

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

1. La materia

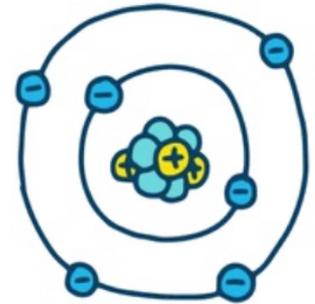
La materia está compuesta principalmente por **moléculas**, que son conjuntos de **átomos** unidos químicamente. Cada molécula mantiene propiedades específicas que definen la naturaleza de la sustancia que forman. Estas moléculas pueden ser muy variadas en tamaño y complejidad, desde moléculas pequeñas como el dióxido de carbono (CO_2) hasta grandes biomoléculas como las proteínas y el ADN.

2. El átomo

A su vez, las moléculas están formadas por **átomos**, los cuales son considerados los bloques constructores básicos de la materia.

El **átomo** es la partícula más pequeña y estable que mantiene todas las propiedades de un **elemento**. Un elemento es una sustancia que está formada por un solo tipo de átomos.

Por ejemplo: el elemento carbono está formado por muchos átomos de carbono.



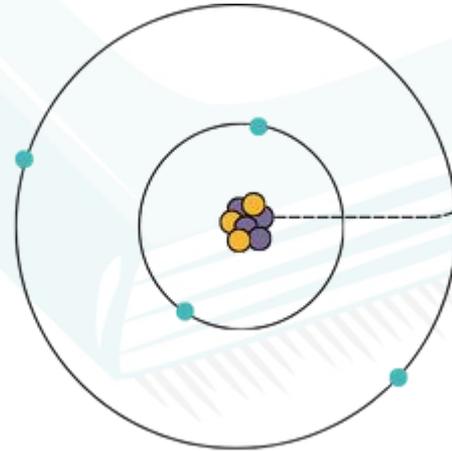
TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

Cada átomo está compuesto por un **núcleo** central y **electrones** que giran alrededor del mismo. El núcleo contiene **protones**, que tienen carga positiva, y **neutrones**, que no tienen carga eléctrica. Los **electrones**, que poseen carga negativa, orbitan el núcleo en niveles de energía definidos.



- electrones
- neutrones
- protones



Núcleo:

- $A = p^+ + n^0$ (Nº Másico)
- $Z = p^+$ (Nº Atómico)

Corteza: encontramos los electrones.

- Carga (Q): $Q = p^+ - e^-$



$$Z = 4; A = 6; e^- = 2; Q = 4 - 2 = +2$$

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

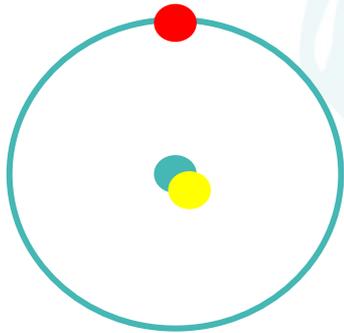
Supón un átomo de hidrógeno neutro con 1 neutrón ($Z=1$). Dibújalo neutro, con un electrón de más y sin el electrón que tiene. ¿Qué carga tiene cada átomo? ¿Qué puedes deducir?



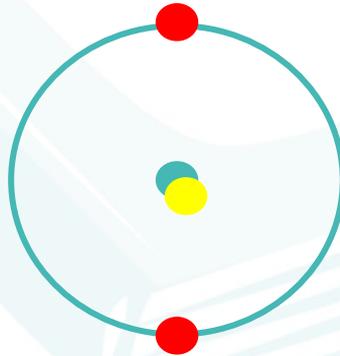
TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

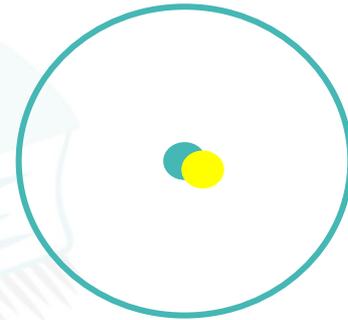
Solución: Supón un átomo de hidrógeno neutro con 1 neutrón ($Z=1$). Dibújalo neutro, con un electrón de más y sin el electrón que tiene. ¿Qué carga tiene cada átomo? ¿Qué puedes deducir?



Neutro: $n^{\circ} e^{-} = n^{\circ} p$



Carga negativa $-1 = -2 + 1$



Carga positiva $+1 = 0 + 1$

- Cuando un átomo **pierde electrones**, quedan más protones que electrones, resultando en una **carga positiva neta**.
- Cuando un átomo **gana electrones**, tiene más electrones que protones, resultando en una **carga negativa neta**.

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

Ejercicio : completar la siguiente tabla referida a átomos e iones.

Especie	N° protones	N° neutrones	N° electrones	A	Z
P	15	16			
Mg ²⁺				24	12
Si		14	14		14
F ⁻		10			9
S ²⁻	16			32	

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

Solución : completar la siguiente tabla referida a átomos e iones.

Especie	N° protones	N° neutrones	N° electrones	A	Z
P	15	16	15	31	15
Mg ²⁺	12	12	10	24	12
Si	14	14	14	28	14
F ⁻	9	10	10	19	9
S ²⁻	16	16	18	32	16

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

Ejercicio: Calcula el número atómico y el número másico, así como el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes cationes: Fe^{2+} ($Z=26$, $A=56$), Al^{3+} ($Z=13$, $A=27$), Be^{2+} ($Z=3$, $A=9$), K^+ ($Z=19$, $A=39$)



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

Para el catión Fe^{2+}

- Número atómico (Z): 26 protones
- Número másico (A): 56
- Número de neutrones (N): $A - Z = 56 - 26 = 30$ neutrones
- Carga iónica: +2
- Número de electrones: número de protones - carga = $26 - 2 = 24$ electrones

Para el catión Al^{3+}

- Número atómico (Z): 13 protones
- Número másico (A): 27
- Número de neutrones (N): $A - Z = 27 - 13 = 14$ neutrones
- Carga iónica: +3
- Número de electrones: número de protones - carga = $13 - 3 = 10$ electrones

Para el catión Be^{2+}

- Número atómico (Z): 4 protones
- Número másico (A): 9
- Número de neutrones (N): $A - Z = 9 - 4 = 5$ neutrones
- Carga iónica: +2
- Número de electrones: número de protones - carga = $4 - 2 = 2$ electrones

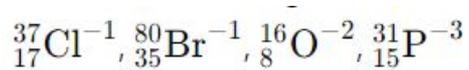
Para el catión K^{+}

- Número atómico (Z): 19 protones
- Número másico (A): 39
- Número de neutrones (N): $A - Z = 39 - 19 = 20$ neutrones
- Carga iónica: +1
- Número de electrones: número de protones - carga = $19 - 1 = 18$ electrones

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

Ejercicio: Calcula el número atómico y el número másico, así como el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes aniones:



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

3. Neutrones, protones y electrones

Para el anión Cl⁻

- Número atómico (Z): 17 protones
- Número másico (A): 37
- Número de neutrones (N): $A - Z = 37 - 17 = 20$ neutrones
- Carga iónica: -1
- Número de electrones: número de protones + carga absoluta = $17 + 1 = 18$ electrones

Para el anión Br⁻

- Número atómico (Z): 35 protones
- Número másico (A): 80
- Número de neutrones (N): $A - Z = 80 - 35 = 45$ neutrones
- Carga iónica: -1
- Número de electrones: número de protones + carga absoluta = $35 + 1 = 36$ electrones

Para el anión O²⁻

- Número atómico (Z): 8 protones
- Número másico (A): 16
- Número de neutrones (N): $A - Z = 16 - 8 = 8$ neutrones
- Carga iónica: -2
- Número de electrones: número de protones + carga absoluta = $8 + 2 = 10$ electrones

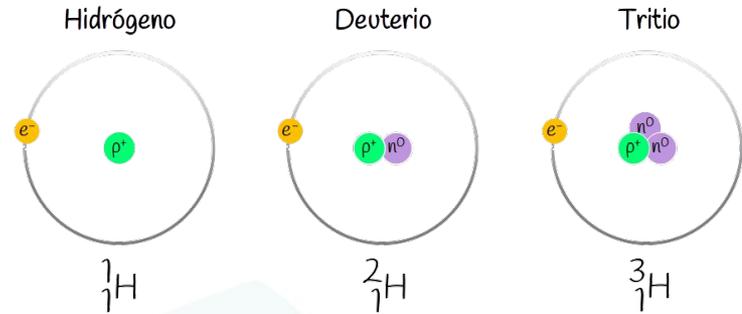
Para el anión P³⁻

- Número atómico (Z): 15 protones
- Número másico (A): 31
- Número de neutrones (N): $A - Z = 31 - 15 = 16$ neutrones
- Carga iónica: -3
- Número de electrones: número de protones + carga absoluta = $15 + 3 = 18$ electrones

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

4. Isótopos

Decimos que dos o más átomos son isótopos si tienen el mismo número atómico y diferente número másico.



Ejercicio : Escribe la notación atómica de cada isótopo dado. Recuerda que la notación atómica incluye el número másico (A) y el número atómico (Z) en la forma ${}^A_Z\text{Elemento}$.

Isótopos a notar:

- Un átomo de hidrógeno con 1 protón y 0 neutrones.
- Un átomo de carbono con 6 protones y 7 neutrones.
- Un átomo de oxígeno con 8 protones y 9 neutrones.
- Un átomo de helio con 2 protones y 2 neutrones.

solución :



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

5. Masa atómica. UMA

La masa atómica es el promedio de cuánto pesan todos los tipos (isótopos) de un elemento. Se mide en uma, que significa unidad de masa atómica. Por ejemplo, si pensamos en el oxígeno, su masa atómica en la tabla periódica es aproximadamente 16 uma, porque tiene diferentes isótopos que pesan un poco más o un poco menos.

$$\text{masa total} = \frac{\text{masa isótopo A} \cdot \%A + \text{masa isótopo B} \cdot \%B \dots + \text{masa isótopo Z} \cdot \%Z}{100}$$

Ejemplo : El cloro tiene dos isótopos uno con 76% de abundancia y $A=35$ y el otro con $A=37$. ¿Cuál será la masa atómica del cloro? Es la masa ponderada según las abundancias relativas de ambos isótopos. La abundancia relativa del isótopo de $A=37$ es del 24% (lo que falta hasta el 100%). **Solución: 35,48 u**

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

5. Isótopos

$$\text{masa total} = \frac{\text{masa} \cdot \text{isótopo A} \cdot \%A + \text{masa} \cdot \text{isótopo B} \cdot \%B \dots + \text{masa} \cdot \text{isótopo Z} \cdot \%Z}{100}$$

Ejercicio 1 : El Silicio está formado por un 93% del isótopo de masa atómica 28 u, un 4% del isótopo de masa atómica 29 u, y el resto, por el isótopo de masa atómica 30 u. calcula la masa atómica media del silicio. **Solución: 28.1 u**



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

5. Isótopos

Ejercicio 2 : El níquel ($Z = 28$) es un elemento muy empleado en la fabricación de monedas. El níquel que se encuentra en la naturaleza está formado por los siguientes isótopos:

- Señala los protones y los neutrones que hay en el núcleo de cada uno de estos isótopos.
- Calcula la masa atómica del níquel.

Isótopo	Abundancia relativa	Masa (u)
Ni-58	68,3%	57,94
Ni-60	26,1%	59,93
Ni-61	1,1%	60,93
Ni-62	3,6%	61,93
Ni-64	0,9%	63,93

Isótopo	Z	A	$p^+ = Z$	$n^0 = A - Z$
Ni-58	28	58		
Ni-60	28	60		
Ni-61	28	61		
Ni-62	28	62		
Ni-64	28	64		

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

5. Isótopos

Ejercicio 2 : El níquel ($Z = 28$) es un elemento muy empleado en la fabricación de monedas. El níquel que se encuentra en la naturaleza está formado por los siguientes isótopos:

- Señala los protones y los neutrones que hay en el núcleo de cada uno de estos isótopos.
- Calcula la masa atómica del níquel.

Isótopo	Z	A	$p^+ = Z$	$n^0 = A - Z$
Ni-58	28	58	28	30
Ni-60	28	60	28	32
Ni-61	28	61	28	33
Ni-62	28	62	28	34
Ni-64	28	64	28	36

$$m = \frac{m_{Ni58} \cdot \%_{Ni58} + m_{Ni60} \cdot \%_{Ni60} + m_{Ni61} \cdot \%_{Ni61} + m_{Ni62} \cdot \%_{Ni62} + m_{Ni64} \cdot \%_{Ni64}}{100}$$

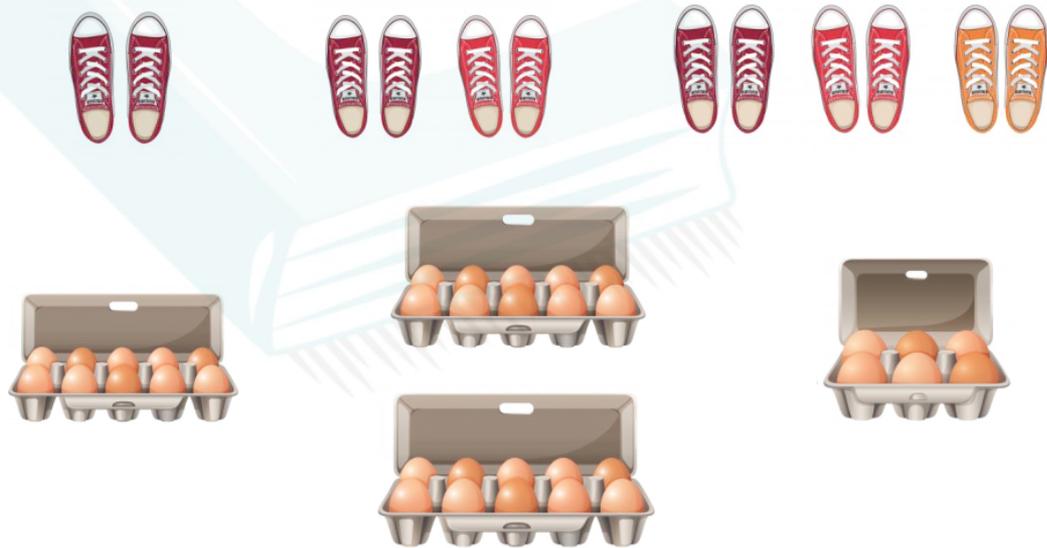
$$m = \frac{57.94 \cdot 68.3 + 59.93 \cdot 26.1 + 60.93 \cdot 1.1 + 61.93 \cdot 3.6 + 63.93 \cdot 0.9}{100} = 58.7 \text{ u}$$

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

6. Agrupaciones conocidas. Mol

En la vida cotidiana, es normal utilizar agrupaciones como los pares y las docenas para manejar y contar objetos de manera más eficiente. Por ejemplo, solemos comprar zapatos en **pares** y huevos en **docenas**. Estas agrupaciones nos ayudan a organizar mejor las cosas, facilitan la compra y venta, y simplifican el cálculo de cantidades grandes.

¿Cuántas unidades hay en un par? ¿y en una docena?



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

6. Agrupaciones conocidas. Mol

De manera similar en química, cuando necesitamos manejar grandes cantidades de partículas muy pequeñas, como átomos o moléculas, también usamos una agrupación especial conocida como el **mol**. A continuación, exploraremos cómo este concepto juega un papel crucial en la ciencia y cómo se relaciona con las agrupaciones que usamos en nuestra vida diaria.

- 📌 El **mol** es la unidad con la que se mide la cantidad de sustancia.
- 📌 Es contable. Podemos contar 1 mol, 2 moles, 3 moles como contamos, 1 par, 2 pares o 3 pares de zapatos.
- 📌 Contiene exactamente $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ entidades elementales.

$$6,022 \cdot 10^{23}$$

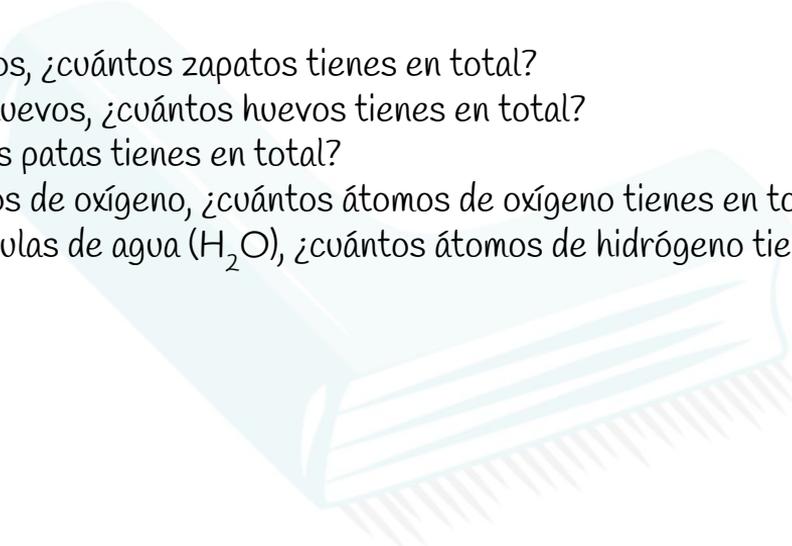
"cosas"

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

6. Agrupaciones conocidas. Mol

Recuerda que un mol equivale aproximadamente a 6.022×10^{23} partículas (Número de Avogadro)

Ejercicio:

- Si tienes 5 pares de zapatos, ¿cuántos zapatos tienes en total?
 - Si compras 3 docenas de huevos, ¿cuántos huevos tienes en total?
 - Si tienes 5 mesas, ¿cuántas patas tienes en total?
 - Si tienes 2 moles de átomos de oxígeno, ¿cuántos átomos de oxígeno tienes en total?
 - Si tienes 2 moles de moléculas de agua (H_2O), ¿cuántos átomos de hidrógeno tienes en total?
- 

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

6. Agrupaciones conocidas. Mol

Recuerda que un mol equivale aproximadamente a 6.022×10^{23} partículas (Número de Avogadro)

Solución:

- Si tienes 5 pares de zapatos, ¿cuántos zapatos tienes en total? **10 zapatos**
- Si compras 3 docenas de huevos, ¿cuántos huevos tienes en total? **36 huevos**
- Si tienes 5 mesas, ¿cuántas patas tienes en total? **20 patas**
- Si tienes 2 moles de átomos de oxígeno, ¿cuántos átomos de oxígeno tienes en total?

$$2 \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = 1.2044 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O.}$$

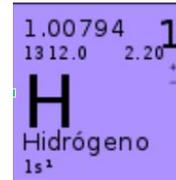
- Si tienes 2 moles de moléculas de agua (H_2O), ¿cuántos átomos de hidrógeno tienes en total?

$$2 \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = 1.2044 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \rightarrow 2 \text{ átomos de H por molécula: } 1.2044 \cdot 10^{24} \cdot 2 = 2.4088 \cdot 10^{24}$$

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

7. Masa atómica molar

En química, aunque la masa atómica de un elemento se expresa en unidades de masa atómica (uma), estas unidades son extremadamente pequeñas y no prácticas para el uso cotidiano en laboratorios o la industria. Por eso, cuando se trabaja con cantidades reales de sustancias, usamos la **masa atómica molar**, que se expresa en **gramos por mol (g/mol)**.



1.00794	1
13 12.0	2.20
H	+1 -1
Hidrógeno	
1s ¹	

Masa atómica en umas
1 átomo de H son 1,00794
umas

Masa molar en gramos
1 mol de H son 1,00794 g

La masa atómica molar es esencialmente **la masa de un mol de átomos de un elemento**. **Numéricamente, es igual a la masa atómica del elemento pero convertida a gramos**. Esta conversión es crucial porque facilita la medición y el manejo de las sustancias en escalas que son manejables en un entorno de laboratorio.

Por ejemplo, el carbono tiene una masa atómica de aproximadamente 12 uma. Esto significa que la masa atómica molar del carbono es de 12 g/mol, indicando que un mol de átomos de carbono tiene un peso de 12 gramos. Esta medida permite calcular fácilmente las proporciones y cantidades necesarias para reacciones químicas, ya que estamos utilizando una escala de masa que podemos medir con herramientas de laboratorio estándar.

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

8. Masa atómica relativa

Dado que la masa atómica tiene el mismo valor numérico, ya sea que se exprese en unidades de masa atómica (uma) para un solo átomo o en gramos por mol (g/mol) para un mol de átomos, se le conoce como **masa atómica relativa**. En la tabla periódica, esta masa atómica relativa generalmente se encuentra listada en la **parte superior izquierda** de cada casilla del elemento.

Tabla periódica de los elementos

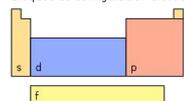
Propiedades de Hierro (Fe):

- masa atómica o número másico del isótopo más estable: 55.845
- 1.ª energía de ionización en kJ/mol: 762.5
- número atómico: 26
- electronegatividad: 1.83
- símbolo químico: Fe
- nombre: Hierro
- configuración electrónica: [Ar] 3d⁶ 4s²

Legenda de grupos:

- metales alcalinos
- alcalinotérreos
- otros metales
- metales de transición
- lantánidos
- actínidos
- metaloideos
- no metales
- halógenos
- gases nobles
- elementos desconocidos
- masas de elementos radiactivos entre paréntesis

Bloques de configuración electrónica



Notas

- 1 kJ/mol = 96.485 eV
- Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
- Los estados de oxidación de los elementos 103, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.
- Las configuraciones electrónicas de los elementos 105, 106, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

9. Masa molecular

La masa molecular se refiere a la suma de las masas atómicas de todos los átomos que forman una molécula. Se mide en unidades de masa atómica (uma). Cada átomo en una molécula contribuye con su masa atómica a la masa total de la molécula.

Por ejemplo, en el caso del agua (H_2O), la molécula está compuesta por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. La masa atómica del hidrógeno es aproximadamente 1 uma, y la del oxígeno es aproximadamente 16 uma. Por lo tanto, la masa molecular del agua sería $(2 \times 1) + 16 = 18$ uma.

Esta medida es fundamental en química, ya que permite calcular la proporción en la que diferentes moléculas se combinarán y reaccionarán, facilitando la comprensión de las reacciones químicas y la formulación de productos químicos.

La masa **molecular molar** es la masa de un mol de moléculas de una sustancia, expresada en gramos por mol (g/mol), y se obtiene sumando las masas atómicas molares de todos los átomos que componen una molécula.

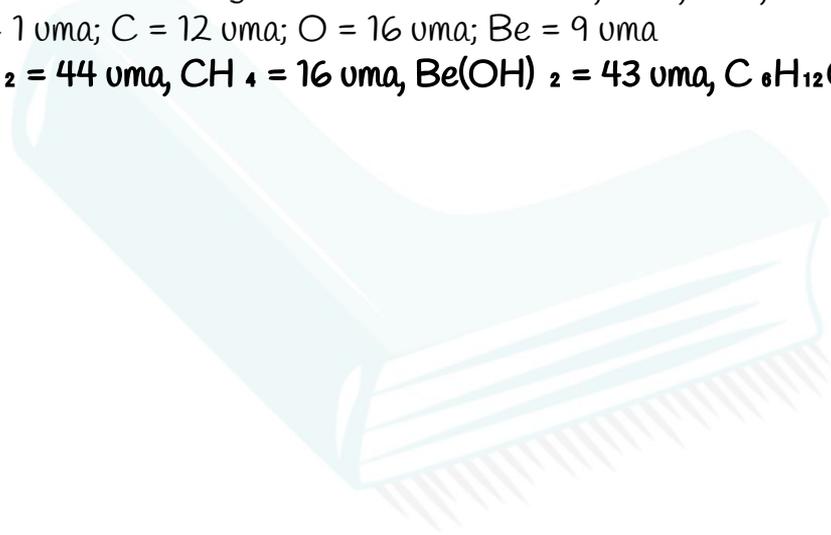
TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

9. Masa molecular

Ejercicio : Calcula la masa molecular de las siguientes moléculas: H_2O , CO_2 , CH_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Datos de masas atómicas: $\text{H} = 1 \text{ uma}$; $\text{C} = 12 \text{ uma}$; $\text{O} = 16 \text{ uma}$; $\text{Be} = 9 \text{ uma}$

Solución: $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ uma}$, $\text{CO}_2 = 44 \text{ uma}$, $\text{CH}_4 = 16 \text{ uma}$, $\text{Be}(\text{OH})_2 = 43 \text{ uma}$, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ uma}$



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

10. Número de moles

Para calcular el número de moles de una sustancia cuando conoces su masa, puedes emplear la siguiente fórmula basada en la masa molar del compuesto, que se determina sumando las masas atómicas de los elementos que componen la molécula:

$$n \text{ (moles)} = \text{masa dada (g)} / \text{masa molar (g/mol)}$$

1. **Determinar la Masa Molar** : Suma las masas atómicas de cada elemento en la molécula multiplicadas por el número de veces que cada elemento aparece en la fórmula química. Esta suma te da la masa molar en gramos por mol.
2. **Aplicar la Fórmula** : Divide la masa de la sustancia dada (en gramos) por la masa molar de la sustancia (en gramos por mol).

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

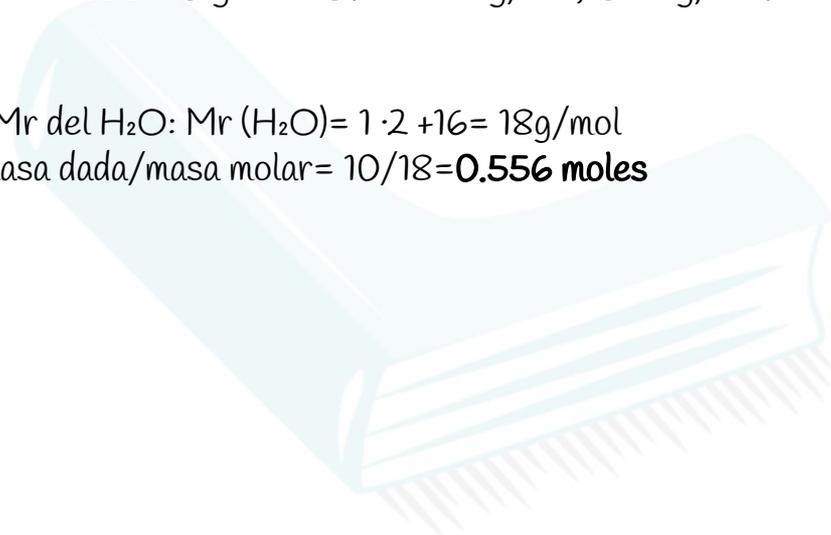
10. Número de moles

$$n \text{ (moles)} = \text{masa dada (g)} / \text{masa molar (g/mol)}$$

Ejemplo: Calcula el número de moles en 10 g de H_2O . Mr: H: 1g/mol; O: 16g/mol.

Pasos:

1. Calcula la masa molar Mr del H_2O : $\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18\text{g/mol}$
2. Aplica la fórmula: $n = \text{masa dada} / \text{masa molar} = 10 / 18 = \mathbf{0.556 \text{ moles}}$



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

10. Número de moles

$$n \text{ (moles)} = \text{masa dada (g)} / \text{masa molar (g/mol)}$$

Ejercicio 1: Calcula el número de moles de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en una muestra de 196 g.

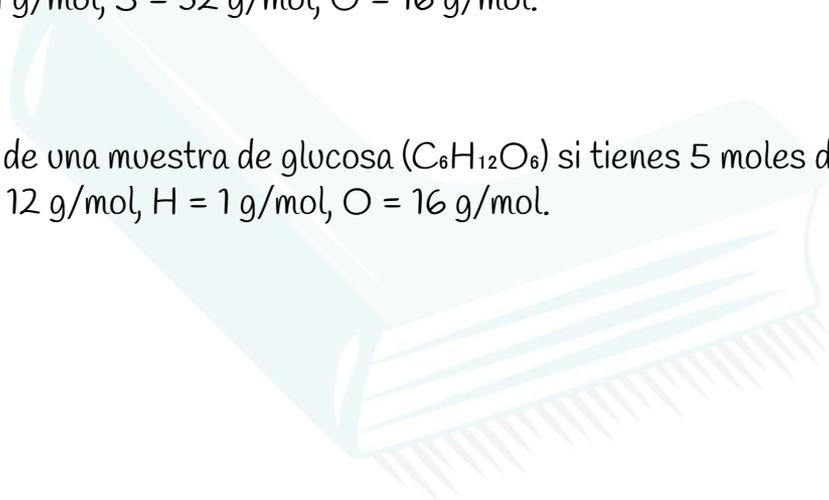
Datos: Masas atómicas: H = 1 g/mol, S = 32 g/mol, O = 16 g/mol.

Solución: 2 moles

Ejercicio 2: Calcula la masa de una muestra de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) si tienes 5 moles de esta sustancia.

Datos: Masas atómicas: C = 12 g/mol, H = 1 g/mol, O = 16 g/mol.

Solución: 900 g



TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

11. Composición centesimal

La composición centesimal de un compuesto químico es la proporción de cada elemento presente en el compuesto, expresada como un porcentaje del peso total del compuesto. Esta composición se calcula usando las masas atómicas de los elementos y la fórmula molecular del compuesto.

Cálculo de la Composición Centesimal:

- Determinar la masa molar del compuesto sumando las masas atómicas de todos los átomos en la fórmula molecular.
- Calcular la masa total de cada elemento en un mol del compuesto.
- Dividir la masa total de cada elemento por la masa molar del compuesto.
- Multiplicar el resultado por 100 para obtener el porcentaje.

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

11. Composición centesimal

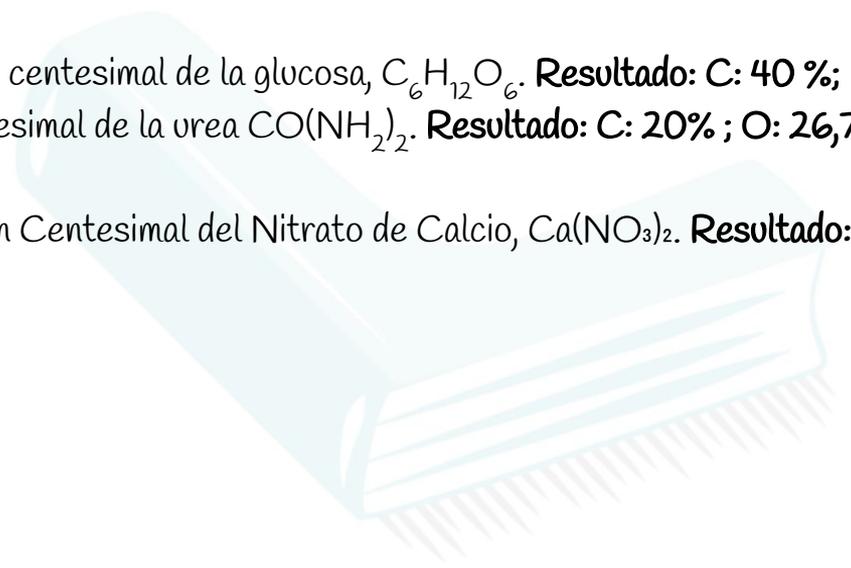
Ejemplo: Composición Centesimal del Agua (H_2O)

1. **Fórmula molecular del agua** : H_2O
2. **Masas atómicas** :
 - Hidrógeno (H): 1 g/mol
 - Oxígeno (O): 16 g/mol
3. **Masa molar del agua** :
 - $\text{H}_2\text{O} = (2 \times 1 \text{ g/mol}) + (1 \times 16 \text{ g/mol}) = 2 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} = 18 \text{ g/mol}$
4. **Masa total de cada elemento en 1 mol de agua** :
 - Hidrógeno: 2 g
 - Oxígeno: 16 g
5. **Porcentaje de cada elemento** :
 - **Hidrógeno** : $(2 \text{ g} / 18 \text{ g/mol}) \times 100 = 11.11\%$
 - **Oxígeno** : $(16 \text{ g} / 18 \text{ g/mol}) \times 100 = 88.89\%$

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

11. Composición centesimal

Ejercicios:

1. Determinar la composición centesimal de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$. **Resultado: C: 40 %; H: 6,6 %; O: 53,3 %**
 2. Hallar la composición centesimal de la urea $CO(NH_2)_2$. **Resultado: C: 20% ; O: 26,7% ; N: 46,7% ; H 6,%**
 3. Determinar la Composición Centesimal del Nitrato de Calcio, $Ca(NO_3)_2$. **Resultado: Ca: 24.39 %; N: 17.07 %; O: 58.54 %**
- 

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

12. Fórmula empírica y fórmula molecular

La **fórmula empírica** es la **representación más simple de un compuesto químico** que muestra la proporción más pequeña y entera de átomos de cada elemento en el compuesto. No necesariamente indica el número real de átomos en una molécula, sino la relación más reducida entre ellos.

Ejemplo : Para el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), la fórmula empírica es HO, ya que ambos elementos están presentes en una proporción de 1:1.

La **fórmula molecular** es la representación que muestra el número exacto de átomos de cada elemento en una molécula del compuesto. Esta fórmula es un múltiplo de la fórmula empírica.

Ejemplo : Para el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), la fórmula molecular es H_2O_2 , ya que muestra que hay dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno en cada molécula de peróxido de hidrógeno.

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

12. Fórmula empírica y fórmula molecular

Para cada uno de los siguientes compuestos, determina la fórmula empírica y la fórmula molecular.

- Composición Centesimal del Ácido Acético
 - Composición: 40% Carbono (C), 6.7% Hidrógeno (H), 53.3% Oxígeno (O)
 - Masa molar del compuesto: 60 g/mol
- Composición Centesimal del Glucosa
 - Composición: 40% Carbono (C), 6.7% Hidrógeno (H), 53.3% Oxígeno (O)
 - Masa molar del compuesto: 180 g/mol
- Composición Centesimal del Peróxido de Hidrógeno
 - Composición: 5.9% Hidrógeno (H), 94.1% Oxígeno (O)
 - Masa molar del compuesto: 34 g/mol

Cálculo de la fórmula empírica

- ✎ Calcular la composición centesimal
- ✎ Dividir los porcentajes en masa de cada elemento por la masa atómica de ese elemento.
- ✎ Dividir los resultados anteriores por el más pequeño
- ✎ Si los valores anteriores no son enteros se multiplican por un factor que lo convierta en enteros.

Solución : Ácido Acético ($C_2H_4O_2$); Glucosa ($C_6H_{12}O_6$); Peróxido de Hidrógeno (H_2O_2)

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

13. Unidades y equivalencias

Unidades: Las unidades son estándares de medida que se utilizan para cuantificar y expresar diferentes magnitudes físicas, como masa, longitud, tiempo, etc. Ejemplos de unidades incluyen el metro (m) para longitud, el kilogramo (kg) para masa y el segundo (s) para tiempo.

Equivalencias: Las equivalencias son relaciones que permiten convertir entre diferentes unidades de la misma magnitud. Por ejemplo, 1 kilogramo es equivalente a 1000 gramos, y 1 metro es equivalente a 100 centímetros. Estas conversiones facilitan la comparación y el cálculo en diferentes sistemas de unidades.

UNIDADES			
Magnitud	Unidad en el SI	Símbolo	Equivalencia básica
Longitud	metro	m	1 m = 100 cm
Masa	kilogramo	kg	1 kg = 1000 g 1 tonelada = 1000kg
Temperatura	Kelvin	K	0°C = 273.15 K
Tiempo	segundo	s	1 min = 60 s 1h=3600 s
Cantidad de sustancia	mol	mol	1 mol = 6.022 x 10 ²³ entidades
Intensidad de corriente	amperio	A	1 A = Carga de 1 C/s
Volumen	metro cúbico	m ³	1 m ³ = 1000 L
Densidad	kilogramo/metro cúbico	kg/m ³	Depende del material
Fuerza	newton	N	1 N = 1 kg·m/s ²
Energía	julio	J	1 J = 1 N·m = Pa · m ³ 1 cal = 4.184 J
Presión	pascal	Pa	1 Pa = 1 N/m ² ; 1 atm = 101325 Pa; 1 atm = 760 mmHg; 1 mmHg = 133.322 Pa

SISTEMA MÉTRICO DECIMAL		
Prefijo del SI	Símbolo	Factor
yotta	Y	10 ²⁴
zetta	Z	10 ²¹
exa	E	10 ¹⁸
peta	P	10 ¹⁵
tera	T	10 ¹²
giga	G	10 ⁹
mega	M	10 ⁶
kilo	k	10 ³
hecto	h	10 ²
deca	da	10 ¹
(base)	-	10 ⁰
deci	d	10 ⁻¹
centi	c	10 ⁻²
mili	m	10 ⁻³
micro	μ	10 ⁻⁶
nano	n	10 ⁻⁹
pico	p	10 ⁻¹²
femto	f	10 ⁻¹⁵
atto	a	10 ⁻¹⁸
zepto	z	10 ⁻²¹
yocto	y	10 ⁻²⁴

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

13. Unidades y equivalencias

Pregunta : Realiza las siguientes conversiones:

- **Moles a átomos o moléculas:**
 - Convierte 2 moles de C a átomos.
 - Convierte 3 moles O₂ a moléculas.
 - Convierte 0.5 moles de H₂O a moléculas.
- **Masa a moles :**
 - Convierte 24 g de C (Mr= 12 g/mol) a moles.
 - Convierte 64 gr de O₂ (Mr = 32 g/mol) a moles.
 - Convierte 36 g H₂O (Mr = 18 g/mol) a moles.
- **Volumen en unidades distintas**
 - Convierte 500 L a m³
 - Convierte 1500 ml a dm³
 - Convierte 2.75 dl a cm³

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

13. Unidades y equivalencias

Pregunta : Realiza las siguientes conversiones:

- **De moles a metros cúbicos (a condiciones normales de temperatura y presión, CNTP, donde 1 mol de gas = 22.4L):**
 - Convierte 1.5 moles de N_2 a m^3 .
 - Convierte 2 moles de O_2 a m^3 .
 - Convierte 0.75 moles de CO_2 a m^3 .
- **De metros cúbicos a otras unidades:**
 - Convierte $0.003 m^3$ a L.
 - Convierte $0.02 m^3$ a ml.
 - Convierte $0.005 m^3$ a dm^3 .

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

13. Unidades y equivalencias

Solución : Realiza las siguientes conversiones:

- **Moles a átomos o moléculas:**

- Convierte 2 moles de C a átomos: $2 \text{ moles} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1.2044 \times 10^{24} \text{ átomos}$
- Convierte 3 moles O₂ a moléculas: $3 \text{ moles} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1.8066 \times 10^{24} \text{ moléculas}$
- Convierte 0.5 moles de H₂O a moléculas: $0.5 \text{ moles} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 3.011 \times 10^{23} \text{ moléculas}$

- **Masa a moles :**

- Convierte 24 g de C (Mr= 12 g/mol) a moles: $24 \text{ g} / 12 \text{ g/mol} = 2 \text{ moles}$
- Convierte 64 gr de O₂ (Mr= 32 g/mol) a moles: $64 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 2 \text{ moles}$
- Convierte 36 g H₂O (Mr = 18 g/mol) a moles: $36 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 2 \text{ moles}$

- **Volumen en unidades distintas**

- Convierte 500 L a m³: $500 \text{ L} \times 0.001 \text{ m}^3/\text{L} = 0.5 \text{ m}^3$
- Convierte 1500 ml a dm³: $1500 \text{ mL} \times 0.001 \text{ dm}^3/\text{mL} = 1.5 \text{ dm}^3$
- Convierte 2.75 dl a cm³: $2.75 \text{ dl} \times 100 \text{ cm}^3/\text{dl} = 275 \text{ cm}^3$

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

13. Unidades y equivalencias

Solución : Realiza las siguientes conversiones:

- **De moles a metros cúbicos (a condiciones normales de temperatura y presión, CNTP, donde 1 mol de gas = 22.4 litros):**
 - Convierte 1.5 moles de N_2 a m^3 : $1.5 \text{ moles} \times 22.4 \text{ L/mol} \times 0.001 \text{ m}^3/\text{L} = 0.0336 \text{ m}^3$
 - Convierte 2 moles de O_2 a m^3 : $2 \text{ moles} \times 22.4 \text{ L/mol} \times 0.001 \text{ m}^3/\text{L} = 0.0448 \text{ m}^3$
 - Convierte 0.75 moles de CO_2 a m^3 : $0.75 \text{ moles} \times 22.4 \text{ L/mol} \times 0.001 \text{ m}^3/\text{L} = 0.0168 \text{ m}^3$
- **De metros cúbicos a otras unidades:**
 - Convierte 0.003 m^3 a L: $0.003 \text{ m}^3 \times 1000 \text{ L/m}^3 = 3 \text{ L}$
 - Convierte 0.02 m^3 a ml: $0.02 \text{ m}^3 \times 1000000 \text{ mL/m}^3 = 20000 \text{ mL}$
 - Convierte 0.005 m^3 a dm^3 : $0.005 \text{ m}^3 \times 1000 \text{ dm}^3/\text{m}^3 = 5 \text{ dm}^3$

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

14. Factores de conversión

Un factor de conversión es una herramienta matemática utilizada para cambiar unidades de una misma magnitud o para calcular la equivalencia entre múltiplos y submúltiplos de una unidad de medida determinada.

Ejercicio : Expresa las siguientes medidas en las unidades que se indican utilizando factores de conversión.

- Convierte 5 g/cm^3 a kg/m^3 .
- Convierte 3 atm/L a mmHg/mL .
- Convierte 8 g/L a mg/mL .
- Convierte $2,5 \text{ mmol/dL}$ a mol/L .
- Convierte $3.011 \cdot 10^{23}$ moléculas/L a mol/L

A saber...

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidades}$$

$$\text{Densidad} = \text{masa/volumen}$$

Solución:

- 5000 kg/m^3 .
- 2.28 mmHg/mL .
- 8 mg/mL .
- 0.025 mol/L .
- 0.5 mol/L

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

14. Factores de conversión

Utiliza factores de conversión y realiza los siguientes cambios de unidades:

a) $125 \text{ g/cm}^2 \rightarrow \text{mg/mm}^2$

b) $60 \text{ kg/m}^2 \rightarrow \text{g/cm}^2$

c) $0.55 \text{ cg/m}^2 \rightarrow \text{mg/cm}^2$

d) $120 \text{ kg}\cdot\text{m/min} \rightarrow \text{g}\cdot\text{cm/s}$

e) $675 \text{ hg/dm}^2 \rightarrow \text{cg/dam}^2$

f) $12 \text{ kg/m}^2 \rightarrow \text{cg/cm}^2$

g) $6.2 \text{ mm/min}^2 \rightarrow \text{m/s}^2$

h) $6700 \text{ mg/cm}^2 \rightarrow \text{g/m}^2$

i) $80 \text{ g}\cdot\text{mm/s} \rightarrow \text{kg}\cdot\text{m/h}$

j) $45 \text{ m/s}^2 \rightarrow \text{cm/min}^2$

Solución: a) 1250 mg/mm^2 , b) 6 g/cm^2 , c) $5.5 \cdot 10^{-4} \text{ mg/cm}^2$, d) $2 \cdot 10^5 \text{ g}\cdot\text{cm/s}$, e) $6.75 \cdot 10^{10} \text{ cg/dam}^2$, f) $1.2 \cdot 10^6 \text{ cg/cm}^2$, g) $1.72 \cdot 10^{-6} \text{ m/s}^2$, h) 67000 g/m^2 , i) $0.288 \text{ kg}\cdot\text{m/h}$, j) $1.62 \cdot 10^7 \text{ cm/min}^2$

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

14. Factores de conversión

Utiliza factores de conversión y realiza los siguientes cambios de unidades al S.I.:

- a) 350 cg
- b) 1.25 g/mL
- c) $-90\text{ }^{\circ}\text{C}$
- d) 1.6 g/cm^3
- e) 120 cm/min
- f) $77\text{ }^{\circ}\text{F}$
- g) 4285 mm/h
- h) 450 mg/mm^2



Solución: a) 3.5 g, b) 1.25 g/cm^3 ,
c) 183 K, d) 1600 kg/m^3 , e) 2
m/s, f) 298 K, g) $1.19 \cdot 10^{-3}\text{ m/s}$, h)
 450 kg/m^2

TEMA 1: CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

14. Factores de conversión

Utiliza factores de conversión y realiza los siguientes cambios de unidades al S.I.:

- a) 9 g/cm^2
- b) $75 \text{ cg}\cdot\text{cm/s}$
- c) 1.2 hg/dm^3
- d) 1224 km/h
- e) 6 mg/dm^2
- f) 485 dag/L
- g) 540 m/h



Solución: a) 90 kg/m^2 , b) $7.5 \cdot 10^{-6} \text{ kg}\cdot\text{m/s}$,
c) 120 kg/m^3 , d) 340 m/s , e) $6 \cdot 10^{-4} \text{ kg/m}^2$,
f) 4850 kg/m^3 , g) 0.15 m/s