Elemento: Sustancia que se compone de sólo un tipo de átomo (H2, O-, O2), no se pueden separar por métodos físicos

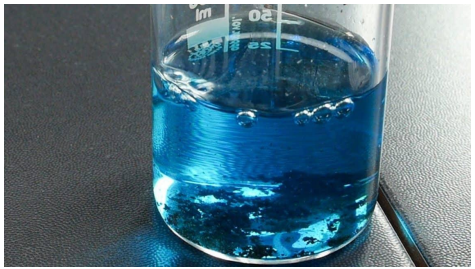
b)Compuesto: Son 2 o más elementos unidos entre sí mediante enlaces, posee una relación de números naturales y sencillos (Dalton). Se pueden separar por métodos químicos

# Organización de la materia.

2.-Mezclas: Corresponde a la combinación de dos o más sustancias sin enlaces químicos entre ellas. Puede haber de enlace metálico. Cada sustancia mantiene su identidad y propiedades físicas.

A)Mezcla homogénea: se distingue una fase (disoluciones como NaCl en agua, aleaciones, etc)

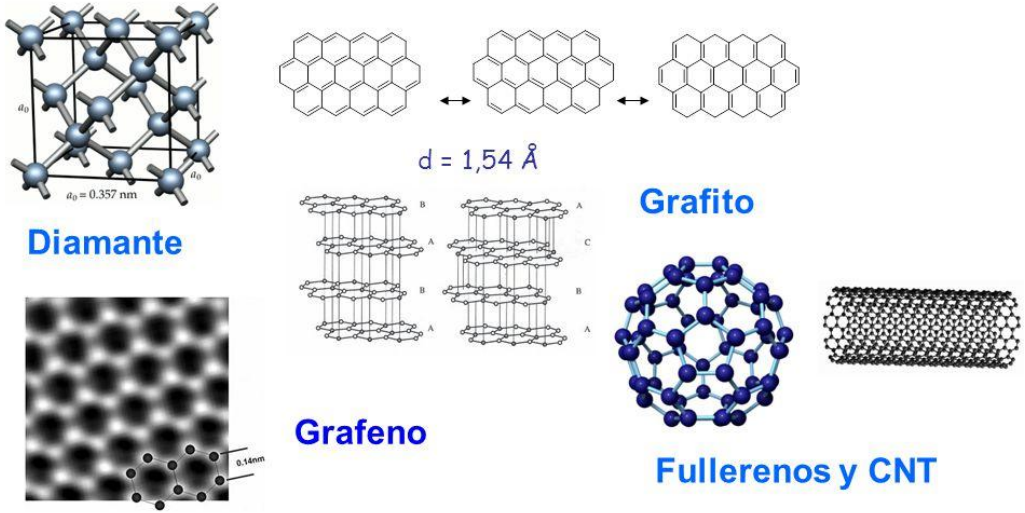
B)Mezcla heterogénea: se distinguen 2 o más fases (agua y aceite, agua y bencina, agua y petróleo)



# Alotropía

-Corresponden a elementos que están en el mismo estado físico, sin embargo, poseen distintas cantidades de átomos. Poseen diferentes propiedades y reactividades.

-Ejemplos: $O_2$ y $O_3$ , Diamante, grafito y fulereno

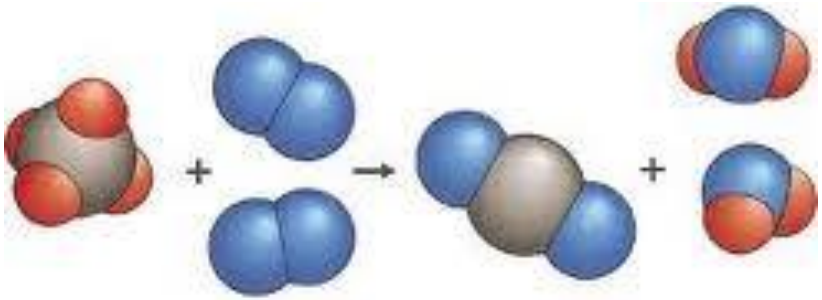


# Leyes estequiometricas.

-Establecen las bases para comprender la relación entre átomos y/o moléculas en un proceso

1.-Ley de conservación de la masa (lavoisier)

->En una reacción química, la masa de los reactantes es igual a la de los productos.



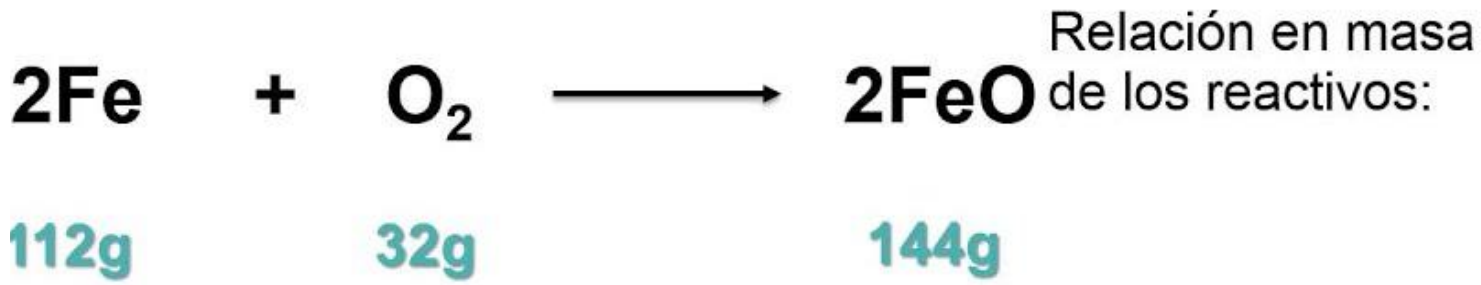
$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

# Leyes estequiometricas

2.-Ley de las proporciones definidas (Proust)

->Cuando dos o más elementos se combinan para formar un mismo compuesto lo hacen en proporciones definidas.

->En una misma cantidad de masa de un mismo compuesto siempre voy a tener la misma proporción de las masas de sus átomos.

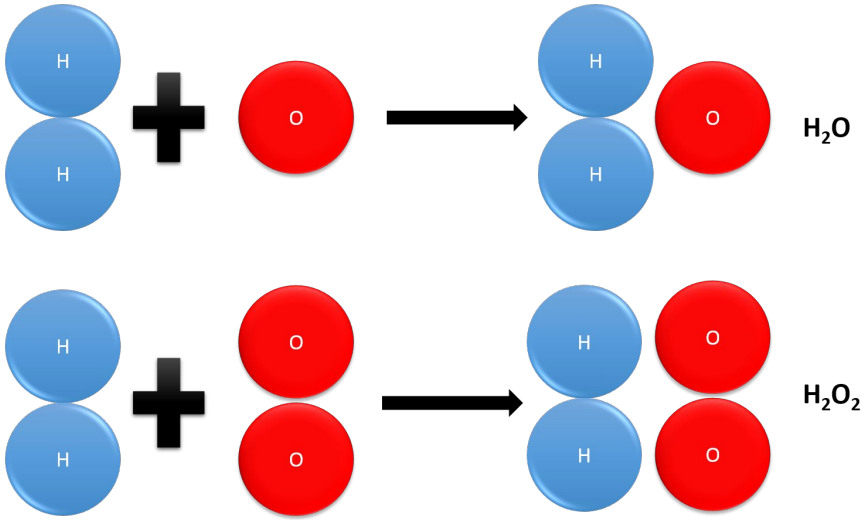


# Leyes estequiometricas

3.-Ley de las proporciones múltiples (Dalton)

->Si 2 elementos se combinan para formar más de un compuesto, lo haran en mas de una razón de números enteros y sencillos

->Ejemplo: $H_2O$ 2:1 y $H_2O_2$ 2:2



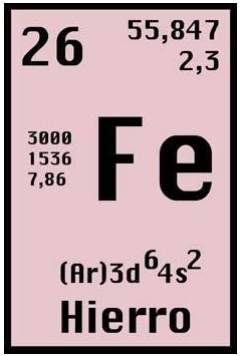
# Conceptos varios

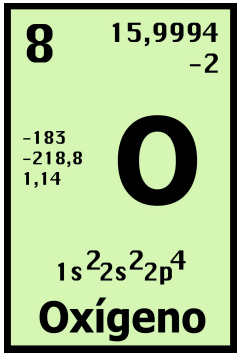
-Un mol es la cantidad de cosas que hay en cierta cantidad de masa

-Un mol es igual a $6.022 \times 10^{23}$ , este último se conoce como el número de avogadro.

-¿Cómo se mide la masa de los átomos?- La masa de un átomo y/o compuesto de mide en U.M.A (unidad de masa atómica), 1 UMA es equivalente a $1,6 \times 10^{-24}$ gramos.

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$



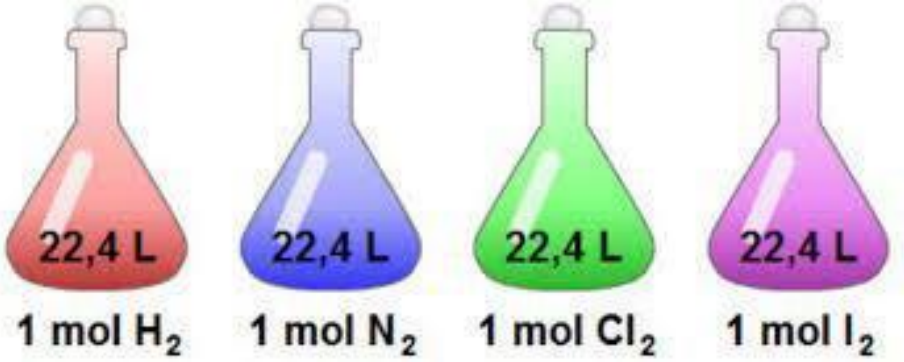

¿Está balanceada la ecuación?
¿Cuantos atomos de hierro están reaccionando?
¿Cuantos atomos de oxigeno están reaccionando?
¿Cual es el EDO del hierro?
¿Cual es la masa molar del Óxido de hierro?

# Conceptos varios

-Ley de avogadro

-Establece que en condiciones normales de presión y temperatura, un mol de cualquier
. gas va a utilizar un volumen de 24,44 litros.

-Condición normal de presión y temperatura (C.N.P.T)=273k o 0ºC y 760 mmHg o 1 ATM



# Rendimiento teórico y real

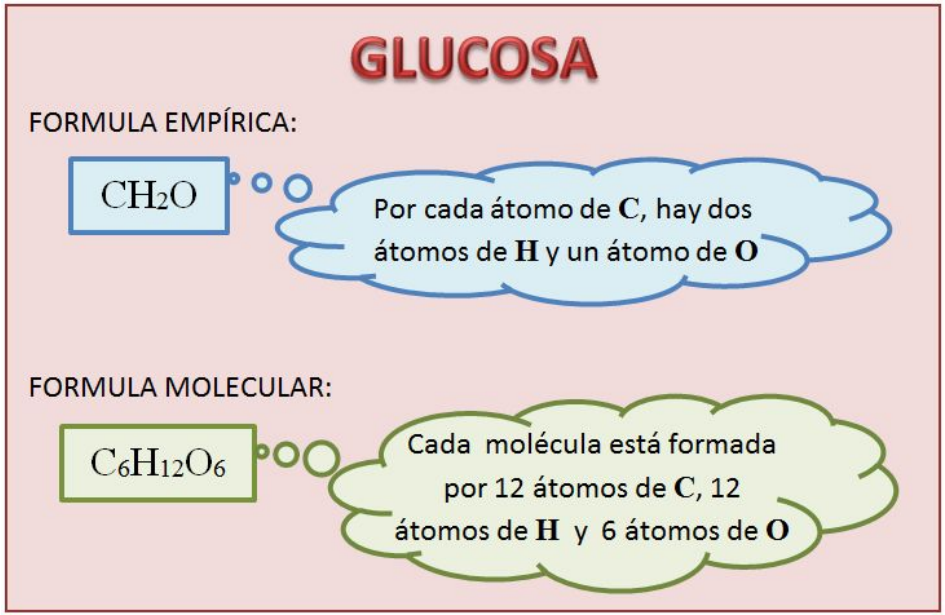
-Estos conceptos toman validez al considerar que en todo proceso hay pérdidas productivas, ejemplo: en la producción de vidrio ionómero (usado para hacer restauraciones en odontología) siempre se considera que parte del polvo no reaccionara con la parte acuosa y precipita)

$$\%\ de\ rendimiento = \frac{rendimiento\ real}{rendimiento\ teórico} \times 100$$

# Conceptos varios

-Fórmula empírica: formula mas sencilla para representar un compuesto, muestra los átomos que contiene y sus relaciones relativas

-Fórmula molecular: formula real del compuesto



# Relaciones entre volúmenes

-Regla sólo válida para sustancias en estado gaseoso

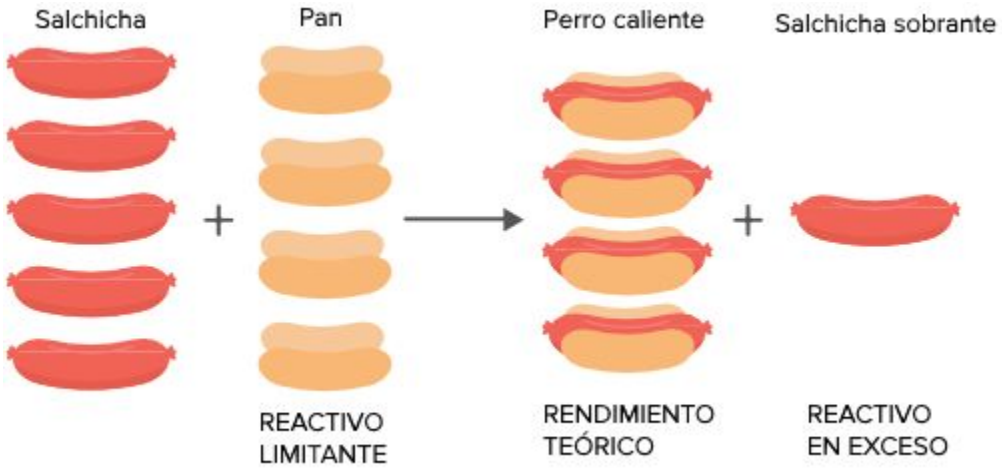
-Si dos o más gases se encuentran a igual presión y temperatura, sus volúmenes son proporcionales a la cantidad de partículas

$HCl$ a 0,8 Atm y 400K → 40 Lts /⇒ X cantidad

$C_4H_{10}$ a 0,8 Atm y 400K → 80 Lts /⇒ 2X cantidad

# Reactivo limitante y en exceso

-El reactivo limitante es el que limita el avance de la reacción, ya que se utiliza por completo dejando parte del otro reactivo sin reaccionar. A este último se le conoce como reactivo en exceso



# Preguntas

1.-¿El fenómeno donde un compuesto disuelto en agua genera iones se denomina?

A)hidrólisis

B)disociación

C)disolución

D)hidratación

E)electrolisis

# Preguntas

2.-¿Cuál de las siguientes mediciones NO depende de la masa de la sustancia usada?

A)solo I

B)solo II

C)solo III

D)solo I y II

E)I, II y III

I.-punto de ebullición del agua
II.-densidad del alcohol etílico
III.-temperatura de fusión del cobre

# Preguntas

3.-¿Cuál de las siguientes entidades químicas se pueden medir en cantidad de moles?

A)solo I

B)solo II

C)solo III

D)solo I y II

E)I, II y III

I.-átomos
II.-moléculas
III.-electrones

# Pregunta 28 - 2016

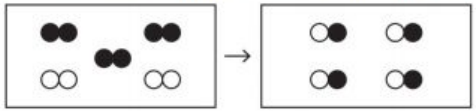
**28.** El número de moléculas en 32,0 g de metano ($CH_4$) es

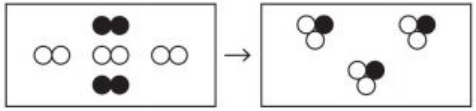
**ME**

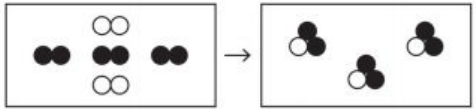
A) $32{,}0 \times 10^{23}$
B) $12{,}0 \times 10^{23}$
C) $6{,}0 \times 10^{23}$
D) $3{,}0 \times 10^{23}$
E) $1{,}2 \times 10^{23}$

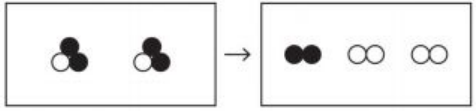
# Pregunta 10 - 2021

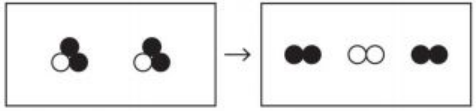
10. Se sabe que durante una transformación química, la masa no cambia. Al respecto, ¿cuál de los siguientes modelos representa correctamente esta idea?

A) 

B) 

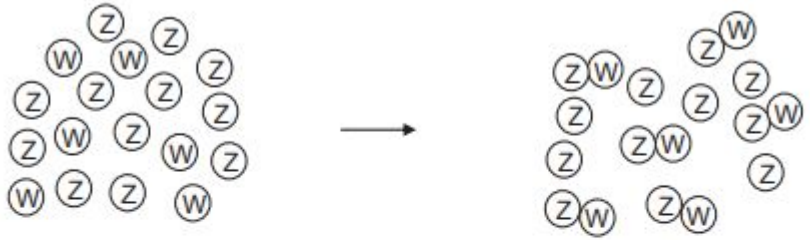
C) 

D) 

E) 

# Pregunta 69 - 2021

**69.** La figura representa la reacción entre los átomos W y Z:



Situación inicial

Situación final

Al respecto, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?

A) Para que reaccione completamente 1 mol de W se necesitan 0,5 mol de Z.
B) W corresponde al reactivo limitante de la reacción.
C) No se produce reacción química, ya que quedan átomos de Z sin reaccionar.
D) El compuesto formado entre Z y W tiene 50 % en masa de Z.
E) Las masas totales de reactantes y productos son diferentes.

# Pregunta 66 - 2018

66. ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto cuya masa molar es 26 g/mol y su fórmula empírica es CH?

A) $CH$
B) $CH_2$
C) $C_2H_2$
D) $C_2H_4$
E) $C_2H_6$

# Pregunta 25 - 2016

**25.** Para 1 mol de HCl y 1 mol de HBr, es correcto afirmar que ambos
**MC** tienen igual

I) masa.
II) número de moléculas.
III) número de átomos.

A) Solo I
B) Solo II
C) Solo III
D) Solo II y III
E) I, II y III