

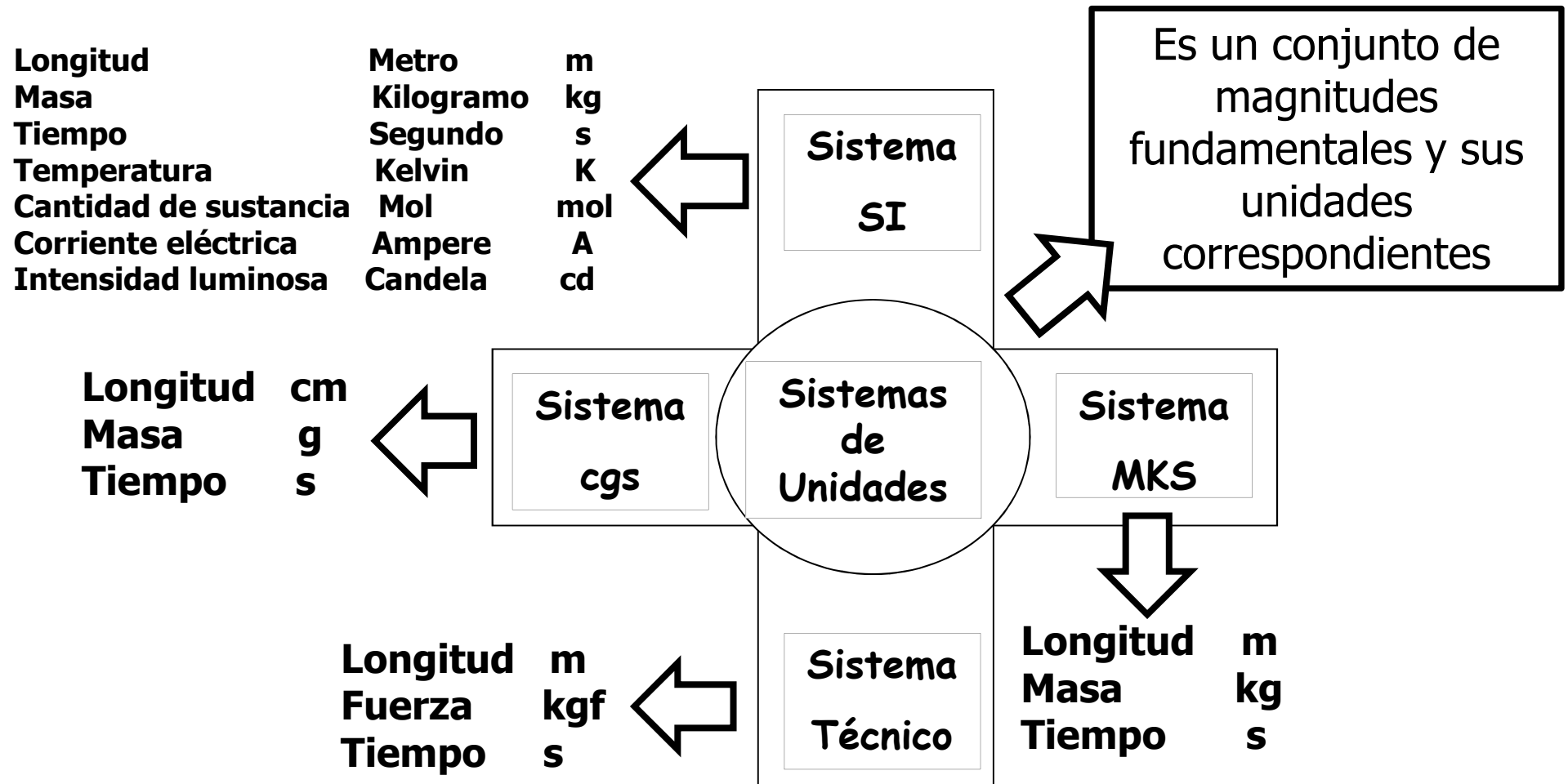
QUÍMICA GENERAL – UNIDAD I

Química. Objetivos.

La Química es una ciencia muy amplia, cuyo objetivo es el estudio de la materia en cuanto a su composición, propiedades y transformaciones. Además, relaciona las propiedades macroscópicas que presenta la materia con su microestructura; es decir con el mundo de las partículas que la constituyen.

Por ser una Ciencia muy amplia, para su estudio se la divide en varias ramas: Química General, Química Inorgánica, Química Orgánica, Química Analítica, Química Industrial, Fisicoquímica, Química Cuántica, Química Teórica, etc, etc.

SISTEMAS DE UNIDADES



Una **magnitud fundamental** es aquella que se define por sí misma y es independiente de las demás (masa, tiempo, longitud, etc.). En segundo lugar, se definen las **magnitudes** derivadas y la unidad correspondiente a cada **magnitud** derivada.

Notación Científica

- ¿Para qué sirve la notación científica?
- Para facilitar nuestro trabajo con números que pueden ser muy pequeños o muy grandes
- En notación científica todas las cantidades se escriben como el producto de un número entero con o sin decimales por una potencia de base 10

Radio de la
Tierra

6.380.000 m

$6,38 \cdot 10^6$ m

Radio del
átomo de H

0,0000000000053 m

$5,3 \cdot 10^{-11}$ m

PREFIJOS EMPLEADOS EN EL SISTEMA SI

Prefijo	Factor	Símbolo	Prefijo	Factor	Símbolo
tera	10^{12}	T	pico	10^{-12}	p
giga	10^9	G	nano	10^{-9}	n
mega	10^6	M	micro	10^{-6}	μ
kilo	10^3	k	mili	10^{-3}	m
hecto	10^2	h	centi	10^{-2}	c
deca	10^1	da	deci	10^{-1}	d

Ejercitación

a) 230 nm a m (R: $2,3 \cdot 10^{-7}$ m); b) 580 cl a L (R: 5,8 L); c) 875 Gv a v(voltio) (R: $8,75 \cdot 10^{11}$); d) 950 pg a kg (R: $9,5 \cdot 10^{-13}$ kg)

Unidades Derivadas

Son aquellas que no figuran en ningún sistema de unidades, resultan de una o mas unidades fundamentales

Magnitud	Operación Matemática	SI	CGS
Superficie	Longitud x Longitud	m ²	cm ²
Volumen	Base x Altura x Profundidad	m ³	cm ³
Velocidad	Espacio / Tiempo	m/s	cm/s
Aceleración	Cambio de velocidad / Cambio de tiempo	m/s ²	cm/s ²
Peso	Masa x Longitud / Tiempo ²	kg.m/s ² = 1 N (N:Newton)	g.cm/s ² = dyn (dyn: dinas)
Energía	Masa x Longitud ² / Tiempo ²	N.m = 1 J (J:Joule)	dyn.cm = erg (erg: ergios)
Presión	Fuerza/Superficie	N/m ² = 1 Pascal	dyn/cm ² = bar
Densidad	Masa/Volumen	kg/m ³	g/cm ³ 5

MASA Y PESO

MASA DE UN CUERPO(m): Es la medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo.

UNIDADES: SI: kg MKS: kg CGS: g TÉCNICO: u.t.m.

u.t.m.: es la masa de un cuerpo que adquiere la aceleración de 1 m/s^2 cuando se le somete a la acción de una fuerza de 1 (un) kgf.

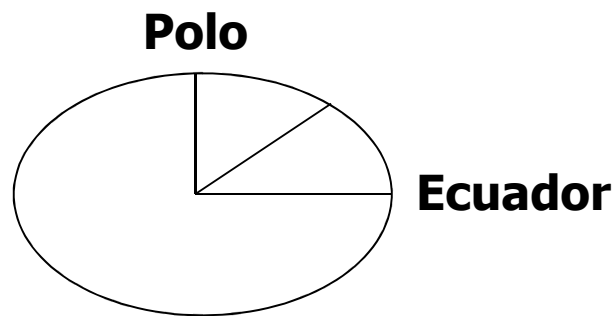
PESO DE UN CUERPO (P): Es una medida de la atracción gravitatoria que existe entre un objeto masivo (como la tierra) y el cuerpo.

UNIDADES: Técnico: kgf SI y MKS: N (Newton) cgs: dyn (dinas)

La masa de un cuerpo no varia con la posición, en cambio el peso si lo hace. Por lo que, la masa de un cuerpo es una propiedad mas fundamental que su peso. Sin embargo nos hemos acostumbrado a usar el término 'peso' cuando queremos decir 'masa'.

Relación entre Masa y Peso

ACELERACIÓN DE LA GRAVEDAD (g): Es la aceleración que experimenta un cuerpo físico en las cercanías de un objeto astronómico (tierra).



Valores:

g Polo: 9,83 m/s²

g Normal: 9,80 m/s²

g Ecuador: 9,78 m/s²

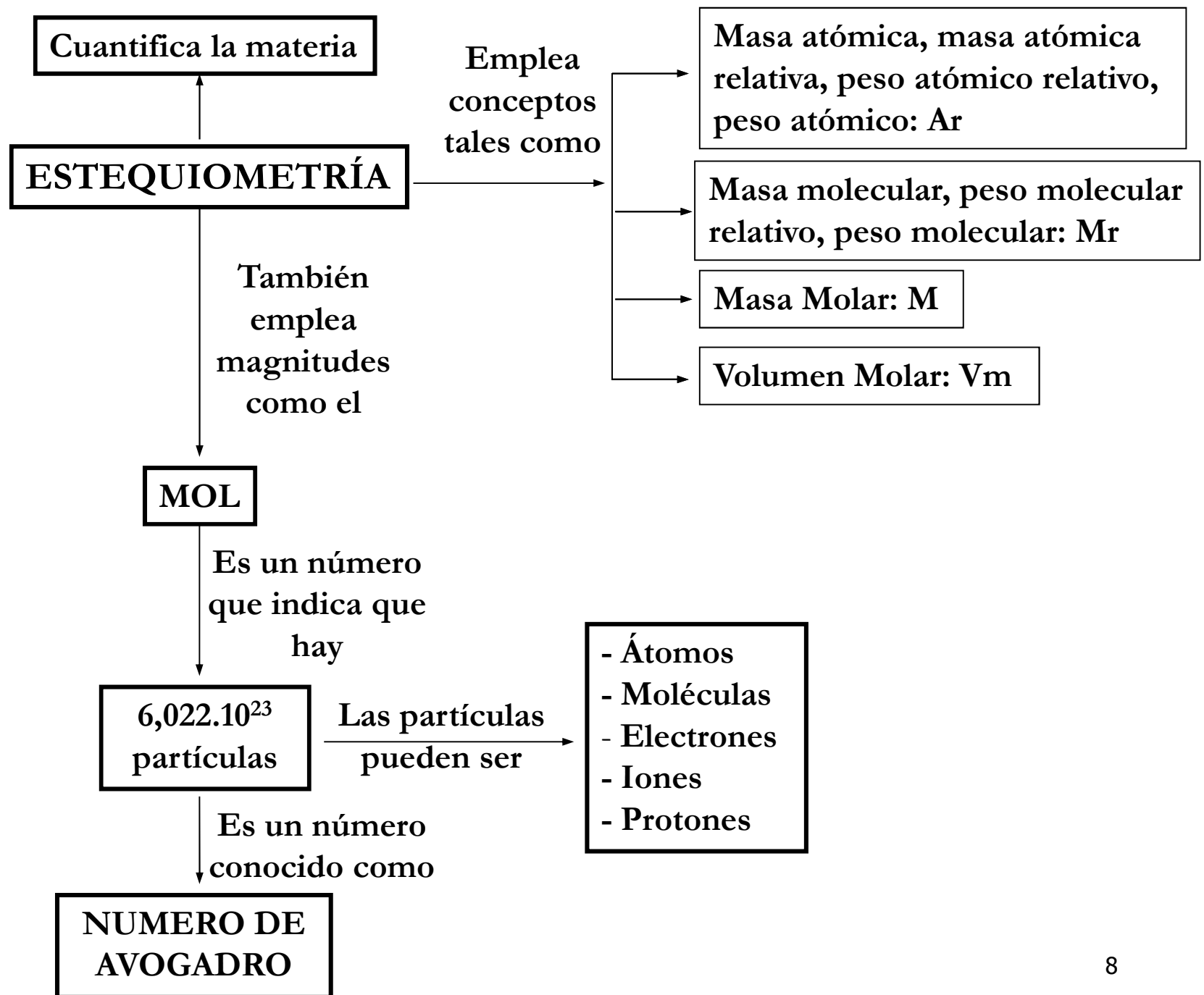
Relación \longrightarrow

$$\vec{P} = m \cdot \vec{g}$$

$$\text{MKS} \Rightarrow \left[\text{kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \right] = [\text{N}]$$

$$\text{CGS} \Rightarrow \left[\text{g} \cdot \frac{\text{cm}}{\text{s}^2} \right] = [\text{dyn}]$$

Problema. Cual es el peso de una persona que tiene una masa de 80 kg. a) en la tierra y b) en la luna. Considere que la gravedad lunar tiene aproximadamente un 60 % de la gravedad terrestre.
[R: a) 784 N y b) 470,4 N]



Masa atómica, masa atómica relativa, peso atómico (Ar) de un elemento, es un número adimensional (sin unidades) que indica cuántas veces es mayor la masa del elemento en relación a la masa de otro elemento que se toma como referencia.

Las masas atómicas relativas de los elementos figuran en la Tabla Periódica.

Ejemplos: La Ar del plomo = 207,21 ; Ar aluminio = 26,98 ; Ar Niquel = 58,71

Masa molecular relativa, peso molecular relativo, peso molecular (Mr) de una sustancia, es un número adimensional que indica cuántas veces es mayor la masa de la sustancia en relación a otra tomada como referencia. Las masas moleculares relativas se calculan sumando las masas atómicas relativas de los átomos que componen una fórmula química.

Ejemplos:

Mr CaO = Ar (Ca) + Ar (O) = 40, 08 + 16 = 56,08

Mr HCl = Ar (H) + Ar (Cl) = 1+ 35,45 = 36,45

Mr Fe(OH)₃ = Ar (Fe)+3 Ar (O)+3 Ar (H) = 55,85 + 3 x 16 + 3x 1= 106,85

Número de Avogadro (NA): es el número de átomos de carbono individuales que hay exactamente en 12 g del isótopo doce del carbono $^{12}_6\text{C}$

Su valor determinado por distintos métodos es: $6,0221367 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Para los cálculos se trabaja con el valor, $NA = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

MOL: es la cantidad de materia que contiene un determinado número de veces el número de Avogadro de partículas (átomos, iones, moléculas, electrones, protones, etc). Por ejemplo: 2,5 mol de Cu, significa que hay 2,5 veces el número de Avogadro de átomos de Cu.

$$2,5 \text{ mol Cu} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1,505 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Cu}$$

También podemos decir que **1 (un) MOL** *es la cantidad de materia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos, moléculas, iones u otras partículas.*

Masa molar (M) es la masa expresada en gramos, de un mol de átomos o de un mol de moléculas.

$\mathcal{M} = A_r \text{ (g/mol)}$ para un mol de átomos

$\mathcal{M} = M_r \text{ (g/mol)}$ para un mol de moléculas

Volumen molar (V_m): es el volumen que ocupa un mol de un gas en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT). $V_m = 22,414 \text{ L/mol}$

CNPT para los gases

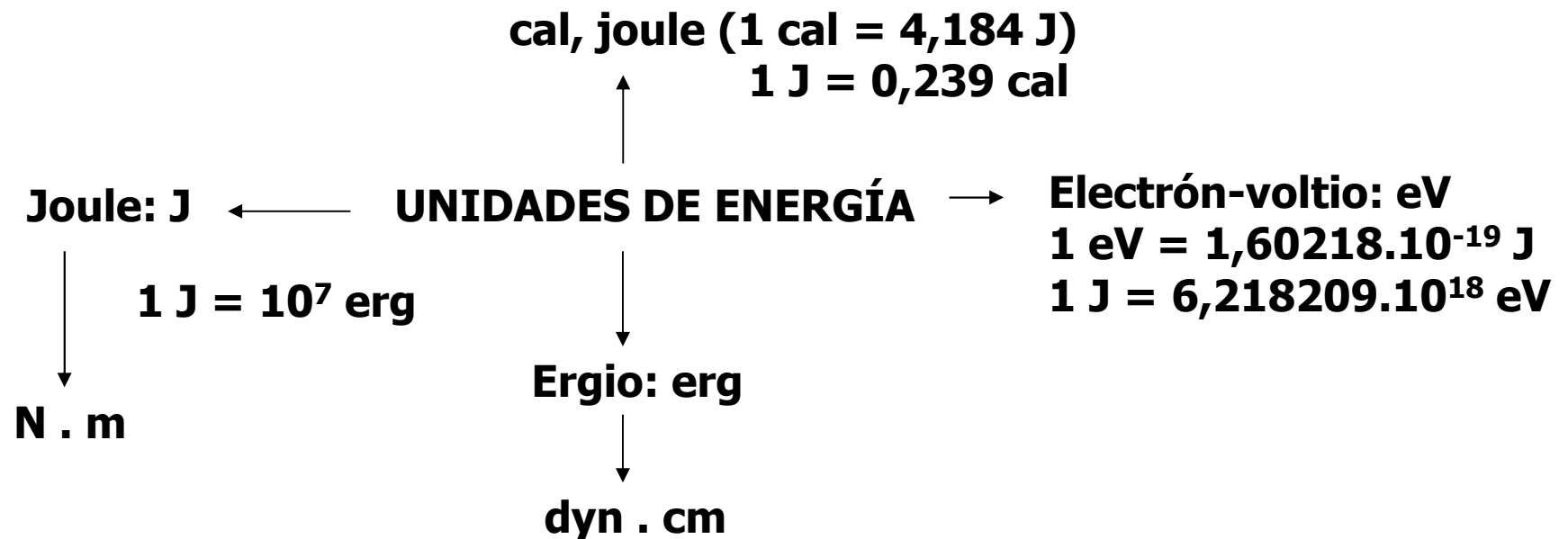
Presión: 1 atm o 760 mm Hg

Temperatura: $0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$

MATERIA Y ENERGÍA

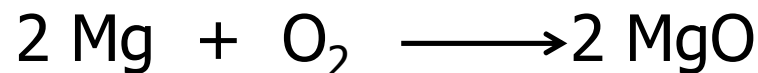
Materia: Es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

Energía: Es una medida de la capacidad que tiene un sistema para realizar trabajo.



PROPIEDADES DE LA MATERIA

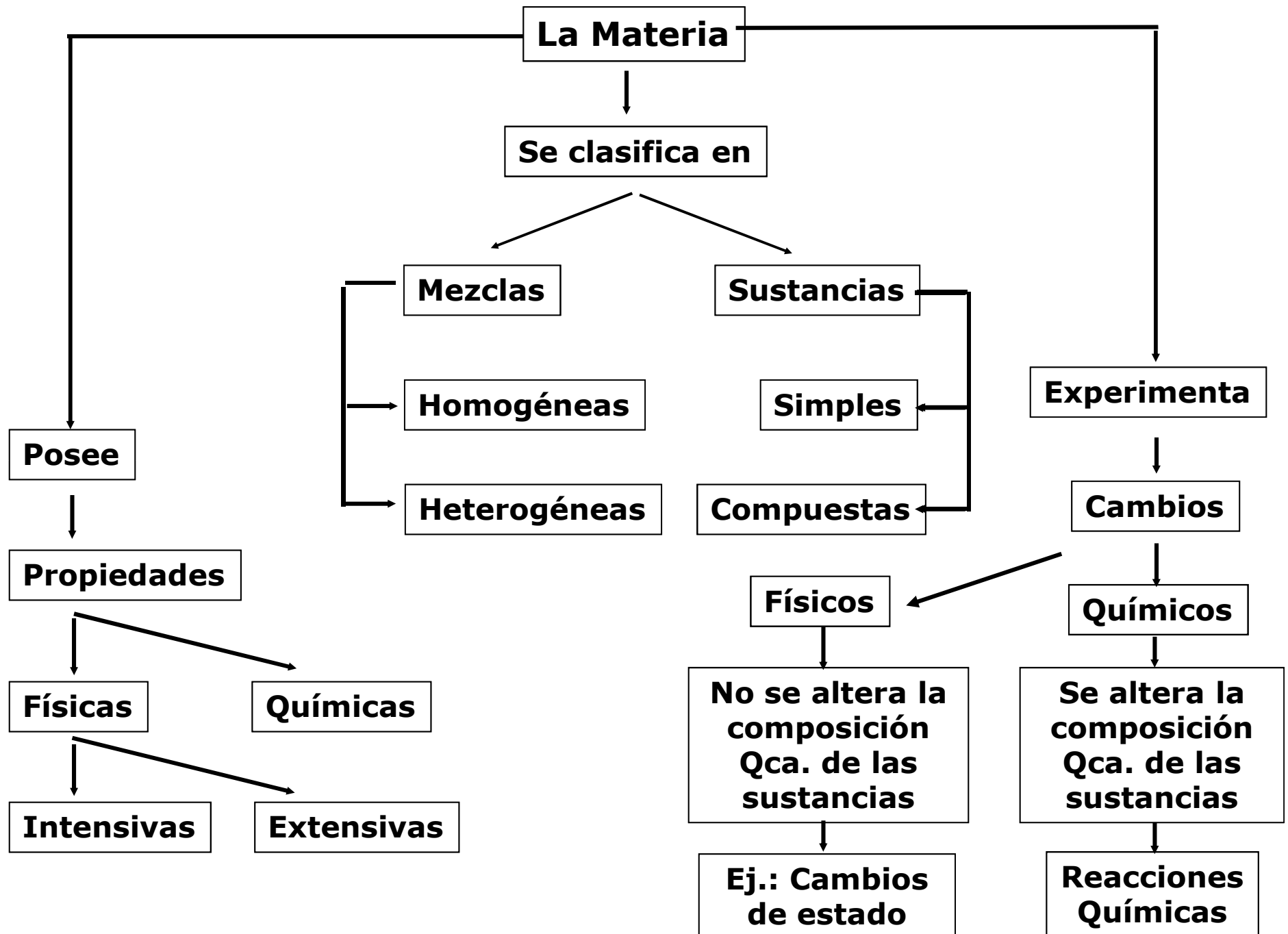
Propiedades Químicas: son las propiedades que exhibe la materia cuando experimenta cambios en su composición. Por ejemplo el Mg metálico puede combinarse con el oxígeno, para generar óxido de magnesio.



Una propiedad química del Mg es que puede combinarse con el O, y una propiedad química del O es que puede combinarse con el Mg

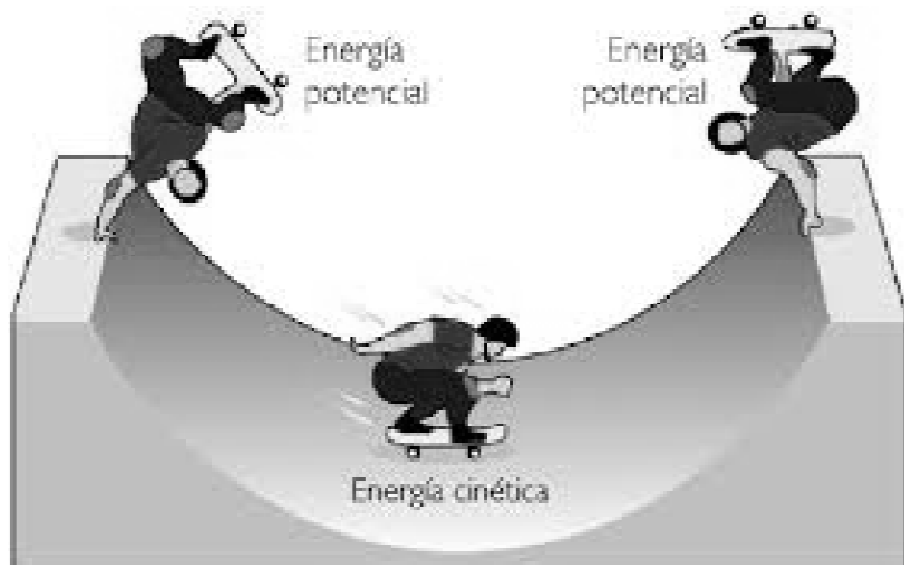
Propiedades Físicas: son las propiedades que exhibe la materia en ausencia de cambios en su composición. Por ejemplo el color, la densidad, la dureza, el punto de fusión, el punto de ebullición.

- **Propiedades extensivas:** Dependen de la cantidad de Materia. Ej.: volumen, masa, peso, etc.
- **Propiedades intensivas:** No dependen de la cantidad de Materia. Ej.: densidad, el punto de fusión, el color, etc. Todas las propiedades químicas también son intensivas.



Conservación de la Energía

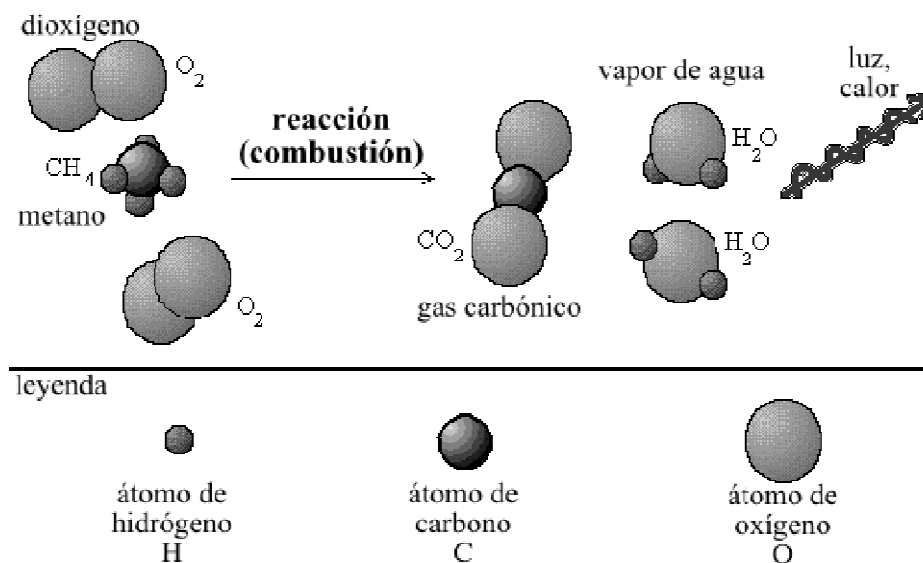
Esta ley afirma que la energía no puede crearse ni destruirse, sólo se puede transformarse de una forma a otra.



Ley de conservación de la energía

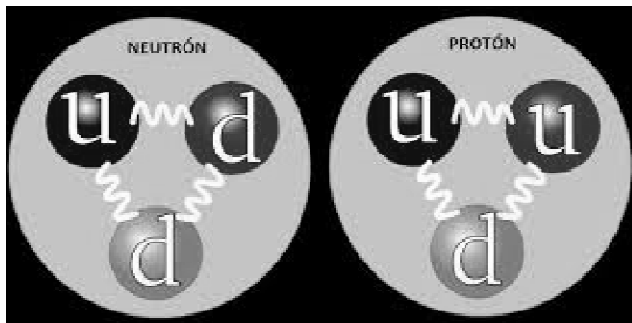
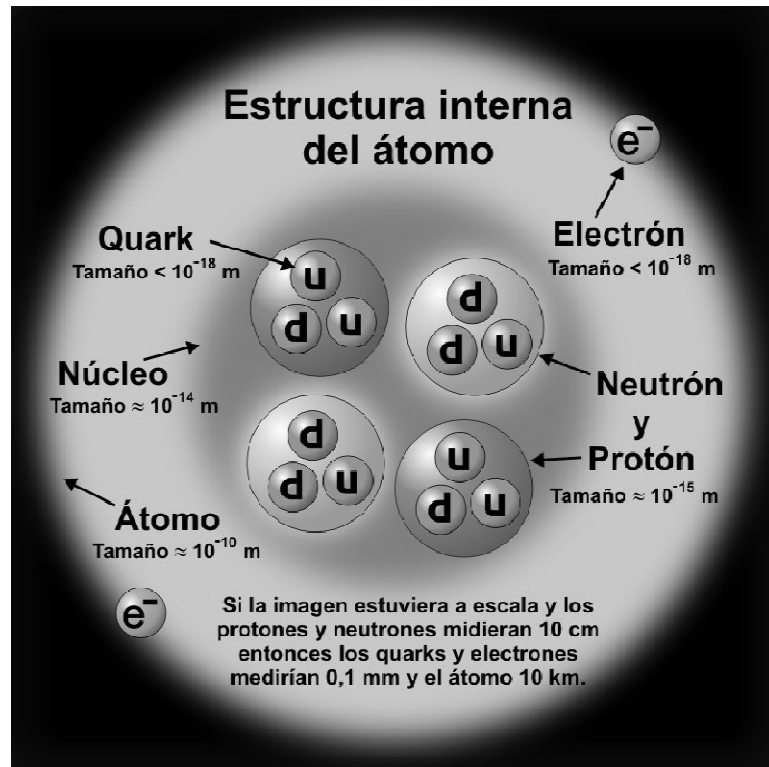
Conservación de la Materia

En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.



Ley de conservación de la masa de Lavoisier

Estructura del Átomo



Partículas Subatómicas

- ✓ Electrón (e^-)
- ✓ Protones (H^+)
- ✓ Neutrones (N)

Partículas elementales

- ✓ Electrón
- ✓ Quarks
 - up (arriba)
 - down (abajo)
 - strange (extraño)
 - charmed (encanto)
 - botom (fondo)
 - top (cima)

Cada quark a su vez se puede presentar de tres formas diferentes: rojo, verde o azul (**ojo no se refiere a colores**)

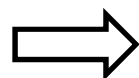
Características de las Partículas Subatómicas mas Importantes

Partícula	Carga		Masa (kg)	Estabilidad fuera del núcleo
	Coulomb (C)	Cuanto		
Electrón	$1,602177 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,10939 \cdot 10^{-31}$	Estable
Protón	$1,602177 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67262 \cdot 10^{-27}$	Estable
Neutrón	0	0	$1,67493 \cdot 10^{-27}$	Inestable*

* El neutrón fuera del núcleo es inestable a los 20 minutos aproximadamente se desintegra en un e^- y un H^+

$$\frac{m_N}{m_{H^+}} = 1,001$$

$$\frac{m_{H^+}}{m_{e^-}} = 1836$$



La mayor parte de la masa de un átomo está concentrada en el núcleo atómico.

ISÓTOPOS

Son átomos de un mismo elemento químico que tienen igual número atómico (Z), pero distinto número másico (A) [distinto número de neutrones (N)].

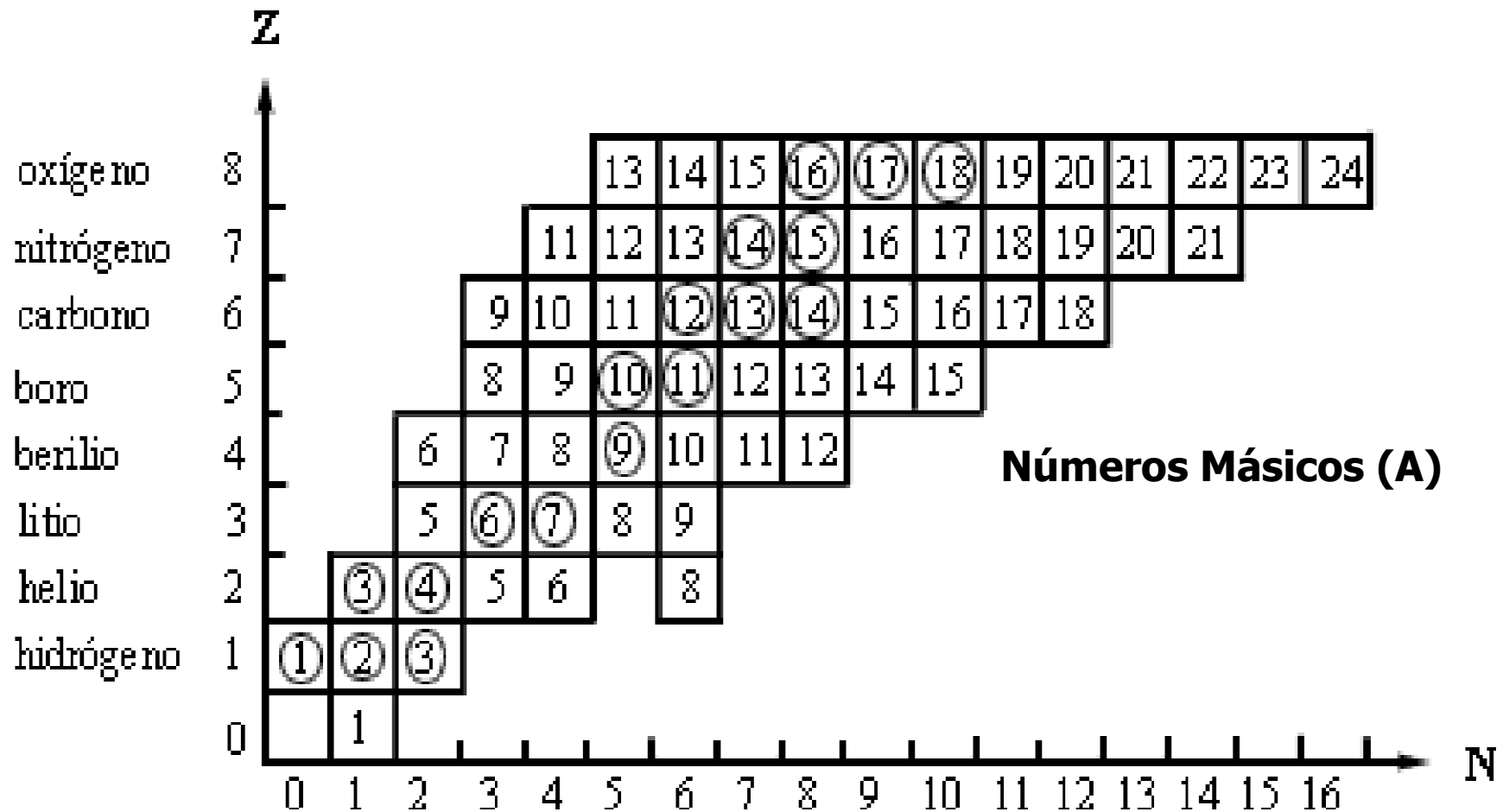
${}^A_ZX \rightarrow$ símbolo nuclear

$$A = Z + N$$

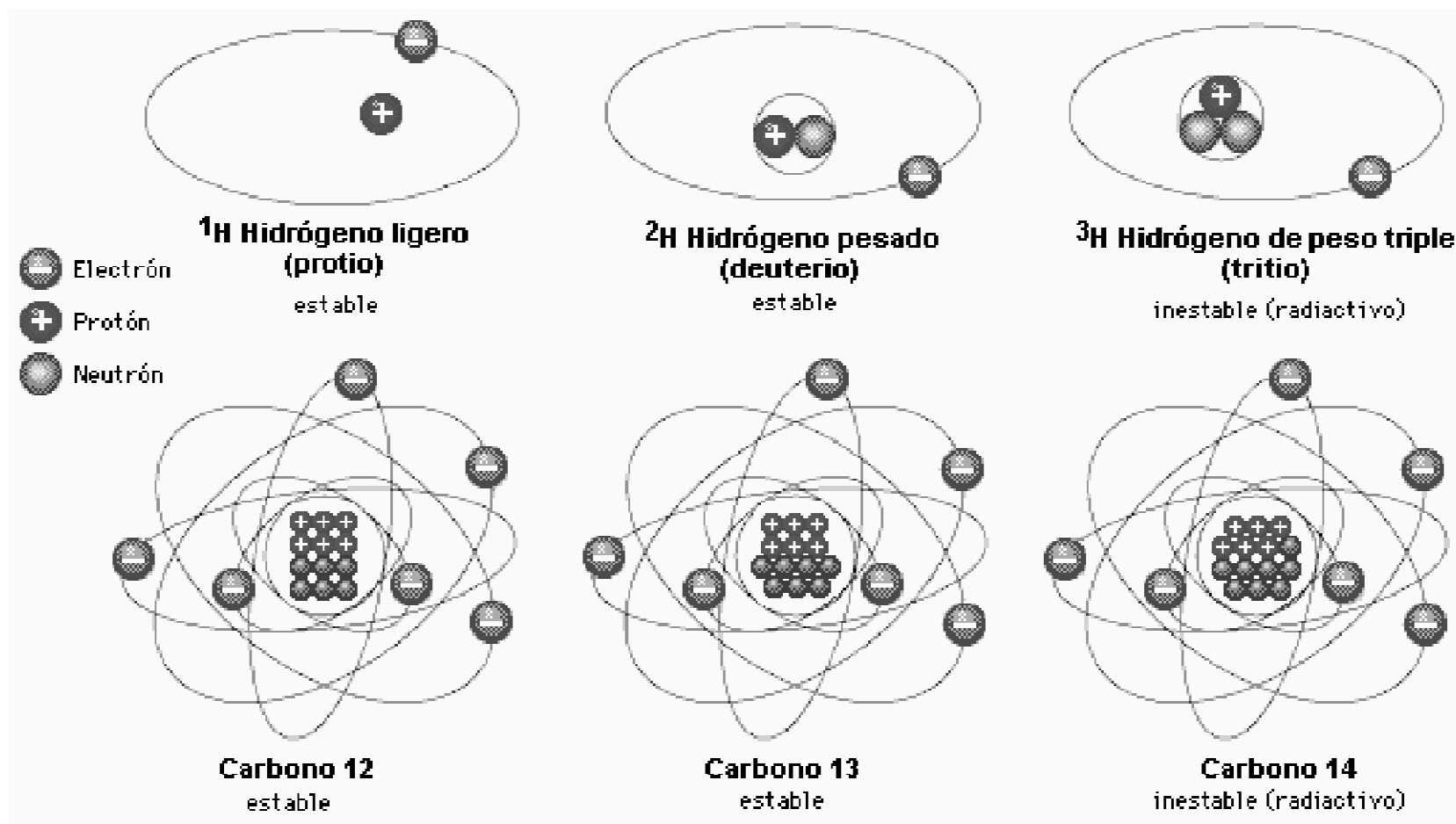


**Símbolo Nuclear de
un Isótopo del Cinc**

Tabla de Algunos Isótopos



Ejemplos



**UN ELEMENTO QUÍMICO ES UNA SUSTANCIA QUE
ESTÁ COMPUESTA POR ÁTOMOS CON EL MISMO
NÚMERO ATÓMICO**

Ejercicios:

1. Indique el número másico y el número atómico que tiene un elemento si está compuesto por 15 protones y 16 neutrones.

2. Indique el número de protones, neutrones y electrones que le corresponde al átomo con $Z = 18$ y $A = 37$

3. A partir del símbolo nuclear ${}^{58}_{26}\text{Fe}$, indique:

a. $Z =$

b. $A =$

c. Número de protones=

d. Número de electrones=

e. Número de neutrones=

4. Complete el siguiente cuadro:

Elemento	Z	A	Protones	Electrones	Neutrones
C	6	12			
Cl			17		18
Mg		24		12	

5. ¿Cuales de los siguientes átomos son isótopos? b- Escriba los símbolos nucleares en cada caso.

ÁTOMO	A	Z
B	14	6
C	35	17
D	39	20
E	12	6
F	40	20
G	37	17

Ejercicios. Calcule: 1) La masa molar de un mol de átomo de oro; 2) La masa molar de un mol de moléculas de ácido carbónico.

1) $\mathcal{M}(\text{Au}) = 196,97 \text{ g/mol}$

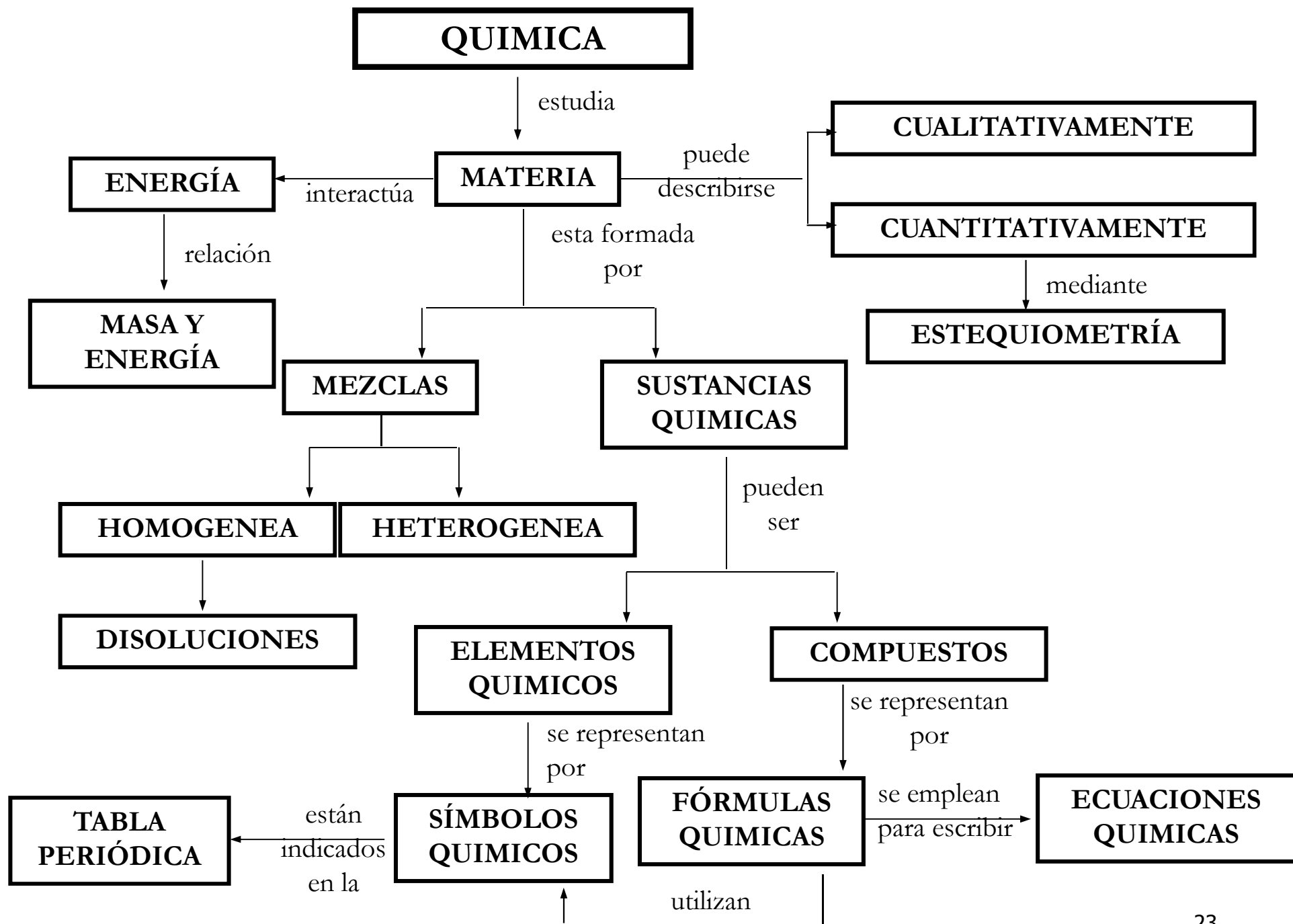
2) $\mathcal{M}(\text{H}_2\text{CO}_3) = ?$

$\text{Mr} = 2 \times \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{C}) + 3 \times \text{Ar}(\text{O}) = 2 \times 1 + 12,01 + 3 \times 16 = 62,01$

$\mathcal{M}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 62,01 \text{ g/mol}$

3) Calcule la masa atómica del elemento galio, a partir de las siguientes Masas atómicas relativas y abundancias isotópicas.

	Masa atómica relativa	Abundancia isotópica (%)
${}^{69}_{31}\text{Ga}$	68,925581	60,108
${}^{71}_{31}\text{Ga}$	70,924705	39,892



El Alfabeto Griego:

• Alfa	α	• Nu	ν
• Beta	β	Xi	ξ
• Gamma	γ	Ómicron	\omicron
• Delta	δ	Pi	π
Épsilon	ϵ	• Ro	ρ
Zeta	ζ	Sigma	σ
Eta	η	Tau	τ
Teta	θ	Ypsilon	υ
Iota	ι	Fi	ϕ
Kappa	κ	• Ji	χ
• Lambda	λ	Psi	ψ
• Mu	μ	Omega	ω

Bibliografía:

- Atkins, P. y Jones, L. “Principios de Química. Los caminos del descubrimiento”. Editorial Panamericana. 2006.
- Atkins, P. y Jones, L. “Química. Moléculas. Materia. Cambio”. Ediciones Omega S.A. Barcelona. España. 1998
- Whitten, K., Davis, R., Peck, M. Química General. McGraw-Hill/Interamericana de España S.A.U. 1998
- Chang, R. “Química”. McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C. V. México. 2006.
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. “Química la Ciencia Central”. Prentice Hall Hispanoamericana S.A. México. 1998.
- Burns. “Fundamentos de Química”. Prentice Hall. 1996.