



GRADUADO EN ESO
GRADUAT EN ESO

Ciclo II
1º y 2º



NUEVA VERSIÓN CURSO 2019-2020

GES 2

CIENCIA Y TECNOLOGÍA 2

1ª parte

Profesor: Jaime Espinosa

jaespimon@hotmail.com

Blog para consultas: <https://jaespimon.wordpress.com/>

Material perteneciente a CFPA Antonio Machado

Reconocimiento-No comercial-Compartir bajo la misma licencia 2.5 España License.

Material educativo de Educación secundaria obligatoria para personas adultas. Septiembre de 2008.

<http://avanza.educarex.es> // avanza@edu.juntaextremadura.net

Consejería de Educación. Junta de Extremadura.

El contenido de este material está bajo licencia Creative Commons.

ÍNDICE

Unidad 1: REPASO DE CONCEPTOS BÁSICOS DEL CURSO ANTERIOR

- 1.1. Los materiales de trabajo en el laboratorio
- 1.2. La medida. Sistemas de unidades. Cambios de unidades.
- 1.3. La materia y sus propiedades
- 1.4. Los estados de la materia
- 1.5. Los gases

Unidad 2. LA MATERIA POR DENTRO

- 2.1. El átomo
- 2.2. El modelo atómico de Rutherford
- 2.3. Componentes de los átomos
- 2.4. Importancia de la idea de átomo en el desarrollo de la ciencia
- 2.5. Caracterización del átomo. Elementos químicos
- 2.6. Elementos químicos
- 2.7. Isótopos
- 2.8. Nombres y símbolos de los elementos químicos
- 2.9. Representación de los átomos

EJERCICIOS

Unidad 3. LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

- 3.1. Configuración electrónica de los átomos
- 3.2. La regla del octeto
- 3.3. Formación de iones
- 3.4. Sistema periódico de los elementos
- 3.5. Propiedades químicas de los elementos a partir de su ubicación en la tabla periódica

EJERCICIOS

1.1. LOS MATERIALES DE TRABAJO EN EL LABORATORIO

Cuando los reactivos son sólidos medimos sus masas con las **balanzas**. La evolución de las balanzas en los últimos tiempos ha sido muy acusada, porque se ha pasado de utilizar las balanzas tradicionales, de funcionamiento mecánico, a las balanzas electrónicas de lectura directa y precisa. Esto es muy ventajoso en un laboratorio, sobre todo, teniendo en cuenta que generalmente se trabaja con masas muy pequeñas, lo cual, conlleva siempre más error en la medida.

El recipiente más utilizado como contenedor de sustancias es el **vaso de precipitados**. Suelen estar graduados, pero esta graduación es inexacta, por eso no es recomendable utilizarlo para medir volúmenes de sustancias.

Otros recipientes de uso muy común en los laboratorios son los **matraces**: el matraz erlenmeyer, que consiste en un frasco cónico de vidrio de base ancha y cuello estrecho; el matraz volumétrico o aforado, que es un recipiente con forma de pera, fondo plano y un cuello largo y delgado; los embudos cónicos sirven para introducir líquidos en recipientes de boca estrecha o para filtrar, etcétera.

Para medir volúmenes se utilizan probetas, pipetas y buretas.



Figura 5.9. Probeta

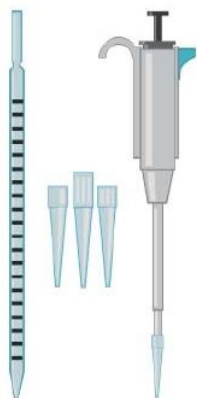


Figura 5.8. Pipetas



Figura 5.9. Bureta

La **probeta** está formada por un tubo, generalmente transparente, de unos centímetros de diámetro, y que tiene una graduación desde 0 ml hasta el máximo de la probeta, indicando distintos volúmenes. No es muy precisa.

La **pipeta** es un instrumento con el que podemos medir volúmenes de líquidos con bastante precisión: está formada por un tubo transparente que termina en una de sus puntas de forma cónica, y tiene una graduación

indicando distintos volúmenes.

Las **buretas** son tubos largos, graduados, con una llave en su parte inferior. Se usan para verter cantidades variables de líquido, y por ello están graduadas con pequeñas subdivisiones. Es el instrumento volumétrico más preciso.



1.2. LA MEDIDA. SISTEMAS DE UNIDADES. CAMBIOS DE UNIDADES.

El Sistema Internacional de Unidades (SI)

El Sistema Internacional de Unidades se compone de siete **unidades básicas o fundamentales** que se utilizan para medir sus correspondientes siete magnitudes físicas fundamentales. Estas son:

Magnitud física	Unidad	Abreviatura
Longitud	metro	m
Tiempo	segundo	s
Masa	kilogramo	kg
Intensidad de corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

El resto de las magnitudes pueden expresarse en función de esas siete: se denominan **magnitudes derivadas**.

Magnitud: superficie	longitud · longitud (metro · metro) (m · m)	Unidad: m ² Metro cuadrado
----------------------	---	--

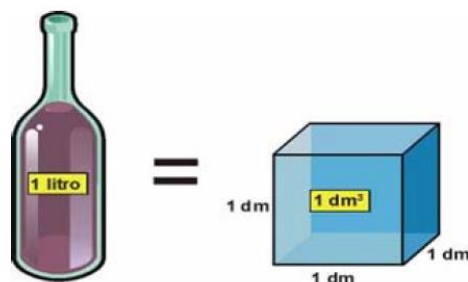
Magnitud: velocidad	$\frac{\text{longitud}}{\text{tiempo}}$ $\frac{\text{metro}}{\text{segundo}}$ $\frac{\text{m}}{\text{s}}$	Unidad: m/s Metros por segundo. Hemos utilizado las definidas de longitud y de tiempo.
---------------------	---	---

Magnitud: volumen	longitud · longitud · longitud (metro · metro · metro) (m · m · m) = m ³	Unidad: m ³ Metro cúbico.
-------------------	---	---

Magnitud: densidad	$\frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$ $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$	Unidad: kg/m ³ Kilogramos por metro cúbico. Hemos usado la ya definida de volumen.
--------------------	--	--

Magnitud: aceleración	$\frac{\text{velocidad}}{\text{tiempo}}$ $\left(\frac{\text{m}}{\text{s}}\right) \frac{1}{\text{s}} = \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$	Unidad: m/s ² Metros por segundo al cuadrado. Hemos usado la ya definida de velocidad.
-----------------------	---	--

Magnitud: fuerza	masa · aceleración $\text{kg} \cdot \left(\frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right)$	Unidad: kg (m/s ²), que la llamamos newton. Hemos usado la ya definida de aceleración.
------------------	--	---



Cambio de unidades

Kilómetro	Km
Hectómetro	Hm
Decámetro	Dm
Metro	m
Decímetro	dm
Centímetro	cm
Milímetro	mm

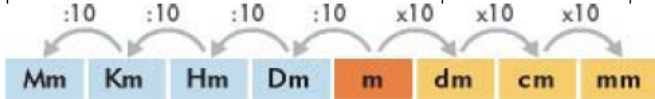


Figura 7.5. Múltiplos y submúltiplos del metro

Kilogramo	Kg
Hectogramo	Hg
Decagramo	Dg
Gramo	g
Decígramo	dg
Centígramo	cg
Milígramo	mg



Figura 7.6: Submúltiplos del kilogramo

Kilolitro	Kl
Hectolitro	Hl
Decalitro	Dl
Litro	l
Decilitro	dl
Centilitro	cl
Mililitro	ml



Figura 7.7: Múltiplos y submúltiplos del litro

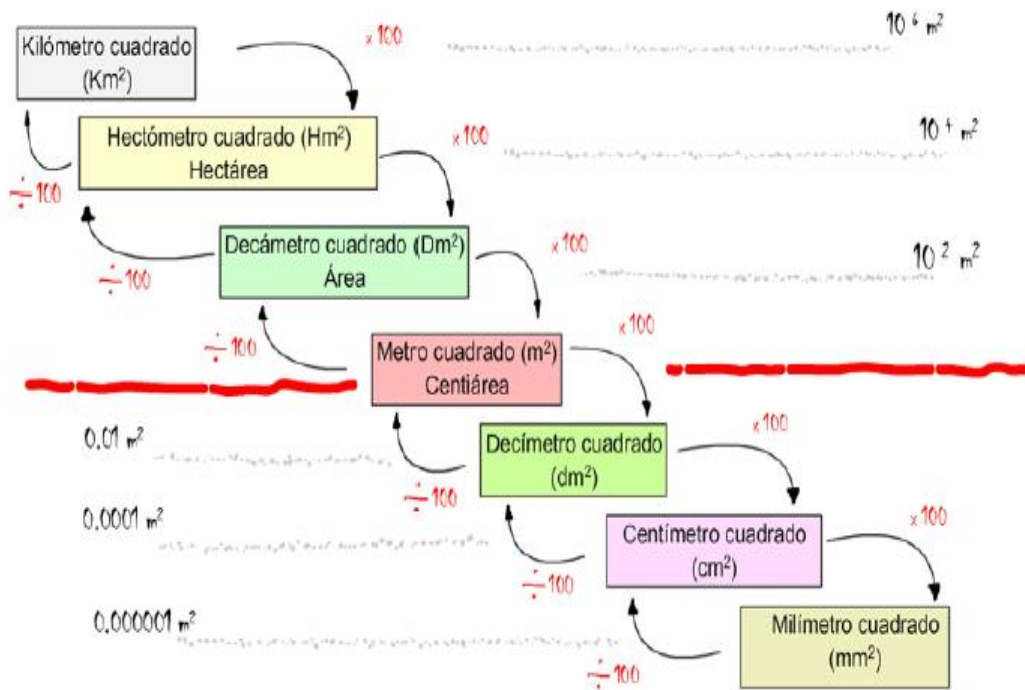
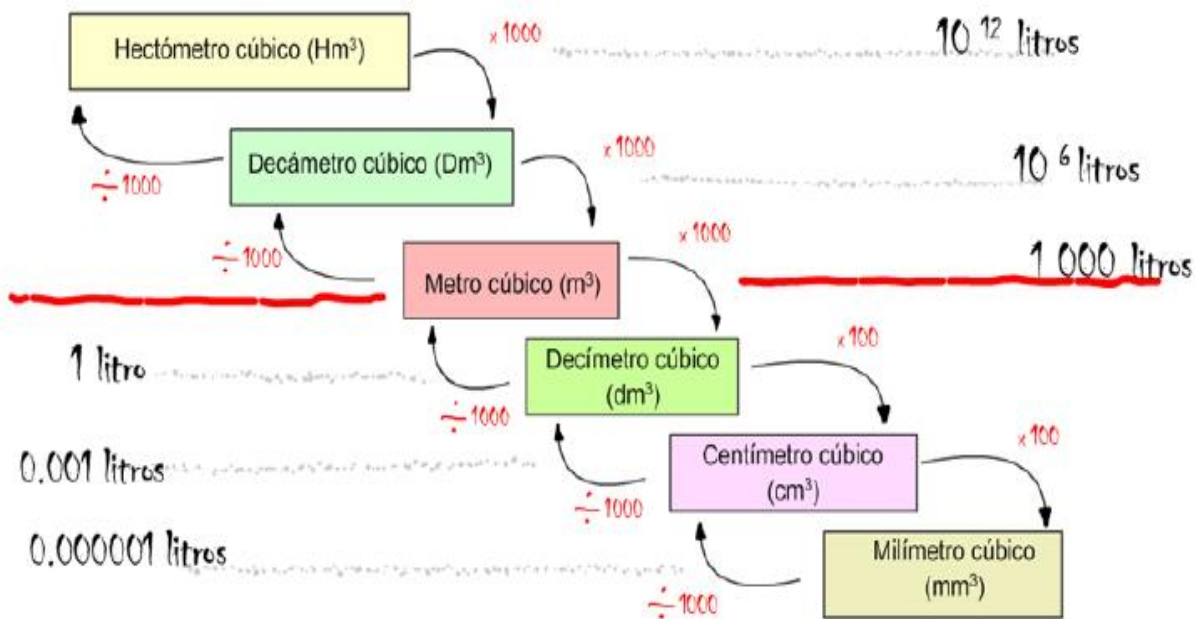


Figura 8.4. Cambios de unidades de superficie



EJEMPLOS:

$500\text{m} = 500 \cdot 100 = 50.000 \text{ cm.}$

$0,5 \text{ Hg} = 0,5/10 = 0,05 \text{ Kg}$ $0,5 \text{ Hg} = 0,5 \cdot 100 = 50 \text{ g}$

$2000 \text{ cl} = 2000/100 = 20 \text{ l}$ $2000 \text{ cl} = 2.000 \cdot 10 = 20.000 \text{ ml}$

$250 \text{ cm}^2 = 2,5 \text{ dm}^2$ se divide entre 100

$3.690 \text{ dam}^2 = 0,369 \text{ Km}^2.$

$0,00000125 \text{ hm}^2 = 1,25 \text{ dm}^2.$

$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$

$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$

Cambio de unidades y factores de conversión

1. Anota la cantidad que quieres cambiar de unidad.	25 mm
2. Escribe a su lado una fracción que contenga esta unidad (mm) y la unidad en la que la quieres convertir (m). Escríbela de forma que se simplifique la unidad de partida (mm).	$25 \text{ mm} \cdot \frac{m}{mm}$
3. Al lado de cada una de estas unidades añade la equivalencia con la otra. Recuerda la tabla de prefijos y sufijos.	$25 \text{ mm} \cdot \frac{1m}{1000mm}$
4. Simplifica la unidad inicial y expresa el resultado final.	$25 \text{ mm} \cdot \frac{1m}{1000mm} = 0,0025m$

Otros ejemplos

Queremos pasar 2 horas a minutos:

$$2 \text{ horas} \cdot \frac{60 \text{ minutos}}{1 \text{ hora}} = 120 \text{ minutos}$$

FACTOR DE CONVERSIÓN

Para convertir esta cantidad lo que hacemos es poner la unidad que queremos eliminar en el denominador y la unidad a la que queremos convertir en el numerador, para así poder multiplicar el 2 con el numerador que es 60 y así obtener el valor de 120 minutos

Queremos pasar 30 cm a m:

$$30 \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 0,3 \text{ m}$$

FACTOR DE CONVERSIÓN

Queremos pasar 120 km/h a m/s:

$$120 \frac{\text{km}}{\text{hora}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ hora}}{3600 \text{ s}} = 33,3 \text{ m/s}$$

FACTOR DE CONVERSIÓN de km a m FACTOR DE CONVERSIÓN de horas a segundos

Magnitud	Símbolo	Unidad SI	Otras unidades
Área	S	m ²	
Volumen	V	m ³	litro (l)
Densidad	d (ρ)	Kg/m ³	g/l ó g/cm ³
Velocidad	v	m/s	Km/h
Aceleración	a	m/s ²	
Fuerza	F	N (newton)	
Presión	p	Pa (Pascal)	mmHg ó atmósfera
Energía, trabajo	E, W	J (Julio)	
Potencia	P	W (vatio)	
Carga eléctrica	q	C (coulombio)	
Resistencia eléctrica	R	Ω (Ohmio)	
Voltaje (ddp)	V	V (voltio)	

Aproximaciones en las medidas. Redondeo.

- Si la cifra que vamos a eliminar es mayor o igual que 5, sumamos 1 a la cifra anterior.
 - Si la cifra es menor que 5, la cifra anterior se queda como está.
- Vamos a aproximar el tiempo de 1,3583333...horas.

Número
1,3583
1,358
1,36
1,4

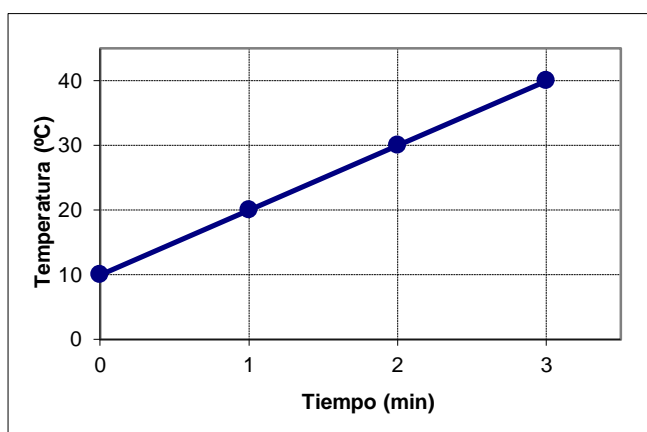
Notación científica

Números Grandes		Números Pequeños	
Notación Decimal	Notación Científica	Notación Decimal	Notación Científica
500	5×10^2	0,05	5×10^{-2}
80.000	8×10^4	0,0008	8×10^{-4}
43.000.000	$4,3 \times 10^7$	0,00000043	$4,3 \times 10^{-7}$
62.500.000.000	$6,25 \times 10^{10}$	0,000000000625	$6,25 \times 10^{-10}$

Elaboración de gráficos a partir de unos datos. Representación de gráficas en el plano

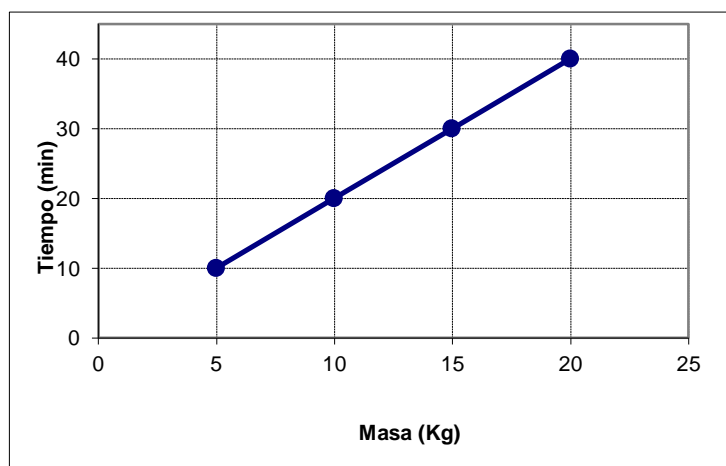
Ejemplo: CALENTAMIENTO DEL AGUA.

Tiempo (min)	0	1	2	3
Temperatura (°C)	10	20	30	40



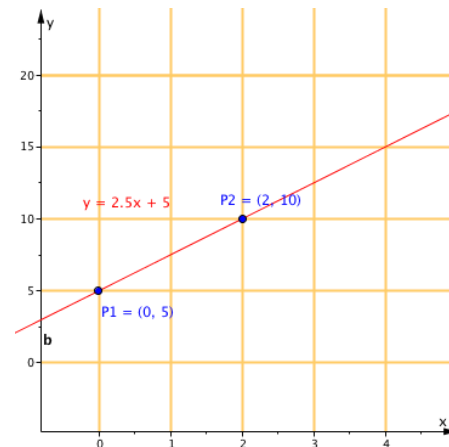
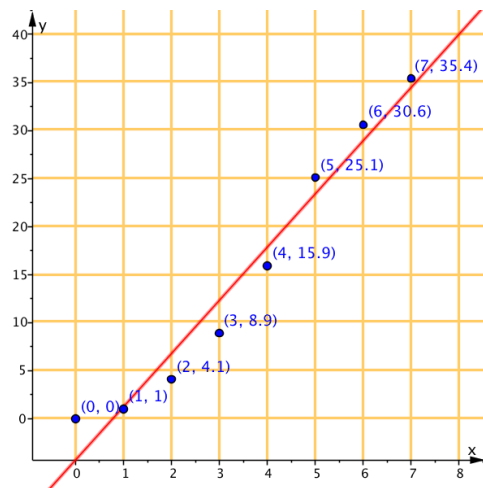
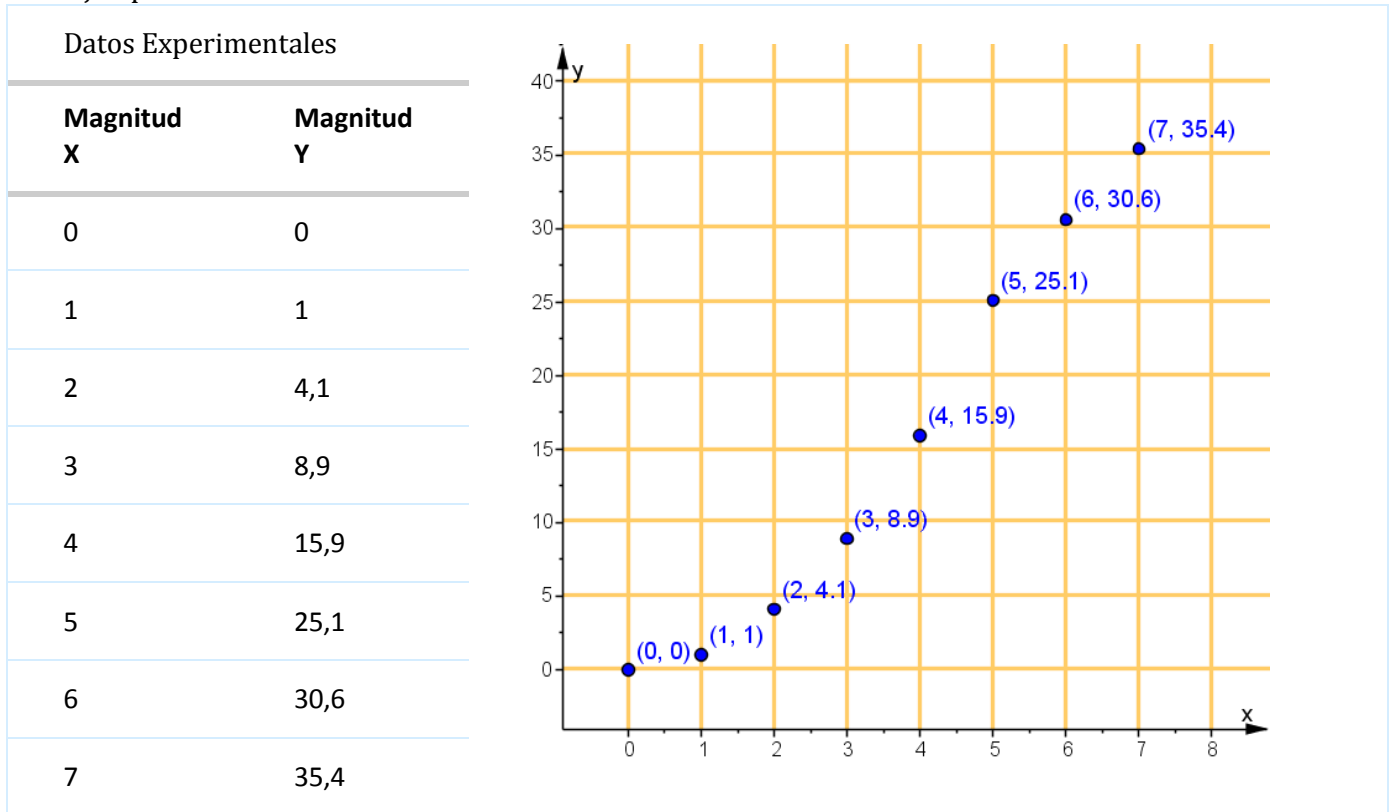
$$T = 10t + 10$$

Masa (Kg)	5	10	15	20
Tiempo (min)	10	20	30	40



$$t = 2m$$

Otro ejemplo:

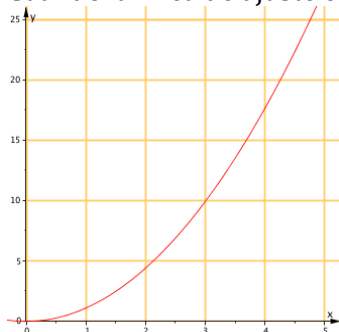


Interpretación de la grafica

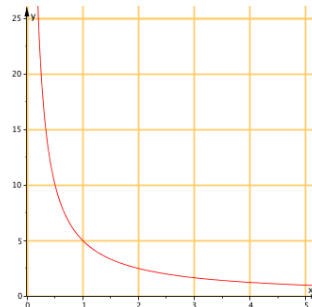
Es relacionar las dos variables que se representan en la gráfica.

Cuando la línea de ajuste es recta, su ecuación es: $y=mx+b$

Cuando la línea de ajuste es curva, según sea la relación entre x y y , puede ser parabólica o hiperbólica:



Parabólica: $y = kx^2$



Hiperbólica: $y=k/x$

EJERCICIOS

1. Un camión cisterna lleva gasoil en 4 tanques de 10 Kl, 8 Hl, 7 Dl, y 900 dl. ¿Cuántos litros transporta?
2. Victoria toma 50 mg de vitamina C al día. ¿Cuántos g de esta vitamina tomará en un mes?
3. Calcula la capacidad, en ml, que tendrá un cubo de 5 dm de lado (L). Dato: volumen cubo = L·L·L
4. Una piscina tiene una capacidad de 3.000 dm³. ¿Cuántos litros serán necesarios suministrar para llenarla? ¿Y cuantos centímetros cúbicos (cm³)?
5. En una conducción de agua se producen pérdidas de agua de 25 m³ a la semana. ¿Cuántos litros supone esta pérdida?
6. Una parcela de 5 hectáreas necesita 500.000 cm³ de agua al día para su mantenimiento ¿Cuántos litros de agua se necesitan por metro cuadrado?
7. La velocidad de la luz es 300.000 km/s. ¿Cuál es la velocidad en km/h? Exprésalo con notación científica.
8. La distancia desde la tierra hasta la estrella más cercana (Próxima Centauro) es 4,22 años luz. Eso significa que la luz que ahora mismo recibimos de esa estrella es de hace 4,22 años. Exprésalo con notación científica en días y en horas.
9. La expresión de la presión es $presión = fuerza/superficie$ Recordando las unidades fundamentales y las expresiones estudiadas, deduce la unidad de presión, que se llama pascal.

10. Se han medido masas y volúmenes de trozos pequeños de mármol y se han obtenido los siguientes datos:

masa (g)	9	14	22	29	41	48	60	65
Volumen (cm ³)	3,1	4,8	7,6	10	14,1	16,6	20,7	22,4

Dibuja una gráfica tomando masas en ordenadas y volúmenes en abscisas ¿Qué forma tiene?

Divide cada masa por su volumen ¿se obtiene un cociente constante? ¿Qué significado tiene?

¿Qué ley puedes establecer, ahora, que relacione masa y volumen para cualquier trozo de mármol? Exprésala matemáticamente, llamando m a la masa en gramos de un trozo cualquiera de mármol y V a su volumen en cm³.

11. Un gas encerrado en un recipiente, está a una temperatura constante de 20 °C. Ocupa inicialmente 200 litros siendo la presión de 1 atmósfera. Si se aumenta la presión se obtienen los siguientes valores del volumen

P=Presión (atm)	1	2	5	10	20
V=Volumen (litros)	200	100	40	20	10

Representa esos valores en una gráfica p-V (p en el eje de ordenadas o eje Y, V en el eje de abscisas o eje X). ¿Son directamente proporcionales la p y la V?

1. 3. LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES

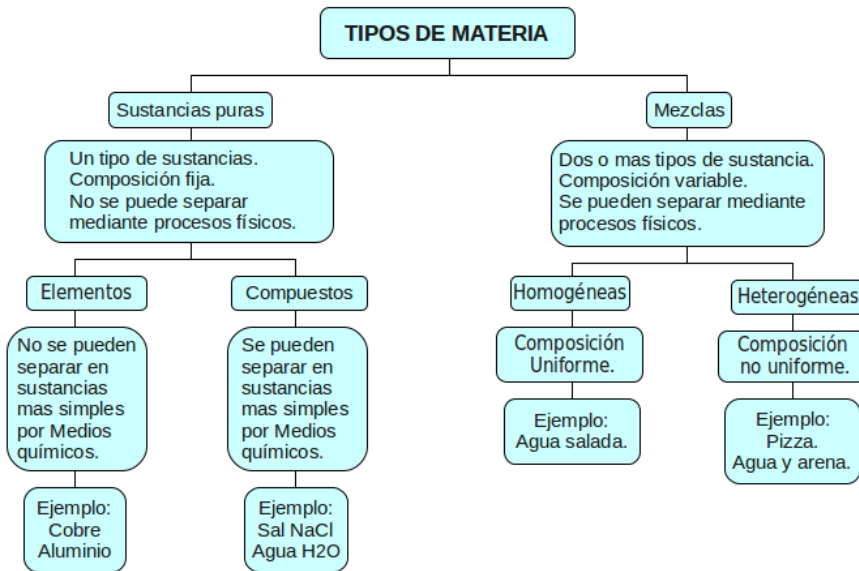
Elementos y compuestos

- Un **elemento químico** es toda sustancia que no es posible separar en otras más simples: Fe, O, H, ...
- Los **compuestos químicos** son sustancias formadas por dos o más elementos: H₂O, CO₂, ...

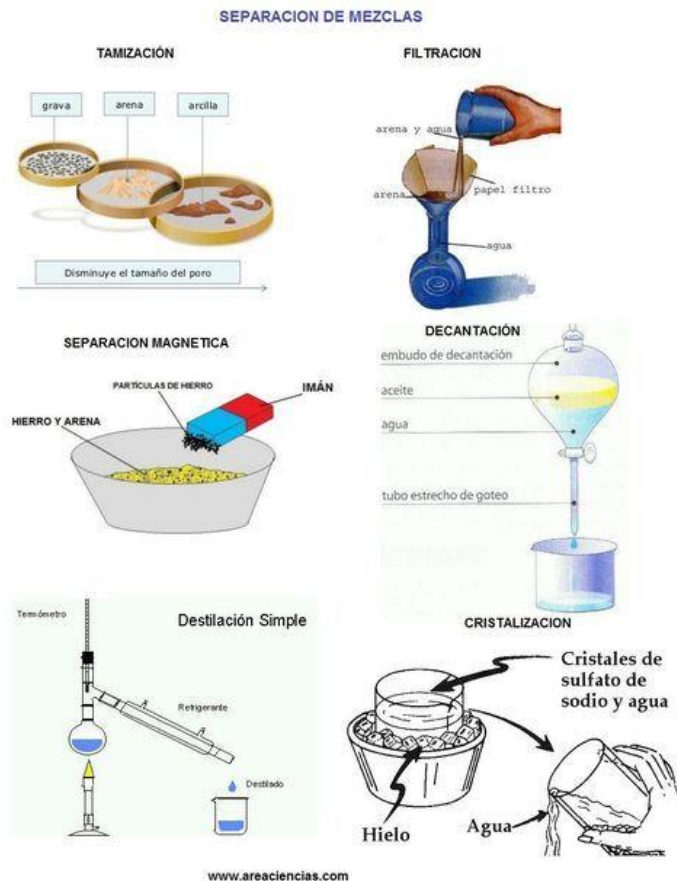
Sustancias puras y mezclas

- La materia constituida por un solo tipo de sustancia, elemento o compuesto, es una **materia pura**.
- Cuando se unen varias sustancias puras, sin reacción entre ellas, se forma una **mezcla**.

Mezclas homogéneas y heterogéneas



Métodos para la separación de mezclas



Cálculo del volumen de los cuerpos irregulares.

La diferencia entre las dos medidas ($V_2 - V_1$) es el volumen del objeto irregular.

Masa, volumen y densidad.

La magnitud física que relaciona la masa de un cuerpo contenida en determinado volumen se denomina **densidad**. Se define la densidad como la masa contenida en una unidad de volumen, es decir, la relación que existe entre la masa de un cuerpo y el volumen que ésta ocupa.

Se representa por "d" y matemáticamente se expresa: $d = m / V$

$$m = d \cdot V \quad V = m / d$$

Se mide en una unidad de masa dividida por una unidad de volumen. En el sistema internacional, en Kg/m^3 .

Un objeto menos denso que el agua flota en ella.

Un objeto más denso que el agua, se hunde.

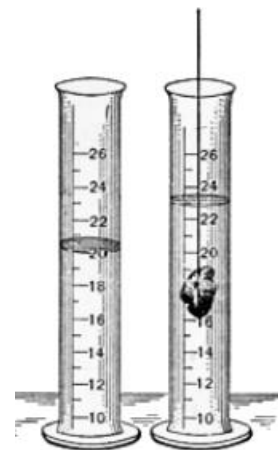
Por lo tanto, para una misma sustancia, en el mismo estado de agregación, como el valor de la densidad es constante e invariable, si tomamos distintas muestras, duplicando progresivamente la masa, éstas ocuparán un volumen cada vez doble del anterior. Por ejemplo, como la densidad del agua es $1 \text{ Kg}/\text{dm}^3$, y el dm^3 equivale al litro, podemos decir que en 1 litro de agua hay una masa de 1 Kg, que 2 Kg de agua ocuparán un volumen de 2 litros, o que medio litro de agua tiene una masa de 0,5 Kg.

- La densidad es una propiedad específica, porque nos permite diferenciar unas sustancias de otras. La densidad del plomo es $11,40 \text{ Kg}/\text{dm}^3$, y la del agua, $1 \text{ Kg}/\text{dm}^3$.

Esto quiere decir que en 1 dm^3 de agua, hay una masa de 1 Kg, y en 1 dm^3 de plomo, una masa de 11,40 Kg.

- Una misma sustancia, en el mismo estado de agregación, siempre tiene el mismo valor de la densidad.

Vemos los valores de densidad para el agua en los tres estados de agregación:



Estado de agregación	Densidad (Kg/m^3)
Hielo	920
Agua líquida	1.000
Vapor de agua	598

EJERCICIOS

1.- Calcula la densidad de un cuerpo de masa 400 g y un volumen 600 ml. Expresa el resultado en g/ml y en Kg/L .

2.- ¿Cuántos gramos de aceite hay en una garrafa de 5 litros? Densidad del aceite: $0,9 \text{ kg}/\text{L}$

3.- Calcula el volumen de una pieza de cobre de 650 gramos. Densidad del cobre: $8,9 \text{ g}/\text{mL}$

4.- ¿Cuánto pesan 250 mL de agua pura? ¿Qué volumen ocupan 500 g de agua?.

5.- Con una sustancia, se han efectuado las siguientes mediciones en el laboratorio.

a) Representa la gráfica de la masa en función del volumen.

Masa (g)	10	20	30	40	50
Volumen (cm^3)	4,2	8,4	12,6	16,8	21

b) Calcula la densidad de la sustancia.

Sabiendo que la densidad del agua es $1 \text{ g}/\text{cm}^3$, la sustancia,

c) ¿flotará o

se hundirá en el agua?. ¿Por qué?

6.- Pepe dispone de una probeta y echa agua hasta la señal de 40 mL. A continuación sumerge un trozo de hierro en el agua y el nivel de la probeta sube hasta los 60 mL. ¿Cuánto vale la masa del trozo de hierro sabiendo que la densidad del hierro es $7,9 \text{ g}/\text{cm}^3$?

7.- Una supuesta cadena de oro tiene una masa de 3 g. Al echarla en una probeta con agua, el nivel del líquido sube en 25 cm^3 . ¿Qué se puede decir de la cadena?.

8.- Un litro de aire tiene una masa de $1,2 \text{ g}$. ¿Qué volumen de aire hay en una habitación que mide 10 m de largo, 6 m de ancho y 3 m de alto?. ¿Cuál es la masa de todo el aire contenido en la misma?

1. 4. LOS ESTADOS DE LA MATERIA

Las fuerzas atractivas, denominadas **fuerzas de cohesión**, que mantienen unidas a las partículas que constituyen una sustancia, son las que determinan su estado de agregación, y las que confieren a las sustancias, las características propias de cada uno de ellos:

Cambios de estado

Los **cambios de estado** se llevan a cabo por la variación de las condiciones de **presión** y **temperatura**. Nos centraremos en aquellos producidos al modificar esta última magnitud.



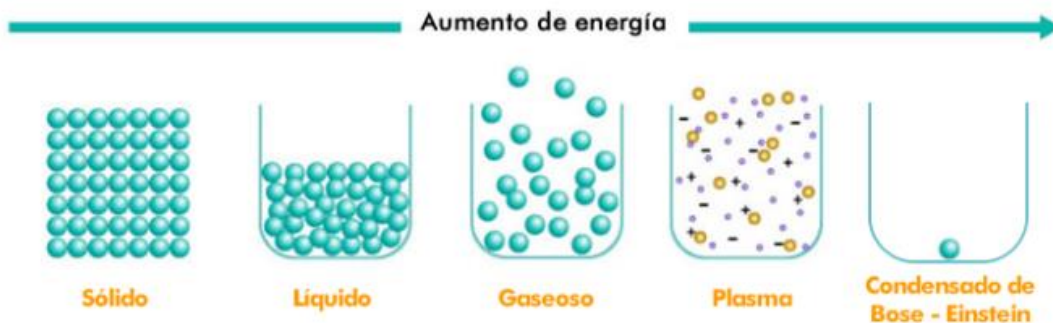
Como dijimos anteriormente, las partículas que constituyen la materia están unidas debido a las fuerzas de cohesión, que son atractivas, pero también están sometidas a una **agitación térmica**, que es directamente proporcional a la temperatura. Al aumentar la temperatura, aumenta su energía.

Pensemos en el caso del agua: a temperaturas bajo 0 °C se encuentra

en forma de hielo, las fuerzas de cohesión entre sus partículas son intensas, y éstas están ordenadas ocupando posiciones fijas en el espacio.

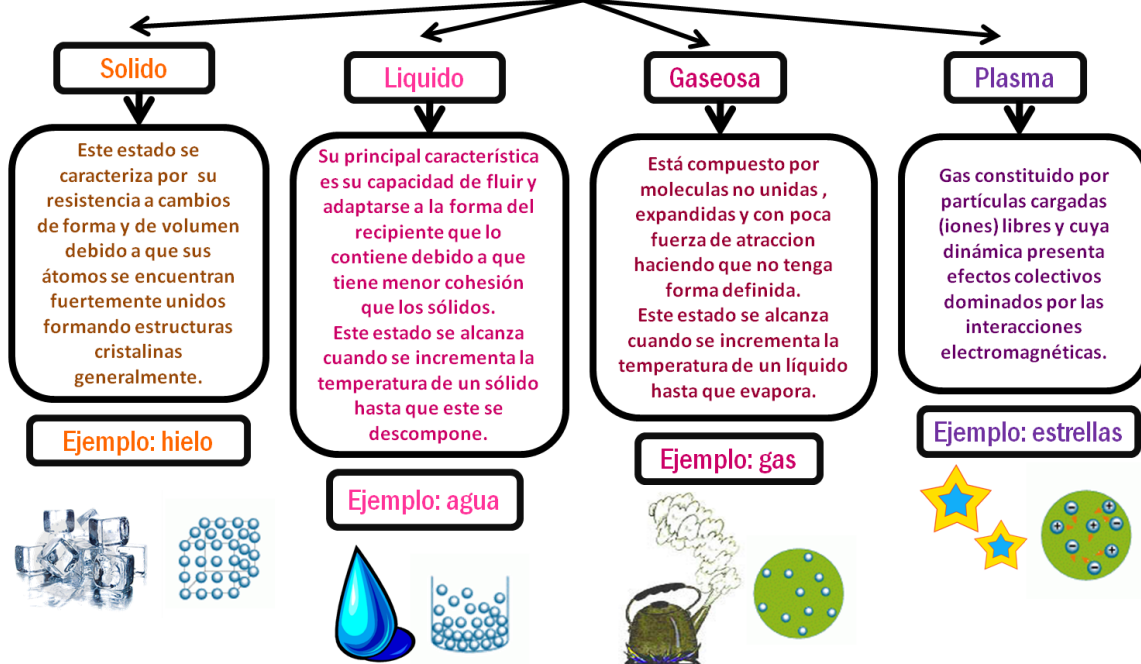
Cuando la temperatura aumenta por encima de 0 °C (T fusión del agua), las fuerzas de cohesión entre sus partículas disminuyen, porque aumenta la agitación térmica, las partículas siguen manteniéndose unidas, pero pueden deslizarse y cambiar de posición. El hielo pasa a agua líquida.

Si seguimos aumentando la temperatura y superamos los 100 °C (temperatura de ebullición del agua), la agitación supera a las fuerzas de cohesión, y las partículas se separan unas de otras, moviéndose libremente, a gran velocidad, chocando entre sí y contra las paredes del recipiente. El agua líquida ha pasado a estado gaseoso, es decir, a vapor de agua.



Estados de agregación de la Materia

La materia se presenta en muchas fases o estados, todos con propiedades y características diferentes pero los más conocidos y observables son los siguientes:



http://es.wikipedia.org/wiki/Estado_de_agregaci%C3%B3n_de_la_materia

http://concurso.cnice.mec.es/cniced2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

EXPERIENCIA: cambios de estado en el agua

Vamos a estudiar los cambios de estado que experimenta el agua cuando la calentamos.

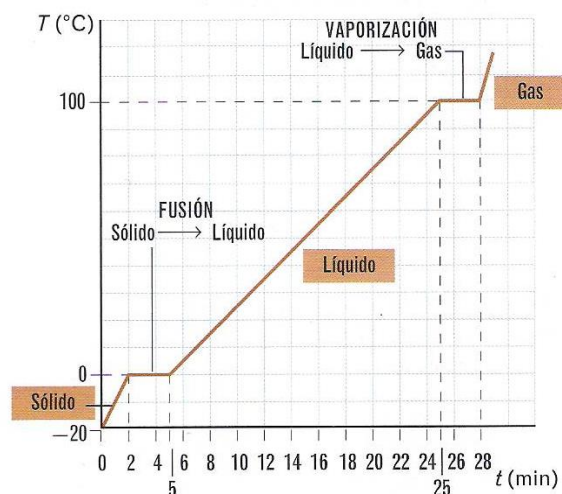
1. Pon hielo picado en un recipiente e introduce un termómetro en su interior.

2. Coloca el recipiente sobre un hornillo y empieza a calentar.

3. Anota en una tabla la temperatura que indica el termómetro y el estado en el que se encuentra la materia del interior del recipiente cada minuto.

Tiempo (min)	Temperatura (°C)	Estado
0	-20	Sólido
1	-10	Sólido
2	0	Sólido + líquido
3	0	Sólido + líquido
4	0	Sólido + líquido
5	0	Líquido
6	5	Líquido
7	10	Líquido
10	25	Líquido
20	75	Líquido
25	100	Líquido + gas
28	100	Líquido + gas

Gráfica 1. Calentamiento del agua.



Todas las sustancias puras tienen una gráfica de calentamiento o de enfriamiento similar a la del agua. Mientras se produce el cambio de estado, la temperatura del sistema permanece constante. Estas temperaturas se denominan temperatura de fusión y de ebullición y son propiedades características de las sustancias puras, ya que tienen un valor propio para cada una. Las mezclas no tienen puntos de fusión y ebullición fijos.

Ejemplo:

El alcohol tiene su punto de fusión a -117°C y su punto de ebullición es 79°C . Según estos datos a -125°C está sólido; a -117°C su estado está cambiando de sólido a líquido; a 50°C es un líquido; a 79°C está cambiando de estado líquido a gaseoso y a 100°C es un gas.

Para que se produzcan los cambios de estado de sólido a líquido y de líquido a gas es necesario dar energía, mientras que en el proceso inverso, gas a líquido y de líquido a sólido, se pierde energía. Esta energía recibe el nombre de **calor latente del cambio de estado**. Es también una propiedad característica de cada sustancia.



Imagen 19. Gráfica T-t Aumento de temperatura y temperatura constante en los cambios de estado.

<http://www.catedu.es>

En la imagen anterior podemos observar que la temperatura inicial de la sustancia sólida es -20°C , se consume energía (la que suministra la fuente de calor durante 5 minutos) y aumenta la temperatura hasta 0°C , se sigue consumiendo calor durante otros 5 minutos y **no aumenta la temperatura**. Esto sucede durante el **cambio de estado, de sólido a líquido**. Continuamos aportando energía (10 a 25 minutos) y la temperatura sube hasta 100°C . Aparece el siguiente tramo, en horizontal, (25 a 30 minutos), y la **temperatura permanece constante, es el cambio de estado de líquido a gas**. Si continuamos dando energía la temperatura continúa subiendo.

EJERCICIOS

Ejercicio 4

El cobre tiene su punto de fusión a 1083°C y el punto de ebullición a 2595°C . Indica el estado en el que se encuentra a:

- a) 2595K
- b) 1255°C
- c) 540°C

Ejercicio 10

Completa:

La presión atmosférica es _____ en la cumbre de una montaña, porque la capa de aire sobre los cuerpos es _____. En la cumbre de una montaña el agua hierve a _____ temperatura.

Actividad 12:

Un vaso que contiene una sustancia sólida a -10°C se calienta y se recogen cada 5 minutos los valores de su temperatura. Los datos se recogen en la siguiente tabla:

Tiempo (minutos)	0	5	10	15	20	25
Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)	-10	-2	-2	10	15	20

- Dibuja la gráfica Temperatura/tiempo.
- ¿Qué temperatura tiene esta sustancia a los 15 minutos?
- ¿Cuál es el punto de fusión de la sustancia? ¿Por qué?

Actividad 13:

Una sustancia tiene el punto de fusión a 10°C y el punto de ebullición en 400K . Indica en qué estado se encuentra a:

- 273K
- 25°C
- 119°C

1. 5. LOS GASES

Resulta difícil medir directamente la cantidad de gas que tenemos en un recipiente. Por eso, esta cantidad se determina de forma indirecta midiendo **el volumen, la temperatura y la presión**.

El volumen del recipiente que contiene el gas se expresa en litros (L) o en metros cúbicos (m³) en el SI.

Para medir la temperatura a la que se encuentra el gas utilizamos los grados Celsius (°C) o los Kelvin (K) en el SI. Ambas escalas se relacionan de la siguiente forma:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

La presión que ejerce el gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene se expresa en el SI en una unidad llamada pascal (Pa), aunque frecuentemente utilizamos como unidad la atmósfera (atm) o el milímetro de mercurio (mmHg).

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101\,325 \text{ Pa}$$

La presión que ejerce un gas depende del volumen del recipiente que lo contiene y de la temperatura a la que se encuentra.

Ecuación general de los gases

Siempre comenzaremos aplicando la ecuación general:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

condiciones condiciones
iniciales finales

EJEMPLO: Disponemos de un gas a temperatura constante que ocupa un volumen de 20 litros y a una presión de 0,4 atm. Si aumentamos la presión del gas hasta 2 atm; ¿Qué volumen ocupará el gas?

Datos: T= constante, V₁= 20 litros, P₁ = 0,4 atm, V₂= ? y P₂= 2 atm

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Como la temperatura es constante, no cambia, desaparece de la ecuación y nos queda:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

que equivale a la ley de Boyle.

0,4 · 20 = 2 · V₂, de donde V₂ = (0,4·20) / 2 = 4 L

EJEMPLO: Un gas que se encuentra a 10°C y ocupa un volumen de 20 litros, lo calentamos hasta los 50°C. Si la presión se ha mantenido constante, ¿cuál es el volumen que ocupa?

Datos: P constante, T₁= 10°C, V₁= 20 litros, T₂ = 50 °C y V₂= ?

Pasamos las T a Kelvin: T₁=10 + 273 = 283 k T₂= 50 + 273= 323 k

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Como la presión es constante, no cambia, desaparece de la ecuación y nos queda:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

que equivale a la ley de Charles

(20 / 283) = (V₂ / 323) 20 · 323 = 283 · V₂ V₂ = (20 · 323) / 283 = 22,82 L

EJEMPLO: Tenemos un gas a 2 atm de presión que ocupa un volumen de 100 litros a 20°C. ¿Cuál será su temperatura si se comprime a 10 atm de presión y ocupa 80 litros?

Datos: P₁= 2 atm, T₁= 20°C= 293 K, V₁= 100 L, P₂ = 10 atm, T₂ = ¿?, V₂= 80 L

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Ahora cambian V, T y P.

$$2 \cdot 100 / 293 = 10 \cdot 80 / T_2 \quad 2 \cdot 100 \cdot T_2 = 293 \cdot 10 \cdot 80 \quad T_2 = (293 \cdot 10 \cdot 80) / (2 \cdot 100) = 1.172 \text{ K}$$

MÁS EJEMPLOS RESUELTOS

Ejercicio Nº 1

A presión de 17 atm, 34 L de un gas a temperatura constante experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L ¿Cuál será la presión que ejerce?

Solución:

Primero analicemos los datos:

Tenemos presión (P_1) = 17 atm

Tenemos volumen (V_1) = 34 L

Tenemos volumen (V_2) = 15 L

Claramente estamos relacionando presión (P) con volumen (V) a temperatura constante, por lo tanto sabemos que debemos aplicar la Ley de Boyle y su ecuación (presión y volumen son inversamente proporcionales):

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Reemplazamos con los valores conocidos

$$17 \text{ atm} \cdot 34 \text{ L} = P_2 \cdot 15 \text{ L}$$

Colocamos a la izquierda de la ecuación el miembro que tiene la incógnita (P_2) y luego la despejamos:

$$P_2 \cdot 15 \text{ L} = 17 \text{ atm} \cdot 34 \text{ L}$$

$$P_2 = \frac{17 \text{ atm} \cdot 34 \text{ L}}{15 \text{ L}}$$

$$P_2 = \frac{17 \cdot 34}{15}$$

$$P_2 = \frac{578}{15} = 38,53 \text{ atm}$$

Respuesta:

Para que el volumen baje hasta los 15 L, la nueva presión será de 38,53 atmósferas.

Ejercicio Nº 2

¿Qué volumen ocupa un gas a 980 mmHg, si el recipiente tiene finalmente una presión de 1,8 atm y el gas se comprime a 860 cc?

Solución:

Analicemos los datos que nos dan:

Tenemos presión (P_1) = 980 mmHg

Tenemos presión (P_2) = 1,8 atm

Tenemos volumen (V_2) = 860 cc

Lo primero que debemos hacer es uniformar las unidades de medida.

Recuerda que la presión debe estar o en atmósferas (atm) o en milímetros de Mercurio (mmHg), pero no en ambas, y que el volumen debe estar en litros (L).

$P_1 = 980 \text{ mmHg}$ (lo dejamos igual)

$P_2 = 1,8 \text{ atm}$ lo multiplicamos por 760 y nos da 1.368 mmHg. Esto porque 1 atmósfera es igual a 760 mmHg

$V_2 = 860 \text{ centímetros cúbicos}$ lo expresamos en litros dividiendo por mil, y nos queda $V_2 = 0,86 \text{ L}$ (recuerda que un litro es igual a mil centímetros cúbicos).

Como vemos, de nuevo estamos relacionando presión (P) con volumen (V), a temperatura constante, por ello aplicamos la ecuación que nos brinda la Ley de Boyle (presión y volumen son inversamente proporcionales):

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Reemplazamos con los valores conocidos

$$980 \text{ mmHg} \cdot V_1 = 1.368 \text{ mmHg} \cdot 0,86 \text{ L}$$

Ahora despejamos V_1

$$V_1 = \frac{1.368 \cdot 0,86}{980} = \frac{1.176,48}{980} = 1,2 \text{ L}$$

Respuesta:

A una presión de 980 mmHg dicho gas ocupa un volumen de 1,2 L (1.200 centímetros cúbicos).

Ejercicio N° 3

A presión constante un gas ocupa 1.500 (ml) a 35° C ¿Qué temperatura es necesaria para que este gas se expanda hasta alcanzar los 2,6 L?

Solución:

Analicemos los datos:

Tenemos volumen (V_1) = 1.500 ml

Tenemos temperatura (T_1) = 35° C

Tenemos volumen (V_2) = 2,6 L

Lo primero que debemos hacer es uniformar las unidades de medida.

Recuerda que el volumen (V) debe estar en litros (L) y la temperatura (T) en grados Kelvin.

V_1 = 1.500 mililitros (ml), lo dividimos por 1.000 para convertirlo en 1,5 L

T_1 = 35° C le sumamos 273 para dejarlos en 308° Kelvin (recuerda que 0° C es igual a 273° K) (Nota: En realidad son 273,15, pero para facilitar los cálculos prescindiremos de los decimales).

V_2 = 2,6 L, lo dejamos igual.

En este problema estamos relacionando volumen (V) con temperatura (T), a presión constante, por lo tanto aplicamos la fórmula que nos brinda la Ley de Charles (volumen y temperatura son directamente proporcionales).

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Reemplazamos con los valores conocidos

$$\frac{1,5 \text{ L}}{308^\circ \text{ K}} = \frac{2,6 \text{ L}}{T_2}$$

Desarrollamos la ecuación:

Primero multiplicamos en forma cruzada, dejando a la izquierda el miembro con la incógnita, para luego despejar T_2 :

$$T_2 \cdot 1,5 \text{ L} = 308^\circ \text{ K} \cdot 2,6 \text{ L}$$

$$T_2 = \frac{308 \cdot 2,6}{1,5} = \frac{800,8}{1,5} = 533,87^\circ \text{ K}$$

Entonces, para que 1,5 L expandan su volumen hasta 2,6 L hay que subir la temperatura hasta 533,78° Kevin, los cuales podemos convertir en grados Celsius haciendo la resta $533,87 - 273 = 260,87^\circ \text{ C}$.

Respuesta:

Debemos subir la temperatura hasta los 260,87° C.

EJERCICIOS PARA RESOLVER

1. Un alpinista inhala 500 ml de aire a una temperatura de -10° C Suponiendo que la presión es constante ¿Qué volumen ocupará el aire en sus pulmones si su temperatura corporal es de 37° C ?
2. Qué volumen ocupará una masa de gas a 150° C y 200 mm Hg, sabiendo que a 50° C y 1 atmósfera ocupa un volumen de 6 litros ?
3. ¿Cuántas bombonas de butano de 200 litros de capacidad y 2 atmósferas se pueden llenar con el gas contenido en un depósito de 500 m^3 , y cuya presión es de 4 atmósferas?
4. Tenemos un gas inicialmente a una presión de 5 atm y ocupa un volumen de 75 litros, ¿Qué volumen ocupará si la presión disminuye a la presión atmosférica?

5. **Tenemos un gas a 2 atm de presión que ocupa un volumen de 100 litros a 20° C . ¿Cuál será su temperatura si se comprime a 10 atm de presión y ocupa 80 litros?**

APLICACIONES A LA VIDA REAL DE LAS LEYES DE LOS GASES

Los gases lo podemos evidenciar en la vida cotidiana en muchos casos.

A continuación podrás ver algunos ejemplos:



En la olla a presión podemos observar la Ley de Gay Lussac porque el recipiente de una olla a presión tiene un volumen definido, si se aumenta la temperatura, la presión interna del recipiente aumenta.

¿Cómo funciona un globo aerostático?

El funcionamiento de un globo aerostático se basa en la Ley de Charles, según la cual, el volumen de un gas aumenta con la temperatura.

Primero se llena el globo con aire con unos aspiradores y posteriormente se calienta el aire que hay en el interior del globo. Al calentar el aire, éste aumenta su volumen, y por tanto disminuye su densidad. Al tener ahora el aire caliente menor densidad que el aire frío se eleva, como se eleva el aceite sobre el agua, por diferencia de densidades.



¿Cómo se origina una explosión?

Muchas de las explosiones se producen al mezclar una serie reactivos químicos que forman como producto de la reacción una enorme cantidad de gas. El aumento de la presión del gas hace saltar lo que encuentra alrededor con una explosión.



También algunos cohetes funcionan de la misma manera. Su combustible produce grandes presiones de gas. Esta presión sale por el extremo inferior del cohete y le empuja con mucha fuerza hacia arriba hasta que alcanzan el espacio.



Las bombonas de butano

Todos conocemos las bombonas de butano. Cada bombona contiene aproximadamente 12 kg de butano. Esa masa, a 1 atmósfera de presión ocuparía un volumen de... ¡¡ 4480 litros !! Imagina una "bombona" de ese tamaño ¿dónde la meterías?

Según la Ley de Boyle, al aumentar la presión de un gas, disminuye su volumen. Por tanto, si aumentamos la presión de hasta aproximadamente 180 atmósferas, el volumen de gas será de unos 25 litros, que es el volumen que suele haber en las bombonas.

Por eso, el butano de las bombonas se encuentran a muy alta presión. A esta presión, el gas está licuado, es decir, en estado líquido. Cuando sale de la bombona pasa a estado gaseoso, ya que la presión fuera es mucho de menor, 1 atmósfera.



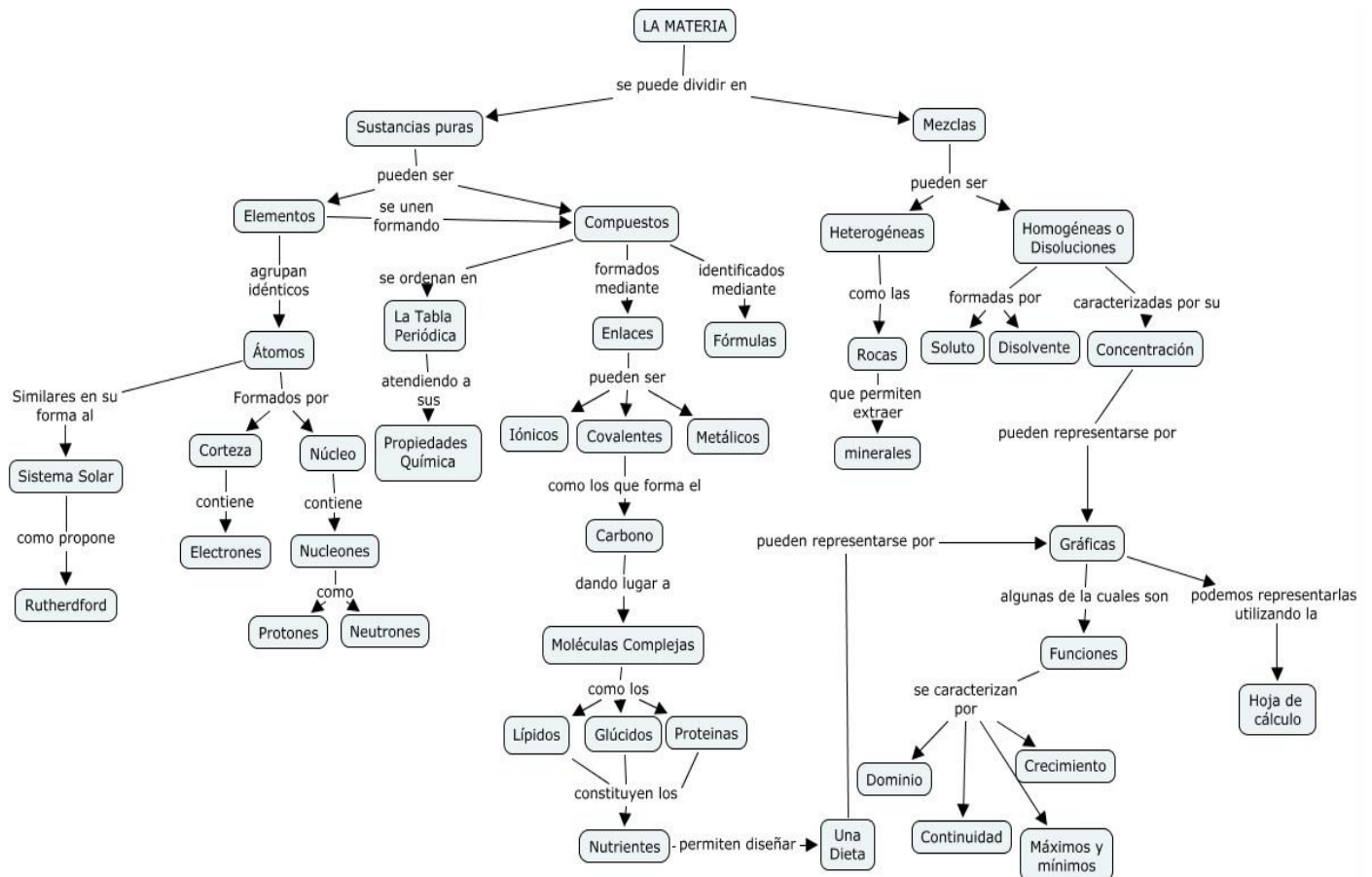
En un globo que inflas se puede observar la Ley de Boyle ya que a mayor presión ejercida, el volumen del globo aumenta.

Por otro lado también están los gases de uso medicinal, los cuales por sus características específicas son utilizados para el consumo humano y aplicaciones medicinales en instituciones de salud y en forma particular, como lo son: Oxígeno, Óxido nitroso y Aire medicinal.

También están los gases de uso doméstico, que se emplean principalmente para la cocina, calefacción de agua y calefacción ambiental, también suelen usarse para el funcionamiento de lavadoras, secadoras y neveras.

Por otra parte también están los gases de uso industrial que pueden ser a la vez orgánicos e inorgánicos y se obtienen del aire mediante un proceso de separación o producidos por síntesis química. Pueden tomar distintas formas como comprimidos, en estado líquido, o sólido, los más utilizados son el Oxígeno, el nitrógeno, el argón, el acetileno y otros gases nobles estos se utilizan en la industria del vidrio, cerámica, porcelana, textil, papel e industria química etc.

Unidad 2. LA MATERIA POR DENTRO



2.1. El átomo

La materia aparece ante nuestros sentidos como **continua**: si observamos un objeto o una sustancia cualquiera no encontramos que esté formada por constituyentes más pequeños.

Sin embargo, ya desde la antigüedad se sospechaba que esto podía no ser así. En el año 400 a. C. un griego llamado Demócrito propuso que todos los cuerpos materiales están formados por muchas partículas indivisibles, a las que denominó **átomos**. De hecho, el significado en griego de la palabra átomo es **indivisible**.

El siguiente paso era determinar cómo eran esos átomos. Como son muy pequeños, no podemos acceder directamente a ellos; por eso se han propuesto ideas a lo largo de la historia sobre cómo pueden ser los átomos. Cada una de esas ideas se denomina **modelo atómico**.

Entre las primeras ideas con fundamentación científica están las de **Dalton**, a principios del siglo XIX. Para Dalton, los átomos eran esferas macizas diminutas. Estas esferas podían ser de diferentes tipos y unirse entre sí para dar otros átomos distintos.

2.2. El modelo atómico de Rutherford

Un modelo muy sencillo y bastante completo, que permite explicar muchas características de las sustancias es el que propuso en el siglo XX E. **Rutherford**.

Antes de proponer su modelo, Rutherford realizó experiencias destinadas a comprender cómo podían ser los átomos por dentro. Estas experiencias consistían básicamente en someter finas láminas de oro a un tipo especial de radiaciones.

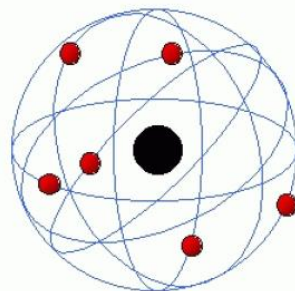


Figura 1.3: Modelo atómico de Rutherford y su análogo: el Sistema solar

De acuerdo con los resultados obtenidos, Rutherford propuso que los átomos que constituyen la materia tienen una estructura análoga a la del sistema planetario: es decir, tienen una parte central (similar al Sol) y partículas pequeñas girando alrededor de esta zona central (similares a los planetas). Entre la zona central y las partículas que giran no hay nada: es vacío.

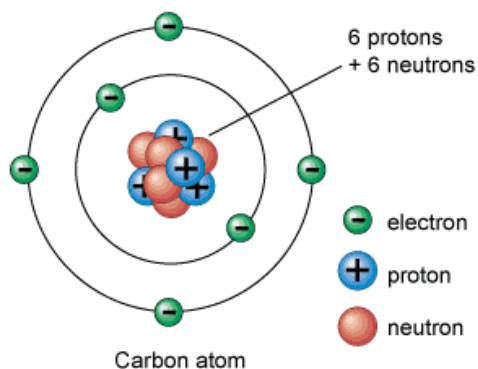
De este modelo, y de acuerdo con los resultados obtenidos en sus experiencias, se pueden deducir dos consecuencias: el átomo está prácticamente vacío y la casi totalidad de la masa se encuentra en la zona central.

La zona central del átomo se denomina **núcleo**. El núcleo es 100.000 veces más pequeño que el átomo: la relación entre el núcleo y el átomo es la misma que entre un botón pequeño y una plaza de toros.

El tamaño de un átomo es de 10^{-8} cm. A esa longitud se le denomina también **Angstrom**.

1 Angstrom = 10^{-8} cm = 10^{-10} m

2.3. Componentes de los átomos



De acuerdo con el modelo de Rutherford, podemos distinguir dos partes en el átomo: un núcleo central y una corteza exterior por donde se mueven unas partículas llamadas **electrones**. En cada átomo hay un único núcleo y, sin embargo, puede haber muchos electrones girando alrededor suyo.

Los electrones tienen una masa muy pequeña, tan pequeña que prácticamente toda la masa del átomo se encuentra concentrada en el núcleo: si un átomo tuviese un único electrón, la masa del electrón sería sólo un 0,05% del total.

El núcleo de los átomos está formado por otras partículas más pequeñas: los **protones** y los **neutrones**. Estas partículas tienen unas masas muy parecidas, además de otras características, por lo que ambas se conocen como **nucleones**.

Hay una característica muy importante que difiere en los protones, neutrones y electrones: la **carga eléctrica**. La carga eléctrica es una propiedad de la materia, igual que la masa. Existen dos tipos de carga eléctrica: la carga eléctrica positiva y la carga eléctrica negativa. Además, es importante saber que aquellas partículas que tienen igual carga se repelen, y las que tienen diferente tipo de carga, se atraen.

Los protones tienen carga eléctrica positiva.

Los electrones tienen carga eléctrica negativa.

Los neutrones tienen tanta cantidad de carga positiva como negativa, por eso se dice que son neutros o que no tienen carga total.



Partículas subatómicas fundamentales del átomo

- Partes de las que consta un átomo:
- 1. Corteza o nube electrónica: parte exterior (e^-)
- 2. Núcleo: parte central de un átomo. ($p^+ + n$)

Partícula	Carga eléctrica	Masa (g)	Masa relativa en u.m.a /símbolo
Electrón	-1.	9.11×10^{-28}	1/1823 e e-
Protón	+1	1.673×10^{-24}	1.007277 p p+
Neutron	0	1.673×10^{-24}	1.006665 n n°

Los neutrones impiden que los protones se repelan y se destruya el núcleo.

De la misma forma, para que los electrones no caigan sobre el núcleo por la atracción eléctrica, deben estar moviéndose en la corteza a gran velocidad.

La carga total del núcleo es positiva, la carga total de la corteza es negativa y la carga total del átomo se compensa entre ambas, siendo neutra.

2.4. Importancia de la idea de átomo en el desarrollo de la ciencia

Realmente la Ciencia actual es inconcebible sin la idea de átomo. Es un concepto que ha calado en todas las ramas del saber por su carácter fundamental.

Sin la idea de átomo, no se habría desarrollado la **Química**, tal y como la conocemos en la actualidad, ni con ella todos los avances que le están asociados en las distintas disciplinas: desarrollo de nuevos materiales, de medicamentos, de productos de todo uso, etcétera.

Sin el concepto de átomo no se podrían entender los procesos conocidos como reacciones químicas: ¿por qué se oxidan los metales?, ¿cómo arden los carburantes?, ¿cómo podríamos elaborar un semiconductor para nuestros aparatos eléctricos?, ¿cuáles son los procesos que acontecen en las células nuestro cuerpo?, etcétera.

Antes del desarrollo del concepto de átomo, pensemos, por ejemplo, en el siglo XVI: los seres humanos tenían metalurgia, medicina, textiles, etcétera, pero para que se produzca un desarrollo espectacular de la Ciencia y la Técnica son imprescindibles algunas ideas que nos permitan explicar cómo suceden las cosas y cómo está constituido el mundo: una de esas ideas es la de átomo.

2.5. Caracterización del átomo. Elementos químicos

Hemos visto que los átomos tienen dos partes diferenciadas: la corteza y el núcleo; que en el núcleo se encuentran los protones, con carga positiva, y los neutrones, sin carga, y entre ellos está distribuida la práctica totalidad de la masa del átomo. En la corteza girando se encuentran los electrones, con carga negativa y con una masa muy pequeña.

En el núcleo de los átomos hay un número variable de protones y neutrones. En la actualidad se conocen átomos que contienen en su núcleo desde un protón hasta otros que contienen más de 100 protones. El número de neutrones también es variable, creciendo a medida que lo hace el número de protones.

Para que los átomos sean eléctricamente neutros, el número de electrones coincide con el de protones.

El número total de protones, que contiene el núcleo del átomo, se denomina **número atómico**. Se representa por la letra **Z**.

El número total de protones y neutrones (la suma de los protones del núcleo y de los neutrones) se denomina **número másico**. Se representa por la letra **A**.

Si designamos al número de neutrones por la letra N, se cumple: $A = Z + N$

El número de electrones, en condiciones de carga neutra del átomo será también Z.

Ejemplo.

En el átomo de sodio hay 11 protones y 12 neutrones. Calcula su número atómico, su número másico y su número de electrones.

El número atómico coincide con el número de protones: $Z = 11$

El número de electrones, si el átomo es neutro, será por tanto también 11.

El número másico es la suma de protones y neutrones: $A = Z + N = 11 + 12 = 23$

Ejemplo.

El número másico de un átomo de bismuto es 209, y sabemos que en su núcleo tiene 126 neutrones. Calcula su número atómico y su número de electrones.

A partir de: $A = Z + N$

Despejamos Z: $Z = A - N$

Y sustituyendo: $Z = 209 - 126 = 83$

Tendrá por tanto 83 protones y 83 neutrones.

2.6. Elementos químicos

Elementos químicos son aquellas sustancias simples formadas por átomos que tienen todas el mismo número atómico.

Ejemplo: Si en una bombona tenemos sólo hidrógeno atómico (H), ¿cómo serán todos los átomos de esa bombona?

Como todos los átomos son de hidrógeno todos tendrán el mismo número atómico, es decir, todos tendrán un protón en su núcleo.

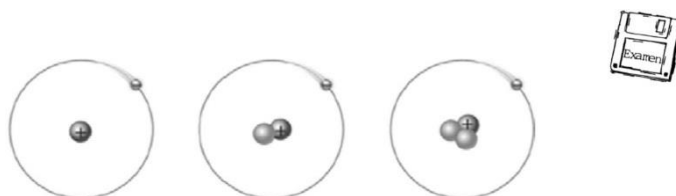
La diferencia entre átomo y elemento es que con la idea de átomo nos referimos a las partículas constituyentes de la materia, mientras que con el término elemento nos referimos a todas aquellas clases de átomos que se caracterizan por tener el mismo número atómico. Los átomos de un mismo elemento reciben el mismo nombre: hidrógeno, carbono, oro, etcétera.

Un elemento se diferencia de otro en que sus átomos tienen diferente número de protones. Así, todos los átomos de hidrógeno tienen 1 protón en su núcleo; todos los átomos de carbono tienen 6 protones, todos los átomos de oro tienen 79 protones, etcétera.

2.7. Isótopos

Aunque todos los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número atómico, pueden tener diferente número másico. A los átomos que siendo del mismo elemento químico tienen diferente número másico se les denomina **isótopos**. Al tener distinto número másico, tienen diferente número de neutrones.

Ejemplo: El hidrógeno presenta tres isótopos: el protio ($Z = 1, A = 1$), el deuterio ($Z = 1, A = 2$) y el tritio ($Z = 1, A = 3$).



2.8. Nombres y símbolos de los elementos químicos

Los **nombres** de los elementos químicos proceden de sus nombres en griego, latín, inglés o llevan el nombre de sus descubridores.

Los **símbolos químicos** son los distintos signos abreviados que se utilizan para identificar los elementos y compuestos químicos en lugar de sus nombres completos.

La mayoría de los símbolos químicos se derivan de las letras del nombre del elemento, principalmente en latín, pero a veces en inglés, u otros idiomas. La primera letra del símbolo se escribe con mayúscula, y la segunda (si la hay) con minúscula.

Este conjunto de símbolos que denomina a los elementos químicos es universal.

A continuación, como ejemplo, ponemos el origen del nombre de algunos elementos químicos y sus símbolos.

Nombre	Origen del nombre	Símbolo
Hidrógeno	Del griego "engendrador de agua".	H
Helio	Se descubrió por primera vez en el Sol (el dios griego Helios).	He
Carbono	Carbón.	C
Oxígeno	En griego "engendrador de óxidos" (<i>oxys</i>).	O
Sodio	Del latín <i>sodanum</i> (sosa). El símbolo Na viene del latín <i>nátrium</i> .	Na
Silicio	Del latín <i>silix</i> , sílice.	Si
Hierro	Del latín <i>ferrum</i> .	Fe
Níquel	Del alemán <i>kupfer nickel</i> , "cobre del demonio".	Ni
Selenio	De Selene (nombre griego de la Luna).	Se
Kriptón	Del griego <i>kryptos</i> , "oculto, secreto".	Kr
Plata	Del latín <i>argéntum</i> .	Ag
Lutecio	De Lutecia, antiguo nombre de París.	Lu
Iridio	De arco iris.	Ir

Americio	De América.	Am
Einstenio	En honor de Albert Einstein.	Es
Curio	En honor de Pierre y Marie Curie.	Cm
Oro	De <i>aurum</i> , aurora resplandeciente.	Au
Nobelio	En honor de Alfred Nobel.	No
Osmio	Del griego <i>osme</i> , olor.	Os

2.9. Representación de los átomos

Un átomo se representa indicando el símbolo del elemento químico al que pertenece, su número atómico y su número másico.

Si suponemos que el símbolo es X, el átomo se representaría de la forma

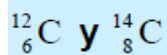
Ejemplo: Representar un átomo de oxígeno que tiene de número atómico 8 y de número másico 16



8

Ejemplo: Representar los dos isótopos del carbono sabiendo que el número atómico de éste es 6 y que los isótopos tienen 6 y 8 neutrones, respectivamente.

En este caso los números másicos serían: $A = Z + N = 6 + 6 = 12$, $A = Z + N = 6 + 8 = 14$



Ejemplo: Indica el número y tipo de nucleones en el átomo: 30



El número de protones será $Z = 15$ y el número de neutrones podemos calcularlo despejando en la ecuación:

$$A = Z + N \quad N = A - Z = 30 - 15 = 15 \text{ neutrones}$$

Ejemplo

Indicar las partículas del átomo ${}_{79}^{196}\text{X}$

Dado que tiene $Z = 79$, tiene 79 protones p^+ , y como el átomo es neutro, también tendrá 79 electrones e^-

Como el número másico $A = 196$ $A = Z + N$ $N = A - Z = 196 - 79 = 117$ neutrones n^0

Luego en el núcleo tendrá 79 protones p^+ y 117 neutrones y en la corteza externa tendrá 79 electrones e^- .

Será un isótopo del oro: ${}_{79}^{196}\text{Au}$

EJERCICIOS

1.- Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

Un protón y un neutrón tienen la misma masa. ___

La masa del átomo está concentrada en el núcleo. ___

Los electrones están en el núcleo y tienen carga positiva. ___

La masa del protón es menor que la masa del electrón. ___

2.- Completa la tabla siguiente:

ÁTOMOS	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
Cloro ($Z=17$; $A=36$)			
Plata ($Z=47$; $A=108$)			
Potasio ($Z=19$ $A=39$)			



X: Símbolo del elemento
A: número másico
Z: número atómico



3.- Se conocen tres isótopos del oxígeno ($Z = 8$) que son: O-16, O-17 y O-18. ¿Cuántos neutrones tiene el átomo de cada uno de ellos?

4.- Completa la tabla siguiente:

	Nº ATÓMICO	Nº MÁSSICO	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
LITIO	3	7	3	3	4
POTASIO	19				20
NITROGENO		14			7
OXIGENO		16	8		
CLORO				17	18

5.- Explica cómo están formados los átomos de los siguientes elementos y su configuración electrónica:

Azufre ($Z = 16$ $A = 32$) _____

Fósforo ($Z = 15$ $A = 31$) _____

Platino ($Z = 78$ $A = 195$) _____

6.- Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

Los isótopos son átomos con diferente número de protones.____

Los isótopos son átomos del mismo elemento.____

Los isótopos son átomos con diferente masa.____

Los isótopos son átomos con el mismo número de protones y diferente número de neutrones.____

Unidad 3. LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

3.1. Configuración electrónica de los átomos

Los electrones giran alrededor del núcleo en diferentes capas u orbitales, que constituyen la corteza del átomo. Estos orbitales tienen un valor de energía determinado, por eso se denominan **niveles de energía**. Se les identifica con el número "n" (1, 2, 3, ...) (1ª capa, 2ª, 3ª, ...)

Dentro de cada capa o nivel existen **subniveles**, denominados s, p, d y f.

Las capas y los subniveles tienen una capacidad limitada para contener electrones. El número máximo de electrones que puede haber en cada capa o nivel es:

n = 1 2 e-

n = 2 8 e-

n = 3 18 e- (aunque tiene tendencia a tener 8 e-)

etc

La distribución de los electrones en los distintos niveles se denomina **configuración electrónica**. En ella lo fundamental es la distribución electrónica del último nivel, denominado **nivel de valencia**, cuyos e- se denominan **e- de valencia**. Estos son los que van a determinar la naturaleza del átomo, muchas de sus propiedades físicas y químicas y la manera de enlazarse con otros átomos para formar compuestos.

Por esto, nos centraremos en la configuración electrónica del nivel de valencia, que es el que básicamente decide el comportamiento de los átomos, y que tiene una característica fundamental: **el número máximo de e- en este nivel es 8**.

Ejemplos de configuraciones electrónicas:

			Nivel de valencia
C (Z=6)	Electrones: 6	Configuración: (2,4)	Última capa: la 2ª con 4 e-
O (Z=8)	Electrones: 8	Configuración: (2,6)	Última capa: la 2ª con 6 e-
P (Z=15)	Electrones: 15	Configuración: (2,8,5)	Última capa: la 3ª con 5 e-
Ar (Z=18)	Electrones: 18	Configuración: (2,8,8)	Última capa: la 3ª con 8 e-
Ca (Z=20)	Electrones: 20	Configuración: (2,8,8,2)	Última capa: la 4ª con 2 e-

3.2. La regla del octeto

Ya sabemos que los electrones forman parte de la corteza del átomo. Éstos giran alrededor del núcleo formando capas con un número máximo de electrones por cada capa. Pues bien, el número máximo de electrones que puede contener una capa es de $2n^2$, siendo "n" el número de la capa. Así, en la primera capa puede haber hasta 2 electrones, en la segunda hasta 8, en la tercera hasta 18... Este reparto de los electrones por capas tiene la limitación de que la última capa no puede contener más de 8 electrones (regla del OCTETO).

Por ejemplo, el Calcio (Ca) tiene 20 electrones distribuidos así: 2 electrones en la primera capa, 8 en la segunda, 8 en la tercera y 2 en la cuarta. Como en la última capa tiene 2 e-, tendrá facilidad para cederlos y formar el ion Ca^{2+} y así quedarse con la última capa (la tercera) llena con 8 e- (regla del octeto)

El Cloro (Cl) tiene 17 electrones distribuidos así: 2 electrones en la primera capa, 8 en la segunda y 7 en la tercera. En la última capa tiene 7 electrones, en vez de cederlos como le ocurre al Ca, es más fácil que acepte un electrón para completar su última capa (regla del octeto). Así, el Cl tiene facilidad para aceptar 1 e- y formar el anión Cl^- .

3.3. Formación de iones

Como vimos en puntos anteriores, las partículas que constituyen el átomo son los protones, neutrones y electrones. Un átomo es eléctricamente neutro, puesto que tiene el mismo número de protones en el núcleo que de electrones en la corteza. Pero ya sabemos que los átomos pueden adquirir carga eléctrica. Recordamos que los átomos cargados se llaman **iones**. Este fenómeno se produce mediante la pérdida o la ganancia de e-. Los e- que participan en este proceso son los e- de valencia.

Cuando un átomo eléctricamente neutro gana uno o más e-, se carga negativamente, convirtiéndose en un **ión negativo o anión**. La formación de aniones se da en átomos electronegativos, que son aquéllos que tienen mucha facilidad para captar e- de otro átomo: $\text{Cl} + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$

Cuando un átomo eléctricamente neutro pierde uno o más e-, se carga positivamente, convirtiéndose en un **ión positivo o catión**. La formación de cationes se da en átomos electropositivos, que son aquéllos que tienen mucha facilidad para ceder e- a otro átomo: $\text{Na} - 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Na}^+$

En ambos casos, los iones quedan cargados con tantas cargas como e- hayan ganado o perdido.

3.4. Sistema periódico de los elementos

El científico ruso **Mendeleiev** diseñó el sistema periódico a finales del siglo XIX, ordenando los elementos según su masa atómica, y distribuyéndolos en filas y columnas. Incluso predijo la existencia y las propiedades químicas de elementos que serían descubiertos años más tarde.

En el sistema periódico actual los elementos están colocados por orden creciente de su número atómico (Z). En el sistema periódico actual las propiedades químicas de los elementos se presentan de forma regular, es decir, periódica, de ahí el nombre de tabla o sistema periódico. Las filas se denominan **periodos** y las columnas **grupos**. Hay 7 periodos y 18 grupos.

Cada elemento está representado por un **símbolo**. En la siguiente tabla indicamos, por grupos, los nombres y sus correspondientes símbolos, para los elementos más comunes:

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPO 1 IA 2 IIA 3 IIIB 4 IVB 5 VB 6 VIB 7 VIIB 8 VIII 9 VIIIB 10 IIB 11 IB 12 IIB 13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA 18 VIIIA

PERIODO 1 2 3 4 5 6 7

MASA ATÓMICA RELATIVA (1)
GRUPO IUPAC
GRUPO CAS
NÚMERO ATÓMICO
SÍMBOLO
NOMBRE DEL ELEMENTO

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)
 Ne - gaseoso Fe - sólido
 Hg - líquido Tc - sintético

Legenda:
 Metales (Azul), Semimetales (Naranja), No metales (Verde)
 Metales alcalinos (Azul claro), Metales alcalinotérreos (Azul oscuro), Elementos de transición (Azul gris), Lantánidos (Púrpura), Actínidos (Púrpura oscuro)
 Anfígenos (Verde claro), Halógenos (Verde oscuro), Gases nobles (Verde muy oscuro)

Copyright © 2017 Eni Generali



www.periodni.com

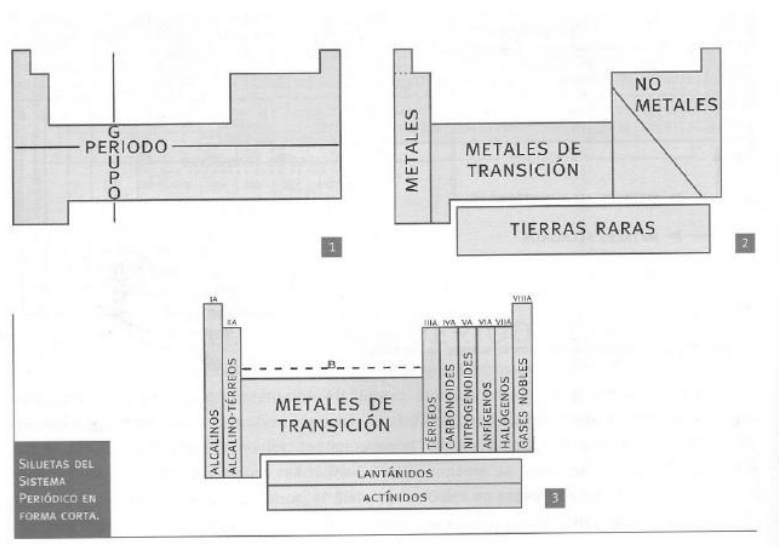
(1) Atomic weights of the elements 2013, Pure Appl. Chem., 88, 265-291 (2016)

LANTÁNIDOS

57 138.91 La LANTANO	58 140.12 Ce CERIO	59 140.91 Pr PRASEODIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO	61 (145) Pm PROMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO	63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho HOLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULIO	70 173.05 Yb ITERBIO	71 174.97 Lu LUTECIO
-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

ACTÍNIDOS

89 (227) Ac ACTINIO	90 232.04 Th TORIO	91 231.04 Pa PROTACTINIO	92 238.03 U URANIO	93 (237) Np NEPTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENCIO
----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------



Grupo IA		Grupo IIA		Grupo IIIA		Grupo IVA		Grupo VA		Grupo VIA	
H	Hidrógeno	Be	Berilio	B	Boro	C	Carbono	N	Nitrógeno	O	Oxígeno
Li	Litio	Mg	Magnesio	Al	Aluminio	Si	Silicio	P	Fósforo	S	Azufre
Na	Sodio	Ca	Calcio	Ga	Galio	Ge	Germanio	As	Arsénico	Se	Selenio
K	Potasio	Sr	Estroncio	In	Indio	Sn	Estaño	Sb	Antimonio	Te	Teluro
Rb	Rubidio	Ba	Bario	Tl	Talio	Pb	Plomo	Bi	Bismuto	Po	Polonio
Cs	Cesio	Ra	Radio								
Fr	Francio										

Grupo VIIA		Grupo VIIIA		Grupo VIB		Grupo VIIB		Grupo VIII					
F	Flúor	He	Helio	Cr	Cromo	Mn	Manganeso	Fe	Hierro	Co	Cobalto	Ni	Níquel
Cl	Cloro	Ne	Neón	Mo	Molibdeno	Tc	Tecnecio	Ru	Rutenio	Rh	Rodio	Pd	Paladio
Br	Bromo	Ar	Argón	W	Wolframio	Re	Renio	Os	Osmio	Ir	Iridio	Pt	Platino
I	Yodo	Kr	Criptón										
At	Astato	Xe	Xenón	Grupo IB		Grupo IIB		Grupo IIIB		Grupo IVB		Grupo VB	
		Rn	Radón	Cu	Cobre	Zn	Cinc	Sc	Escandio	Ti	Titanio	V	Vanadio
				Ag	Plata	Cd	Cadmio	Y	Itrio	Zr	Circonio	Nb	Niobio
				Au	Oro	Hg	Mercurio	La	Lantano	Hf	Hafnio	Ta	Tantalio

Grupo	IA	IIA	VIA	VIIA	VIIIA
Nombre	Alcalinos	Alcalinotérreos	Anfígenos	Halógenos	Gases nobles

De la configuración electrónica de un elemento se puede deducir el grupo y el periodo al que pertenece.

Ejemplos:

Sodio (Na) (Z = 11) 11 electrones Configuración: (2,8,1)

Como tiene tres capas pertenece al periodo 3 y como en la última capa tiene 1 e, pertenece al grupo 1.

Calcio (Ca) (Z = 20) 20 electrones Configuración: (2,8,8,2)

Como tiene cuatro capas pertenece al periodo 4 y como en la última capa tiene 2 e, pertenece al grupo 2.

En los "no metales" no se cumple estrictamente. **Explicación en clase.**

3.5. Propiedades químicas de los elementos a partir de su ubicación en la tabla periódica

La justificación del sistema periódico se basa en la distribución de los e- de los átomos en los orbitales. De hecho, **existe una relación entre la estructura electrónica de un elemento y su posición en el sistema periódico**, de manera que podemos predecir la configuración electrónica de un átomo a partir de su situación en la tabla periódica, y viceversa.

Una de los mayores aciertos de la tabla periódica es que está diseñada de tal manera, que **todos los elementos que pertenecen a un mismo grupo tienen propiedades químicas y físicas similares**. Esto es consecuencia de tener en su último nivel el mismo número de electrones.

Todos los átomos de un mismo grupo, tienen el mismo número de e- de valencia.

A continuación vemos los e- de valencia de los átomos integrados en los grupos rotulados A:

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	g. nobles
e ⁻ val.	1	2	3	4	5	6	7	8

Otra consecuencia fundamental del sistema periódico es que el número del periodo al que pertenecen los átomos, coincide con el nivel de valencia de los mismos.

Todos los átomos de un mismo periodo tienen el mismo nivel de valencia.

Según la facilidad de sus átomos para perder o ganar electrones, transformándose en iones, podemos distinguir **cuatro bloques de elementos químicos**, claramente diferenciados en el sistema periódico:

- **Metales.**
- **Semimetales.**
- **No metales.**
- **Inertes, que son los gases nobles.**

Los metales están situados a la izquierda de la tabla, los no metales a la derecha, entre ambos, los semimetales, y los gases nobles son los elementos del último grupo.

Por tanto, y de manera general, podemos enunciar las siguientes **características**:

Metales

Tienen pocos e⁻ en su último nivel, y tienden a desprenderse de ellos con facilidad. Esto les convierte en átomos electropositivos, ya que al perder e⁻ se cargan positivamente. Es decir, se transforman fácilmente en **cationes**.

Todos tienen, en mayor o menor medida, las propiedades que confiere el carácter metálico: son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio, que es líquido), son opacos, tienen brillo metálico y son conductores del calor y la electricidad. Son dúctiles y maleables.

No metales

Tienen más e⁻ en su último nivel, y tienden a ganar e⁻, con lo que quedan cargados negativamente. Se transforman fácilmente en **aniones**. Por esto se denominan electronegativos. Pueden ser sólidos, líquidos o gases. No son conductores de la electricidad.

Semimetales

Son elementos que pueden presentar carácter metálico o no metálico, según con qué elemento se combinen. Son sólidos a temperatura ambiente. Generalmente se transforman con dificultad en cationes.

Gases nobles

Son, evidentemente, gases. Son elementos inertes, es decir, no reactivos. Como veremos más adelante, no se combinan con otros elementos ni forman compuestos. No se transforman ni en aniones ni en cationes.

Conociendo el periodo y el grupo de un elemento, podemos situarlo fácilmente en la tabla periódica. También podemos saber su nivel de valencia y sus electrones de valencia, es decir, conocer la configuración electrónica del último orbital, y con esta información, podemos averiguar el carácter metálico o no metálico del elemento, lo que más adelante nos será de mucha ayuda para predecir los enlaces que utilizará para combinarse con otros elementos.

Ejemplo.

Nos dicen que el átomo de azufre está situado en el 3er periodo y en el grupo VIA.

Veremos qué información nos aportan estos datos.

En primer lugar, conociendo el grupo y el periodo, podemos situarlo fácilmente en la tabla periódica. Por estar en el 3er periodo sabemos que su nivel de valencia es el 3º, es decir, $n = 3$. Por tanto, tiene tres niveles o capas ocupados.

Por estar en el grupo VIA, sabemos que tiene 6 e⁻ de valencia. De esto deducimos que es un no metal, puesto que para completar su nivel de valencia, sabiendo que el número máximo de e⁻ es 8, le resulta más fácil ganar 2 e⁻ que perder 6. De aquí, también concluimos que formará fácilmente aniones, y que uno de ellos, es seguro S²⁻. Por supuesto, se ajustará a todas las propiedades generales de los no metales.

EJERCICIOS

1.

8.- Completa las frases siguientes:

a) Cuando un átomo neutro pierde 1 electrón se transforma en un ión de carga _____ que se llama _____.

b) Cuando un átomo neutro capta 1 electrón en su corteza se transforma en un ión de carga _____ que se llama _____.

c) Un átomo neutro tiene igual número de _____ que de _____.



2. Si el átomo de oxígeno O ($Z = 8$) pierde dos electrones. ¿Qué se forma? ¿Cuál es su configuración electrónica?

3. ¿Qué ion tiene tendencia a formar el Magnesio Mg ($Z = 12$)? ¿Y el azufre S ($Z = 16$)? ¿Y el Neón Ne ($Z = 10$)? (MUY IMPORTANTE)

4

7.- Identifica en la Tabla Periódica los elementos con Z igual a 4, 12 y 20.

a) Comenta si son metales o no metales.

b) ¿Qué tienen en común?

5

9.- Completa los datos de la tabla siguiente:

Elemento	Símbolo	Metal No Metal	Símbolo	Elemento	Metal No metal
Sodio	Na	metal	K	potasio	metal
Bromo			S		
Hierro			P		
Yodo			Sn		
Azufre			Al		
Cobalto			N		
Plomo			Cl		
Carbono			H		
Helio			Ca		

6. Clasifica los siguientes elementos: Ca, N, O, Ne, Fe, Be, Se, He, Mn, F, Kr según sean metales, no-metales o gases nobles.

7. ¿Qué es un catión?. ¿Cómo se forma? Pon algún ejemplo.