unc

FCEFyN

FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICAS Y NATURALES

CINEU

GUÍA DE

FÍSICA Y QUÍMICA

AUTORIDADES

DECANA
Dra. Ing. Magalí Carro Pérez

VICEDECANO
Dr. Ing. Jorge Finochietto

SECRETARIO GENERAL
Mg. Ing. Miguel Ruiz Caturelli

SECRETARIO ACADÉMICO
Dr. Ing. Daniel Glatstein

PROSECRETARIA PLANIFICACIÓN ACADÉMICA
Dra. Lic. Daniela Bordón

SECRETARIO DE ASUNTOS ESTUDIANTILES
Santiago Acuña

PROSECRETARIA DE ASUNTOS ESTUDIANTILES
Antonella Fedelle

COORDINADORA DEL CINEU
Dra. Ing. Claudia Egea

COORDINADORES DE LA MATERIA
Dra. Lic. Romina Comín y Mg. Ing. Osvaldo Natali

PROGRAMA

CONTENIDOS TEMÁTICOS

Unidad I- **Introducción a la Física**

Unidades utilizadas en Física. SI.ME.LA. Conversión de unidades. Cifras significativas. Notación Científica. Magnitudes escalares y vectoriales. Composición y descomposición de vectores. Componentes cartesianas de un vector. Coordenadas cartesianas y polares.

Unidad II- **El Movimiento**

Cinemática: movimiento rectilíneo uniforme; movimiento rectilíneo uniformemente variado: caída libre y tiro vertical. Problemas de encuentro.

Unidad III- **Dinámica**

Leyes de Newton. El equilibrio (1era. Condición). Cálculo de tensiones de cuerdas concurrentes en cuerpos suspendidos en equilibrio. Fuerza y peso. Trabajo y energía. Resolución de problemas.

Unidad IV- **Introducción a la Química**

Elementos. Componentes de un átomo. Número atómico. Número másico. Isótopos. Moléculas. Atomicidad. Iones. Masa de los átomos. Número de Avogadro. Mol. Masas molares. Conversiones mol-gramo.

Unidad V- **Nomenclatura Química**

Fórmulas químicas. Números de oxidación. Formación de compuestos binarios y ternarios. Nombres de los compuestos: nomenclatura química y reglas de nomenclatura.

Unidad VI- **Estequiometría**

Escritura y balance de las reacciones químicas. Relaciones estequiométricas en las reacciones. Reactivo limitante, rendimiento teórico y pureza de reactivos.

Índice

UNIDAD I

Introducción a la Física: Unidades utilizadas en Física. SI.ME.LA. Conversión de unidades. Cifras significativas. Notación Científica. Magnitudes escalares y vectoriales. Composición y descomposición de vectores. Componentes cartesianas de un vector. Coordenadas cartesianas y polares.

1. EL MODO DE TRABAJAR DE LAS PERSONAS DE CIENCIA

El método de trabajo que utilizara Galileo Galilei y que le permitiera formular sus leyes del movimiento, con el tiempo pasó a denominarse método científico. Este método es compartido hoy por la Física, la Química y otras disciplinas científicas, y constituye un método sistemático de investigación que bien merece un estudio crítico.

Toda investigación científica comienza con una cuidadosa recopilación de hechos observados y un detenido examen de los datos obtenidos. A menudo se advierte algún comportamiento particular que sugiere que los fenómenos que se investigan no ocurren de modo fortuito, sino que están sujetos a ciertas leyes fundamentales. En ciertos casos (los menos), puede descubrirse fácilmente la ley, hipótesis hasta que se compruebe experimentalmente, que relaciona los datos obtenidos. En la mayoría de las investigaciones, se acumula una gran cantidad de información, de muy diferentes orígenes antes de poder formular una ley que sea abarcativa de toda la problemática abordada. Es más, suele ocurrir que sea necesaria una inteligencia creativa para que, en un destello de inspiración, construya una hipótesis sencilla y fundamental, que permita relacionar las variables involucradas en el conjunto de datos. Los primeros pasos que se lleven a cabo en el proceso de investigación pueden cambiarlo totalmente, desde sus primeras hipótesis y sus primeras fuentes de datos, hasta el ámbito de trabajo o campo del conocimiento en el cual se llevan a cabo las investigaciones. Incluso el proceso de investigación no es lineal. Hay avances y retrocesos. No debe creerse que exista un único método científico. Cuando decimos método científico estamos queriendo decir que debe usarse el método que utilizan los científicos cuando desarrollan sus investigaciones, pero para nada queremos significar que exista un único modo de trabajar en ciencias.

Por muy verdadera que tal hipótesis pueda parecer, no ha de ser aceptada hasta que no haya sido sometida a la prueba rigurosa de la comprobación experimental. Un esquema sencillo de la situación que estamos planteando lo muestra la Figura 1.1.

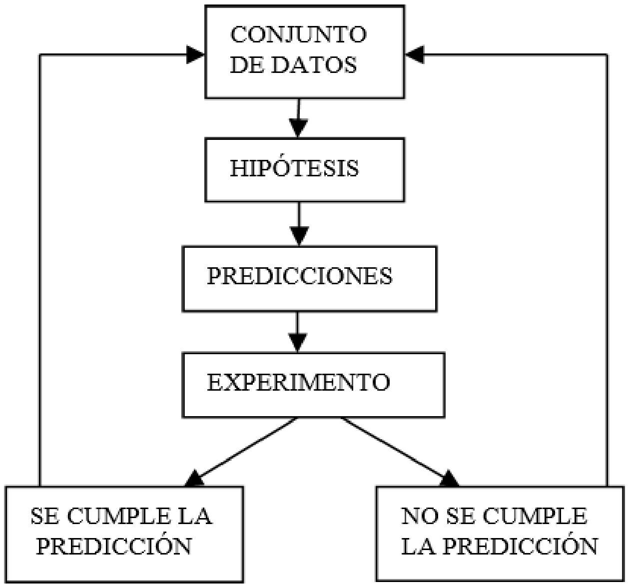


Figura 1.1: Esquema del proceso de investigación

Un experimento prueba una hipótesis verificando si las predicciones que se derivan de la misma son correctas. La tabla de verdad muestra que una hipótesis correcta necesariamente debe conducir a una predicción correcta. Sin embargo, una hipótesis falsa puede dar lugar a una conclusión falsa o correcta, tal como se resume en la Tabla 1.1.

Hipótesis	**Predicción**
Falsa	Falsa o correcta
Correcta	Correcta

Tabla 1.1: Tabla de verdad

Veamos un ejemplo:

En el siglo XVI, se creía que la velocidad de la luz era infinita (propagación instantánea) y sólo algunos científicos como Galileo (1564-1642) desconfiaban de esa creencia. Un experimento propio de la época, de quienes confiaban en que la luz se propagaba instantáneamente, era colocar un farol en una colina y otro en otra colina distante algunos kilómetros de la primera y actuar sobre uno de los faroles (se destapaba) enviando una señal al segundo que respondía al ver la señal, del mismo modo. En ese caso la hipótesis y la predicción que se planteaban eran:

HIPÓTESIS: la propagación de la luz es instantánea.

PREDICCIÓN: apenas se destapa el primer farol, se debe ver desde el primero la señal del segundo.

Salvando las demoras en los encargados de tapar y destapar los faroles, aparentemente la predicción se cumple. Sin embargo, hoy sabemos que ello ocurre porque la velocidad de la luz es tan grande que el tiempo que tarda en recorrer algunos kilómetros es extremadamente pequeño y en consecuencia difícil de medir.

CLARAMENTE USTED HA PODIDO OBSERVAR COMO UNA HIPÓTESIS FALSA HA DADO LUGAR A UNA PREDICCIÓN CORRECTA

2. SISTEMA DE UNIDADES. SIMELA.

La física suele ser denominada como la "ciencia de la medición". Dicha denominación se apoya en el hecho de que para descubrir las leyes que gobiernan los fenómenos naturales, los científicos deben llevar a cabo mediciones de las magnitudes relacionadas con dichos fenómenos.

Antes de que el Sistema Métrico Decimal fuese instituido (a fines del siglo XVII), las unidades de medida se definían muy arbitrariamente y variaban de un país a otro, dificultando las transacciones comerciales y el intercambio científico entre las naciones. Las unidades de longitud, por ejemplo, casi siempre se derivaban de las dimensiones de ciertas partes del cuerpo del monarca de un país. La Figura 1.2 muestra algunas de estas unidades.

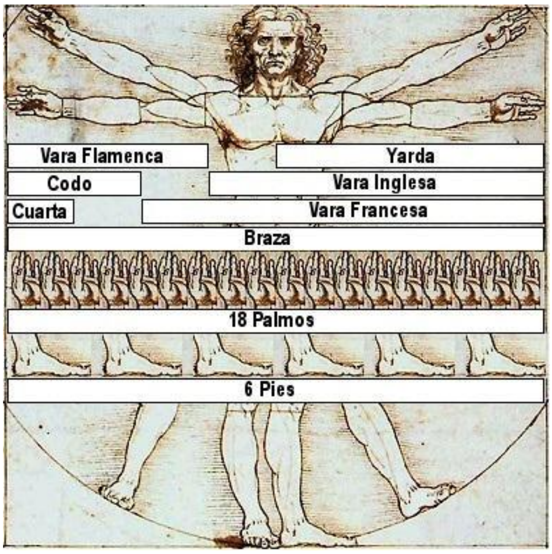


Figura 1.2: Relación entre diferentes unidades y las dimensiones del cuerpo

Aún en la actualidad, en los países de habla inglesa se utilizan unidades de este tipo, claro que definidas con patrones menos arbitrarios que los que se utilizaban en la antigüedad. También se utiliza en estos países el Sistema Métrico Decimal, en una etapa de transición después de la cual sólo se utilizará este último sistema.

Otro problema de estas unidades era que sus múltiplos y submúltiplos no son decimales de la unidad fundamental. Esto dificultaba enormemente la realización de las operaciones matemáticas con las mismas. Por ejemplo: 1 pie equivale a 12 pulgadas y 1 yarda equivale a

2,98 pies. Los inconvenientes detallados en los párrafos anteriores, llevaron a los científicos de la época a proponer un sistema definido con mayor precisión y más sencillo para operar. Así en 1795, en Francia y como una de las contribuciones más significativas de la Revolución Francesa a la ciencia, se adoptó el Sistema Métrico Decimal, al que se le dio el carácter de Sistema Universal.

Las principales características de este sistema fueron:

1. La tierra se tomó como base para escoger la unidad de longitud: se definió al metro como la diezmillonésima (10^{-5}) parte de la distancia (sobre un meridiano) del ecuador al polo. Esta cantidad se marcó sobre una barra de platino iridiado -el metro patrón- y se depositó en el Archivo Oficial de Pesas y Medidas en París. Todavía hoy se conserva, aun cuando el metro patrón se define de otra manera.

2. Los prefijos de los múltiplos y submúltiplos se eligieron de modo racional, empleándose palabras griegas y latinas (kilo=10^3, mili=10^{-3}, deca=10^1, etc.) para designarlos.

En el año 1960 la Conferencia General de Pesos y Medidas, la autoridad internacional en lo que respecta a unidades, propuso una revisión y modernización del sistema métrico llamada Sistema Internacional de Unidades (abreviado SI). En la Tabla 1.2 se muestran las **siete** unidades SI básicas, las demás unidades necesarias para hacer mediciones se pueden derivar de estas unidades básicas.

Unidad	Nombre	Símbolo	Definición
Longitud	Metro	***m***	"…. la longitud igual a 1 650 763.73 longitudes de onda en el vacío de la radiación correspondiente a la transición entre los niveles $2p_{10}$ y $5d_5$ del átomo del kriptón 86". (1960)
Masa	Kilogramo	***Kg***	"... este prototipo (un cierto cilindro de platino-iridio) se considerará de aquí en adelante como la unidad de masa." (1889)
Tiempo	Segundo	***s***	"... la duración de 9 192 631 770 periodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado basal del átomo de cesio 133". (1967)
Corriente eléctrica	Ampere	***A***	"... la corriente eléctrica constante que, si se mantiene en dos conductores paralelos rectos de longitud infinita, se sección recta circular despreciable y colocados a una distancia de 1 m en el vacío, producirá entre ellos una fuerza igual a 2 x 10^{-7} newton por metro de longitud". (1946)
Temperatura	Kelvin	***K***	"... la fracción 1/273.16 de la temperatura termodinámica del punto triple del agua". (1967)
Cantidad de sustancia	Mol	***mol***	"...la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos en 0.012 kilogramo de carbono 12". (1971)
Intensidad luminosa	Candela	***Cd***	"... la intensidad luminosa, en dirección perpendicular, de una superficie de 1/600 000 m^2 de un cuerpo negro a la

			temperatura de fusión del platino a la presión de 101 325 newton por metro cuadrado". (1967)

Tabla 1.2: Unidades básicas del SI

Cantidad	Nombre de la unidad	Símbolo	Definición
Área	metro cuadrado	m^2	
Volumen	metro cúbico	m^3	
Frecuencia	Hertz	Hz	Ciclo/s
Densidad	kilogramo por metro cúbico	Kg/m^3	
Rapidez, Velocidad	metro por segundo	m/s	
Velocidad angular	radián por segundo	rad/s	
Aceleración	metro por segundo cuadrado		m/s^2
Aceleración angular	radián por segundo cuadrado	rad/s^2	
Fuerza	Newton	N	$Kg .m/s^2$
Presión	Pascal	Pa	N/m^2
Trabajo, Energía, cantidad de Calor	Joule	J	N · m
Potencia	Watt	W	J/s
Cantidad de electricidad	Coulomb	C	A · s
Diferencia de potencial, Fuerza electromotriz	Volt	V	W/A
Intensidad del campo eléctrico	volt por metro	V/m	
Resistencia eléctrica	Ohm	Ω	V/A
Flujo magnético	Weber	Wb	V · s
Inductancia	Henry	H	V · s/A
Densidad del flujo magnético	Tesla	T	Wb/m^2
Intensidad del campo magnético	ampere por metro	A/m	
Entropía	joule por kelvin	J/ºK	
Calor específico	joule por kilogramo kelvin	J/(kg · ºK)	
Conductividad térmica	watt por metro kelvin	W/(m · ºK)	
intensidad radiante	watt por esterorradián	W/sr	

A continuación, en la Tabla 1.3., se pueden analizar algunas de las magnitudes derivadas.

Tabla 1.3: Algunas unidades derivadas, del SI.

Finalmente existen un tercer tipo de unidades, las "Unidades Suplementarias" que son puramente geométricas, algunas de las cuales se muestran en la Tabla 1.4.

Tabla 1.4: Unidades suplementarias del SIMELA

Por ley 19.511, del 2 de marzo de 1972, se modifica la legislación metrológica vigente en nuestro país desde 1863. El artículo 1º de dicha ley establece:

> "EL SISTEMA MÉTRICO LEGAL ARGENTINO (SIMELA) ESTARÁ CONSTITUÍDO POR LAS UNIDADES, MÚLTIPLOS Y SUBMÚLTIPLOS, PREFIJOS Y SÍMBOLOS DEL SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (SI) TAL COMO HA SIDO RECOMENDADO POR LA CONFERENCIA GENERAL DE PESAS Y MEDIDAS HASTA SU DECIMOCUARTA REUNIÓN, Y LAS UNIDADES, MÚLTIPLOS Y SUBMÚLTIPLOS Y SÍMBOLOS AJENOS AL SISTEMA INTERNACIONAL QUE FIGURAN EN EL CUADRO DE UNIDADES DEL SIMELA"

3. LAS UNIDADES EN LAS ECUACIONES Y EN LOS RESULTADOS

Todas, bueno… digamos "casi todas" las magnitudes físicas tienen su correspondiente unidad. Algunas, muy pocas, carecen de unidad. Por ejemplo, el índice de refracción de una sustancia que es la relación entre la velocidad de la luz en el vacío y la velocidad de la luz dentro de dicha sustancia naturalmente es un número abstracto, sin unidades. Un vistazo a las tablas del Sistema Internacional de Unidades permite inferir sobre las unidades de cada una de las magnitudes físicas; algunas tienen nombre propio mientras otras quedan definidas en función de las unidades básicas.

Las ecuaciones que se utilizan en la física para resolver determinadas situaciones estarán constituidas por un primer y por un segundo miembro; cada uno de éstos podrá estar compuesto por uno o varios términos. Todos los términos de la ecuación deberán poseer las mismas unidades.

> NO SE PUEDEN SUMAR TÉRMINOS CON UNIDADES DISTINTAS
> NO SE PUEDEN IGUALAR MIEMBROS CON UNIDADES DISTINTAS

Lo expresado en el recuadro puede utilizarse para verificar si determinadas ecuaciones son correctas, por lo menos desde el punto de vista de las unidades involucradas.

Ejemplo

En todos los casos se trata de verificar la coherencia de las expresiones dadas, sobre la base de analizar las unidades de cada uno de sus términos.

1. $(3m + 2kg)$, m (metros) más kg (kilogramos) no pueden sumarse.

2. F = 12 *m*, no tiene significado físico ya que en el primer miembro tenemos una fuerza, razón por la cual el resultado debe estar dado en *N* (Newton) y no en *m* (metros). El segundo miembro debería resultar en *N*.

3. Utilizando la Tabla 1.5 que lo ayudará a identificar símbolos que no conoce, y ayudándose con las tablas del SIMELA, verifique analizando la coherencia de las unidades involucradas, cuáles de las siguientes expresiones son correctas y cuáles incorrectas.

$$x = x_0 + v_0 t + \frac{1}{2} a t^2$$

$$v = \frac{m}{t} + a$$

$$v = \sqrt{2gh}$$

$$F_c = m\, a_c = m \frac{v^2}{R}$$

Este ejercicio, lo dejamos sin resolver para que usted practique.

Magnitudes	Símbolos	Unidades
Altura	H	m metro
Posición	X	m metro
Velocidad	V	m/s
Aceleración	A	m/s²
Tiempo	T	s segundo
Aceleración de la gravedad	G	m/s²
Fuerza centrípeta	Fc	N Newton
Radio	R	m metro
Masa	M	kg kilogramo

Tabla 1.5: Símbolos y unidades de diferentes magnitudes.

4. NOTACIÓN CIENTÍFICA

Es común en Ciencias Naturales encontrarse con cantidades cuyos números que son demasiado grandes o extremadamente pequeños. Analicemos los siguientes ejemplos:

- la longitud de onda de la luz del sodio (λ_{Na}) es: 0,000 000 5893 m
- la distancia de la tierra al sol ($d_{t\text{-}s}$) es: 149 500 000 000 m
- el diámetro de un virus pequeño (φ) es: φ =0,000 000 08 m
- la vida media de un mamífero grande (t) es: 900 000 000 s
- un átomo de hidrógeno tiene una masa (m_H) de: 0,00000000000000000000166 Kg

Como observamos, el manejo de estos números es engorroso, su uso en los cálculos aritméticos representa una gran tendencia a cometer errores, es un gasto inútil de tiempo y papel, y una lectura poco clara del valor. Para manejar mejor estas cantidades muy grandes o muy pequeñas, se usa la llamada **notación científica**. No importa cuál sea la magnitud, todos los números se pueden expresar de la forma:

$$\mathbf{N \times 10^n}$$

donde **N** es un número entre 1 y 10 y **n** es un exponente que puede ser un número entero positivo o negativo.

Supóngase que se desea expresar cierto número en notación científica. La clave está en encontrar el valor de n. Se cuenta el número de lugares que se requiere mover la coma decimal para tener el número N (entre 1 y 10). Si la coma decimal se mueve hacia la izquierda, entonces el número n es un entero positivo; si se tiene que mover hacia la derecha, entonces n es un entero negativo: Por ejemplo, si queremos escribir de acuerdo a la notación científica el número 568,762 será igual a $5{,}68762 \times 10^2$. La coma decimal se ha movido dos lugares hacia la izquierda, por lo que n = 2.

Analiza cada una de las cantidades, que mencionábamos anteriormente, expresadas en notación científica:

$$\lambda_{Na} = 0{,}000\ 000\ 5893 \text{ m} = 5{,}893 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$d_{t\text{-}s} = 149\ 500\ 000\ 000 \text{ m} = 1{,}495 \times 10^{11} \text{ m}$$

$$\varphi = 0{,}000\ 000\ 08 \text{ m} = 8 \times 10^{-8} \text{ m}$$

$$t = 900\ 000\ 000 \text{ s} = 9 \times 10^{8} \text{ s}$$

$$m_H = 0{,}00000000000000000000166 \text{ Kg} = 1{,}66 \times 10^{-21} \text{ Kg}$$

5. MÚLTIPLOS Y SUBMÚLTIPLOS

También se pueden escribir las magnitudes físicas, utilizando múltiplos y submúltiplos de la unidad fundamental. Por ejemplo, las cuatro cantidades del ejemplo anterior podrían escribirse

λ_{Na} = 0,5893 μm (micrometro)

$d_{t\text{-}s}$ = 149,5 Gm (gigametro)

φ = 0,08 μm (micrometro)

T = 0,9 Gs (gigasegundo)

Las abreviaturas aceptadas internacionalmente para los múltiplos y submúltiplos comúnmente utilizados, así como los correspondientes prefijos añadidos al nombre de la unidad, se muestran en la Tabla 1.6.

Abrev.	Prefijo	Factor

G	giga	10^9
M	mega	10^6
K	kilo	10^3
c	centi	10^{-2}
m	mili	10^{-3}
μ	micro	10^{-6}
n	nano	10^{-9}
p	pico	10^{-12}
f	fento	10^{-15}

Tabla 1.6: Múltiplos y submúltiplos de la unidad

Ejemplos

1. Con la notación científica siempre podemos escribir un número de distintas maneras, sin modificar su número de cifras significativas. Escriba los siguientes números de tres maneras distintas, utilizando notación científica:

1.1 0,000791
1.2 100
1.3 5,79
1.4 8,42
1.5 15 037
1.6. 3,66

Respuestas:

1.1 0,000791 = 791 x 10^{-6} = 7,91 x 10^{-4} = 0,791 x 10^{-3}
1.2 100 = 0,100 x 10^3 = 1,00 x 10^2 = 0 ,000 001 00 x 10^8
1.3 5,79 x 10 =
1.4 8,42 =
1.5 15 037 =
1.6 3,66 =

continúe usted

2. Una membrana celular tiene un espesor de valor e = 0,000 000 0072 m.

2.1 Escriba el valor del espesor de la membrana utilizando notación científica.

Respuesta: e = 0,000 000 0072 m = 7,2 x 10^{-9} m

2.2 Exprese el valor del espesor de la membrana en "nm".

Respuesta: Un nanómetro (nm) es igual a 10^{-9}m. En consecuencia, e = 7,2 x 19^{-9} m = 7,2 nm

3. Considerando que el año tiene 365 días, un día 24 horas, una hora 60 minutos y un minuto 60 segundos, fácilmente se puede calcular la cantidad de segundos que tiene un día y un año.

3.1 Calcule la cantidad de segundos que tiene un día y un año.

Respuesta: Según lo expresado en el enunciado,

1 hora = 60 x 60 = 3 600 s

1 día = 3 600 x 24 = 86 400 s

1 año = 86 400 x 365 = 31 536 000 s

3.2 Exprese las cantidades obtenidas en el punto anterior, de una manera más sencilla, utilizando notación científica, y múltiplos de la unidad fundamental.

Respuesta:

1 hora = $3{,}6 \times 10^3$ s

1 día = $8{,}64 \times 10^4$ s

1 año = $3{,}153\ 6 \times 10^7$ s

¿Y LOS CEROS?

En el punto siguiente, aclararemos el asunto de los ceros que no están.

6. CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Los físicos y los químicos, y en general todas las personas que realizan mediciones, han adoptado una forma de proceder en relación con la presentación del resultado de una medición. Este debe expresar sólo las cifras seguras y una aproximada. Estos números que componen el resultado, se denominan **cifras significativas**.

LAS CIFRAS SIGNIFICATIVAS DE UN RESULTADO SON LAS QUE EL OPERADOR PUEDE GARANTIZAR (QUE HA LEÍDO), INCLUYEN CIFRAS SEGURAS Y LA PRIMER CIFRA APROXIMADA

Para contar las cifras significativas de un número escrito en notación decimal, se actúa de la siguiente manera:

SE CUENTAN TODAS LAS CIFRAS ESCRITAS, COMENZANDO A CONTAR DESDE LA DERECHA Y HACIA LA IZQUIERDA, **EXCEPTO LOS CEROS QUE ESTÁN A LA IZQUIERDA DE LA ÚLTIMA CIFRA NO NULA**. CUANDO EL NÚMERO ESTÁ ESCRITO EN NOTACIÓN CIENTÍFICA NO SE CUENTA EL FACTOR EXPONENCIAL

Ejemplos

1. 3,42 .... 3 cifras significativas
2. 0,002 .... 1 cifra significativa
3. 10 000 .... 5 cifras significativas
4. 3,420 0 .... 5 cifras significativas

5. 0,000 097 .... 2 cifras significativas
6. 75 468 001 .... 8 cifras significativas

Desde el punto de vista matemático 1. y 4. son iguales, sin embargo, desde el punto de vista del resultado de una medición, no. En 1. la cifra aproximada ocupa el lugar de las centésimas, mientras que en el 4. ocupa el lugar de las diez milésimas. *PARECEN IGUALES, PERO NO LO SON*. En el caso 1. el operador ha leído el *3,4* como cifras seguras y el *2* (para las centésimas) como cifra aproximada; en el caso 4. se han leído como seguras las cifras *3,420* y el *0* (para las diez milésimas) como aproximada.

Comentarios:

- No deben agregarse ceros a la derecha de las cifras significativas de la cantidad, a menos que hayan sido leídos.
- Los ceros a la izquierda de las cifras leídas, no se cuentan como cifras significativas, ya que sólo aparecen para ubicar la coma. Pueden eliminarse expresando el resultado con notación científica, o utilizando múltiplos o submúltiplos de la unidad fundamental. Por ejemplo, suponga que hemos medido la altura de un pizarrón, *h*, hasta el "mm" como cifra aproximada:

$$h = 0{,}863\ m$$

$$h = 863\ mm \qquad\qquad h = 863 \times 10^{-3}\ m$$

Suponga que a su profesor se le ocurre solicitarle a usted que exprese la altura del pizarrón en micrómetros (μm). Usted rápidamente estaría tentado de escribir:

$$h = 863000\ \mu m$$

Lo que usted hizo es correcto sólo a medias. Es correcto para Matemática, pero no para Física, pues en el número que escribió está asegurando los 8 decímetros, los 6 centímetros, los 3 milímetros, las cero décimas de milímetro, las cero centésimas de milímetro, y como cifra aproximada escribió el cero de los micrómetros. **Y RECUERDE, HABÍAMOS DICHO QUE DESPUES DE LOS "mm" NO SABÍAMOS NADA**.

En realidad, usted no quiso decir todo lo que expresa el párrafo anterior, sólo quiso rellenar los lugares para poder escribir la altura del pizarrón en micrómetros, tal como se le había solicitado. Claro, pero como en ciencia todo número escrito significa algo, y además el significado de los números escritos ya fue enunciado antes, fue eso precisamente lo que nos permitió inferir del número que usted escribió, todo lo que expresamos en el párrafo anterior. Pero ¿acaso es que no se puede escribir la altura del pizarrón en micrómetros, manteniendo la información de que sólo se han leído hasta los "mm"? Quédese tranquilo, sí se puede. Utilizando la notación científica puede escribir:

$$h = 8{,}63 \times 10^{5} \mu m \qquad \text{ó} \qquad h = 863 \times 10^{3} \mu m$$

7. ÓRDENES DE MAGNITUD

En determinadas circunstancias, sólo necesitamos conocer aproximadamente el valor de la cantidad a medir; por ejemplo, cuando seleccionamos el instrumento con el cual se realizará la medición, o cuando decidimos acerca de cuál será el dispositivo más conveniente a utilizar en el montaje experimental. En esos casos decimos que sólo interesa el orden de magnitud de la cantidad a medir.

Se define como *orden de magnitud* de una cantidad, a la potencia de 10 más próxima. Algunos autores, definen el *orden de magnitud* de una cantidad como la expresión que resulta al escribir la cantidad con una sola cifra significativa redondeada y con notación científica. Redondear una cifra quiere decir aproximar el valor de la cifra al valor que tiene, si la que le sigue va de 0 a 4, y aproximarla al valor siguiente si la que le sigue va de 5 a 9.

Ejemplos

1,2 ≅ 1;   1,7 ≅ 2;   3,9 ≅ 4;   7,1 ≅ 7;   2,5 ≅ 3.

Con las potencias enteras de 10 podemos lograr los siguientes números.

.... = ...
10^{-7} = 0,000 000 1
10^{-6} = 0,000 001
10^{-5} = 0,000 01
10^{-4} = 0,000 1
10^{-3} = 0,001
10^{-2} = 0,01
10^{-1} = 0,1
10^{0} = 1
10^{1} = 10
10^{2} = 100
10^{3} = 1 000
10^{4} = 10 000
10^{5} = 100 000
10^{6} = 100 0000

.... = ...

En la Tabla 1.7 se muestran algunos ejemplos de órdenes de magnitud.

CANTIDADES	ORDEN DE MAGNITUD	
	Algunos autores	Otros autores
Alumnos ingresantes a la Facultad 1243 alumnos	10^{3} alumnos	$1x10^{3}$ alumnos
Habitantes de la República Argentina 34 894 534 habitantes	10^{7} habitantes	$3x10^{7}$ habitantes
Distancia Córdoba-Carlos Paz 36km	10^{1} km	$4x10^{1}$ km
Duración de la vida humana 2 207 520 000 s	10^{9} s	$2x10^{9}$ s
Diámetro de un átomo de hidrógeno φ = 0,000 000 000 05m	10^{-11} m	$5x10^{-11}$ m

Tabla 1.7: Ejemplos de órdenes de magnitud

Las Tablas 1.8, 1.9 y 1.10 muestran, respectivamente, órdenes de magnitud para algunas masas, tiempos y distancias típicas:

Tabla 1.8: Algunas masas típicas

Tabla 1.9: Algunos tiempos típicos

Tabla 1.10: Algunas distancias típicas

8. MAGNITUDES ESCLARES Y VECTORIALES

8.1 Cantidades y magnitudes

Las longitudes en general, las fuerzas en general, las superficies, los volúmenes, las masas, los tiempos, son ejemplos de magnitudes. La longitud del pizarrón de un aula determinada, la masa de un cuerpo en particular, el volumen de tal cuerpo, etc., son ejemplos de cantidades. En resumen, la longitud de un cuerpo determinado es una cantidad, mientras que la longitud en abstracto, sin referirse a ninguna en particular, es una magnitud.

La medida de cualquier magnitud física supone su comparación con una unidad patrón. Una cantidad de una magnitud física está vinculada a la vez a un número y a una unidad de medida. En algunos casos esta información define completamente la cantidad, y en otros no.

Las unidades de medida se construyen tomando como referencia las unidades patrón. Estas últimas deben estar perfectamente definidas, y deben permanecer invariables en el transcurso del tiempo.

8.2 Cantidades escalares

En Física estamos acostumbrados a trabajar con cantidades de distintas magnitudes como, por ejemplo, la masa de un cuerpo, la superficie de un terreno, la temperatura de un objeto, la energía mecánica de un cuerpo, el lapso que tarda un pulso de luz láser en recorrer (ida y vuelta) la distancia tierra luna, la distancia focal de una lente, la densidad de una sustancia, el volumen de un cuerpo, el trabajo que desarrolla una fuerza, etc.

En el párrafo anterior mencionamos conceptos como "energía mecánica", "trabajo desarrollado por una fuerza", "distancia focal" de una lente, y "densidad" de una sustancia, que suponemos usted conoce, por la instrucción recibida en la escuela secundaria. Si necesita alguna aclaración puede recurrir a cualquier libro de Física de los que se utilizan en dicho nivel del sistema educativo.

A continuación, expresamos algunas cantidades escalares:

$m = 3$ kg	: masa de un cuerpo
$S = 229$ m²	: superficie de un terreno
$T = 35$°C	: temperatura de un cuerpo
$Ec = 240$J	: energía cinética de un cuerpo
$t = 2{,}568$s	: tiempo que tarda un pulso de luz en viajar a la luna, ida y vuelta
$f = 5$cm	: distancia focal de una lente

En todos los casos las cantidades expresadas quedan totalmente definidas, plenamente conocidas, cuando especificamos su valor (un número) y la unidad utilizada en la medición. Todas las cantidades como las mencionadas, las cuales quedan totalmente definidas cuando expresamos un número y una unidad, se denominan **cantidades escalares**. Las magnitudes correspondientes a las cantidades escalares se denominan **magnitudes escalares**.

8.3 Magnitudes vectoriales

Con el propósito de investigar sobre algunas cantidades, distintas de las tratadas en el punto anterior, examinaremos la información que éstas contienen. Cualquiera sea la posición en la cual usted se encuentra en este momento, suponga que sabe que su compañero de estudios se alejó de su posición una distancia igual a 50m, tal como se representa en la Figura 1.3. ¿Cómo haría para encontrarlo? ¿Podría encontrarlo?

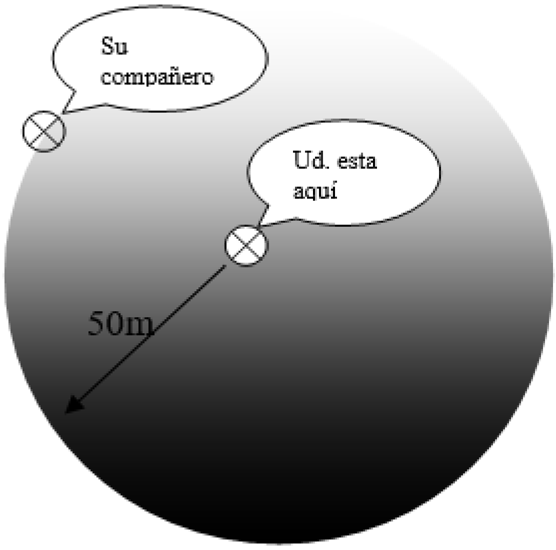


Figura 1.3: Área de búsqueda de su compañero

Coincidamos en que tendría que perder un poco de tiempo en su búsqueda, dado que la información que posee parece incompleta. Tendría que buscar sobre el perímetro de un círculo de radio igual a 50m, con centro en la posición que usted ocupa. A pesar de disponer de un número y una unidad (50m) usted reduciría notoriamente su búsqueda si conociera, por ejemplo, la dirección en la cual se desplazó su compañero (norte-sur, por ejemplo) y el sentido.

Suponga ahora que manejando un automóvil usted se desplaza desde Córdoba hacia Villa Carlos Paz recorriendo una distancia aproximada de 36km. Para simplificar, se ha considerado un desplazamiento rectilíneo. La Figura 1.4 muestra una representación de la ruta que comunica Córdoba con Villa Carlos Paz.

Figura 1.4: Ruta entre Córdoba y Villa Carlos Paz.

Cuando informe acerca de su cambio de posición, deberá dar información sobre el valor, módulo o cantidad asociada a su desplazamiento (36 km), sobre la dirección en la cual se ha producido (este oeste en este caso), y el sentido en el cual se ha producido (hacia el oeste).

Sólo así quedará perfectamente definido su desplazamiento y, a partir de la posición que ocupaba inicialmente, también quedará determinada biunívocamente su posición final.

Las cantidades que necesitan para estar totalmente definidas de un valor o módulo, con su unidad, una dirección y un sentido, se denominan **cantidades vectoriales**. La Figura 1.5 muestra la representación de un vector a través del cual se representa una cantidad vectorial.

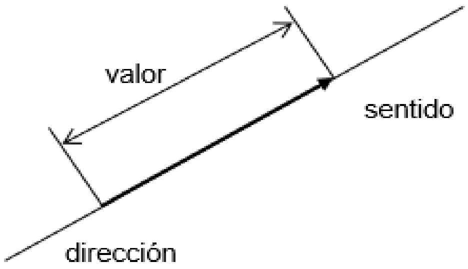


Figura 1.5: Representación de un vector.

Las magnitudes correspondientes a estas cantidades son **magnitudes vectoriales**. Además de los desplazamientos, también son magnitudes vectoriales la velocidad, la fuerza, la aceleración, el campo magnético, etc. Suponemos que usted ha sido instruido sobre estos conceptos en la escuela secundaria.

Las tres características que necesitan las cantidades vectoriales para estar totalmente definidas, pueden proporcionarse al mismo tiempo si representamos por ejemplo al desplazamiento con una flecha (vector). Su longitud, de acuerdo a la escala a la cual fue dibujado, representa el valor del desplazamiento; la recta de acción sobre la cual se apoya el vector representa la dirección del desplazamiento; y finalmente la punta de la flecha indica el sentido del desplazamiento. Su símbolo es $\vec{d}$. El símbolo del valor del vector puede ser d o $|\vec{d}|$.

La información relacionada con la dirección y el sentido de una cantidad vectorial también puede proporcionarse especificando el ángulo que forma el vector con un eje de un sistema de coordenadas, o con otro vector que se toma como referencia. La Figura 1.6 muestra un ejemplo. Puede tomarse cualquier eje como referencia, y los ángulos pueden tomarse con signo "positivo" (desplazamiento angular antihorario) o "negativo" (desplazamiento angular horario).

Figura 1.6: Vector representado en un sistema de ejes cartesianos

8.4 ¿Cómo dibujar un vector a escala?

Sean los tres desplazamientos cuyos módulos y ángulos se indican.

$d_1 = 10km \qquad \alpha_1 = 70°$

$d_2 = 15km \qquad \alpha_2 = 120°$

$d_3 = 8km \qquad \alpha_3 = 30°$

Lo primero que debemos hacer es elegir una escala de desplazamientos E_d adecuada. Una escala adecuada es aquella que nos permite dibujar vectores no muy pequeños (que no pueda dibujarlos; por ejemplo, menores a 1cm) y no tan grandes, como para que no alcance la hoja en la cual trabajamos para dibujarlos. Para los valores de desplazamiento dados, una escala adecuada puede ser:

E_d = 5km/cm (a cada cm del dibujo le corresponden 5km)

Las longitudes de cada uno de los vectores a dibujar se calculan:

$$l_1 = \frac{d_1}{E_d} = \frac{10}{5} = 2cm$$

$$l_2 = \frac{d_2}{E_d} = \frac{15}{5} = 3cm$$

$$l_3 = \frac{d_3}{E_d} = \frac{8}{5} = 1,6cm$$

Con las longitudes calculadas y un transportador para medir los ángulos, se ha realizado la Figura 1.7.

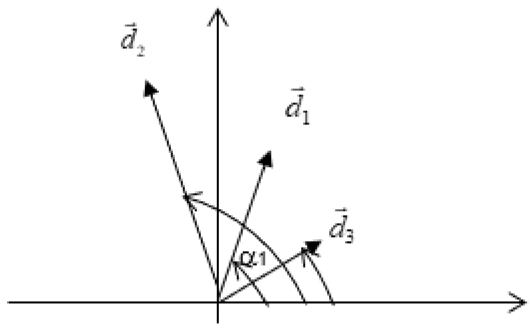


Figura 1.7: Representación de los desplazamientos a escala

8.5 ¿Cómo extraer información de un dibujo hecho a escala?

Cuando tenemos una representación gráfica (vectorial) a escala, y queremos conocer el valor de la cantidad representada en forma de vector (situación representada en la Figura 1.8), actuamos de la siguiente manera: medimos el ángulo que forma el vector con algún eje o con otro vector y luego medimos el largo del vector (*l*), para finalmente realizar la siguiente operación:

$$v = l\, E_v$$

donde "*v*" es la cantidad que se desea conocer (una velocidad en este caso), *"l"* es el largo medido con una regla para el vector, y finalmente *"E_v"* es la escala de velocidades con la cual se realizó el dibujo y que me van a dar de dato.

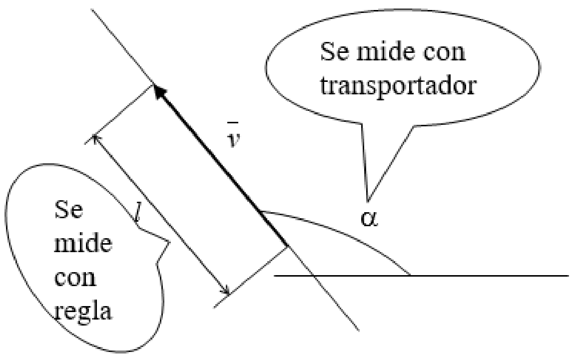


Figura 1.8: ¿Cómo extraer información de un dibujo hecho a escala?

9. COMPOSICIÓN Y DESCOMPOSICIÓN DE VECTORES

9.1 Suma algebraica de vectores

9.1.1 Gráficamente

Dados los vectores $\vec{F}_1$ (F_1=100N; α_1=10°) y $\vec{F}_2$ (F_2=200N; α_2=130°), que en este caso consideramos vectores fuerza, se desea encontrar la suma $\vec{R} = \vec{F}_1 + \vec{F}_2$. Se elige una escala adecuada y se dibujan en un diagrama auxiliar los vectores $\vec{F}_1$ y $\vec{F}_2$. Luego se construye el paralelogramo que muestra la Figura 1.9, trazando por el extremo del vector $\vec{F}_1$ una recta paralela a la dirección del vector $\vec{F}_2$, y por el extremo del vector $\vec{F}_2$ una recta paralela a la dirección del vector $\vec{F}_1$. La diagonal del paralelogramo representa al resultado de sumar $\vec{F}_1$ con $\vec{F}_2$. En este caso una escala adecuada puede ser E_d=*50N/cm*, lo que da un largo de *2cm* para $\vec{F}_1$ y *4cm* para $\vec{F}_2$.

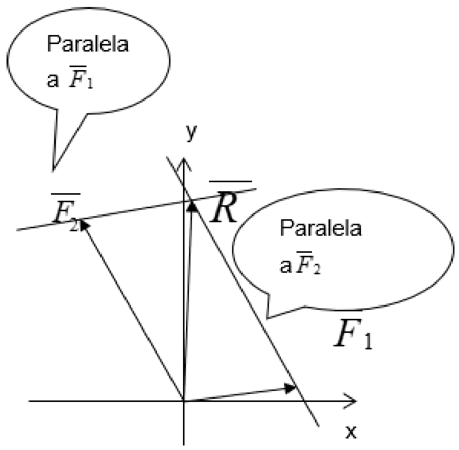


Figura 1.9: Método gráfico para sumar vectores

En el caso de que se deban sumar más de dos vectores, se suman dos y luego al resultado se le suma un tercer vector, continuando así hasta terminar con todos los términos de la suma vectorial. También puede usarse, fundamentalmente cuando se suman más de dos vectores, el método de la poligonal. **DEJAMOS A CADA ESTUDIANTE QUE INVESTIGUE ACERCA DE CÓMO SE TRABAJA CON ESE MÉTODO.**

En el caso de una resta de vectores, la resta se transforma en una suma cambiando el sentido del término vectorial que se debe restar. Es decir:

$\vec{R} = \vec{F}_1 - \vec{F}_2$ (al vector $\vec{F}_1$ debemos restar el vector $\vec{F}_2$)

$\vec{R} = \vec{F}_1 + (-\vec{F}_2)$ (al vector $\vec{F}_1$ le sumamos el vector $-\vec{F}_2$)

Observe la representación gráfica de la resta de vectores en la Figura 1.10.

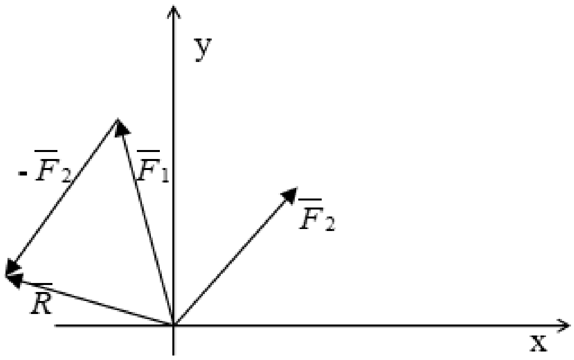


Figura 1.10: Resta de vectores usando el método de la poligonal.

9.1.2 MÉTODO DE LAS PROYECCIONES (COMPONENTES ORTOGONALES)

La Figura 1.11 muestra las proyecciones $\vec{F}_x$ y $\vec{F}_y$, de un vector $\vec{F}$ sobre un sistema de coordenadas. Dado que ambas proyecciones tienen definida la dirección (la de los ejes correspondientes), pueden tratarse como escalares en los cuales el sentido del vector queda definido por el signo del escalar. Naturalmente la dirección de cada componente es la del eje de coordenadas correspondiente.

F_x = F cos α

F_y = F sen α

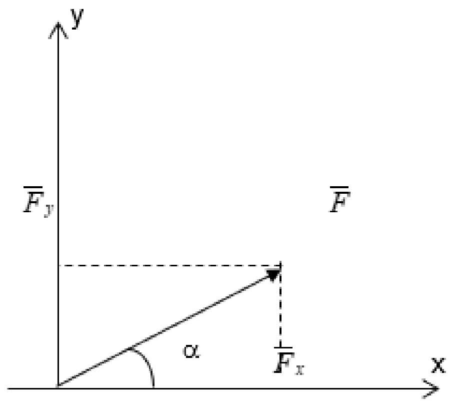


Figura 1.11: Proyección de un vector sobre los ejes.

IMPORTANTE: si tomamos para "α", ángulo que forma el vector con el eje "+" de las "x", haciendo los cálculos indicados se obtiene la componente con su signo.

Entonces, dado un conjunto de vectores fuerza ($\vec{F}_1$, $\vec{F}_2$ y $\vec{F}_3$), para calcular su suma ($\vec{R} = \vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \vec{F}_3$) el primer paso es calcular las componentes "x" e "y" de cada uno de los vectores que componen el sistema. Luego, para calcular el resultado $\vec{R}$ (suma de todos los vectores), primero se calculan las componentes R_x y R_y del mismo, sabiendo que:

"CADA UNA DE LAS COMPONENTES (R_x y R_y) DE LA SUMA ALGEBRAICA DE UN SISTEMA DE VECTORES, ES IGUAL A LA SUMA ALGEBRAICA (CON SU SIGNO) DE LAS COMPONENTES DE LOS DIVERSOS VECTORES QUE COMPONEN EL SISTEMA"

Ejemplo

Un ejemplo genérico que ilustra sobre cómo proceder.

Dados los vectores $\vec{F}_1$, $\vec{F}_2$ y $\vec{F}_3$, representados en la Figura 1.12, calcular $\vec{R} = \vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \vec{F}_3$.

Primero calculamos las componentes de cada uno de los vectores:

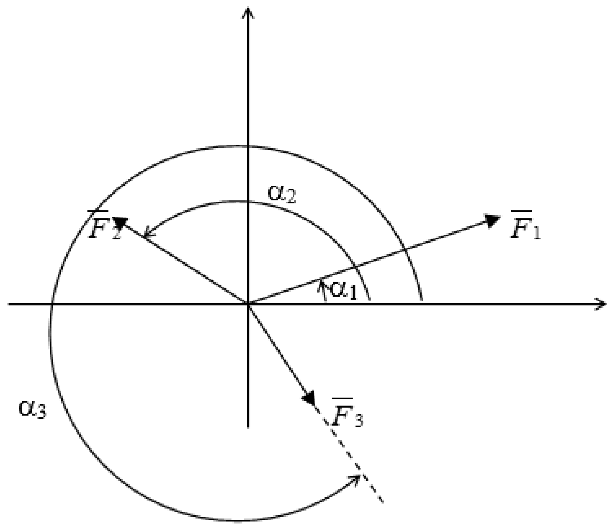
$F_{x1} = F_1 \cos \alpha_1$

$F_{y1} = F_1 \operatorname{sen} \alpha_1$

$F_{x2} = F_2 \cos \alpha_2$

$F_{y2} = F_2 \operatorname{sen} \alpha_2$

$F_{x3} = F_3 \cos \alpha_3$



$F_{y3} = F_3 \text{ sen } \alpha_3$

Figura 1.12: Ubicación de los vectores en un sistema de ejes

Luego, calculamos las componentes de $\vec{R}$ del siguiente modo:

$R_x = F_{x1} + F_{x2} + F_{x3}$

$R_y = F_{y1} + F_{y2} + F_{y3}$

Finalmente, obtenemos el módulo de $\vec{R}$ y el ángulo que forma con el eje de las "x", realizando las siguientes operaciones, que se deducen de la Figura 1.13.

$$R = \sqrt{R_x^{\,2} + R_y^{\,2}}$$

$$\alpha_R = \text{arc}\, tg \, \frac{R_y}{R_x}$$

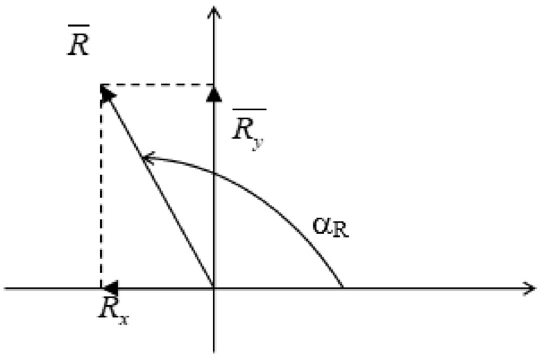


Figura 1.13: Resultante de la suma de vectores y sus componentes.

Importante: Cuando se expresa el valor de un vector utilizando un par ordenado con las componentes x e y, decimos que representamos sus **coordenadas cartesianas**. Mientras que si escribimos el vector considerando su módulo y el ángulo que forma el vector con un eje de coordenadas cartesianas representamos las **coordenadas polares**.

Ejemplo

1. Un topógrafo desea medir la distancia desde un punto *B* a otro *A* situado en la orilla opuesta de un río, como muestra la Figura 1.14. Para ello mide con una cinta métrica la línea base *BC* y los ángulos α y β con un teodolito. Suponga que obtiene para *BC* un valor de *13m*.

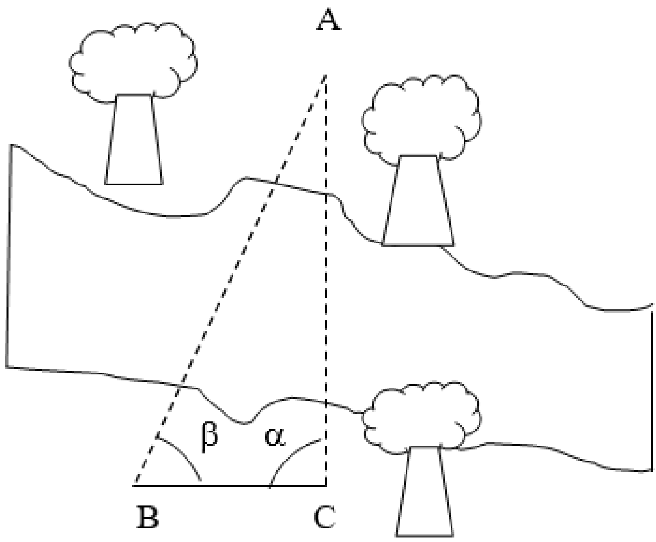


Figura 1.14: Esquema de la situación planteada

1.1 Elija una escala adecuada y repita el dibujo a escala en su hoja.

Solución: elegimos la escala:

$$E_d = \frac{5m}{1cm} = 5\frac{m}{cm}$$

En consecuencia, el tramo BC se dibuja del siguiente tamaño:

$$l_{BC} = \frac{13}{5} = 2{,}6cm$$

1.2 Considere para los ángulos los siguientes valores y construya el triángulo:

$$\alpha = 83°$$

$$\beta = 75°$$

Solución: Trazamos con cuidado las rectas a 83° y 75°, que muestra la Figura 1.15.

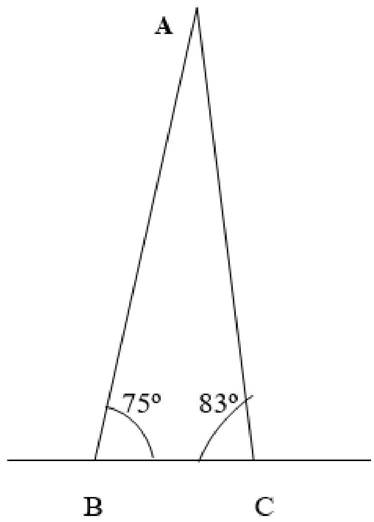


Figura 1.15: Construcción del triángulo

1.3 Determine la distancia d_{AB}.

Solución: Medimos con una regla la distancia entre los puntos A y B (l_{AB}) en el dibujo, y luego la multiplicamos por la escala E_d

$$d_{AB} = l_{AB} \times E_d = 6{,}8cm \times 5m/cm$$

$$d_{AB} = 34cm$$

2. Un hombre camina tres kilómetros hacia el norte, y después, tras girar 60° en sentido horario, camina otros cuatro kilómetros.

2.1 En un sistema de ejes coordenados (x,y), eligiendo una escala adecuada para el mismo, y tomando la dirección norte coincidente con el eje "y" positivo, dibuje la situación planteada.

Solución: Tomamos una escala tal, que cada km se representa en el dibujo por "1cm".

$$E_d = \frac{1km}{1cm} = 1\frac{km}{cm}$$

La graduación que se ha realizado en los ejes, respeta la escala elegida.

2.2 Calcule en forma gráfica (extrayendo datos de la construcción gráfica) el valor de la distancia en línea recta entre el comienzo y el final del paseo, que llamamos *d*.

Solución: Medimos la distancia l_d indicada en el dibujo de la Figura 1.16, y luego la multiplicamos por la escala para conocer su valor real.

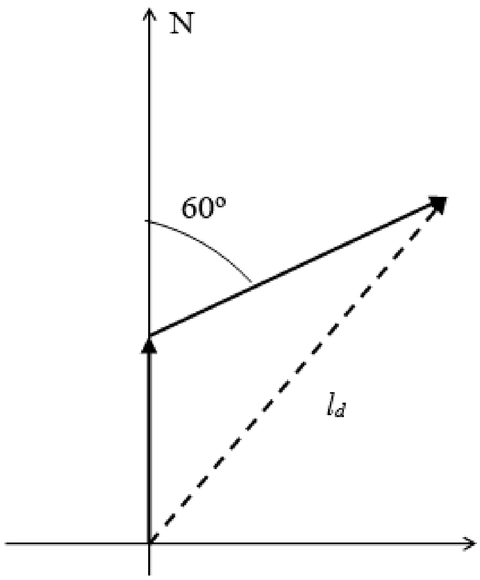


Figura 1.16: Dibujo de la situación planteada

$l_d = 6{,}0cm$

$d = l_d \times E_d$

$d = 6{,}0cm \times 1km/cm$

$d = 6{,}0km$

2.3 Determine en forma analítica (método de las proyecciones), el valor de *d*.

Solución: Para resolver este problema de sumar desplazamientos (que son vectores), y para utilizar el método de las proyecciones, en primer lugar, tenemos que descomponer cada uno de los vectores en sus componentes "x" e "y".

$A_x = A \cos \alpha = 3 \cos 90° = 0{,}00km$

$A_y = A \text{ sen } \alpha = 3 \text{ sen } 90° = 3{,}00km$

$B_x = B \cos \beta = 4 \cos 30° = 3{,}46km$

$B_y = B \text{ sen } \beta = 4 \text{ sen } 30° = 2{,}00km$

Luego para obtener la componente "x" de la resultante, sumamos todas las componentes "x", y lo mismo hacemos para la componente "y".

$R_x = A_x + B_x = 0{,}00 + 3{,}46 = 3{,}46km$

$R_y = A_y + B_y = 3{,}00 + 2{,}00 = 5{,}00km$

Finalmente, para calcular el módulo de "R", y como son componentes en cuadratura (están a 90° una de otra), aplicamos el Teorema de Pitágoras:

$$R = \sqrt{R_x^{\ 2} + R_y^{\ 2}}$$

$$R = \sqrt{3{,}46^2 + 5{,}00^2} = 6{,}08km$$

10. ALGUNAS IDEAS SOBRE LA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

La resolución de problemas constituye una actividad central en la enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales, en general y de la Física en particular. No sólo es una actividad relevante en la etapa de la instrucción, sino que forma parte de uno de los instrumentos más utilizados por los profesores para acreditar el aprendizaje de los alumnos, tanto en el nivel secundario como en el nivel universitario de enseñanza.

Por su parte, esta tarea no parece fácil para los alumnos, si esa facilidad se mide según la relación entre el esfuerzo puesto en su aprendizaje y los resultados obtenidos. Este contraste entre el uso masivo de esta actividad por parte de los docentes y el relativo fracaso por parte de los alumnos, genera un problema educativo.

Este problema ha sido y es actualmente estudiado por parte de una comunidad científica dedicada a la investigación del aprendizaje y de la enseñanza de las Ciencias. Como en cualquier ámbito de investigación, hay más preguntas que respuestas, y estas últimas están acotadas a las posibilidades teóricas y empíricas del estado de conocimiento actual en ese dominio.

Sin embargo, hoy se dispone de algunos resultados de esa investigación que son útiles para abordar la enseñanza y el aprendizaje de la resolución de problemas en particular de la Física. De hecho, existen algunos datos que sugieren un conjunto de "comportamientos deseables" durante un ejercicio, cuya práctica aumenta la probabilidad de éxito en esa tarea. Con el objetivo de mejorar el aprendizaje de la resolución de problemas, listamos a continuación algunos pasos o tareas recomendables para favorecer el éxito con los mismos. El esquema de la Figura 1.17 sintetiza las etapas que les recomendamos y que se analizarán a continuación:

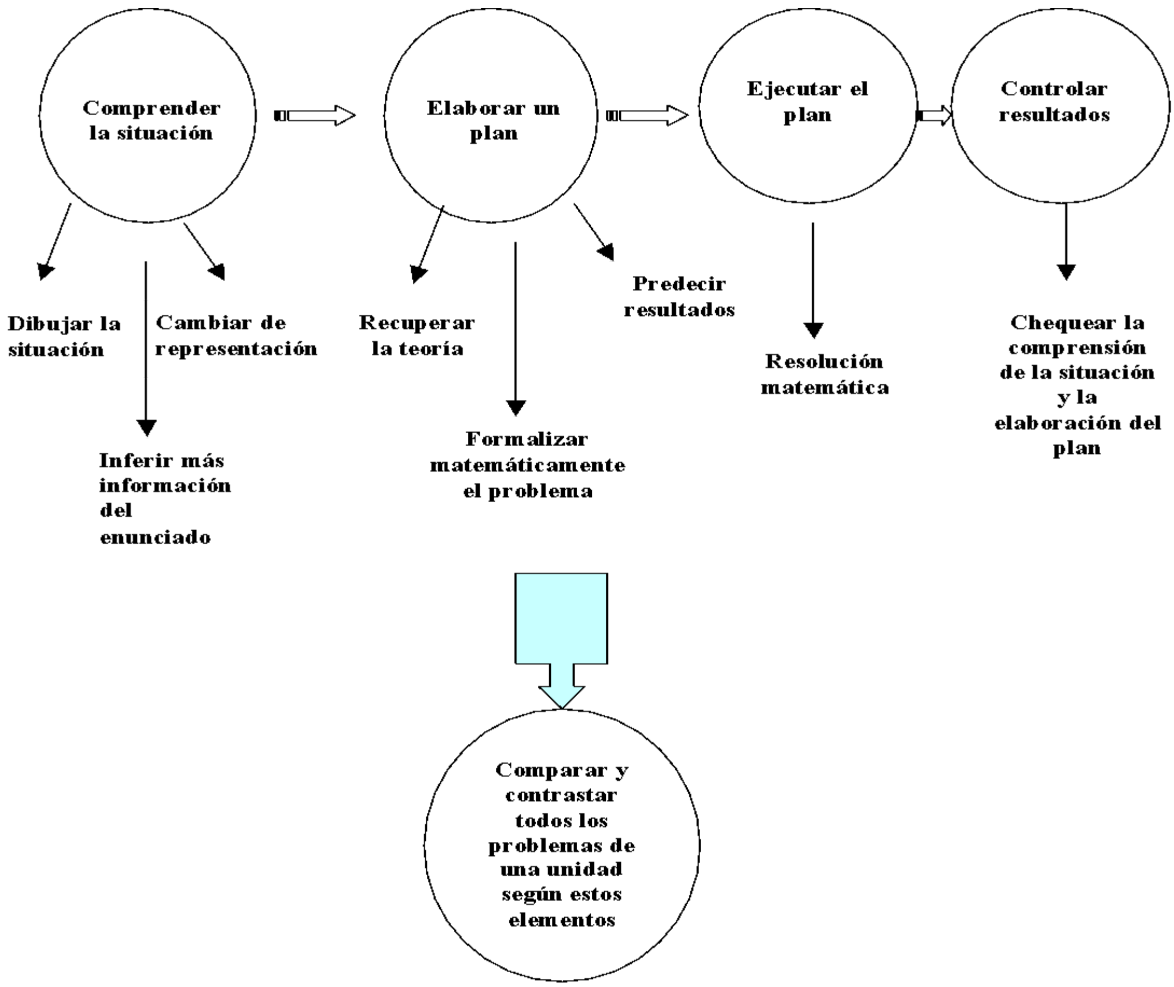


Figura 1.17: Esquema sintético para la resolución de problemas

10.1 Intentar comprender la situación que se describe en el enunciado

Este estadio resulta crucial para un proceso exitoso de resolución y constituye una de las deficiencias más comunes entre los alumnos al abordar un problema. El estudiante puede pensar que se trata de una pérdida de tiempo, pero algunos resultados de investigación muestran que se trata de una “inversión” sumamente redituable. Esta comprensión puede lograrse a partir de metas más pequeñas como las que siguen:

a) Dibujar la situación: Se trata de identificar los elementos (personas, cuerpos u objetos como un móvil, una cuerda, etc. y entidades abstractas como velocidad, fuerza, etc.) nombrados en el enunciado y las relaciones entre ellos, para luego hacer alguna representación gráfica (esquema o dibujo) que los contenga. Mientras más elementos y relaciones estén presentes en esa representación gráfica, mejor será la comprensión de la situación. Esta representación gráfica puede adoptar diferentes formas, dependiendo del espectro de representaciones ya conocidas por los estudiantes y de las enseñadas en clase por el docente (dibujos concretos, gráficos cartesianos, histogramas, diagramas de fuerzas, etc.). Es posible que sea útil realizar más de una representación para visualizar distintos aspectos del mismo problema que no pueden ser contenidos en su totalidad en una sola representación.

b) Deducir información nueva a partir de la que está de manera explícita en el enunciado: Consiste en extraer información del enunciado que no se ha dicho expresamente. Para extraer esa información es necesario hacer algunas deducciones utilizando conjuntamente la información explícita (que está expresada en el enunciado), con lo que ya se sabe acerca de ciertos conceptos físicos y/o cotidianos. Por ejemplo, si un enunciado de un problema dice que un automóvil viaja en línea recta y con velocidad uniforme, se puede deducir a partir de algunos conceptos fundamentales de cinemática, que los vectores posición y velocidad no cambian de dirección y que el módulo del vector velocidad es constante, por lo que la aceleración de ese movimiento es cero. Esta información resulta esencial para aumentar la comprensión de la situación que se plantea, y por lo tanto para aumentar las probabilidades de un proceso exitoso de solución. Esta nueva información puede servir para completar y/o modificar la representación gráfica construida en primer lugar.

c) Pensar otras maneras de dibujar (representar) la situación que pudieran ser más convenientes: Es posible que la representación gráfica elegida en primer lugar no sea la más conveniente porque no sea posible representar en ella algunos elementos o algunas relaciones relevantes que están presentes en el enunciado. Buscar representaciones alternativas es una estrategia altamente eficiente para abordar problemas. Por ejemplo, una representación alternativa a un dibujo de un automóvil sobre una carretera rectilínea, es un gráfico cartesiano representando la posición de ese móvil en función del tiempo, o la velocidad del móvil en función del tiempo. Por cierto, muchas veces tal cambio de representación requiere de un esfuerzo extra por parte del alumno principiante. La mayoría de las veces cambiar de representación involucra un aprendizaje que no es trivial, por lo que sería conveniente prestarle especial atención dada la importancia que esta estrategia tiene para un proceso exitoso de solución.

10.2 Planificar la solución

Esta planificación consiste en elaborar un plan de acción a seguir. Este estadio se concreta con la situación del problema en mente y a partir de ciertas estrategias como:

a) Recuperar conceptos, leyes o principios físicos que pudieran servir para abordar el problema: Es necesario recurrir a la teoría para hacer una correspondencia entre la situación planteada y los conceptos o leyes físicas que pudieran orientar la solución del problema. Situaciones similares previamente resueltas actúan como importantes ejemplos para recuperar conceptos y leyes físicas.

b) Formalizar matemáticamente el problema: Analizar la viabilidad de formalizar el problema a partir de distintos principios o leyes posibles. En este estadio resulta esencial estudiar las condiciones de aplicación de tales leyes o principios (¿se conserva la energía mecánica en *este* problema?, Si es así, entonces puedo plantear la igualdad entre las energías en dos momentos cualesquiera, ¿Es cero la aceleración de *este* móvil?, Si es así entonces puedo calcular su velocidad con dos posiciones cualquiera y sus respectivos tiempos, etc.).

c) Predecir resultados en términos de la situación y su formalización matemática: Significa anticipar resultados cualitativos a partir de la formalización del problema, estableciendo relaciones de orden (mayor, menor o igual) entre ciertas magnitudes físicas. Para que esta estimación previa sea exitosa, la representación gráfica debería ser lo más clara y completa posible (10.1.a,10. 1.b, y 10.1.c). Por ejemplo, anticipar que la velocidad a calcular será mayor o menor que la velocidad inicial, o anticipar que la energía mecánica en un instante deberá ser menor, mayor o igual que la energía mecánica en otro instante, antes de hacer el cálculo explícitamente. Esto posibilita, como veremos más adelante, contar con alguna herramienta para controlar los resultados que se obtengan.

10.3 Ejecutar el plan

Consiste en efectuar procedimientos matemáticos necesarios para el cálculo de alguna cantidad a partir de la formalización matemática antes planteada. Este es usualmente el único estadio ampliamente ejecutado por la gran mayoría de los estudiantes, y a menudo considerado como *todo* el proceso de solución. Esta concepción del proceso, aunque exitosa para algunos tipos de problemas muy triviales, falla para la gran mayoría de los problemas involucrados en la enseñanza universitaria de la Física.

10.4 Controlar los resultados

El control se hace básicamente a partir de la comparación entre las predicciones cualitativas elaboradas a partir de la formalización del problema (ítem 10.2. c) y los resultados numéricos obtenidos a partir de la ejecución del plan. En caso de no existir acuerdo entre ambos resultados, se procederá a controlar el plan de acción y, eventualmente, a revisar la comprensión de la situación planteada en el enunciado. La presencia de estos dos estadios (elaboración del plan y comprensión de la situación) es lo que posibilita controlar los resultados.

10.5 Comparar y contrastar los problemas

Esta estrategia puede emplearse al terminar una guía de problemas referidos a una unidad temática, y consiste en buscar similitudes y diferencias entre los problemas resueltos. Para lograr un aprendizaje significativo de los problemas resueltos, estas diferencias y similitudes debieran agruparse según las características de las situaciones presentadas, según los conceptos, principios o leyes involucradas para resolver cada problema, y según los procedimientos (o formalización matemática) utilizados en cada caso. Un análisis de la guía completa puede lograrse preguntándonos en que se parecen y en que se diferencian todos los problemas resueltos en los tres aspectos antes nombrados: situaciones, conceptos y procedimientos. Esta actividad resulta sumamente fructífera porque nos permite “construir” una base de datos o un catálogo de problemas que van a constituir nuestro conocimiento para enfrentarnos a futuros problemas referidos a esa temática.

Hemos expresado al comienzo de esta sección, que la presencia de estas estrategias aumenta la probabilidad de éxito para resolver un problema de Física. Sin embargo, no se trata de una lista rigurosa y exhaustiva, sino de un listado general que puede orientar el proceso de resolución: con ligeras variaciones de un problema a otro. En primer lugar, estas variaciones ocurren debido a la variación en los contenidos de la Física. Es posible que cierto conjunto de estrategias sea más significativo para resolver problemas de dinámica o cinemática, y otro conjunto sea más apropiado para resolver problemas de circuitos eléctricos, de termodinámica, o de electromagnetismo. En segundo lugar, es probable que, dentro de cada tópico de Física, también existan diferencias entre problemas, donde ciertas estrategias resulten más relevantes que otras para su resolución. Por esta razón se presentarán problemas resueltos a lo largo de los distintos tópicos de Física, haciendo explícito el uso de las estrategias antes discutidas.

11. PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Utilizando las recomendaciones previas y los conocimientos adquiridos, convertir cada una de las siguientes cantidades como se indica. Dar ejemplos de magnitudes a las que se podría estar haciendo referencia, por ejemplo 120 N, podría referirse a la fuerza de roce o al Peso de un cuerpo o a la Fuerza Resultante de un sistema de fuerzas:

a) 125 kgf a N	b) 15.000.000 **dina** a **kgf**	c) 3,5 **N** a **dina**
d) 350 **dam** a **km**	e) 800.000 **cg** a **kg**	f) 450 **cm/s^2** a **m/s^2**
g) 550.000 **erg** a **J**	h) 1,5 **kgf** a **dina**	i) 4.850.000 **gf** a **N**
j) 3,2 **J** a **kgm**	k) 200.000 **mm** a **m**	l) 22 **N** a **kgf**
m) 0,3 **tn** a **kg**	n) 65.000 **dg** a **kg**	o) 0,055 **hm** a **m**
p) 7.200 **kgf** a **gf**	q) 0,0017 **J** a **erg**	r) 100 **kgm** a **J**
s) 12,5 **J** a **kgm**	t) 1.550.000 **erg** a **kgm**	u) 1000 **utm*m^2/s^2** a **J**
v) 5.10^{10} **erg** a **utm*m^2/s^2**	w) 2.250 **cm/s** a **m/s**	x) 0,0525 **m/s** a **cm/s**
y) 0,5 **utm** a **g**	z) 2.250 **g** a **utm**	

2. Representar gráficamente, y expresar su valor como la descomposición en los ejes coordenados, los siguientes vectores:

$$\text{a) } \vec{p}=(13;65^\circ) \quad \text{b) } \vec{f}=(8;145^\circ) \quad \text{c) } \vec{k}=(5;260^\circ) \quad \text{d) } \vec{g}=(3;330^\circ)$$

3. Representar gráficamente y calcular el valor del vector resultante de las siguientes operaciones con vectores:

$$\vec{r} = (10;25^\circ) \quad \vec{s} = (15;70^\circ) \quad \vec{t} = (6;140^\circ) \quad \vec{u} = (4;220^\circ) \quad \vec{z} = (9;340^\circ)$$

$$a)\ \vec{r} + \vec{t} - \vec{z} \quad b)\ \vec{s} + \vec{u} - \vec{r} \quad c)\ \vec{t} - \vec{s} + \vec{z} - \vec{u} \quad d)\ \vec{z} + \vec{s} - \vec{u} + \vec{t} \quad e)\ \vec{u} + \vec{t} - \vec{r} - \vec{s}$$

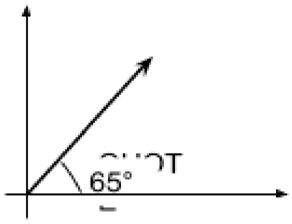
Respuestas

1.

a) 1225 N	b) 15,3 Kgf	c) 350.000 dinas
d) 3,5 Km	e) 8 Kg	f) 4,5 m/s^2
g) 0,055 J	h) 1.470.000 dinas	i) 47578.5 N
j) 0,3265 Kgm	k) 200 m	l) 2,24 Kgf
m) 300 Kg	n) 6,5 Kg	o) 5,5 m
p) 7.200.000 gf	q) 17.000 erg	r) 980 J
s) 1,275 Kgm	t) 0,016 Kgm	u) 9800 J
v) 510,2 UTM.m^2/s^2	w) 22,5 m/s	x) 5,25 cm/s
y) 4900 g	z) 0,23 utm	

2.

a)



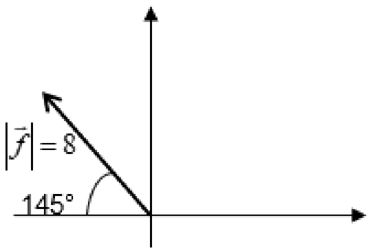
$$p_x = |\vec{p}|.\cos\alpha = 13.\cos 65° = 5{,}49$$

$$p_y = |\vec{p}|.sen\alpha = 13.sen 65° = 11{,}78$$

$p_x = |\ p\rightarrow|.\cos cos\ 65° \ = \ 5,49$

$p_y = \ |p\rightarrow|\ .\sin sin\ 65° \ = \ 11,78$

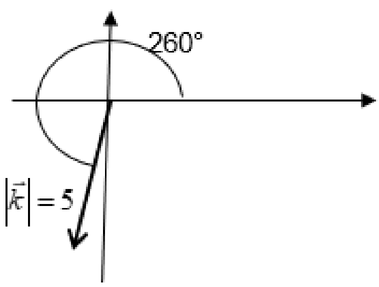
b)



$$f_x = |\vec{f}|.\cos\alpha = 8.\cos 145° = -6{,}55$$

$$f_y = |\vec{f}|.sen\alpha = 8.sen 145° = 4{,}59$$

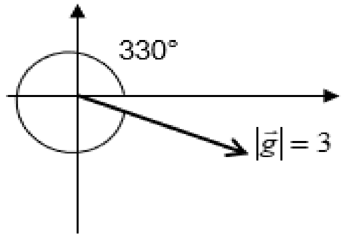
c)



$$k_x = |\vec{k}|.\cos\alpha = 5.\cos 260° = -0{,}87$$

$$k_y = |\vec{k}|.sen\alpha = 5.sen 260° = -4{,}92$$

d)

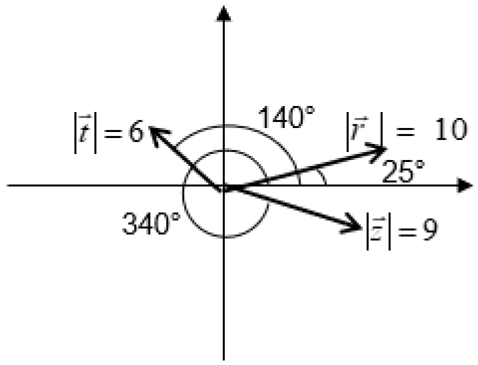


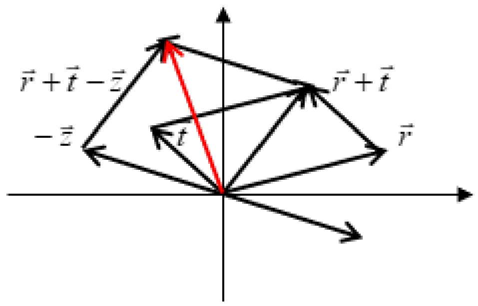
$$g_x = |\vec{g}|.\cos\alpha = 3.\cos 330° = 2{,}6$$

$$g_y = |\vec{g}|.sen\alpha = 3.sen330° = -1{,}5$$

3.

a)





$$r_x = |\vec{r}|.\cos\alpha = 10.\cos 25° = 9{,}06$$

$$r_y = |\vec{r}|.sen\alpha = 10.sen25° = 4{,}23$$

$$t_x = |\vec{t}|.\cos\beta = 6.\cos 140° = -4{,}6$$

$$t_y = |\vec{t}|.sen\beta = 6.sen140° = 3{,}86$$

$$z_x = |\vec{z}|.\cos\gamma = 9.\cos 340° = 8{,}46$$

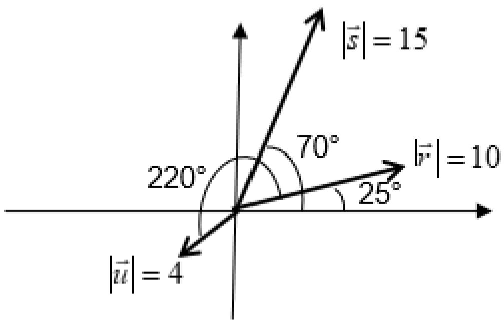
$$z_y = |\vec{z}|.sen\gamma = 9.sen340° = -3{,}08$$

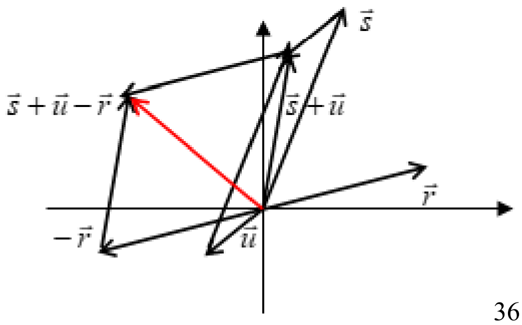
$$r_x + t_x - z_x = 9{,}06 + (-4{,}6) - 8{,}46 = -4$$

$$r_y + t_y - z_y = 4{,}23 + 3{,}86 - (-3{,}08) = 11{,}17$$

$$\vec{r} + \vec{t} - \vec{z} = (-4;11{,}17)$$

b)





$$s_x = |\vec{s}|.\cos\alpha = 15.\cos 70° = 5{,}13$$

$$s_y = |\vec{s}|.sen\alpha = 15.sen70° = 14{,}1$$

$$u_x = |\vec{u}|.\cos\beta = 4.\cos 220° = -3{,}06$$

$$u_y = |\vec{u}|.sen\beta = 4.sen220° = -2{,}57$$

$$r_x = |\vec{r}|.\cos\alpha = 10.\cos 25° = 9{,}06$$

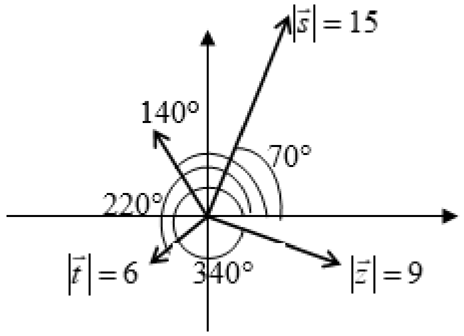
$$r_y = |\vec{r}|.sen\alpha = 10.sen25° = 4{,}23$$

$$s_x + u_x - r_x = 5{,}13 + (-3{,}06) - 9{,}06 = -6{,}99$$

$$s_y + u_y - r_y = 14{,}1 + (-2{,}57) - 4{,}23 = 7{,}3$$

$$\vec{s} + \vec{u} - \vec{r} = (-6{,}99;7{,}3)$$

c)



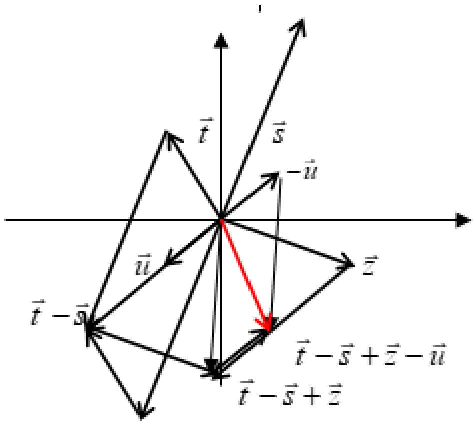
$$t_x = |\vec{t}|.\cos\beta = 6.\cos 140° = -4{,}6$$

$$t_y = |\vec{t}|.sen\beta = 6.sen140° = 3{,}86$$

$$s_x = |\vec{s}|.\cos\alpha = 15.\cos 70° = 5{,}13$$

$$s_y = |\vec{s}|.sen\alpha = 15.sen70° = 14{,}1$$

$$z_x = |\vec{z}|.\cos\gamma = 9.\cos 340° = 8{,}46$$



$$z_y = |\vec{z}|.sen\gamma = 9.sen340° = -3{,}08$$

$$u_x = |\vec{u}|.\cos\beta = 4.\cos 220° = -3{,}06$$

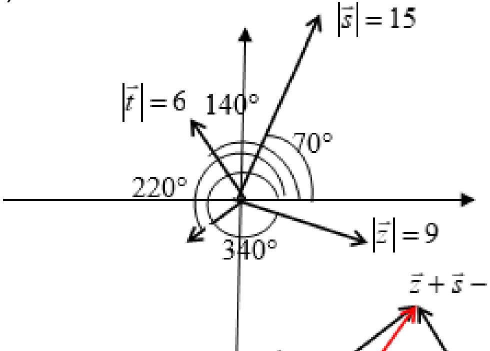
$$u_y = |\vec{u}|.sen\beta = 4.sen220° = -2{,}57$$

$$t_x - s_x + z_x - u_x = -4{,}6 - 5{,}13 + 8{,}46 - (-3{,}06) = 1{,}79$$

$$t_y - s_y + z_y - u_y = 3{,}86 - 14{,}1 + (-3{,}08) - (-2{,}57) = -10{,}75$$

$$\vec{t} - \vec{s} + \vec{z} - \vec{u} = (1{,}79;-10{,}75)$$

d)

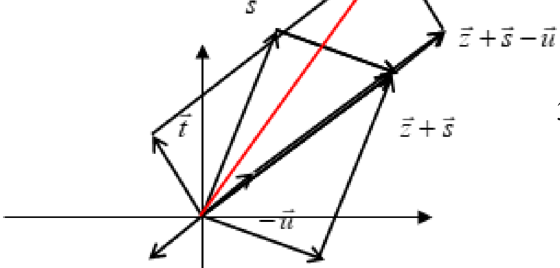


$$z_x = |\vec{z}|.\cos\gamma = 9.\cos 340° = 8{,}46$$

$$z_y = |\vec{z}|.sen\gamma = 9.sen340° = -3{,}08$$

$$s_y = |\vec{s}|.sen\alpha = 15.sen70° = 14{,}1$$

$$u_x = |\vec{u}|.\cos\beta = 4.\cos 220° = -3{,}06$$



$$u_y = |\vec{u}|.sen\beta = 4.sen220° = -2{,}57$$

$$t_x = |\vec{t}|.\cos\beta = 6.\cos 140° = -4{,}6$$

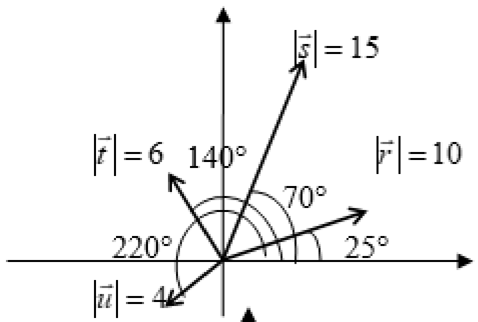
$$t_y = |\vec{t}|.sen\beta = 6.sen140° = 3{,}86$$

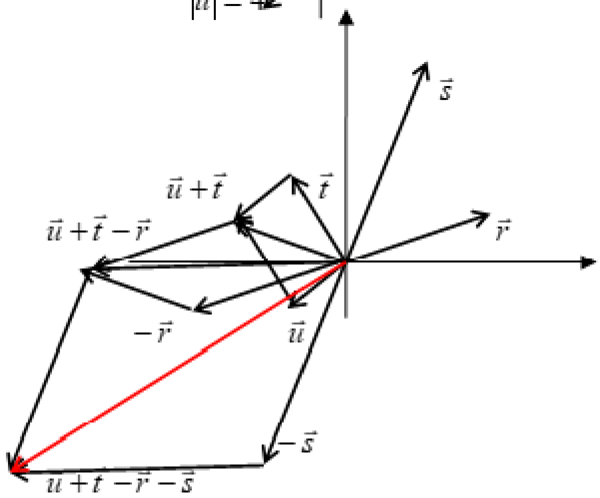
$$z_x + s_x - u_x + t_x = 8{,}46 + 5{,}13 - (-3{,}06) + (-4{,}6) = 12{,}05$$

$$z_y + s_y - u_y + t_y = -3{,}08 + 14{,}1 - (-2{,}57) + 3{,}86 = 17{,}45$$

$$\vec{z} + \vec{s} - \vec{u} + \vec{t} = (12{,}05;17{,}45)$$

e)





$$u_x = |\vec{u}|.\cos\beta = 4.\cos 220° = -3{,}06$$

$$u_y = |\vec{u}|.sen\beta = 4.sen220° = -2{,}57$$

$$t_x = |\vec{t}|.\cos\beta = 6.\cos 140° = -4{,}6$$

$$t_y = |\vec{t}|.sen\beta = 6.sen140° = 3{,}86$$

$$r_x = |\vec{r}|.\cos\alpha = 10.\cos 25° = 9{,}06$$

$$r_y = |\vec{r}|.sen\alpha = 10.sen25° = 4{,}23$$

$$s_x = |\vec{s}|.\cos\alpha = 15.\cos 70° = 5{,}13$$

$$s_y = |\vec{s}|.sen\alpha = 15.sen70° = 14{,}1$$

$$u_x + t_x - r_x - s_x = -3{,}06 + (-4{,}6) - 9{,}06 - 5{,}13 = -21{,}85$$

$$u_y + t_y - r_y - s_y = -2{,}57 + 3{,}86 - 4{,}23 - 14{,}1 = -17{,}04$$

$$\vec{u} + \vec{t} - \vec{r} - \vec{s} = (-21{,}85;-17{,}04)$$

12. APLICACIÓN DE DESCOMPOSICIÓN DE FUERZAS

CALCULO DE TENSIONES EN CUERDAS

Consideremos un cuerpo suspendido mediante dos cuerdas que concurren en un punto del mismo como se muestra en la Figura 1.18:

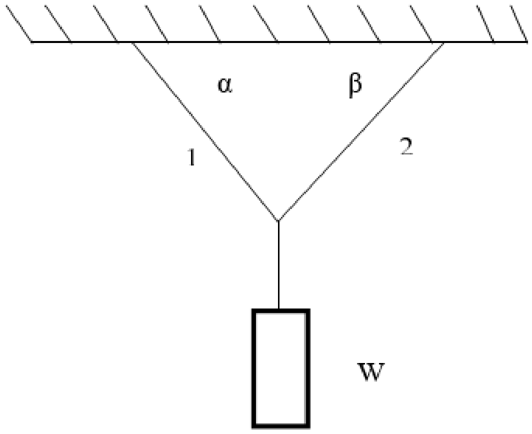


Figura 1.18: Esquema de la suspensión de un cuerpo mediante dos cuerdas

El cuerpo tiene un peso W y las cuerdas que lo sostienen forman ángulos α y β con la horizontal. El objetivo es determinar las tensiones de las cuerdas 1 y 2 para que el cuerpo se mantenga en equilibrio. Como primer paso realizamos el *diagrama de cuerpo libre* del sistema anterior, es decir representamos las fuerzas (T_1, T_2 y W) que actúan sobre el cuerpo y sus ángulos de incidencia, situando de manera imaginaria a ese objeto de nuestro estudio, como un punto, en el centro de un eje de coordenadas cartesianas, tal como se muestra en la Figura 1.19. Teniendo en cuenta que el cuerpo está en equilibrio.

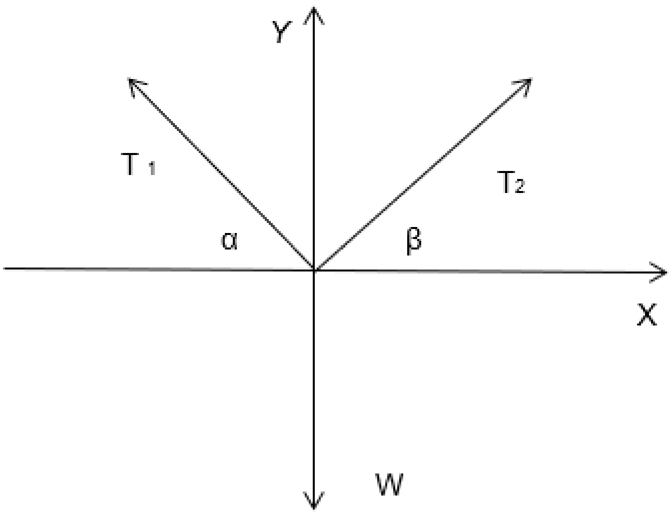


Figura 1.19: Diagrama de cuerpo libre

A partir del diagrama de cuerpo libre, descomponemos las tensiones T_1 y T_2 según los ejes x e y, y quedan planteadas las siguientes ecuaciones:

Equilibrio en la dirección *x*: $- T_1 \cos cos\, \alpha\ + T_2 \cos cos\, \beta\ = 0$ (1)

Equilibrio en la dirección *y*: $T_1\, sen\, \alpha\ +\ T_2\, sen\, \beta = W$ (2)

De la ecuación (1) despejamos una de las dos tensiones, por ejemplo T_2:

$$T_2 = \frac{T_1 coscos\, \alpha}{coscos\, \beta} \quad (3)$$

Llevamos la expresión (3) a (2), queda una ecuación con una incógnita que es la tensión T_1:

$$T_1\, sen\, \alpha + \frac{T_1 coscos\, \alpha}{coscos\, \beta}\, sen\, \beta = W \quad (4)$$

Resolviendo esta ecuación se obtiene el valor de T_1:

$$T_1 = \frac{W}{(sen\, \alpha + coscos\, \alpha\, .\, tg\, \beta)} \quad (5)$$

Finalmente, llevando (5) a (3) se obtiene el valor de la tensión de la cuerda T_2.

Ejemplo

La Figura 1.20 muestra un sistema de fuerzas concurrentes en equilibrio. Determinar las tensiones de las cuerdas que mantienen suspendido a un peso para los datos que se indican.

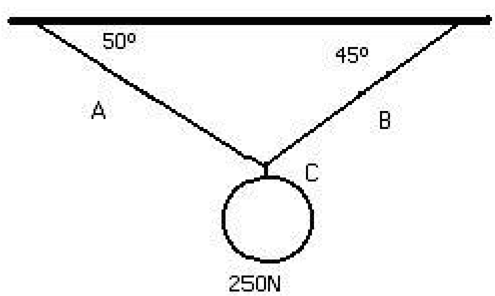


Figura 1.20: Sistema de fuerzas en equilibrio

Solución: Realizamos el diagrama de cuerpo libre del sistema, tal como es muestra en la Figura 1.21:

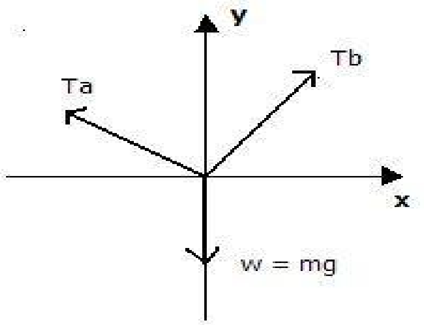


Figura 1.21: Diagrama del sistema

Planteamos las ecuaciones de equilibrio según los ejes *x* e *y*:

Equilibrio según eje *x*: $-T_A \cos cos\, 50° + T_B \cos cos\, 45° = 0$ (1)

Equilibrio según eje *y*: $T_A\, sen\, 50° + T_B\, sen\, 45° = 250\, N$ (2)

Despejamos de (1) la tensión T_B:

$$T_B = \frac{T_A \cos cos\, 50°}{\cos cos\, 45°} \quad (3)$$

Llevamos (3) a (2) para obtener la tensión T_A:

$$T_A\, sen\, 50° + \frac{T_A \cos cos\, 50°}{\cos cos\, 45°}\, sen\, 45° = 250\, N \quad (4)$$

$$T_A = \frac{250\, N}{(sen\, 50° + \cos cos\, 50° \,.\, tg\, 45°)} \quad (5)$$

$$T_A = 177,45\ N$$

Reemplazando T_A en la expresión (3), obtenemos el valor de T_B:

$$T_B = \frac{177,45\ N \cos cos\, 50°}{\cos cos\, 45°}$$

$$T_B = 161,\ 30\, N$$

13. EJERCITACIÓN ANEXA

<u>Autor</u>: Esp. Ing. Osvaldo Natali

TEMAS: Conversión de unidades. Cifras significativas. Notación Científica. Magnitudes escalares y vectoriales. Composición y descomposición de vectores. Componentes cartesianas de un vector. Coordenadas cartesianas y polares.

Conversión de unidades

1) Calcular la superficie de un terreno rectangular cuyas dimensiones son: 1500 cm de largo (l) y 4000 cm de ancho (a). Expresar el resultado en unidad del SIMELA y además en cm^2, dm^2 y mm^2. Expresar, además, los resultados en notación científica.

2) Un tanque de agua cilíndrico tiene las siguientes dimensiones: radio (r) = $50\ cm$ y una altura (h) = $1,20\ m$. Sabiendo que el volumen del cilindro se calcula con la expresión $V = \pi . r^2 . h$, dar el valor del mismo en unidades del SIMELA y además en dm^3, cm^3 y mm^3. Expresar, además los resultados en notación científica.

3) Un cuerpo sólido tiene una masa de $2500\ g$. Expresar el resultado en unidades del SIMELA y además en dg, hg y utm.

4) Un bloque de madera tiene una masa de $6,65\ utm$. Expresar el resultado en unidades del SIMELA y además en gr, $cg\ y\ mmg$.

5) Un camión pesa 2 $toneladas$. Expresar el peso en newton (N) y en dinas (dyn).

6) Un tren recorre la distancia Córdoba-Buenos Aires a una velocidad promedio de $85\ km/h$. Expresar este valor en $\frac{km}{min}$, $\frac{m}{s}$ y en $\frac{cm}{s}$.

7) Una caja de tornillos pesa $37\ kg$. Expresar este valor en newton (N) y en dinas (dyn).

8) Expresar en kg una fuerza de $56\ N$.

Notación científica

Expresar en notación científica las siguientes cantidades:

1- $23456700\ m =$
2- $34567\ s =$
3- $0,0036752\ g =$
4- $6878000\ m =$
5- $4500\ m^3 =$

Magnitudes escalares y vectoriales

Indicar que magnitudes son escalares y cuales vectoriales

1- Longitud de un vagón de tren.
2- Velocidad de un vehículo.
3- Fuerza aplicada a un cuerpo.
4- Masa de un camión.
5- Densidad de un cuerpo.
6- Peso de una locomotora.
7- Desaceleración que sufre una moto
8- Peso específico de un cuerpo.
9- Volumen de una habitación.

Vectores-coordenadas cartesianas y polares

En los siguientes ejercicios, los vectores están dados por sus coordenadas cartesianas. Realice una representación gráfica de los mismos en un sistema ortogonal coordenado cartesiano y escriba a las mismas en coordenadas polares:

1- $\vec{a} = (5, 15) =$
2- $\vec{b} = (-\ 10,\ 10) =$
3- $\vec{c} = (8, -\ 4) =$
4- $\vec{d} = (-\ 24, -\ 12) =$
5- $\vec{e} = (10, -\ 25) =$

En los siguientes ejercicios, los vectores están dados por sus coordenadas polares. Realice una representación gráfica de los mismos en un sistema ortogonal coordenado cartesiano y escriba a las mismas en coordenadas cartesianas:

1- $\vec{a} = (5; 45°)$
2- $\vec{b} = (7,67; 120°)$
3- $\vec{c} = (4,5; 315°)$
4- $\vec{d} = (7; 240°)$
5- $\vec{e} = (12,3; 270°)$

Unidad II

El Movimiento: Cinemática: movimiento rectilíneo uniforme; movimiento rectilíneo uniformemente variado: caída libre y tiro vertical. Problemas de encuentro.

1. CINEMÁTICA

La cinemática estudia los movimientos, cambios de posición de los cuerpos en relación al tiempo, sin preocuparse por las causas que lo provocan. Por ejemplo, al estudiar el movimiento de un automóvil diremos que se mueve según una determinada trayectoria, luego indicaremos las distintas posiciones que ocupa o las distancias que recorre a medida que transcurre el tiempo, finalmente daremos detalles de las distintas velocidades y aceleraciones que experimenta el vehículo, etc., pero en ningún caso trataremos de explicar las razones o causas que provocan cada uno de estos hechos.

La posición y el movimiento de un cuerpo son siempre relativos, por ello es necesario definir un sistema de referencia (ejes cartesianos ortogonales o en general un sistema de coordenadas) respecto del cual se determinarán las posiciones, y naturalmente, los movimientos de los cuerpos. El sistema de referencia a utilizar dependerá del tipo de movimiento que se intente analizar: si se trata de analizar un cuerpo que se desplaza según una trayectoria recta, bastará con un eje de coordenadas (recta graduada con un determinado sentido), que permita en cada instante conocer la posición (el lugar) en la cual se encuentra el cuerpo; si la trayectoria es curva pero plana, bastará un sistema de coordenadas con dos ejes ortogonales (perpendiculares); finalmente si se trata de analizar el movimiento de un cuerpo que describe una trayectoria en el espacio, necesitaremos de una terna de ejes coordenados ortogonales.

El cuerpo, cuyo movimiento se estudia, podrá ser ubicado (conocer su posición) dando el valor de las coordenadas que le corresponden en relación con el sistema de referencia elegido; decir que el cuerpo se mueve en relación con el sistema de coordenadas de referencia elegido equivale a expresar que el valor de sus coordenadas se modifica cuando transcurre el tiempo.

Los cuerpos cuyo movimiento estudiaremos serán considerados como puntuales (partículas), es decir que un sólo punto bastará para representarlos. Naturalmente, se trata de una aproximación a la realidad, que será tanto más válida cuanto menor sea la dimensión del cuerpo en relación con la distancia que recorre. Por ejemplo, si un automóvil de *3,2 m* de longitud se desplaza *5 m*, no podrá ser considerado como una partícula, pero, si el mismo automóvil recorre una distancia de *15 km*, podrá ser considerado como partícula sin inconvenientes.

A continuación, mostramos cómo puede conocerse la posición de un cuerpo cuando se identifica el valor de las coordenadas que le corresponden en relación con el sistema de referencia elegido (Figuras 2.1 y 2.2). También se muestra cómo a un determinado cuerpo le pueden corresponder distintos valores de coordenadas según el sistema de referencia elegido (Figura 2.3).

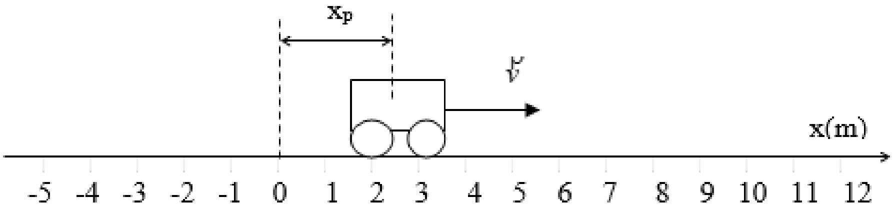


Figura 2. 1: Posición de un cuerpo que se mueve según una trayectoria recta.

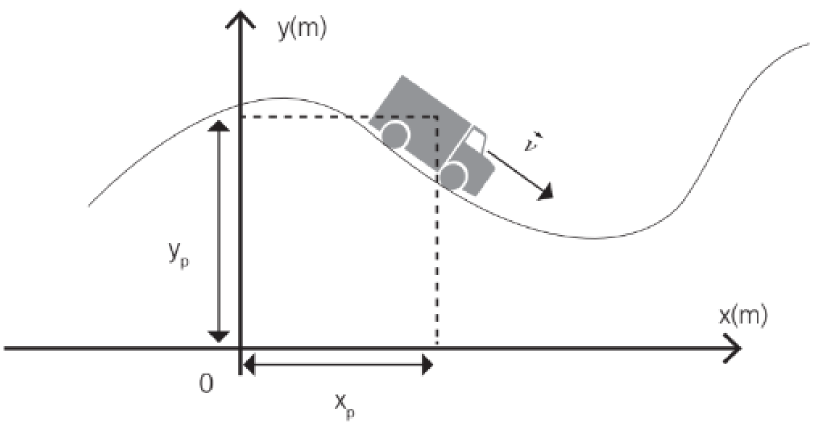


Figura 2.2: Posición de un cuerpo que se mueve según una trayectoria curva plana.

En cinemática se utilizan conceptos (algunos ya hemos utilizado) tales como tiempo, lugar, posición, distancia, movimiento, recta, plano, etc., que suponemos usted conoce por su uso cotidiano, por tratarse de ideas primitivas, y porque suponemos que ha trabajado intensamente con ellas en la escuela media. Por dicho motivo, no discutiremos su significado ya que el precisarlos escaparía al alcance de esta guía de estudio.

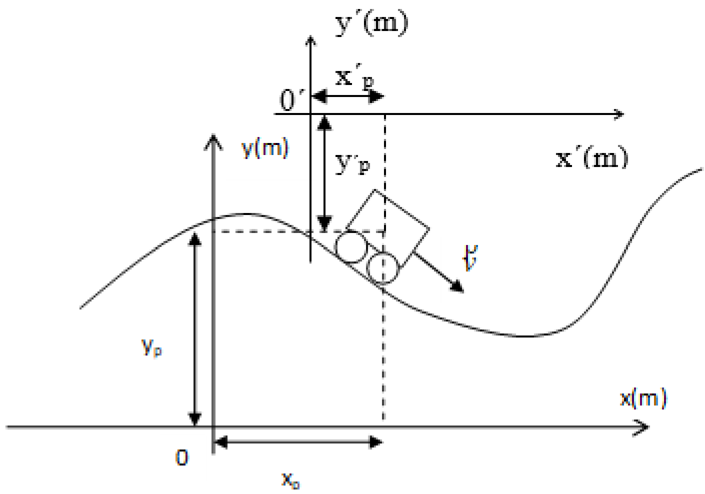


Figura 2.3: Distintas posiciones de un cuerpo en relación con distintos sistemas de coordenadas.

2. VECTOR POSICIÓN, TRAYECTORIA Y DESPLAZAMIENTO

Para facilitar su presentación consideraremos el caso particular de un cuerpo que se mueve en el plano. La posición de dicho cuerpo en un instante dado, punto *P*, puede determinarse con el vector posición ($\vec{r}_P$). Este se dibuja con su origen coincidiendo con el origen del sistema de coordenadas, y con su extremo en la posición del cuerpo. Figura 2.4.

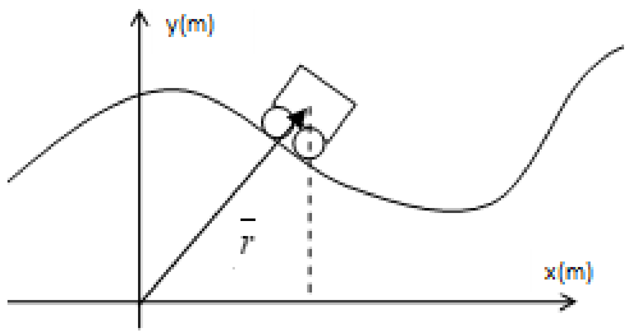
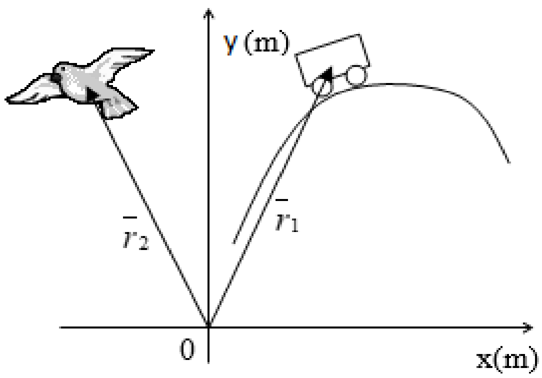


Figura 2.4: Vector posición

El vector posición queda determinado por el valor de las coordenadas (*x,y*), que le corresponden a su extremo. Aplicando el teorema de Pitágoras, puede calcularse el módulo del vector $\vec{r}_P$ como:

$$r_P = \sqrt{x^2 + y^2}$$

Las Figuras 2.5 y 2.6 nos muestran distintos vectores posición, que precisan sobre el lugar que ocupan cuerpos que están en movimiento y otros que están en reposo. En todos los casos, el valor de las coordenadas del vector, depende del sistema de referencia elegido para describir la situación física planteada. Despreciando la curvatura de la superficie terrestre, podemos considerar como plano el lugar en el cual se encuentran todos los cuerpos cuya posición queremos determinar; por dicho motivo, nos bastará un sistema de dos ejes coordenados para



fijar la posición de cada cuerpo.

Figura 2.5: Vectores posición.

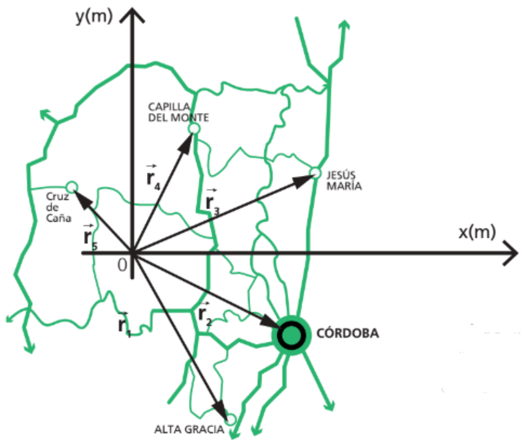


Figura 2.6: Vectores posición que precisan sobre el lugar que ocupan determinadas ciudades o accidentes geográficos en relación a una localidad de referencia.

Si el cuerpo se mueve, el vector posición cambiará; por ejemplo, si pasa del punto *P* al punto *Q*, el vector posición pasará de $\vec{r}_P$ a $\vec{r}_Q$. Figura 2.7.

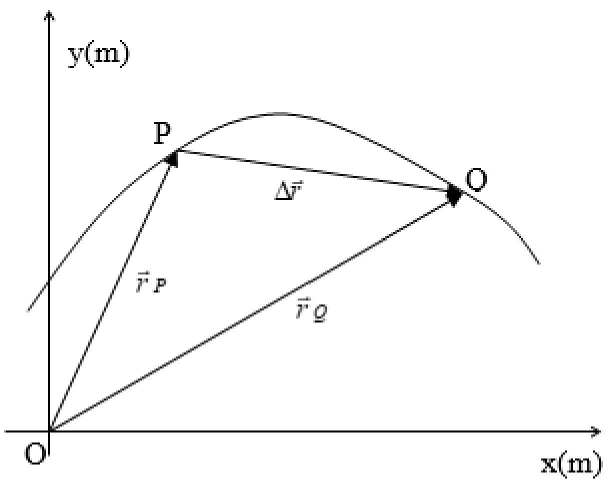


Figura 2.7: Diferencia entre trayectoria y desplazamiento

Trayectoria: así se llama al lugar geométrico definido por el conjunto de los puntos del espacio que ocupa sucesivamente una partícula (cuerpo), en su movimiento desde una posición inicial P hasta una posición final Q. Cada uno de esos puntos corresponde a una *"posición"* del cuerpo en un instante dado.

Desplazamiento: así se denomina a la diferencia entre la posición final Q y la posición inicial P, y se representa con un vector $\Delta\vec{r}$ con origen en P y extremo en Q. También y de acuerdo a la definición, puede considerarse a $\Delta\vec{r}$ como $\Delta\vec{r} = \vec{r}_Q - \vec{r}_P$.

Repetiremos uno de los experimentos que realizaba Galileo, con el fin de encontrar una ley que relacione las distintas posiciones que ocupa un cuerpo con los instantes de tiempo en los cuales ello ocurre, y para mostrar con un ejemplo sobre cómo se procede cuando se utiliza el método científico.

El experimento consistía en dejar caer desde el reposo, y siempre desde el mismo punto O, un determinado cuerpo (ver Figura 2.8). Luego medía el tiempo que tardaba en recorrer la distancia d_1, el tiempo que tardaba en recorrer la distancia d_2, y así continuaba midiendo los tiempos de caída para distintas distancias, para finalmente sistematizar los datos en una tabla tal como se muestra en la Tabla 2.1.

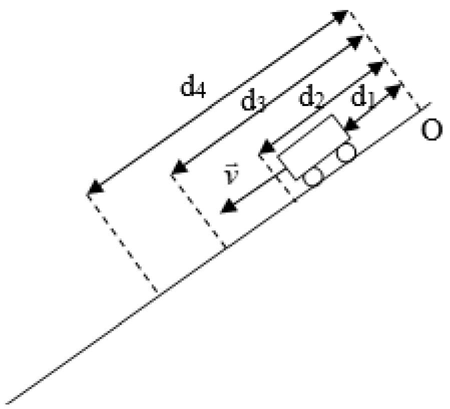


Figura 2.8: El experimento que realizó Galileo para estudiar la relación entre el espacio que recorría un cuerpo y el tiempo que tardaba en recorrerlo, en un plano inclinado.

Desplazamiento [m]	Tiempo de caída [s]
0,5	1,0
1,0	1,4
1,5	1,7
2,0	2,0
2,5	2,2
3,0	2,4
3,5	2,6
4,0	2,8
4,5	3,0
5,0	3,1

Tabla 2.1: Mediciones de desplazamientos y tiempos empleados en recorrerlos, en un plano inclinado.

El método científico, tal como lo utilizó Galileo, consiste ahora en encontrar una relación entre los valores de la columna de la izquierda, y los valores de la columna de la derecha. Por ejemplo, la relación puede ser lineal, cuadrática, etc.

Una observación rápida de los valores de la tabla nos muestra que ambas columnas crecen cuando las recorremos de arriba hacia abajo, sin embargo, no crecen del mismo modo. Pareciera que crecen más rápido (o si quiere simplemente más) los valores de la columna de la izquierda, que los de la derecha. ¿La relación que estamos buscando será una relación lineal? Es decir ¿será el desplazamiento proporcional al tiempo empleado, (analíticamente $d \alpha t$)? Para ello conviene representar en un sistema de ejes coordenados (distancia, tiempo), los valores de la tabla para analizar lo que ocurre. Si no se obtiene una recta en la representación, resulta útil representar "d versus t^2", ó "d^2 versus t", ó "*(sen d)* versus t", ó "d versus (*sen t)*", etc., hasta encontrar una representación gráfica lineal.

Si usted realiza las pruebas indicadas en el párrafo anterior, descubrirá que la representación gráfica lineal se encuentra cuando representa "d versus t^2", lo que le está indicando que la relación buscada es "$d \alpha t^2$". Cuando estudie el movimiento rectilíneo uniformemente variado, observará la relación que existe entre el desplazamiento que experimenta un cuerpo y el tiempo que emplea en producirlo, y su concordancia con este resultado experimental.

4. VELOCIDAD Y ACELERACIÓN

Si bien los conceptos de velocidad y aceleración son intuitivos, repasaremos cuidadosamente estas ideas y abordaremos las definiciones que desde la física dan precisiones sobre ambas.

La **velocidad** *(v)* de un cuerpo es la relación que existe entre el espacio que recorre y el tiempo que emplea en recorrerlo. Un cuerpo que modifica su posición a medida que transcurre el tiempo, está animado de una cierta velocidad; ésta podrá ser constante o variable, dependiendo del tipo de movimiento que se trate.

Si designamos el espacio recorrido como $\Delta\vec{r}$ y el tiempo que tarda en recorrerlo como Δt , la definición de velocidad permite escribir:

$$\vec{v} = \frac{\Delta\vec{r}}{\Delta t} = \frac{(\vec{r}_f - \vec{r}_i)}{(t_f - t_i)}$$

donde $\vec{r}_f$ es la posición final del cuerpo que ocupa en el instante t_f y $\vec{r}_i$ es la posición inicial del cuerpo que ocupa en el instante t_i .

Si medimos el espacio (las posiciones) y el tiempo en unidades del SIMELA, encontramos que la velocidad se mide en [*m/s*]. Otra unidad muy usada para la velocidad es el [*km/h*]. Dado que *1km=1000m* y *1h=3600s*, se puede deducir que:

$$1\frac{\text{km}}{\text{h}} = \frac{1000\text{m}}{3600\text{s}} = 0,2777...\frac{\text{m}}{\text{s}}$$

$$1\frac{\text{m}}{\text{s}} = \frac{\frac{1}{1000}\text{km}}{\frac{1}{3600}\text{h}} = 3,6\frac{\text{km}}{\text{h}}$$

La **aceleración** *(a)* de un cuerpo es la relación que existe entre el cambio de velocidad que experimenta y el tiempo que tarda en experimentarlo. Un cuerpo que modifica su velocidad a medida que transcurre el tiempo, está animado de una cierta aceleración; ésta podrá ser constante o variable, dependiendo del tipo de movimiento que se trate.

Si indicamos el cambio de velocidad que experimenta el cuerpo como $\Delta\vec{v}$, y el tiempo en que éste se produce como Δt , la definición de aceleración permite escribir:

$$\vec{a} = \frac{\Delta\vec{v}}{\Delta t} = \frac{\left(\vec{v}_f - \vec{v}_i\right)}{\left(t_f - t_i\right)}$$

donde $\vec{v}_f$ es la velocidad final del cuerpo en el instante t_f y $\vec{v}_i$ es la velocidad inicial del cuerpo en el instante t_i .

Si medimos las velocidades y el tiempo en unidades del SIMELA, encontramos que la aceleración se mide en [*m/s²*]. Otra unidad muy usada para la aceleración es el [*km/h²*]. Dado que *1km=1000m* y *1h=3600s*, se puede deducir que:

$$1\frac{\text{km}}{\text{h}^2} = \frac{1000\text{m}}{(3600\text{s})^2} = 7,7 \text{ x } 10^{-5}\,\frac{\text{m}}{\text{s}^2}$$

$$1\frac{\text{m}}{\text{s}^2} = \frac{\frac{1}{1000}\text{km}}{(\frac{1}{3600}\text{h})^2} = 12.960\ \frac{\text{km}}{\text{h}^2}$$

5. MOVIMIENTO RECTILÍNEO (MR)

En este caso, el cuerpo considerado como partícula cuyo movimiento nos ocupa, sólo podrá moverse en una dimensión (trayectoria rectilínea). Por comodidad elegiremos nuestro sistema de coordenadas con su eje "*x*" coincidiendo con la dirección del movimiento. La Figura 2.9 ilustra sobre el movimiento rectilíneo de un cuerpo y sobre el sistema de coordenadas elegido para estudiarlo.

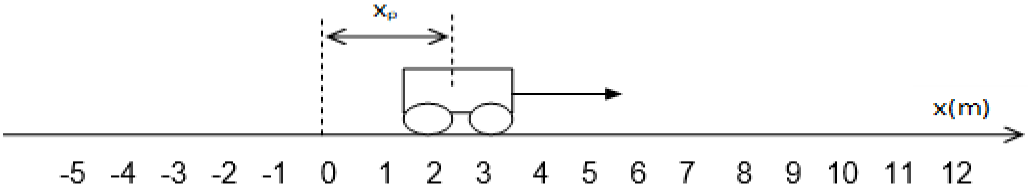


Figura 2.9: Movimiento rectilíneo de un cuerpo y sistema de coordenadas elegido para estudiarlo.

Si bien el desplazamiento es una magnitud vectorial, por tratarse de una trayectoria rectilínea coincidente con el eje de las *x*, los distintos vectores posición (uno para cada instante) siempre poseerán la dirección de la trayectoria (eje "*x*"). Así pues, la posición de una partícula quedará completamente determinada por el valor correspondiente de la coordenada (un número, una unidad y un signo), y en consecuencia el espacio recorrido también quedará determinado de ese modo. La dirección del vector es la del eje *x*; el sentido lo proporciona el signo que antecede al número (si es positivo, indica un vector posición en el sentido positivo del eje, y si es negativo el sentido es el contrario); y el número, da precisiones acerca de la distancia al origen del sistema de coordenadas. La Figura 2.10 muestra sobre cómo las posiciones de los cuerpos *A* y *B*, definen los vectores posición $\vec{r}_A$ y $\vec{r}_B$, que a su vez quedan totalmente determinados por los valores de las coordenadas x_A y x_B.

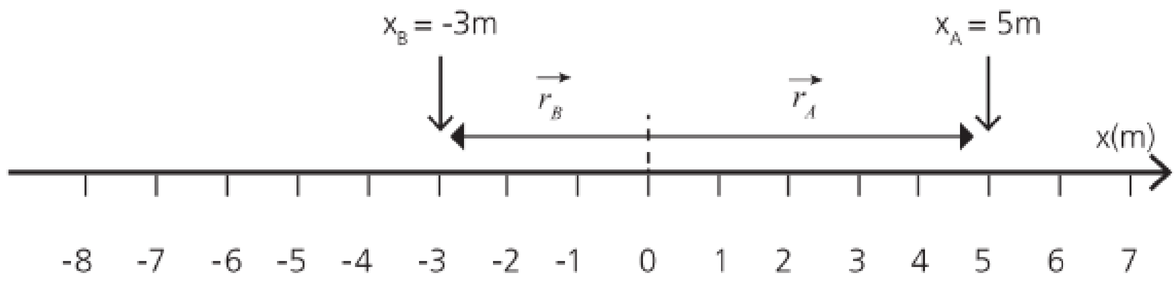


Figura 2.10: Posición de dos partículas (cuerpos *A* y *B*) que se mueven según una trayectoria rectilínea.

El desplazamiento o espacio recorrido $\Delta\vec{r} = \vec{r}_f - \vec{r}_i$, resulta ahora $\Delta x = x_f - x_i$. Para la velocidad y la aceleración valen las expresiones:

$$v = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{(x_f - x_i)}{(t_f - t_i)}$$

$$a = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{(v_f - v_i)}{(t_f - t_i)}$$

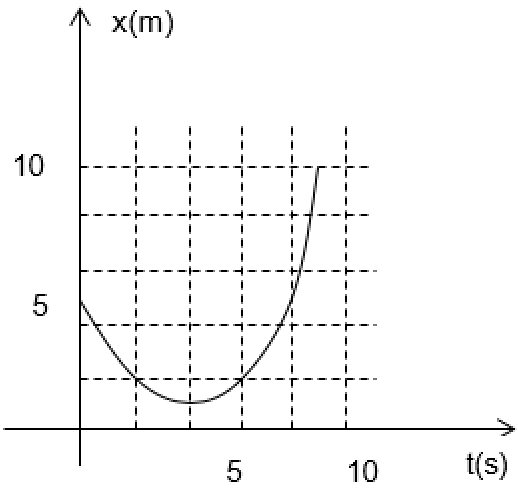
donde observamos que no resulta necesario destacar el carácter vectorial de ambas magnitudes, ya que ellas también tendrán en todos los casos la dirección del eje *x*, su sentido estará determinado por el signo, y su valor estará asociado al número con el cual las identificaremos. Tanto el valor como el signo se obtienen cuando se aplica la fórmula que define cada una de las magnitudes.

5.1 Función posición (FP) y función velocidad (FV)

Estudiar el movimiento de un cuerpo, implica en una primera aproximación conocer en cada momento su posición y su velocidad. Es decir, debemos conocer sobre cómo se modifica su posición y su velocidad, a medida que transcurre el tiempo. Las herramientas que proporciona la matemática para resolver esta necesidad de la física son las funciones: en este caso la *función posición x(t)* nos permitirá conocer la posición del cuerpo en cada instante de tiempo; y la *función velocidad v(t)*, la velocidad en el instante de tiempo que nos interese. Estas funciones podrán presentarse en forma gráfica o en forma analítica.

Las funciones posición y velocidad no dan a primera vista ninguna posición ni velocidad, en particular. Tienen potencialmente la información de la posición y velocidad que anima el cuerpo en distintos instantes de tiempo, pero es necesario precisar sobre un determinado instante de tiempo para que, operando con las funciones, logremos los valores de la posición y velocidad que corresponden al mismo.

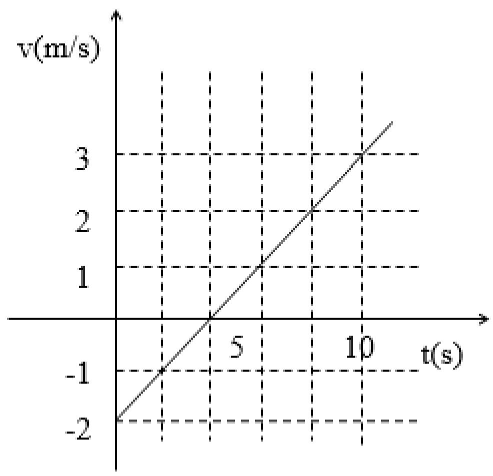
En **forma gráfica**, las funciones posición y velocidad están representadas en las Figura 2.11 y 2.12. Analiza las tablas que las acompañan.



Tiempo (*t*)	Posición (*x*)
[s]	[m]
0	5
1	3,25
2	2
3	1,25
4	
5	
6	
	3
8	5
	10

Figura 2.11. Función posición.

Ambas dan información sobre el movimiento rectilíneo de un cuerpo. En el caso de la figura 2.11 y tal como lo expresamos en el párrafo anterior, se trata de una función posición $x(t)$, que permite conocer la posición del cuerpo en cualquier instante; por ejemplo, en $t=0s$ el cuerpo se encuentra en $x=5m$, en $t=1s$ en $x=3,25m$, en $t=2s$ en $x=2m$, en $t=3s$ en $x=1,25m$, etc. También puede determinar en qué instante el cuerpo se encontrará en una determinada posición. Como ejemplo, de la representación deducimos que el cuerpo pasará por la posición $x=5m$ en el instante de tiempo $t=8s$. **Para practicar, le solicitamos que complete la tabla que le presentamos incompleta en la Figura 2.11**.



(*t*)	Velocidad (*v*)
[s]	[m/s]
0	-2
1	-1,5
2	-1
3	-0,5
3,5	
4	
	1
	1,25
8	2
	3

Figura 2.12: Función velocidad.

En el caso de la Figura 2.12, se trata de una función velocidad *v(t)*, que permite conocer la velocidad del cuerpo en cualquier instante; por ejemplo, en *t=0s* el cuerpo experimenta la velocidad *v=-2m/s*, en *t=1s* la *v=-1,5m/s*, en *t=2s* la *v=-1m/s*, en *t=3s* la *v=-0,5m/s*, etc. También puede determinar en qué instante el cuerpo experimentará una determinada velocidad. Como ejemplo, de la representación deducimos que tendrá una velocidad *v=2m/s* en el instante de tiempo *t=8s*. **Para practicar, le solicitamos que complete la tabla que le presentamos incompleta en la Figura 2.12**.

En **forma analítica**, las funciones posición y velocidad se presentan por fórmulas. Por ejemplo, las que corresponden al cuerpo cuyo movimiento estudiamos utilizando las funciones posición y velocidad presentadas en forma gráfica, son:

$$x(t) = 5 - 2t + 0,25\, t^2$$
$$v(t) = -2 + 0,5\, t$$

Usted puede obtener la posición *x* que ocupa el cuerpo en cada instante, reemplazando en la correspondiente función, en su forma analítica, el valor de *t* y operando hasta llegar a un valor para *x*; lo mismo puede hacerse para conocer el valor de velocidad *v* en un determinado instante. Por ejemplo, en el instante *t=2s*, la posición y la velocidad del cuerpo serán:

x (2) = 5 - 2 t + 0,25 t²
x (2) = 5 - 2 (2) + 0,25 (2) ²
x (2) = 5 - 4 + 1
x (2) = 2m

v (2) = -2 + 0,5 t
v (2) = -2 + 0,5 (2)
v (2) = -2 + 1
v (2) = -1m/s

Los valores de posición y velocidad que obtiene para cada instante utilizando las funciones dadas en forma analítica, deben coincidir con los valores que obtiene cuando las funciones están dadas en forma gráfica. Operando analíticamente como lo muestra el ejemplo, usted puede encontrar los valores de posición y velocidad para distintos instantes de tiempo y compararlos con los que proporciona la forma gráfica.

Así mismo, las funciones dadas en forma gráfica o en forma analítica, pueden ser utilizadas para calcular el espacio recorrido Δx y el cambio de velocidad Δv, entre dos determinados instantes.

5.2 Velocidad y aceleración, media e instantánea

Según definimos anteriormente, la **velocidad** *(v)* de un cuerpo es la relación que existe entre el espacio que recorre y el tiempo que emplea en recorrerlo. También expresábamos que un cuerpo que modifica su posición a medida que transcurre el tiempo, está animado de una cierta velocidad, y que ésta podrá ser constante o variable, dependiendo del tipo de movimiento que se trate.

Si designamos el espacio recorrido como Δx y el tiempo que tarda en recorrerlo como Δt, la definición de velocidad permite escribir:

$$v = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{(x_f - x_i)}{(t_f - t_i)}$$

donde x_f es la posición final del cuerpo que ocupa en el instante t_f, y x_i es la posición inicial del cuerpo que ocupa en el instante t_i.

Admitiendo que el movimiento del cuerpo puede ser descripto por la función posición que muestra la Figura 2.13, y suponiendo para los instantes de tiempo inicial y final los indicados, resulta, observando la representación, que $\Delta x = x_f - x_i$ es el cateto opuesto al ángulo α en el triángulo rectángulo rayado, y $\Delta t = t_f - t_i$ el cateto adyacente en dicho triángulo.

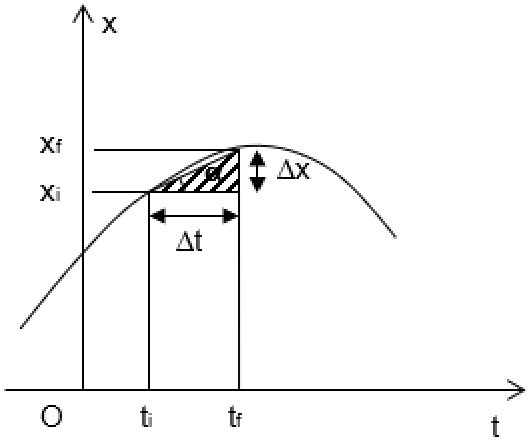


Figura 2. 13. Interpretación gráfica de la velocidad media.

Dado que para el cálculo de v sólo hemos tenido en cuenta las posiciones inicial y final (x_i y x_f), sin que sea relevante lo que ocurre entre ambas, a la velocidad así calculada se la denomina *velocidad media o promedio entre ambas posiciones o entre los instantes de tiempo correspondientes a ambas posiciones*, y se la simboliza con $\bar{v}$. En consecuencia, resulta para la velocidad media:

$$\bar{v} = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{(x_f - x_i)}{(t_f - t_i)} = tg\,\alpha$$

El valor de $\bar{v}$ puede calcularse desde la representación gráfica, tomando los valores de los catetos del triángulo rectángulo, de acuerdo a las escalas con las cuales se graduaron los ejes, para luego realizar el cociente correspondiente, o en el caso de que las escalas de ambos ejes sean iguales, calculando la tangente trigonométrica del ángulo α.

Acerca de la velocidad media, también puede decirse que es aquella que le hubiera permitido al cuerpo recorrer con velocidad constante el mismo espacio $\Delta x = x_f - x_i$ en el mismo lapso $\Delta t = t_f - t_i$.

La velocidad que da información sobre el movimiento del cuerpo en un instante determinado, se denomina *velocidad instantánea* (Figura 2.14) y se simboliza por v. Por ejemplo, si deseamos conocer la velocidad en el instante de tiempo que consideramos como inicial t_i (posición x_i), debe aproximarse el instante final al inicial tanto como se pueda (ambos instantes deben estar infinitamente próximos), para de ese modo extraer información sobre lo que realmente ocurre en ese instante. Desde el punto de vista geométrico, lo que ocurre al aproximar el punto final definido por el par ordenado (t_f,x_f) al punto inicial definido por el par ordenado (t_i ,x_i), es que se hace cada vez más pequeño el triángulo rectángulo, tal como lo indica la Figura 2.15. En el límite de lo pequeño, la hipotenusa del triángulo rectángulo coincide con la tangente a la curva en el punto inicial.

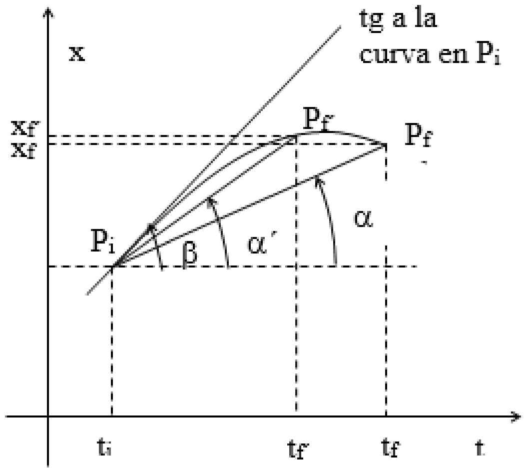


Figura 2.14: Velocidad instantánea.

Según definimos anteriormente la **aceleración** *(a)* de un cuerpo es la relación que existe entre el cambio de velocidad que experimenta y el tiempo que tarda en experimentarlo. También expresamos que un cuerpo que modifica su velocidad a medida que transcurre el tiempo, está animado de una cierta aceleración; ésta podrá ser constante o variable, dependiendo del tipo de movimiento que se trate.

Si designamos el cambio de velocidad que experimenta el cuerpo como Δv y el tiempo que tarda en experimentarlo como Δt, la definición de aceleración permite escribir:

$$a = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{(v_f - v_i)}{(t_f - t_i)}$$

donde v_f es la posición final del cuerpo que ocupa en el instante t_f, y v_i es la posición inicial del cuerpo que ocupa en el instante t_i.

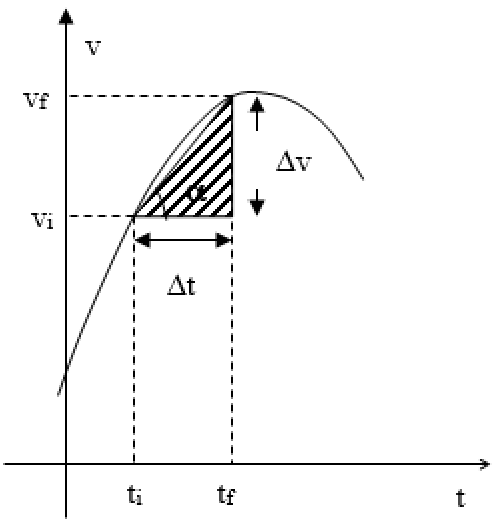


Figura 2.15: Interpretación gráfica de la aceleración media.

Admitiendo que el cuerpo en movimiento posee la función velocidad que muestra la Figura 2.16, y suponiendo para los instantes de tiempo inicial y final los indicados, resulta, observando la representación, que $\Delta v = v_f - v_i$ es el cateto opuesto al ángulo α en el triángulo rectángulo rayado, y $\Delta t = t_f - t_i$ el cateto adyacente en dicho triángulo.

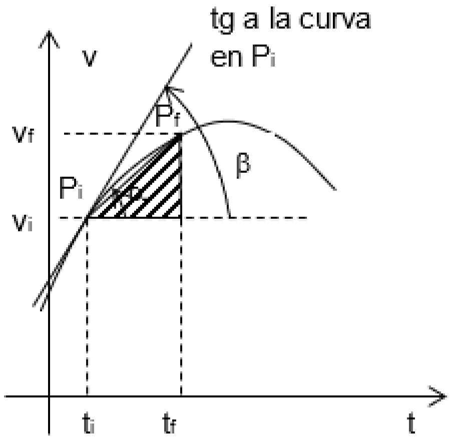


Figura 2.16: Aceleración instantánea

Dado que para el cálculo de a sólo hemos tenido en cuenta las velocidades inicial y final (v_i y v_f), sin que sea relevante lo que ocurre entre ambas velocidades, a la aceleración así calculada se la denomina *aceleración media o promedio entre ambas velocidades o entre los instantes de tiempo correspondientes a ambas velocidades*, y se la simboliza con $\bar{a}$. En consecuencia, resulta para la aceleración media:

$$\bar{a} = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{(v_f - v_i)}{(t_f - t_i)} = tg\,\alpha$$

El valor de $\bar{a}$ puede calcularse desde la representación gráfica, tomando los valores de los catetos del triángulo rectángulo, de acuerdo a las escalas con las cuales se graduaron los ejes, para luego realizar el cociente correspondiente, o en el caso de que las escalas de ambos ejes sean iguales, calculando la tangente trigonométrica del ángulo α.

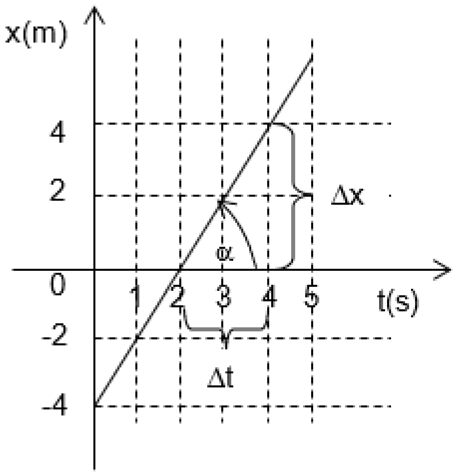
Acerca de la aceleración media, también puede decirse que es aquella que le hubiera permitido al cuerpo experimentar, con aceleración constante, el mismo cambio de velocidad $\Delta v = v_f - v_i$ en el mismo lapso $\Delta t = t_f - t_i$.

La aceleración que da información sobre el movimiento del cuerpo en un instante determinado, se denomina *aceleración instantánea* y se simboliza por a. Por ejemplo, si deseamos conocer la aceleración en el instante de tiempo que consideramos como inicial t_i

(velocidad v_i), debe aproximarse el instante final al inicial tanto como se pueda (ambos instante deben estar infinitamente próximos), para de ese modo extraer información sobre lo que realmente ocurre en ese instante. Desde el punto de vista geométrico, lo que ocurre al aproximar el punto final definido por el par ordenado (t_f, v_f) al punto inicial definido por el par ordenado (t_i, v_i), es que se hace cada vez más pequeño el triángulo rectángulo. En el límite de lo pequeño, la hipotenusa del triángulo rectángulo coincide con la tangente a la curva en el punto inicial.

5.3 Movimiento rectilíneo uniforme (MRU)

Los cuerpos que se mueven con movimiento rectilíneo uniforme (MRU), se caracterizan por recorrer *espacios iguales en intervalos de tiempo iguales*. La tabla que muestra la Figura 2.17 representa el movimiento rectilíneo de un cuerpo, y en ella se advierte la característica enunciada para este tipo de movimiento (para iguales intervalos de tiempo ocurren iguales espacios recorridos). La función posición correspondiente se muestra también en la citada figura.



Tiempo (t)	Posición (x)
[s]	[m]
0	-4
1	-2
2	0
3	2
4	4
5	6

Figura 2.17. Representación gráfica de la función posición y tabla correspondiente a un MRU.

De acuerdo a la definición de velocidad, observando la tabla y/o la función posición representada, se advierte que este tipo de movimiento se caracteriza por poseer un valor de velocidad constante.

Dado que el valor de velocidad es una constante del movimiento, las velocidades media e instantánea coinciden, y genéricamente para ellas vale la expresión

$$\bar{v} = v = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{(x_f - x_i)}{(t_f - t_i)} = tg\,\alpha$$

Tanto de la tabla como de la representación gráfica, puede obtenerse el valor de velocidad que caracteriza al movimiento. Por ejemplo, tomando como los instantes inicial y final los tiempos 0s y 4s, resulta:

$$v = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{(x_f - x_i)}{(t_f - t_i)}$$

$$v = \frac{4 - (-4)}{(4 - 0)} = \frac{8}{4}$$

$$v = 2\frac{m}{s}$$

Despejando x_f de la expresión anterior, resulta:

$$x_f = x_i + v\,(t_f - t_i)$$

Si ahora consideramos un instante de tiempo final genérico (t_f Þ t) al que le corresponde una posición genérica (x_f Þ x), reemplazando en la expresión anterior resulta:

$$\boldsymbol{x = x_i + v\,(t - t_i)}$$

que es la **función posición** para el MRU, que permite calcular la posición del cuerpo en cualquier instante de tiempo.

En este movimiento, ya vimos que la velocidad no depende del tiempo, resultando una constante del movimiento. Su representación gráfica es una recta horizontal que corta al eje de ordenadas en el valor de *v*. Figura 2.18. Observando esta representación gráfica, se advierte que la superficie rayada de la figura representa el espacio recorrido entre los instantes t_i y t_f. En efecto, el valor del área es *Área=base x altura* resulta tomando los valores indicados en los ejes igual a $(t_f - t_i)\ v$, que como lo indican expresiones anteriores es $(x_f - x_i)$.

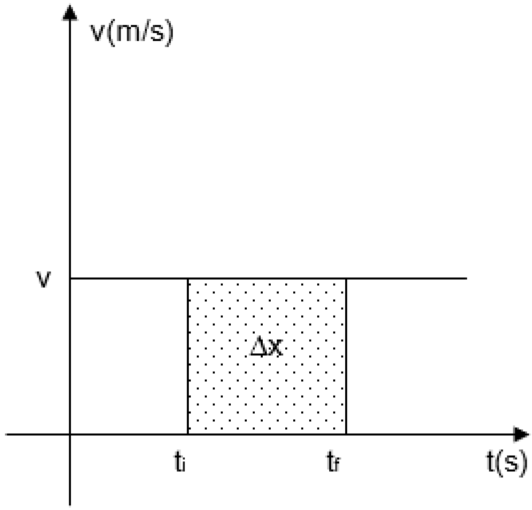


Figura 2.18: Función velocidad y significado físico del área encerrada entre la función velocidad y el eje de los *t.*

En la Figura 2.19, se dan tres MRU en los cuales se identifican velocidades positivas y negativas, y un caso en el cual el cuerpo permanece en reposo. También en los distintos casos, puede determinarse el valor de velocidad y posición inicial, para cada una de las curvas representadas. Indica al lado de cada gráfica si la velocidad es positiva, negativa o si permanece en reposo, en ese caso, ¿qué valor corresponde a la velocidad?

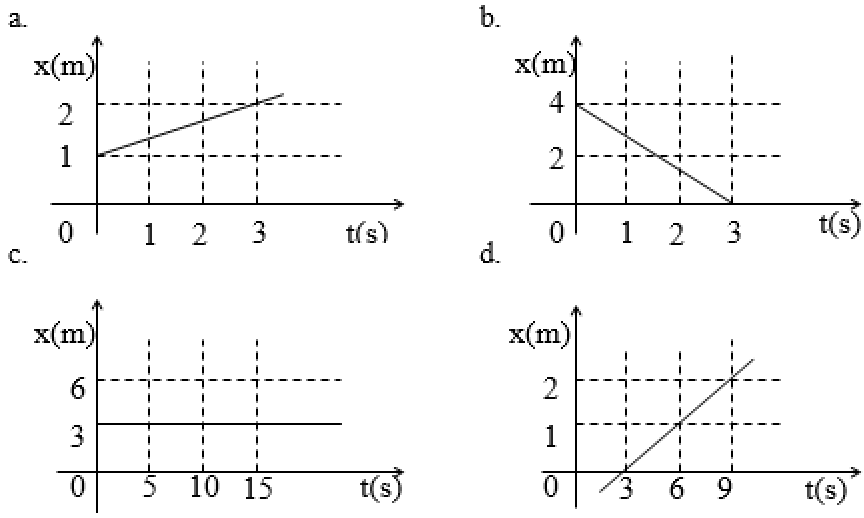


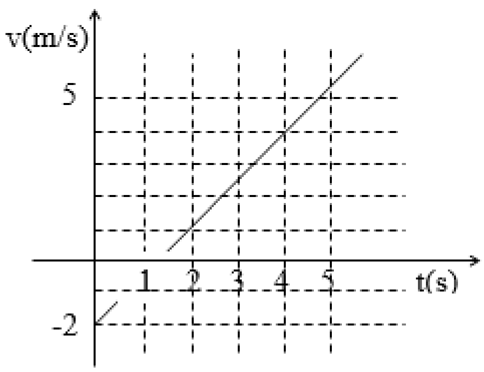
Figura 2.19: Distintos casos de movimiento rectilíneo uniforme.

5.4 Movimiento rectilíneo uniformemente variado (MRUV)

Los cuerpos que se desplazan con movimiento rectilíneo uniformemente variado (MRUV), se caracterizan por experimentar *cambios de velocidades iguales en intervalos de tiempo iguales*. Si la tabla que muestra la Figura 2.20 representa el movimiento rectilíneo de un cuerpo, en ella se advierte la característica enunciada para este tipo de movimiento (para iguales intervalos de tiempo ocurren iguales cambios de velocidad). La función velocidad correspondiente se muestra también en la citada figura. De acuerdo a la definición de aceleración, observando la tabla y/o la función velocidad representada, se advierte que este tipo de movimiento también se caracteriza por poseer un valor de aceleración constante.

Dado que el valor de aceleración es una constante del movimiento, las aceleraciones media e instantánea coinciden, y genéricamente para ellas vale la expresión:

$$\bar{a} = a = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{(v_f - v_i)}{(t_f - t_i)} = tg\,\alpha$$



Tiempo (t)	Velocidad (x)
[s]	[m/s]
0	-2
1	-0,5
2	1
3	2,5
4	4
5	5,5

Figura 2.20: Representación gráfica del movimiento rectilíneo de un cuerpo.

Tanto de la tabla como de la representación gráfica, puede obtenerse el valor de aceleración que caracteriza al movimiento. Por ejemplo, tomando como los instantes inicial y final los tiempos 0s y 4s, resulta:

$$a = \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{(v_f - v_i)}{(t_f - t_i)}$$

$$a = \frac{4 - (-2)}{(4 - 0)} = \frac{6}{4}$$

$$a = 1{,}5\,\frac{m}{s^2}$$

Despejando v_f de la expresión anterior, resulta:

$$v_{f=}\ v_i + a\ (t_f - t_i)$$

Si ahora consideramos un instante de tiempo final genérico (t_f Þ t) al que le corresponde una velocidad genérica (v_f Þ v), reemplazando en la expresión anterior resulta:

$$v = v_i + a\ (t - t_i)$$

que es la función velocidad para el MRUV, que permite calcular el valor de la velocidad del cuerpo en cualquier instante. Si t_i=0s, puede escribirse:

$$\boldsymbol{v = v_i + a\ t}$$

El hecho de que la superficie encerrada entre la función velocidad y el eje de abscisas, entre dos determinados instantes de tiempo, sea el espacio recorrido entre dichos instantes, puede utilizarse en este tipo de movimiento para encontrar la función posición. De la Figura 2.21 y tratando de determinar el espacio que recorre el cuerpo entre los instantes de tiempo t_i y un instante genérico t, calculamos el área rayada como la suma de la superficie de un rectángulo más la de un triángulo.

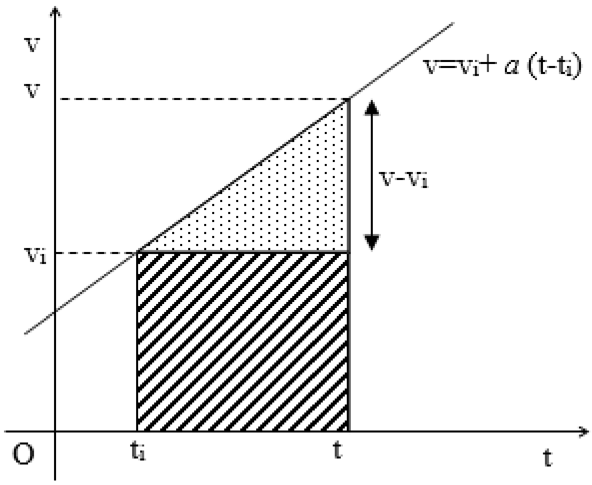


Figura 2.21. El área rayada indica el espacio recorrido entre los instantes de tiempo t_i y t. Calculando el área para valores genéricos se encuentra la función posición.

Así se obtiene para el área total que representa Δx, lo siguiente:

$$\Delta x = x - x_i = \ \textit{área rectángulo} + \ \textit{área triángulo} = v_i(t - t_i) + \frac{(t - t_i)(v - v_i)}{2}$$

Utilizando la función velocidad $v=v_i+a(t-t_i)$ de la cual se deduce $v-v_i=a(t-t_i)$, para reemplazar en la función anterior, resulta:

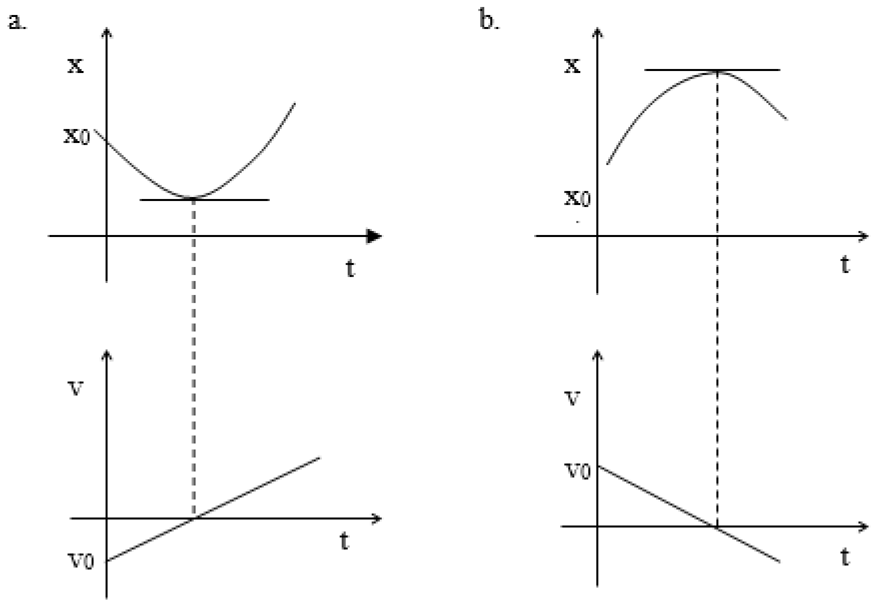
$$x - x_i = v_i(t - t_i) + \frac{(t - t_i)(v - v_i)}{2}$$
$$= v_i(t - t_i) + \frac{(t - t_i)\, a(t - t_i)}{2}$$
$$= v_i(t - t_i) + \frac{a(t - t_i)^2}{2}$$

O de otro modo:

$$x = x_i + v_i(t - t_i) + \frac{a(t - t_i)^2}{2}$$

Expresión de la función posición (FP) para un MRUV, que permite determinar la posición del cuerpo para cualquier instante.

Dado que se trata de una función cuadrática en t, su representación en un sistema de ejes (t,x), resultará una parábola de eje vertical; con las ramas hacia arriba si el coeficiente del término cuadrático es positivo y con las ramas hacia abajo en caso contrario. El signo del término cuadrático lo proporciona la aceleración. También en la representación de la función posición están presentes la velocidad inicial (v_i: tangente a la curva en el instante t_i), y la posición inicial (x_i: posición en el instante t_i, que coincide con el punto en el cual la curva corta al eje de ordenadas cuando t_i=0s). A continuación, Figura 2.22, representamos varios pares de funciones posición y velocidad, encolumnados, y con la misma escala en el eje de los



tiempos.

Figura 2.22. Cada caso muestra las funciones posición y velocidad de un cuerpo.

Ya vimos que en este movimiento la aceleración no depende del tiempo, resultando una constante. Su representación gráfica es una recta horizontal que corta al eje de ordenadas en el valor de *a*. Figura 2.23.

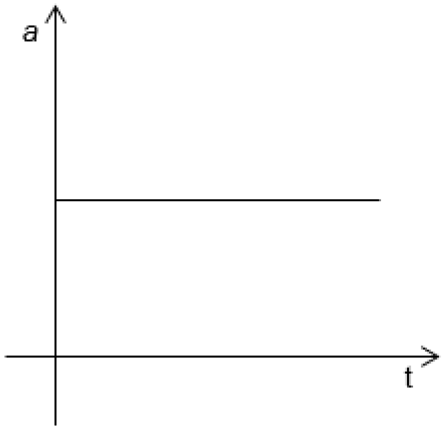


Figura 2.23: Función aceleración: una constante en el MRUV.

Eliminando *t* de las funciones velocidad y posición:

$$v = v_i + a(t-t_i) \qquad \text{(FP)}$$

$$x = x_i + v_i(t - t_i) + \frac{a(t - t_i)^2}{2} \qquad \text{(FV)}$$

Resulta (le damos a usted el trabajo de resolver el sistema de ecuaciones para eliminar *t*):

$$v^2 - v_i^2 = 2\,a\,(x - x_i)$$

Ecuación muy utilizada cuando se desea resolver un problema sin trabajar con la variable tiempo.

6. PROBLEMAS DE ENCUENTRO

Es común en este capítulo de la física, plantear situaciones físicas en las cuales dos cuerpos que se mueven se encuentran en un determinado instante y en una determinada posición. A estas situaciones físicas o problemas, se las denomina *problemas de encuentro.* A los efectos de mostrar sobre la forma conveniente de actuar (no la única) para resolver el problema, plantearemos una situación física y trataremos de resolverla.

Ejemplo

PROBLEMA*. Un maleante se da a la fuga en auto y es perseguido por un móvil policial, de tal modo que en un instante de tiempo que puede tomarse como inicial (t=0s), una distancia de 0,5km separa ambos vehículos. Considere que ambos vehículos se desplazan siempre por una misma calle rectilínea, que en el instante inicial el móvil policial se encuentra en el origen del sistema de coordenadas que utilizará para describir los movimientos, y que las velocidades de ambos vehículos son constantes y de valores v_m=40m/s para el maleante y v_p=45m/s para el policía.*

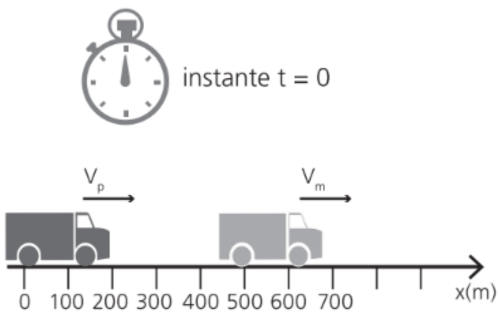
a. Dibuje la situación planteada para el instante de tiempo inicial (t=0s).

b. Deduzca las funciones posición que describen el movimiento del maleante $x_m(t)$ y del móvil policial $x_p(t)$.

c. Determine el instante de tiempo y la posición en los cuales el móvil policial alcanza al auto del maleante.

Solución:

Parte a*. Conviene realizar el dibujo de la situación planteada, lo solicite o no el problema. Esto ayudará a la comprensión del problema. Quiere decir que, aun cuando el enunciado no lo solicite, siempre conviene dibujar o representar la situación problemática; esto vale para cualquier capítulo y tipo de problema que se puede plantear en física o química. Dibujando esquemáticamente las condiciones del problema, podremos estimar resultados y luego comparar con estas estimaciones, los resultados finales. El esquema que expresa este*



problema, se muestra en la Figura 2.24. ¿Se puede deducir a partir de algunos conceptos fundamentales de cinemática, el tipo de movimiento, si hay aceleración, las posiciones iniciales de ambos vehículos? ¿Qué otras deducciones o anticipaciones podrías realizar?

Figura 2.24: Esquema de la situación planteada

Parte b*. Conviene cuanto antes planificar cómo resolver el ejercicio, para ello podemos repasar las unidades con las cuales nos dan los datos del problema, verificar que pertenezcan al SIMELA, y en el caso de que así no fuera, pasarlas a dicho sistema de unidades. Por ejemplo, en este caso conviene escribir la distancia inicial que separa ambos vehículos 0,5km en m, es decir que para la distancia inicial utilizaremos 500m. Y luego, formalizar matemáticamente las ecuaciones que se necesitarán en base a lo pedido. Siguiendo con* *nuestro problema: las funciones posición de cada uno de los movimientos (del auto del maleante y del móvil policial) se pueden escribir sin demasiadas dificultades repasando cuidadosamente el enunciado del problema y teniendo en cuenta el esquema que se planteó en el punto anterior. Por ejemplo, de dicho esquema se obtiene que las posiciones iniciales para ambos automóviles son x_{ip} = 0km para el policía y x_{im} = 500m para el maleante. Del enunciado se pueden obtener las velocidades, que son v_p=45m/s para la policía y v_m=40m/s para el maleante. Con estos datos y considerando que las velocidades son constantes y la trayectoria rectilínea, estamos en condiciones de expresar que se trata de dos movimientos rectilíneos uniformes, cuya función posición tiene la pinta $x=x_i+ v(t - ti)$. Si construimos ambas funciones, resulta:*

$$x_p(t)=x_{ip}+ v_p t = 0 + 45\ t$$

$$x_m(t)=x_{im}+ v_m t = 500 + 40\ t$$

¿Qué anticipaciones podemos hacer de los resultados? ¿Es posible que el móvil policial alcance al maleante? ¿En qué posición? ¿En cuánto tiempo estimarías que sucederá? ¿Cómo se podría plantear una única ecuación para el encuentro entre ambos autos?

***Parte c**. En este punto interesa comenzar con la resolución de la situación problemática. Para ello debemos conocer el instante de tiempo y la posición en los cuales el móvil policial alcanza al auto del maleante. Naturalmente, **en el instante en que los autos se encuentran, ocupan la misma posición**, lo cual equivale a decir que el par ordenado de valores (t,x) que satisfaga al sistema de ecuaciones, proporcionará los valores que estamos buscando: un mismo valor de t que reemplazado en ambas ecuaciones proporcione igual valor de x.*

*Estamos entonces en el momento de ejecutar la resolución y calcular los resultados. El sistema de ecuaciones puede resolverse analíticamente por cualquier método o gráficamente. Por ejemplo, **analíticamente** puede operarse del siguiente modo. Igualando los valores de x puede despejar t, es decir el tiempo de encuentro:*

$$\begin{gathered} x_p(t) = x_m(t) \\ 45\ t = 500 + 40\ t \\ 45\ t - 40\ t = 500 \\ 5t = 500 \\ t = \mathbf{100s} \end{gathered}$$

*Reemplazando en cualquiera de las funciones, o en las dos si es que quiere verificar el resultado obtenido para t, se obtiene la **posición en la cual se encuentran**:*

$$\begin{gathered} x_p(t) = 0 + 45\ t \\ 45 \cdot 100 = 4500m \\ x_m(t) = 500 + 40\ t \\ 500 + 40 \cdot 100 = \mathbf{4500m} \end{gathered}$$

Una vez obtenidos los resultados, deberemos controlarlos, analizando por ejemplo si se cumplieron las predicciones hechas o también a través de otros modos de resolución. Por ejemplo, gráficamente pueden encontrarse los valores del par ordenado, representando ambas funciones en un sistema de ejes cartesianos ortogonales (t,x), y determinando el punto de intersección de ambas funciones, tal como muestra la Figura 2.25.

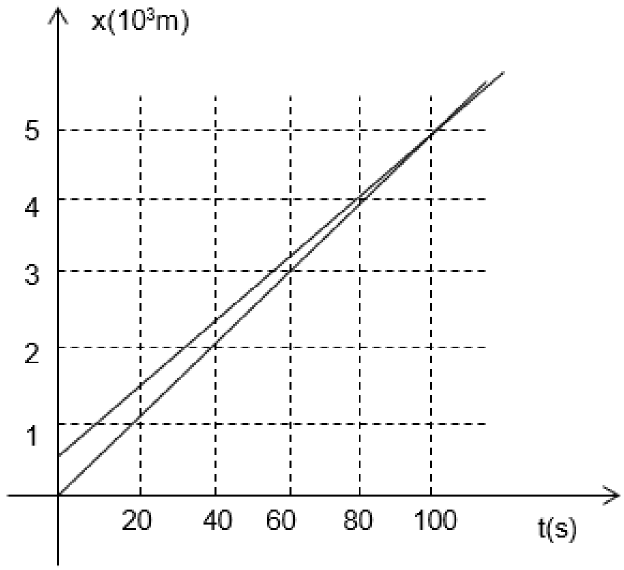


Figura 2.25: Forma gráfica de resolver un sistema de ecuaciones.

En general los resultados obtenidos gráficamente, pueden diferir sólo parcialmente de aquellos que se obtienen analíticamente. Estos son siempre más precisos, pero aquellos dan una idea más clara acerca de lo que ocurre en la situación problemática planteada.

Finalmente, hay que tener en cuenta que esta manera de resolución se podrá aplicar siempre que tenga dos o más cuerpos que se mueven en un mismo eje y quiera saber tiempo y/o posición en la que deberán cruzarse o encontrarse.

7. ACELERACIÓN DE LA GRAVEDAD

7.1 Caída libre

Se da el nombre de **caída libre** al movimiento de un cuerpo que se dirige verticalmente hacia la superficie de la Tierra. Sin considerar la resistencia del aire, el cuerpo en caída libre experimenta la acción de una aceleración constante, la **aceleración de la gravedad *g***, que tiene un valor muy próximo a $9,8 m/s^2$ (ver Figura 2.26) con pequeñas variaciones relacionadas con la latitud y la altura del lugar de observación.

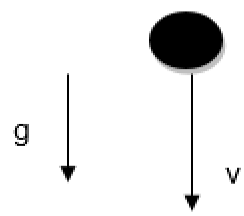


Figura 2.26. Caída libre de un cuerpo

Dado que la aceleración de un cuerpo en "caída libre" es constante, el movimiento puede ser considerado un caso particular del MRUV, por lo cual se pueden aplicar para su estudio las ecuaciones que obtuvimos para ese tipo de movimiento, con sólo reemplazar la aceleración *a* por *g*.

$$x = x_i + v_i(t - t_i) + \frac{g(t - t_i)^2}{2}$$

$$v = v_i + g(t - t_i)$$

$$v^2 - v_i^2 = 2\, g\, (x - x_i)$$

Las ecuaciones se simplifican notablemente cuando el cuerpo parte del estado de reposo ($v_i = 0m/s$) y desde una posición inicial coincidente con el origen del sistema de coordenadas (x_i=0m). El valor de *g* será positivo cuando el sentido del vector $\vec{g}$ coincida con el sentido positivo del eje de referencia que se elija para estudiar el movimiento; negativo en caso contrario.

7.2 Tiro vertical

Se llama tiro vertical al movimiento que adquiere un cuerpo que es arrojado verticalmente hacia arriba. Dado que se trata de un movimiento vertical, actúa la **aceleración de la gravedad *g***, pero **desacelerando** el movimiento, al menos en la primera parte cuando el cuerpo sube. El signo de la velocidad inicial dependerá del sistema de referencia elegido.

Cuando la velocidad se anula completamente, decimos que el cuerpo ya alcanzó la altura máxima, por eso se frena ($v=0$). A partir de ese instante y desde esa altura, el cuerpo comenzará a moverse nuevamente, experimentando una aceleración como un cuerpo en caída libre (ver Figura 2.27).

Algunos parámetros que podemos calcular son:

Tiempo de subida "t_{sub}": En $h_{máx}$ Þ $v(h_{máx})=0=v_i - g\, t_{sub}$ Þ $t_{sub} = v_i / g$

Altura máxima "$h_{máx}$": $h_{máx} = h_i + v_i\, t_{sub} - g\, t_{sub}^2 / 2$

Tiempo total "": $t_T = 2\, t_{sub}$

t_T es el tiempo que tarda en subir y bajar el cuerpo, hasta alcanzar el punto del cual partió con v_i.

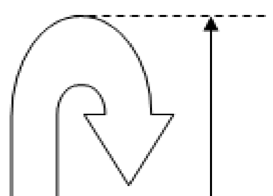


Figura 2.27: Tiro vertical: se advierte una primera parte en la cual el cuerpo sube desacelerado y otra, en la cual el cuerpo baja acelerado

Ejercicios:

1. Un móvil persigue a otro distante 150 m de él y que se aleja con velocidad constante de 40 Km/h.

a. ¿Qué aceleración constante debe desarrollar el primer móvil si pretende alcanzarlo en 1,4 minutos?

b. ¿Qué velocidad instantánea tendrá cuando lo alcance?

Rta: v=25 m/s, a=0,3 m/s^2

2. Se lanza una pelota hacia arriba con una velocidad de 25 m/s.

a. ¿Qué altura máxima alcanzará la misma?

b. ¿Cuál será el tiempo que tarda en alcanzar esa altura máxima?

Rta: h_{max}=31,85m, t=2.56s

8. PROBLEMAS PROPUESTOS

TEMAS: Movimiento rectilíneo uniforme (MRU). Movimiento rectilíneo uniformemente variado (MRUV). Velocidad y aceleración. Tiro vertical y caída libre.

1- Un tren que transporta rocas pasa por un pueblo A situado a 200 km de Buenos Aires a las 15 hs y por el pueblo B situado a 650 km también de Buenos Aires a las 20 hs. Determinar la velocidad media del tren.

Rta: 90 km/h

2- Determinar la distancia que recorrió un automóvil que durante un día y medio efectuó una trayectoria rectilínea a razón de 90 km/h. Dar el resultado en km y m.

3- Un automóvil que se desplaza con movimiento rectilíneo uniforme recorre 2000 m a razón de 65 km/h. Determinar el tiempo empleado en recorrer dicha distancia.

Rta: 1 min 50 s

4- Calcular la aceleración de un automóvil que en 20 s y partiendo del reposo adquiere una velocidad de 60 m/s.

Rta: 3 m/s^2

5- Un tren posee una velocidad de 75 km/h. Aplica los frenos y se detiene al cabo de un minuto y medio. Calcular el valor de la desaceleración que sufre y el espacio recorrido en ese tiempo.

Rta: -0,23 m/s^2; 940 m

6- Un automóvil partió del reposo con MRUV. Al cabo del primer segundo tiene una velocidad de 5m/s. Determinar la velocidad del mismo a los 10 s y la distancia recorrida en ese tiempo.

7- Un tren expreso pasa por la estación A a 20 m/s. La siguiente estación B está a 2 km de A y el tren pasa por ella 1 minuto después. Si se mueve con MRUV, determinar la aceleración y la velocidad con que pasa por B.

Rta: 0,44 m/s^2; 46,4 m/s.

8- Desde lo alto de una torre de 150 m de altura se deja caer una roca de 10 kg. Determinar el tiempo que tardará en llegar al suelo. Si ahora se deja caer una roca de 40 kg ¿qué tiempo tardará en llegar al suelo?

9- Un cuerpo cae libremente desde cierta altura. En el punto A de su trayectoria tiene una velocidad de 30 m/s; en el punto B, la velocidad es de 79 m/s. ¿Cuánto tardó en recorrer la distancia AB y cuánto vale esta?

Rta: 8 s; 272,5 m

10- Se lanza un cuerpo verticalmente hacia arriba con una velocidad de 98 m/s. Determinar: a) la altura alcanzada y velocidad al cabo de 9 s, b) la altura máxima alcanzada.

Rta: a) 485,1 m y 9,8 m/s, b) 490 m

UNIDAD III

Dinámica: Leyes de Newton. El equilibrio (1era. Condición). Cálculo de tensiones de cuerdas concurrentes en cuerpos suspendidos en equilibrio. Fuerza y peso. Trabajo y energía. Solución: de problemas.

1. INTRODUCCIÓN

En el capítulo anterior estudiamos el movimiento, abstrayéndonos de las causas que lo provocan. Expresamos en ese momento que, toda o casi toda la cinemática que se abordará en los cursos regulares de la carrera, provienen de los trabajos de Galileo, que sientan las bases de la cinemática actual. Sin embargo, a pesar de la estrecha relación que tienen los movimientos con las causas que los producen, del método que utilizaba para deducir las leyes que tan buenos resultados le dio en el campo de la cinemática, de la óptica y de la astronomía, y sin lugar a dudas de su preocupación por encontrar las causas que provocaban los movimientos, no fue Galileo sino Isaac Newton quien alrededor de 1680 presenta su famosa obra titulada *Principios Matemáticos de la Filosofía Natural*, en la cual se enuncia los tres principios que analizaremos a continuación, y que son fundamentales para resolver infinita cantidad de problemas en todo el ámbito de la física. Los tres principios que aludimos, constituyen lo que la disciplina dio en llamar *Leyes de Newton*.

Si bien la Física se estructura con un conjunto de capítulos de los cuales sólo una parte conforma la mecánica (cinemática, estática y dinámica), la concepción mecanicista como modo de explicar los fenómenos naturales, prácticamente invade toda la disciplina. Cuando estudiamos capítulos de la Física como hidrostática, hidrodinámica, electricidad, electrodinámica, magnetismo, electromagnetismo, física moderna, etc., encontramos clara-mente aplicaciones de las Leyes de Newton. Resumiendo, la importancia de las leyes de Newton trasciende al capítulo en el cual aparece en los libros de Física, para transformarse en uno de los pilares conceptuales de la disciplina.

2. LEYES DE NEWTON

2.1 Primera Ley: *"Todo cuerpo continúa en su estado de reposo o de movimiento rectilíneo uniforme cuando sobre el mismo no actúan fuerzas o la suma de las fuerzas que actúan es igual a cero"*.

Analíticamente podemos expresar: $\Sigma \vec{F} = 0 \_ \ REPOSO \ o \ MRU$. Por ejemplo, si sobre un cuerpo no actúa ninguna fuerza (Figura 3.1) o si aun cuando actúen fuerzas (Figura 3.2) la sumatoria de las mismas es nula, éste mantendrá su estado de movimiento. Mantener su estado de movimiento implica lo siguiente: **si estaba en reposo continuará en reposo**, y **si poseía cierta velocidad, la mantendrá constante**, es decir, experimentará un MRU.

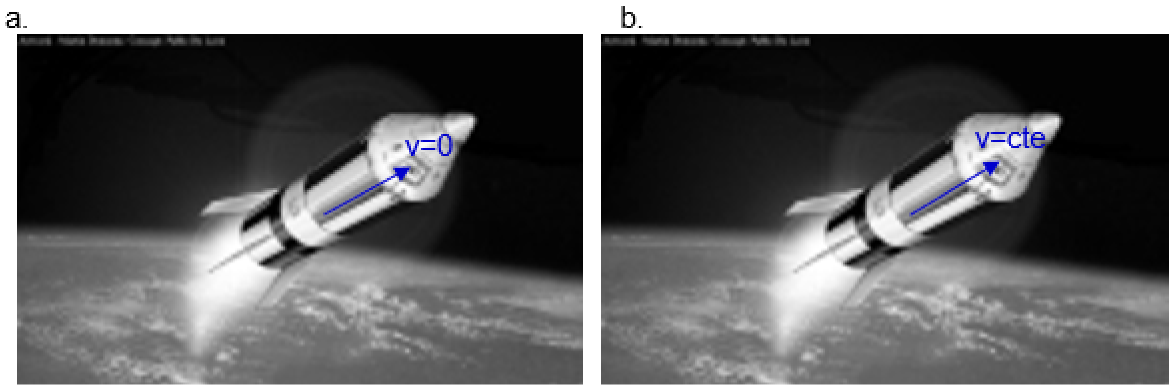


Figura 3.1: Un cuerpo ubicado en una zona del espacio en la cual la gravedad es nula, y por tal motivo no actúan fuerzas sobre el mismo. En a. está en reposo, por lo cual se mantendrá con velocidad nula; en b. como el cuerpo tiene cierta velocidad, la mantiene constante.

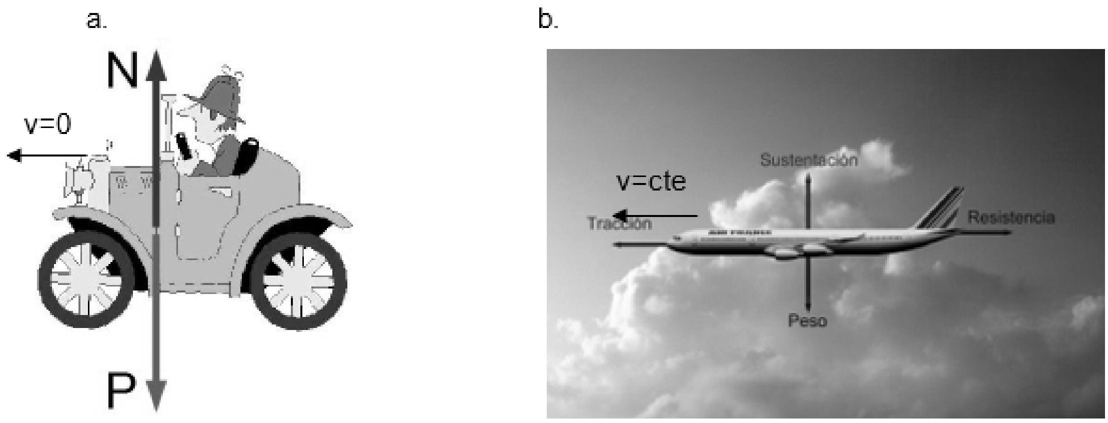


Figura 3.2: Un cuerpo sobre el cual actúan dos fuerzas (el peso del cuerpo y la reacción normal de la superficie) cuya resultante es nula. Como en el dibujo anterior consideramos dos situaciones: a. está en reposo, por lo que se mantiene con velocidad nula; b. tiene cierta velocidad, la mantiene constante.

2.2 Segunda Ley: *"Todo cuerpo sobre el que actúa un sistema de fuerzas de resultante $\vec{R}$ no nula, experimenta una aceleración directamente proporcional a $\vec{R}$ y con su misma dirección y sentido, e inversamente proporcional a su masa".*

Analíticamente podemos expresar:

$$\vec{a} = \frac{\Sigma \vec{F}}{m} = \frac{\vec{R}}{m}$$
$$\Sigma \vec{F} = \vec{R} = m\vec{a}$$

Dado que $\vec{a} = \Delta \vec{v}/\Delta t$, de la segunda ley de Newton se deduce que la fuerza o resultante de un sistema de fuerzas aplicada a un cuerpo, se relaciona con la aceleración o con el *cambio de* *velocidad* que éste experimenta en el tiempo. Así vemos claramente cómo esta segunda ley, echa por tierra una de las formulaciones de Aristóteles.

Esta ley permite definir una unidad para la magnitud fuerza en el Sistema Métrico Legal Argentino (SIMELA): el ***newton*** **[*N*]**. Una fuerza tiene el valor de *un Newton (1N)*, cuando aplicada sobre una masa de *un kilogramo (1Kg)* le imprime una aceleración de *1m/s²*. Otros sistemas de unidades utilizan para la magnitud fuerza otras unidades: el c.g.s. utiliza la *dina* [*dy*] Þ $1N=10^5 dy$, y en el Sistema Técnico se utiliza el *kilogramo fuerza* [$\overline{Kg}$] Þ $1\ \overline{Kg} = 9{,}8N$.

Ejemplo

Un carrito de masa m=5Kg, experimenta la acción de una fuerza constante F=10N, tal como muestra la Figura 3.3. Calcule la aceleración que experimenta el carrito.

Solución: *a = F/m = 10N/5Kg = 2 m/s²*

La aceleración tendrá la misma dirección y sentido que la fuerza. En razón de que la fuerza es constante, la aceleración será constante, y el movimiento del carrito será MRUV.

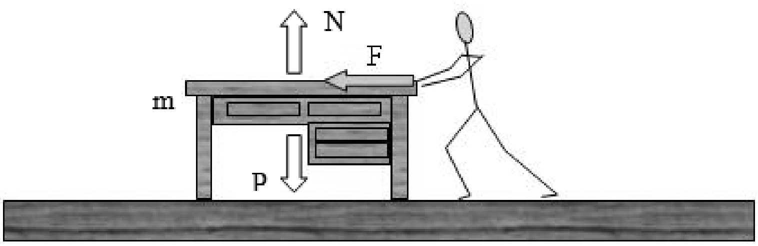


Figura 3.3: La fuerza $\vec{F}$ aplicada sobre en un carrito de masa m, le provoca una aceleración (cambio de velocidad).

Cuando el cuerpo no está en reposo puede ocurrir que la fuerza posea o no la misma dirección que la de la velocidad que anima el cuerpo. Si la dirección de la fuerza coincide con la de la velocidad (Figura 3.4), el cuerpo experimentará una aceleración en la dirección del movimiento y estará animado de un movimiento rectilíneo (con aceleración constante -es decir MRUV- si la fuerza es constante, y con aceleración variable si la fuerza es variable); si no coincide, la aceleración y, en consecuencia, el cambio de velocidad tendrán la dirección de la fuerza y el movimiento en general será curvilíneo tal como lo muestra la Figura 3.5.

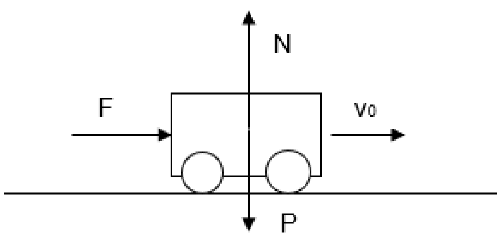


Figura 3.4: La fuerza aplicada sobre el cuerpo, posee la misma dirección que la velocidad que lo anima.

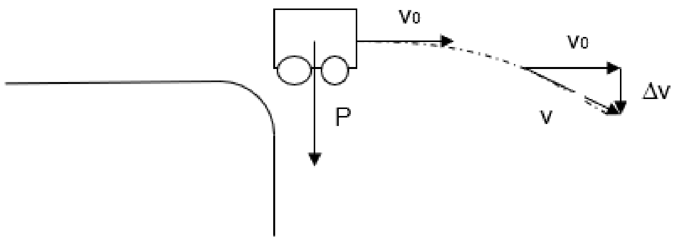


Figura 3.5: La fuerza aplicada sobre el cuerpo no posee la misma dirección que la velocidad que lo anima, por lo cual el movimiento en general será curvilíneo.

2.3 Tercera Ley: *"Las fuerzas se presentan siempre de a pares. Es decir, que si un cuerpo A ejerce una acción* $\vec{F}_A$ *sobre un cuerpo B, este ejercerá una reacción* $\vec{F}_B = -\vec{F}_A$ *sobre el cuerpo A".*

En sus estudios sobre las causas que provocan los movimientos, Isaac Newton advirtió que las fuerzas siempre aparecen como resultado de la interacción entre dos cuerpos. En otras palabras, la acción de una fuerza sobre un cuerpo no se puede manifestar sin que haya otro que la provoque. En otras palabras, comprobó que las fuerzas aparecen de a pares (de a dos); que estos pares de fuerzas se caracterizan por ser de igual módulo y dirección, y de distinto sentido; y que finalmente, siempre, cada una de las fuerzas del par aparece en cuerpos distintos.

Ejemplo

Sea un cuerpo apoyado sobre una mesa, como muestra la Figura 3.6. Sobre el cuerpo actúan la fuerza peso $\vec{P}$ *(el peso del cuerpo) y la reacción normal del plano* $\vec{N}$*. Sobre la mesa actúa también una fuerza* $\vec{N}$*', que es provocada por el cuerpo. Las fuerzas* $\vec{N}$ *y* $\vec{N}$*' son de acción y reacción. Ambas fuerzas actúan en la superficie de contacto entre el cuerpo y la mesa, aun cuando a* $\vec{N}$ *se la dibuja siempre en el centro de gravedad del cuerpo, punto en el cual se considera ubicada la partícula que representa al cuerpo. La otra fuerza apareada con la fuerza peso que actúa sobre el cuerpo, es la que atrae el cuerpo hacia la tierra. Las fuerzas aplicadas al cuerpo* $\vec{P}$ *y* $\vec{N}$ *en general no tienen por qué ser iguales; lo son cuando el cuerpo está en reposo (la mesa mantiene sobre ella al cuerpo, sin deteriorarse) y no lo son cuando la mesa no puede mantener al cuerpo sobre ella, razón por la cual el cuerpo comienza a caer.*

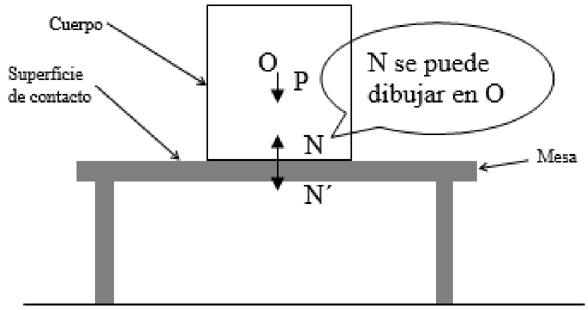


Figura 3.6: Por acción de la gravedad, sobre el cuerpo aparece la fuerza peso; en la superficie de contacto entre el cuerpo y la mesa aparece un par de fuerzas de acción y reacción.

3. EL EQUILIBRIO

La primera y la segunda Ley de Newton afirman que, si sobre un cuerpo no actúan fuerzas o si la suma de las fuerzas que actúan sobre el cuerpo es igual a cero, éste mantendrá su estado de movimiento. Analíticamente podemos expresar que si $\Sigma\vec{F} = 0$ entonces el cuerpo permanece en REPOSO o con MRU. En este punto nos interesa el estado de reposo y la condición para que los cuerpos mantengan ese estado de reposo. Cuando ello ocurre decimos que el cuerpo está en equilibrio.

Resumiendo, una de las condiciones para que un cuerpo esté en equilibrio establece que **"La suma de todas las fuerzas aplicadas al cuerpo debe ser igual a cero".**

$$\sum_{1}^{n} \vec{F}_i = 0$$

Dado que se trata de una ecuación vectorial, en términos escalares, podemos escribir que también deben ser nulas las sumatorias de las componentes "x", "y" y "z" de cada una de las fuerzas del sistema. Analíticamente:

$$\sum_{1}^{n} \vec{F}_{xi} = 0$$

$$\sum_{1}^{n} \vec{F}_{yi} = 0$$

$$\sum_{1}^{n} \vec{F}_{zi} = 0$$

Cuando un sistema como el de la Figura 3.7, tiene aplicada un sistema de fuerzas, puede ocurrir que la sumatoria no sea igual a cero.

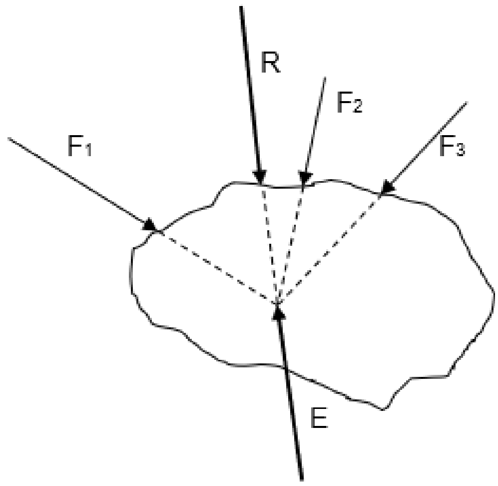


Figura 3.7: La equilibrante es igual a la resultante cambiada de signo.

En ese caso se define una fuerza que se denomina equilibrante que justamente equilibra el sistema, haciendo ahora que la suma de las fuerzas aplicadas sea igual a cero. Analíticamente, la fuerza equilibrante resulta:

$$\vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \vec{F}_3 + \vec{E} = 0$$

Dado que la suma de las fuerzas es igual a la resultante del sistema, se tiene:

$$\vec{R} + \vec{E} = 0$$
$$\vec{E} = -\vec{R}$$

Con lo cual estamos en condiciones de decir que cuando un sistema de fuerzas tiene una resultante distinta de cero, la equilibrante es igual a la resultante cambiada de signo.

4. FUERZA Y PESO

En lo que sigue, dado que se trata de un movimiento vertical, tomaremos componentes y por eso no destacaremos el carácter vectorial de las magnitudes involucradas. Un cuerpo en caída libre experimenta una aceleración, figura 3.8a, que denominamos aceleración de la gravedad, y fue Galileo quien determinó esta característica de la caída de los cuerpos. Desde el punto de vista de la dinámica, si un cuerpo experimenta una aceleración es porque sobre él actúa una fuerza $\vec{F}$. Figura 3.8b. Aplicando la segunda ley de Newton $F=ma$ a un cuerpo en caída libre y considerando que $a=g$, resulta $F = mg$. En este caso a la fuerza $\vec{F}$ se la denomina fuerza peso $\vec{P}$ y resulta para ella $P=mg$.

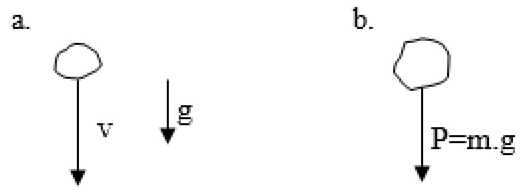


Figura 3.8: Un cuerpo en caída libre experimenta una aceleración, y la dinámica interpreta como que sobre el cuerpo actúa una fuerza. A esta fuerza se la denomina fuerza peso.

5. EL PLANO INCLINADO

La aplicación de las leyes de Newton a cuerpos que se apoyan en planos inclinados proporciona resultados teóricos interesantes que luego, naturalmente como ocurre en física con todos los resultados teóricos, deberán ser sometidos a una comprobación experimental.

Sea el plano inclinado que muestra la Figura 3.9, sobre el cual puede desplazarse sin roce, un carrito.

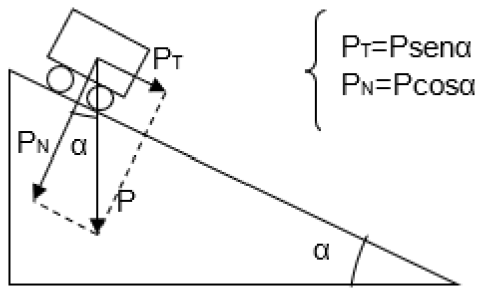


Figura 3.9: La fuerza que acelera en un plano inclinado es la componente tangencial (paralela al plano inclinado) del peso.

Sobre éste actúa su peso $\vec{P}$ y la reacción normal del plano $\vec{N}$. La reacción normal del plano se anula con la componente normal del peso, y en consecuencia el cuerpo será acelerado en la dirección paralela al plano inclinado por la componente tangencial del peso, $\vec{P}_t$. Aplicando la segunda ley de Newton para la dirección paralela al plano inclinado, resulta (tomamos componentes por eso no destacamos el carácter vectorial de las magnitudes):

$$F = m\,a$$

$$P_t = m\,a$$

$$mg\ sen\ \alpha = m\,a$$

$$a = g\ sen\ \alpha$$

que indica que la aceleración sobre el plano inclinado es constante (el movimiento será MRUV donde la dirección será paralela al plano inclinado), y el valor de aceleración será proporcional al seno del ángulo que forma el plano inclinado con un plano horizontal, como lo muestra la figura.

6. LA FUERZA DE ROCE

El conocimiento y la consideración de estas fuerzas, favoreció el planteo de las leyes de Newton. Estas fuerzas, que aparecen en la superficie de contacto entre dos cuerpos, dependen básicamente de algunas características de las superficies en contacto, y de la fuerza que las mantiene en contacto. La fuerza que las mantiene en contacto puede asociarse con la fuerza normal, considerada ésta como la reacción de las superficies a ser penetradas, que es siempre **perpendicular al plano** tangente en el punto considerado.

Tal como se vio en el punto relativo al plano inclinado, la fuerza normal $\vec{N}$ que proporciona la superficie es siempre igual a la componente normal de la fuerza aplicada (que puede ser el peso de un cuerpo). Ver el esquema en la Figura 3.10.

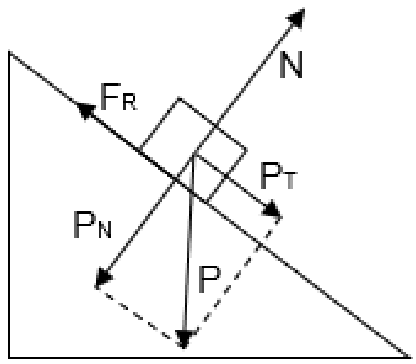


Figura 3.10. La fuerza normal es siempre perpendicular al plano tangente a la superficie en el punto considerado y se anula con la componente normal de la fuerza aplicada

Las fuerzas de roce presentan características distintas según el cuerpo esté en reposo (fuerza de roce estática $\vec{F}_{re}$) o en movimiento (fuerza de roce dinámica $\vec{F}_{rd}$). Mientras el cuerpo está en reposo, la fuerza de roce $\vec{F}_{re}$ iguala a la fuerza aplicada $\vec{F}$ siempre que ésta no sea capaz de ponerlo en movimiento; el valor máximo de esta fuerza se calcula del siguiente modo $F_{re}=\mu_e N$, donde μ_e es el coeficiente de roce estático. La fuerza de roce dinámica $\vec{F}_{rd}$ se calcula $F_{rd}=\mu_d N$, donde μ_d es el coeficiente de roce dinámico. La Figura 3.11 ilustra sobre algunas características de la fuerza de roce.

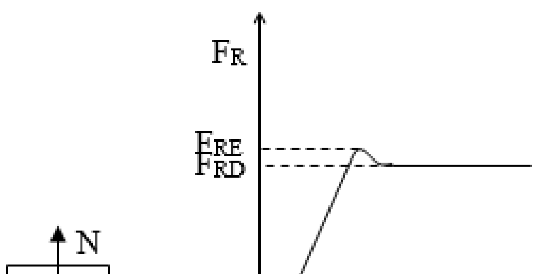


Figura 3.11: La fuerza de roce estática es igual a la fuerza aplicada hasta que el cuerpo comienza a moverse. Su valor es algo menor que la fuerza de roce dinámica.

7. EL TRABAJO Y LA ENERGÍA

7.1 Introducción

Los principios de conservación son postulados rectores en el campo de la Física, siempre que una magnitud se conserva, nos ofrece un camino elegante para tratar los fenómenos que se relacionan con ella. En el abordaje teórico o en la búsqueda de soluciones cualitativa o cuantitativa de un problema, los principios de conservación se convierten en una valiosa herramienta, que todo físico debe conocer y manejar con idoneidad.

Trabajo, energía y potencia son palabras que en la vida cotidiana tienen una gran variedad de significados. Sin embargo, para el científico estos términos tienen definiciones muy específicas. En este capítulo consideramos estas definiciones y las relaciones entre el trabajo y los distintos tipos de energía de los sistemas mecánicos. Aunque estas relaciones se obtienen de las leyes de Newton, pueden a menudo utilizarse cuando las fuerzas no se conocen o cuando el sistema es tan complicado que la aplicación directa de las leyes de Newton ofrece dificultades insuperables.

Este capítulo también nos proporciona nuestro primer contacto con la *ley de conservación de la energía*. Hallamos que bajo ciertas condiciones la energía mecánica de un sistema es *constante* y se dice entonces que se *conserva*. Ello proporciona una herramienta muy importante para la comprensión y la Solución: de ciertos problemas mecánicos. Sin embargo, sabemos en la actualidad que una ley de conservación mucho más amplia es válida en la naturaleza. Si calculamos la energía total -mecánica, eléctrica, térmica y otras- esta energía total es constante, aunque no se conserve cada una de ellas por separado. Lo que se observa en la naturaleza es un intercambio de energía de un tipo a otro, manteniéndose constante su *suma*. Esta ley de conservación de la energía total se llegó a comprender en su totalidad cuando Einstein demostró que masa y energía son dos formas de la misma magnitud. Así se vio que no sólo la energía puede pasar de una forma a otra, sino que también puede convertirse en masa o viceversa.

7.2 Trabajo (W)

La Figura 3.12 muestra una fuerza constante $\vec{F}$ que actúa sobre un objeto al que desplaza una distancia Δx.

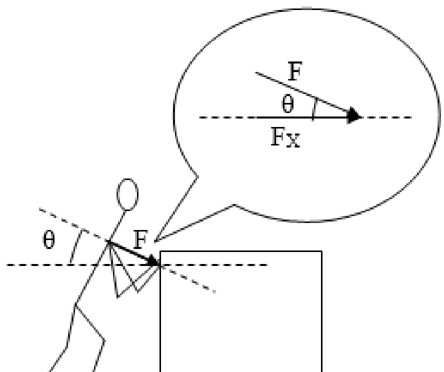


Figura 3.12: Trabajo efectuado por la fuerza $\vec{F}$ que actúa mientras el cuerpo se desplaza Δx.

El *trabajo (W) efectuado por la fuerza* se define como el producto de su componente F_x en la dirección del desplazamiento por el valor Δx de dicho desplazamiento:

$$W = F_x . \Delta x$$

Si $\vec{F}$ forma un ángulo θ con $\vec{x}$, como en la figura, entonces:

$$F_x = \text{F.cos } \theta$$

el trabajo puede escribirse como:

$$W = \text{F.}\Delta\text{x.cos } \theta$$

$$\text{W} = \vec{F} . \Delta\vec{x}$$

La unidad en el SIMELA de trabajo es el *julio* (J). El trabajo que realiza una fuerza resulta igual a 1J, cuando su componente en la dirección del desplazamiento es de valor 1N, y actúa cuando el cuerpo se desplaza 1m. Dimensionalmente [J]=[N.m].

De acuerdo a la primera expresión, en un sistema de ejes coordenados (x, F_x) Figura 3.13, el trabajo queda representado por el área que define la curva que representa la fuerza, el eje de abscisas, y las posiciones inicial y final de aplicación de la fuerza.

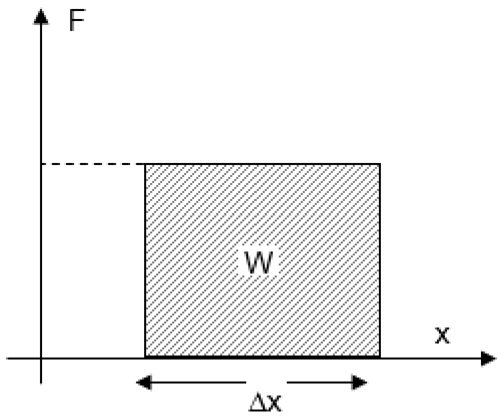


Figura 3.13: Representación gráfica del trabajo mecánico.

Obsérvese que nuestra definición de trabajo difiere en cierta manera de su significado habitual o del que usamos cotidianamente. Como estamos viendo hacemos el doble de trabajo al empujar un objeto cuando duplicamos su peso o la distancia recorrida. Esto es coherente con la noción cotidiana de trabajo. Aunque, esto no es así si permanecemos en un sitio sosteniendo una carga pesada. Sentimos que estamos efectuando un duro trabajo, pero como no hay desplazamiento, concluimos que no se hace ningún trabajo, desde el punto de vista de la física, sobre el peso.

Sin embargo, se hace trabajo en el cuerpo ya que los impulsos nerviosos inducen repetidamente contracciones de las fibras musculares. A diferencia de un hueso o de un poste de acero, una fibra muscular no puede sostener una carga estáticamente. Por el contrario, debe relajarse y contraerse repetidamente, haciendo trabajo en cada contracción. No somos conscientes de este proceso debido al gran número de fibras musculares y a la rapidez de las contracciones, no obstante, sentimos el trabajo de nuestro cuerpo.

Ejemplo

Un hombre aplica una fuerza como se indica en la Figura 3.14 de valor 600 N sobre un mueble y lo desplaza 2 m. Encontrar el trabajo que se hace si la fuerza y el desplazamiento son: (a) paralelos; (b) forman ángulo recto; (c) sus direcciones son opuestas.

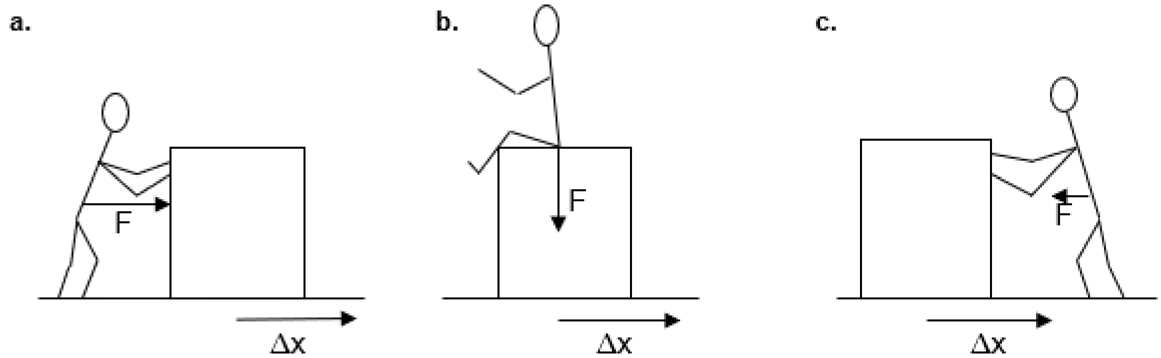


Figura 3.14: Un hombre aplica una fuerza a un mueble con distintas direcciones. En (*c*) podemos imaginar que el mueble está siendo frenado y llevado al reposo.

Solución:

Podemos pensar que en (a) el hombre realiza trabajo sobre el mueble; en (b) no realiza trabajo alguno y en (c) el mueble realiza trabajo sobre el hombre.

a. Cuando $\vec{F}$ *y* $\Delta\vec{x}$ *son paralelos,* $\cos\theta = \cos 0^o = 1$ *y* $W = \mathbf{F}.\ \Delta x.\cos\theta = 600 \times 2 = 1.200J$*, el hombre efectúa un trabajo de 1.200J sobre el mueble.*

b. Cuando $\vec{F}$ *es perpendicular a* $\Delta\vec{x}$*,* $\cos\theta = \cos 90^o = 0$ *y* $W=0$*. Por tanto, si la fuerza es perpendicular al desplazamiento no se efectúa trabajo.*

c. Cuando $\vec{F}$ *y* $\Delta\vec{x}$ *tienen sentidos opuestos,* $\cos\theta = \cos 180^o = -1$ *y* $W = F.\ \Delta x.\cos\theta = 600 \times 2 \times (-1) = -1.200\ J$*. En este caso el trabajo efectuado por la fuerza es negativo y, por lo tanto, el objeto está efectuando trabajo sobre el hombre.*

Ejemplo

Un castor arrastra una rama, desarrollando una fuerza constante de valor F=6N. Figura 3.15. a) ¿Cuánto trabajo efectúa el animal al arrastrar la rama 5m? b) ¿Cuál es la fuerza neta sobre la rama, si en su desplazamiento ésta se mueve con velocidad constante?

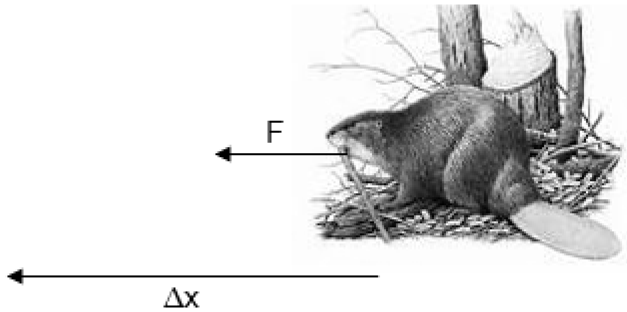


Figura 3.15: El castor desarrolla una fuerza $\vec{F}$ para arrastrar la rama.

Solución:

a) Recordemos la importancia de representar la situación para analizarla y poder extraer datos y hacer inferencias. Entonces, el trabajo efectuado por la fuerza constante $\vec{F}$ *al mover la rama una distancia* $\Delta\vec{x}$ *viene dado por* $W = F.\ \Delta x.\cos\theta$, *donde* $\theta = 0^o$ *es el ángulo entre* $\vec{F}$ *y* $\Delta\vec{x}$. *Operando resulta:*

$$W = 6 \text{ x } 5 \text{ x } 1 = 30J$$

b) Como la rama se desplaza a velocidad constante, la suma de todas las fuerzas debe ser nula. Ha de haber otra fuerza que actúe sobre ella y que no aparece en la figura 3.15, una fuerza ejercida por el suelo sobre la rama, que es igual y opuesta a $\vec{F}$ *.*

En la ecuación en que hemos definido el trabajo, $W = F_x \ .\ \Delta\vec{x} = F.\ \Delta x.\ \cos\theta$, hemos supuesto que la fuerza $\vec{F}$ era constante. En muchas situaciones esto sólo es, como máximo, una aproximación. Si la fuerza varía en módulo y dirección con respecto al desplazamiento, el procedimiento correcto es considerar el trabajo hecho en una serie de pequeños desplazamientos sucesivos. En *cada* desplazamiento, calculamos $W = \overline{F_x}\ .\ \Delta\vec{x}$, donde $\overline{F_x}$ es la fuerza media en esta parte del movimiento. La suma de todos estos pequeños términos nos da el trabajo total realizado.

El método gráfico que consiste en calcular el área bajo la curva que corresponde a F_x, el eje de abscisas, y las posiciones inicial y final, permite calcular con alguna facilidad el trabajo en aquellos casos en los cuales la fuerza no es constante.

7.3 Energía Cinética (Ec)

La energía cinética de un objeto es la medida del trabajo que un objeto puede realizar en virtud de su movimiento. Como demostraremos a continuación, la energía cinética de traslación de un objeto de masa *m* y velocidad $\vec{v}$ es $½mv^2$. Los objetos también pueden tener energía cinética asociada con movimientos de rotación o movimientos de sus partículas constituyentes; su estudio no se llevará a cabo ya que escapa al alcance previsto para este trabajo.

Teorema del trabajo y la energía. Este teorema relaciona el trabajo que se realiza sobre un cuerpo con la energía cinética del mismo. Podría enunciarse como "*el trabajo total realizado sobre un cuerpo por todas las fuerzas que actúan sobre él, es igual al cambio de energía cinética del objeto*".

Este teorema o principio del trabajo y la energía, se deduce a partir de las leyes de Newton y de algunas definiciones de la cinemática.

Consideremos un objeto de masa *m* sometido a una fuerza constante $\vec{F}$. Figura 3.16. El objeto se desplaza una distancia $\Delta\vec{x}$ paralela a $\vec{F}$. Como su aceleración $\vec{a} = \vec{F}/m$ es constante, se trata de un MRUV; y en consecuencia podemos utilizar la expresión $v_f^2 - v_i^2 = 2a.\Delta x$ o $a\Delta x = v_f^2/2 - v_i^2/2$.

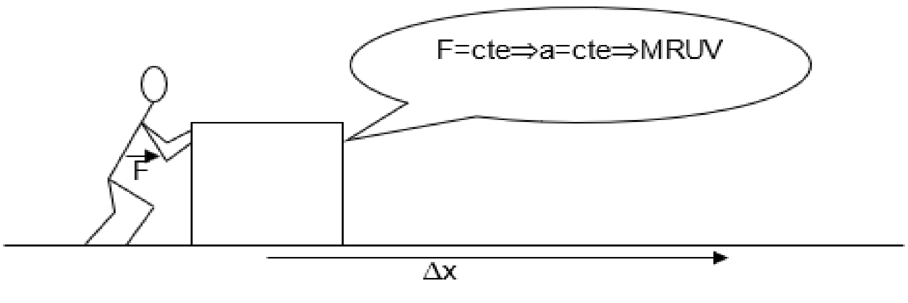


Figura 3.16: Una fuerza $\vec{F}$ realiza trabajo sobre un objeto cuando éste se desplaza una distancia $\Delta\vec{x}$. La velocidad varía de $\vec{v}_i$ a $\vec{v}_f$.

A partir de la segunda ley de Newton, $\vec{F} = m\vec{a}$, el trabajo hecho por la fuerza $\vec{F}$ es $W=F.\Delta x=m.a.\Delta x$. Reemplazando $a\ \Delta x$ por la expresión anterior resulta:

$$W = m[\frac{(v_f)^2}{2} + \frac{(v_i)^2}{2}] = \frac{1}{2} m v_f^{\,2} + \frac{1}{2} m v_i^{\,2}$$

Si definimos a la energía cinética *Ec* como $Ec=½mv^2$, la energía cinética final Ec_f y la energía cinética inicial Ec_i del objeto resultan:

$$Ec_f = \frac{1}{2}mv_f^2 \quad y \quad Ec_i = \frac{1}{2}mv_i^2$$

Reemplazando, se obtiene:

$$W = Ec_f - Ec_i = \Delta Ec$$

Por lo tanto, el trabajo realizado por $\vec{F}$ es igual a la variación de la energía cinética del objeto. Obsérvese que trabajo y energía cinética tienen las mismas dimensiones y unidades.

Una consecuencia de esto es que, si se realiza trabajo sobre un objeto, su energía cinética aumenta. Inversamente, si un objeto produce trabajo sobre un agente externo, su energía cinética disminuye. Esto se pone de manifiesto cuando se considera el trabajo que se hace sobre una persona que frena o detiene un objeto en movimiento. Los siguientes ejemplos deberían servir para aclarar estas ideas.

Ejemplo

Una mujer empuja un cochecito de juguete, inicialmente en reposo, hacia un niño ejerciendo una fuerza horizontal constante $\vec{F}$ de 5 N a lo largo de 1 m.

(a) ¿Cuánto trabajo se hace sobre el cochecito? (b) ¿Cuál es su energía cinética final? (c) Si el cochecito tiene una masa de 0,1 kg, ¿cuál es su velocidad final? Considere que no existen fuerzas de roce.

Solución:

(a) Cuando la mujer empuja el cochecito, ejerce sobre él una fuerza hacia la derecha. El desplazamiento $\Delta x=1m$ es también hacia la derecha. Por lo tanto, el trabajo que se hace sobre el cochecito es

$$W=F.\,\Delta x=5 \times 1=5J$$

(b) La energía cinética inicial Ec_i es cero, por lo tanto, para la energía cinética final Ec_f resulta:

$$W=Ec_f - Ec_i=Ec_f$$
$$Ec_f= 5J$$

(c) La energía cinética final es $Ec_F = ½mv_f^2$, y considerando $m=0,1kg$, la velocidad es

$$v = \sqrt{\frac{2\ Ec_f}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 5}{0,1}} = 10\ ms^{-1}$$

Ejemplo

En el ejemplo anterior, la mujer suelta el cochecito de juguete cuando éste tiene una energía cinética de 5J. Se desplaza por el suelo y llega al niño, que lo para ejerciendo una fuerza constante $\vec{F}'$ *opuesta a su movimiento. El cochecito recorre 0,25 m hasta pararse. Hallar* $\vec{F}'$ *considerando que las fuerzas de rozamiento son nulas.*

Solución:

Mientras el cochecito se mueve hacia el niño, no se hace trabajo sobre él y su energía cinética permanece igual a 5J hasta llegar al niño. La energía cinética inicial Ec_i *es 5J y la energía cinética final es cero, ya que el coche se detiene, por lo tanto:*

$$W = Ecf - Ec_i = 0 - 5J = -5J$$

El trabajo realizado también viene dado por el producto de $\vec{F}' \,.\, \Delta\vec{x}'$ *, y el ángulo entre ambos, que aquí es de 180º. Así pues, también podemos escribir:*

$$W = \vec{F}' \,.\, \Delta\vec{x}' \,.\cos 180^o = -\vec{F}' \,.\, \Delta\vec{x}'$$

por lo cual:

$$\vec{F}' = -\frac{W}{\Delta\vec{x}'} = -\frac{-5J}{0,25\ m} = 20N$$

El signo negativo del trabajo realizado, W=-5J, indica que el coche efectúa trabajo sobre el niño. Estos dos ejemplos muestran que el trabajo positivo realizado sobre un objeto le confiere energía cinética, que permanece disponible para realizar trabajo, como en este caso ocurre con el niño.

7.4 Energía potencial (Ep) y fuerzas conservativas

La relación trabajo-energía de la sección precedente incluye el trabajo realizado por *todas* las fuerzas que actúan sobre el objeto. Sin embargo, en la mayoría de los casos resulta útil separar el trabajo realizado en tres categorías distintas: el trabajo realizado por las fuerzas gravitatorias, por las de rozamiento y por todas las restantes fuerzas que actúan sobre el objeto, a las que llamaremos *fuerzas aplicadas.* En este punto, examinamos el trabajo realizado sobre un objeto por las fuerzas gravitatorias. Veremos que el trabajo realizado por la gravedad sobre el objeto puede tenerse en cuenta automáticamente mediante la introducción de otra forma de energía denominada *energía potencial.* Las fuerzas que pueden describirse de esta manera se llaman *fuerzas conservativas*.

Para introducir la idea de energía potencial utilizaremos nuevamente el ejemplo del coche de juguete. Supongamos que un niño empuja un cochecito hacia arriba por una rampa inclinada y que el trabajo realizado por el roce es despreciable (ver Figura 3.17).

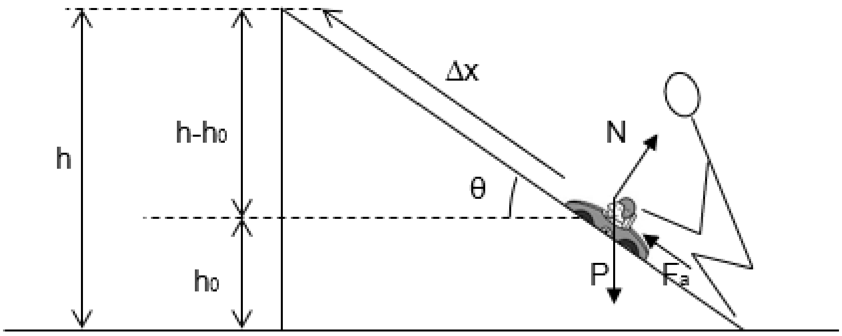


Figura 3.17: El cochecito de juguete está sometido a su peso, una fuerza normal y una fuerza aplicada $\vec{F}_a$. Por definición, sen Δ= (h - h_0) / Δx, de modo que Δx.*sen* θ=(h - h_0).

Las fuerzas que actúan sobre el coche son el peso $\vec{P}$, la fuerza aplicada por el niño $\vec{F}$ paralela a la rampa y una fuerza normal $\vec{N}$. La coordenada x mide la distancia del coche al pie de la rampa. En este punto la velocidad es v_0 y la energía cinética $Ec_0 = ½mv_0^2$. En x la velocidad es v y la energía cinética $Ec=½m.v^2$. El trabajo realizado por la fuerza aplicada $\vec{F}_a$ es $W_a= \vec{F}_a . \Delta\vec{x} = F_a.\Delta x$. La componente tangencial del peso vale $m.g.sen\ \theta$ y se opone al movimiento de subida por el plano. Así pues, el trabajo realizado por el peso (fuerza gravitatoria) es $W_g=-mg\Delta x\ sen\ \theta$. La fuerza normal no realiza trabajo ya que $\vec{N}$ es perpendicular al movimiento. Según el teorema del trabajo y de la energía, el trabajo total realizado, W_a+W_g es igual al cambio de energía cinética, por lo cual $F_a.\Delta x - m\ g\ x\ sen\,\theta = Ec - Ec_0$

Observando en la Figura 3.17 podemos escribir Δx.sen θ =h-h_0, donde h-h_0 es el cambio de altura del coche. Entonces, $m.g.\Delta x$.sen θ se convierte en $m.g(h-h_0)$, que sólo depende de la diferencia de alturas de ambos puntos y no del ángulo θ. Reemplazando en la expresión anterior resulta $F_a.\Delta x - m\ g\ (h - h_0) = Ec - Ec_0$. Por este motivo, resulta útil definir el potencial de coche al pie de la rampa y en x como $Ep_0=mgh_0$ y $Ep=mgh$

Dado que $W_a=F_a\Delta x$ es el trabajo hecho por *la fuerza aplicada*, reemplazando, y despejando W_a resulta:

$$W_a=(Ec-Ec_0)+(Ep-Ep_0)$$

Cuando las fuerzas de rozamiento no efectúan trabajo, el trabajo realizado por la fuerza aplicada es igual a la variación de energía cinética más la variación de energía potencial. Obsérvese que en la energía potencial lo único que importa son las diferencias de altura. Ello significa que el nivel de referencia utilizado para medir alturas puede escogerse del modo más conveniente. El valor del concepto de energía potencial resulta especialmente claro cuando la fuerza aplicada es cero. Entonces, la ecuación precedente se convierte en:

$$Ec+Ep=Ec_0+Ep_0$$

La suma E_C+E_P vale lo mismo al pie de la rampa que en x. Como x es arbitrario, la suma ha de ser constante en cualquier punto del plano. En otras palabras: *en ausencia de toda fuerza que realice trabajo, con excepción de la fuerza gravitatoria, la energía mecánica total E* definida por $E=Ec+Ep$ es constante, es decir, *se conserva*. A medida que el coche asciende sin rozamiento por el plano, se va parando gradualmente: pierde energía cinética y gana energía potencial. La energía potencial se vuelve a convertir en energía cinética una vez que el coche llega a pararse y empieza a deslizar hacia abajo. Así pues, *la energía potencial es energía relacionada con la posición o configuración de un sistema mecánico que, al menos en principio, puede convertirse en energía cinética o puede utilizarse para realizar trabajo*.

Ejemplo

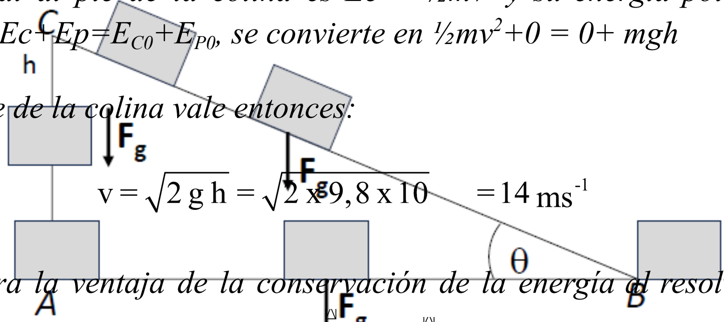
Un oso desciende 10m de altura, resbalando sobre la nieve una colina. Admitiremos que ha partido del reposo y que el rozamiento es despreciable, ¿cuál es su velocidad al llegar al pie de la colina?

Solución:

Las fuerzas que actúan sobre el oso son su peso y la fuerza normal debida al suelo. Los efectos del peso (fuerza gravitatoria) están contenidos en la energía potencial y la fuerza normal no realiza trabajo ya que es perpendicular al desplazamiento. Así pues, no hay trabajo realizado por fuerzas aplicadas y la energía total E=Ec+Ep es constante.

Como podemos escoger arbitrariamente el nivel de referencia para la energía potencial, tomamos el pie de la colina como nivel en que Ep=0. La energía cinética en la cumbre es $Ec_0=0$*, ya que parte del reposo; su energía potencial en este punto es* $Ep_0=mgh$*. La* *energía cinética final al pie de la colina es Ec = ½mv² y su energía potencial final es la Ep=0. Por lo tanto, Ec+Ep=E_{C0}+E_{P0}, se convierte en ½mv²+0 = 0+ mgh*

Su velocidad v al pie de la colina vale entonces:



$$v = \sqrt{2\,g\,h} = \sqrt{2 \times 9,8 \times 10} = 14\ ms^{-1}$$

Este ejemplo muestra la ventaja de la conservación de la energía al resolver problemas de mecánica. No podemos utilizar la ecuación $\vec{F} = m\,\vec{a}$ directamente a no ser que conozcamos con toda exactitud la forma de la pendiente de modo que podamos calcular la fuerza en cada punto. Incluso si la conociéramos el cálculo resultaría difícil. La conservación de la energía nos da de forma inmediata la velocidad a cualquier altura.

7.5 Fuerzas conservativas

La fuerza gravitatoria tiene la interesante propiedad de que cuando un objeto se mueve de un punto a otro, el trabajo realizado por esta fuerza no depende del camino recorrido. Por ejemplo, en la Figura 3.18, el trabajo efectuado por la gravedad cuando un objeto se desplaza de *B* a *C* es $-mg(h-h_0)$.

Figura 3.18: El cochecito de juguete está sometido a su peso, una fuerza normal y una fuerza aplicada $\vec{F}_a$. Por definición, sen Δ= (h - h_0) / Δx, de modo que Δx.*sen* θ=(h - h_0).

La aceleración de la gravedad no realiza ningún trabajo cuando el objeto se mueve horizontalmente de *A* a *B*, de modo que el trabajo total hecho por la gravedad a lo largo del camino *ABC* es $-mg(h-h_0)$. Cuando el bloque se mueve verticalmente de *A* a *C*, el trabajo realizado por la gravedad es de nuevo $-mg(h-h_0)$. Por consiguiente, el trabajo es el mismo para ambos caminos. Las fuerzas que tienen la propiedad de que el trabajo que realizan es el mismo para todos los caminos entre dos puntos dados cualesquiera se llaman *fuerzas conservativas*.

Las fuerzas gravitatorias, eléctricas y elásticas son ejemplos de fuerzas conservativas; el rozamiento y otras muchas fuerzas no son conservativas. Los efectos de *cualquier* fuerza conservativa pueden describirse siempre mediante un término conveniente de energía potencial.

7.6 Fuerzas disipativas

El trabajo realizado por las fuerzas conservativas puede tratarse convenientemente mediante la introducción del concepto de energía potencial. Estudiamos ahora la segunda categoría especial de fuerzas, las fuerzas de rozamiento, que pueden disipar energía mecánica.

Como el trabajo realizado por las fuerzas de rozamiento depende del camino, el rozamiento no es una fuerza conservativa. Además, el rozamiento siempre se opone al movimiento y por lo tanto realiza siempre trabajo negativo. La energía gastada por un objeto contra las fuerzas de rozamiento se convierte generalmente en energía calorífica y, por lo tanto, se pierde como energía mecánica.

Podemos reformular ahora la relación entre el trabajo y la energía en una forma que tenga en cuenta la división de las fuerzas en conservativas, disipativas y aplicadas. Si el trabajo realizado por las fuerzas aplicadas es W_a y la energía disipada por roce se designa por Q:

$$W_a = (Ec - Ec_0) + Ep - Ep_0 + Q$$

que expresa que *"El trabajo realizado por las fuerzas aplicadas que actúan sobre un sistema es igual a la variación de las energías cinética y potencial más la energía perdida o disipada*.

El contenido de la ecuación anterior es exactamente el mismo que el de la ecuación ya vista en páginas anteriores; la diferencia es que hemos dividido el trabajo W realizado por todas las fuerzas que actúan sobre el sistema en las categorías de trabajo realizado por las fuerzas conservativas, por las fuerzas disipativas y por las fuerzas aplicadas.

Según expresamos en la parte inicial de este capítulo, la fuerza de rozamiento sobre un objeto que se desplaza es el producto del coeficiente de rozamiento cinético (por que el cuerpo se está desplazando) por la fuerza normal. Cuando un objeto rueda, el punto de contacto entre el objeto y la superficie sobre la que rueda se halla instantáneamente en reposo. En este caso especial, las fuerzas de rozamiento no realizan trabajo. La fuerza de rozamiento se dirige siempre en sentido opuesto al del movimiento, por lo cual si un objeto se desplaza una distancia Δx venciendo una fuerza de rozamiento $\mu_d N$, la energía perdida es:

$$Q = \mu_d N.\Delta x$$

Ejemplo

El oso del ejemplo anterior llega a la parte llana al pie de la pendiente con una velocidad de $14 ms^{-1}$ y entonces, operando con sus patas adecuadamente, se para rápidamente. Si el coeficiente de rozamiento cinético es 1,8 ¿qué distancia recorre antes de detenerse?

El trabajo que realiza el oso con sus pies se utiliza totalmente para modificar su energía cinética que se transformará en calor; la energía potencial no cambia ya que suponemos que la superficie de frenado es horizontal. La fuerza normal y la fuerza peso se anulan dado que son de igual módulo y dirección, y distinto sentido; además no realizan trabajo pues sus direcciones son perpendiculares al desplazamiento. Sólo realiza trabajo la fuerza de rozamiento; sobre una distancia Δx realiza el trabajo es $Q=-\mu_d m.g.\Delta x$ (el signo menos resulta de considerar el sentido de la fuerza de roce y del desplazamiento). Así pues, como $Ec_i=½mv_i^2$ y $Ec_f= 0$, resulta:

$$W = F.\ \Delta x = Ec_f - Ec_i$$

$$-\ ½mv_i^2=-\mu_d m.g.\Delta x$$

$$\Delta x = \frac{v_i^2}{2\ g\ \mu_K} = \frac{14}{2\ x\ 9{,}8\ x\ 1{,}8} = 5{,}5\ m$$

El coeficiente de rozamiento en este ejemplo es grande porque el oso deforma y mueve la nieve cuando se detiene. Su energía se disipa entonces en parte como calor y en parte como energía necesaria para revolver la nieve.

7.7 Algunos aspectos para reflexionar

Los conceptos involucrados en esta sección son: trabajo (W), energía cinética (Ec), energía potencial (Ep), y energía que se disipa en forma de calor (Q). El resultado general que se obtiene como balance entre estos cuatro conceptos, se expresa:

$$W_a=E_C - E_{CO}+E_{PO}+Q$$

La energía mecánica total de un objeto se define como $E=E_C+E_P$, donde la energía relacionada con el movimiento del cuerpo es la energía cinética $Ec=½mv^2$, y la energía potencial Ep puede considerarse como la energía debida a la posición. La expresión anterior contiene términos que están relacionados con la transferencia de energía (W y Q) y términos que expresan la cantidad de energía mecánica en una determinada posición (Ec y Ep); así podemos reescribir dicha expresión como:

$$W_a = \Delta E + Q$$

donde:

$$\Delta E = E - E_O = (E_C + E_P) - (E_{CO} - E_{PO})$$

Si las fuerzas aplicadas no realizan trabajo (W_a=0) y no se pierde energía a través de las fuerzas disipativas (Q=0), resulta $\Delta E=0$. Este resultado que se puede escribir como:

$$Ec + Ep = Ec_0 + Ep_0$$

Se conoce como *conservación de la energía mecánica*. Bajo tales circunstancias, la energía mecánica total, es decir, la suma de la energía potencial más la energía cinética, permanece constante, aunque cada una pueda cambiar a expensas de la otra.

En muchas situaciones existen fuerzas disipativas que convierten la energía mecánica en calor, sonido u otras formas de energía. El calor o el ruido producidos por una sierra o un taladro constituyen buenos ejemplos de ello. El calor representa la energía transferida al movimiento desordenado de las moléculas de una sustancia, que hace aumentar su energía media. Como se verá en otros capítulos de la física, aumentar la energía molecular media es equivalente a aumentar la temperatura.

Tal como lo hemos considerado Q es positivo cuando la energía mecánica se disipa y negativo cuando la energía proviene de alguna fuente exterior, de tal manera que la energía mecánica aumenta. Por ejemplo, en una máquina térmica, cuando se produce la combustión el sistema recibe energía térmica ($Q<0$) y cuando está máquina pierde energía térmica a través de sus paredes ($Q>0$). También una máquina térmica puede realizar trabajo ($W>0$) o recibir trabajo de otra fuente ($W<0$).

8. PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Un cuerpo de masa m=30kg es arrastrado por una persona que le aplica una fuerza $\vec{F}$ de módulo F=60N, entre t_o=0s y t_1=10s, tal como se indica en la Figura 3.19.

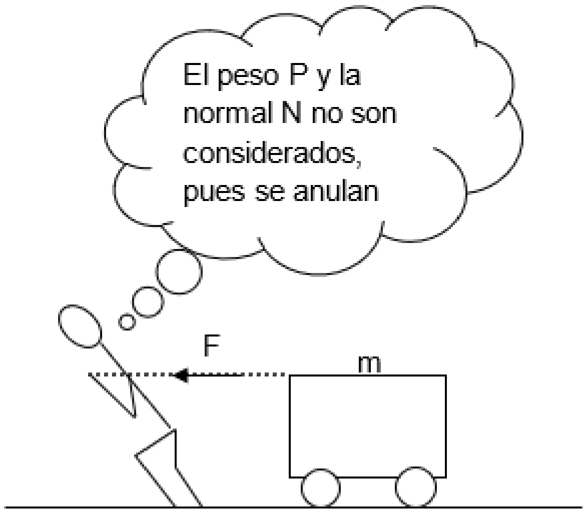


Figura 3.19: Representación del problema 1.

1. *Represente gráficamente en un sistema de ejes (t, F) la fuerza que se aplica al cuerpo.*

2. *Calcule el valor de la aceleración que experimenta el cuerpo entre t_o=Os y t_1=1Os.*

3. *Puede usted afirmar que el movimiento del cuerpo es ¿MRU, MRUV, MCU, MCUV, OTRO MOVI-MIENTO? Fundamente su respuesta.*

4. *Suponiendo que en t_o=0s el cuerpo parte del reposo y de una posición x_o=0m, escriba las funciones velocidad y posición correspondientes al movimiento del cuerpo.*

5. *Represente gráficamente, una debajo de la otra, las funciones F(t); a(t); v(t); y x(t). En todos los casos tome el tiempo en abscisas con la misma escala.*

2. Un cuerpo en movimiento rectilíneo, experimenta la velocidad cuya función se representa gráficamente en la Figura 3.20.

1. *Determine la aceleración que experimenta el cuerpo en cada uno de los tramos indicados.*

2. *Calcule la fuerza que se aplica al cuerpo en cada uno de los tramos.*

3. *Suponiendo que en el sistema de ejes elegido para describir el movimiento el cuerpo ocupa en el instante de tiempo t=0s la posición x=10m, determine la posición del cuerpo en t=20s.*

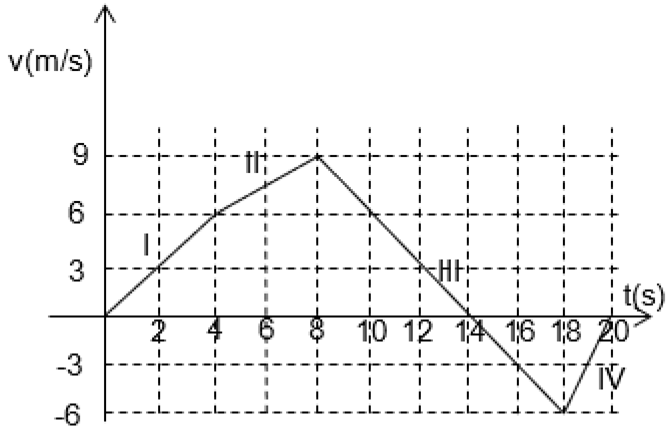


Figura 3.20: Representación del problema 2.

3. Una persona aplica una fuerza $\vec{F}$ de módulo F=100N sobre un cuerpo de masa m=35kg que se encuentra en reposo. Suponga que paralela a la superficie de roce aparece una fuerza, llamada fuerza de roce, que trata de frenar el movimiento, de valor F_r=20N. La Figura 3.21, ilustra la situación planteada.

1. *Determine el valor de la aceleración que experimenta el cuerpo.*
2. *Exprese lo que le ocurre al cuerpo a partir del momento en el cual deja de actuar la fuerza aplicada por el hombre.*
3. *Suponiendo que la fuerza que aplica el hombre actúa durante 10s, calcule el espacio que recorre el cuerpo y la velocidad que alcanza.*
4. *Admitiendo que a partir del momento en el cual cesa de actuar la fuerza que aplica el hombre sólo actúa la fuerza de roce, determine la aceleración que ésta produce.*
5. *Determine el tiempo que tarda el cuerpo en detenerse, a partir del instante en el cual cesa de actuar la fuerza que aplica el hombre.*

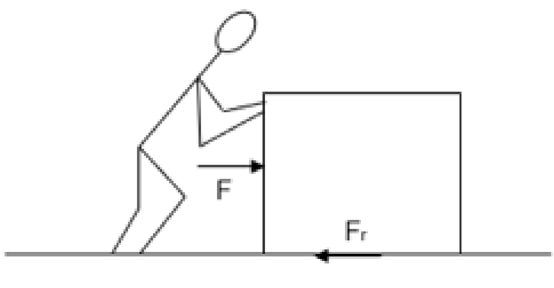


Figura 3.21: Representación del problema 3.

4. Un bloque de masa m=5kg se encuentra sobre un plano inclinado, como el que muestra la Figura 3.22. Considere para la aceleración de la gravedad un valor g=9,8m/s² y para el ángulo que forma el plano con la horizontal un valor $\alpha=30°$. También admita que el cuerpo se encuentra en la posición *A* en reposo.

1. *Determine las componentes tangencial P_t y normal P_N del peso del cuerpo. Realice un esquema en su hoja y dibuje en él las componentes del peso.*

2. *Agregue en el esquema anterior, la reacción normal N del plano.*

3. *Calcule el tiempo que tarda el cuerpo hasta llegar al piso (punto B).*

4. *Determine el valor del ángulo α, para que tarde 2s en recorrer todo el plano inclinado.*

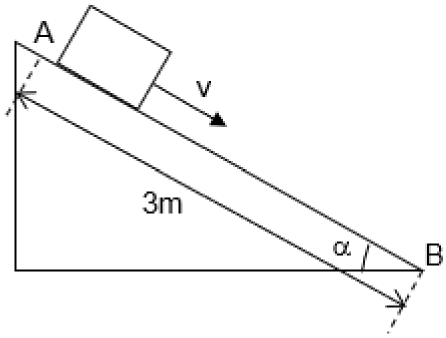


Figura 3.22: Representación del problema 4.

5. Suponga un sistema mecánico (un tren) compuesto por una locomotora sobre la que el motor de la misma aplica una fuerza de valor $F=1,5x10^4N$, y tres vagones unidos entre sí y a la locomotora, por cuerdas de acero. Admita que las masas de las cuerdas son despreciables comparadas con el valor de la masa de cada vagón y de la locomotora. Considere para las masas de la locomotora (m_l) y de los vagones (m_{vl}, mv_2, m_{v3}) las siguientes: $m_l=1,4x10^4kg$; $m_{vl}=6,5x10^3kg$; $m_{v2}=8,5x10^3kg$; $m_{v3}=5,0x10^3kg$. La Figura 3.23 muestra la situación planteada.

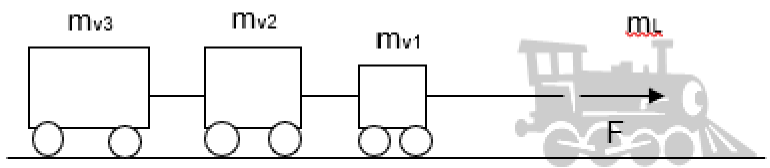


Figura 3.23: Representación del problema 5.

1. *Considerando que la fuerza de la locomotora debe movilizar la masa total (m_t) del tren $(m_p=m_l+m_{v1}+m_{v2}+m_{v3})$, calcule el valor de la aceleración que le proporciona al tren la fuerza del motor de la máquina.*

2. *Determine el valor de la tensión que debe s/portar la cuerda que 5ne a la loco-motora con el primer vagón. Como ayuda planteamos a continuación el siguiente* ***diagrama***

__de cuerpo libre__ (así se llama el dibujo de un cuerpo y todas las fuerzas que sobre él actúan) para la locomotora. Elegido el sistema de coordenadas dibujado junto a la locomotora, ya podemos plantear la segunda Ley de Newton. En este caso ya conocemos la aceleración del sistema (es la que calculamos en el punto anterior), también el valor de la fuerza que aplica el motor a la locomotora, por lo cual podemos calcular el valor de la tensión (T_1) en la cuerda.

3. *Calcule el valor de la tensión en cada una de las cuerdas que unen el resto de los vagones.*

4. *Si el tren arranca desde el reposo, calcule la velocidad que alcanza y la distancia que recorre en 2 minutos.*

6. Un cajón de masa m=30kg es arrastrado por dos personas A y B, que ejercen sobre él las fuerzas $\vec{F}_A$ y $\vec{F}_B$ como indica la Figura 3.24.

1. *Si los módulos de las fuerzas son F_A=10N y F_B=20N, calcule el módulo de la resultante de sumar ambas fuerzas.*

2. *Si el ángulo entre las fuerzas aumenta hasta 180°, el módulo del vector resultante ¿AUMENTA, DISMINUYE o PERMANECE CONSTANTE? Elija una res-puesta y fundamente su elección.*

3. *Suponga que a pesar de aplicar al cajón una fuerza cuya resultante usted calculó, éste no se mueve a causa de la fuerza de rozamiento entre el cajón y la mesa. Puede usted afirmar que la fuerza de rozamiento es ¿igual, mayor o menor que la fuerza resultante calculada? Fundamente su respuesta.*

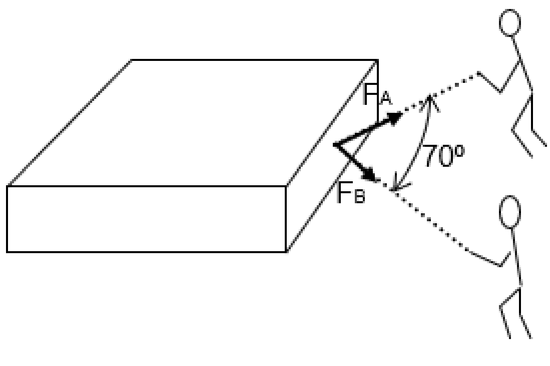


Figura 3.24: Representación del problema 6.

7. Una persona empuja un escritorio que posee ruedas de deslizamiento (rozamiento nulo), con una fuerza $\vec{F}$, constante, de valor F=400N, entre los puntos A y C. La masa del escritorio es m=110kg. La Figura 3.25, ilustra sobre la situación planteada.

1. *Calcule el trabajo desarrollado por la persona si mantiene aplicada la fuerza* $\vec{F}$ *mientras el mueble se desplaza entre los puntos A y C.*

2. *Utilizando el teorema del trabajo y la energía calcule la velocidad del escritorio en el punto C y en el punto D.*

3. *Dibuje todas las fuerzas que actúan sobre el escritorio cuando este pasa por el punto B.*

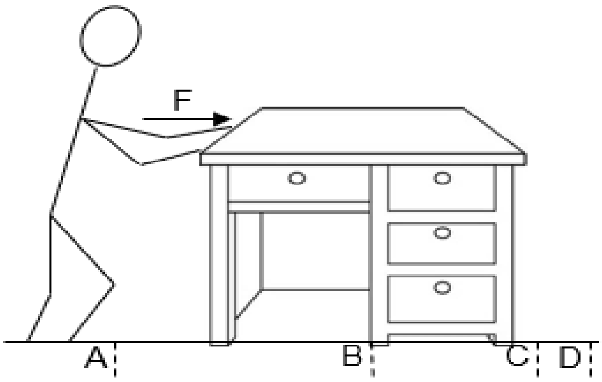


Figura 3.25: Representación del problema 7.

8. En algunos parques de atracciones se puede descender por una rampa como la que se muestra en la Figura 3.26. El hombre arranca desde la cima de la rampa con una velocidad v_0=0,5m/s.

1. *Calcule la energía potencial de un hombre tipo (m=70kg) cuando este se encuentra en la cima de la rampa.*

2. *Utilizando el principio de conservación de la energía* ($E_A=E_B$) *o* ($Ec_A+Ep_A = Ec_B+Ep_B$) *calcule la velocidad del hombre en la base de la rampa. Suponga que el rozamiento en la rampa es nulo.*

3. *¿Qué distancia* Δx *se necesita para detener el cuerpo que cae si el coeficiente de rozamiento en la base de la rampa vale* μ_d=0,5?

4. *Calcule el tiempo que tarda en detenerse a partir del momento que llega a la base de la rampa.*

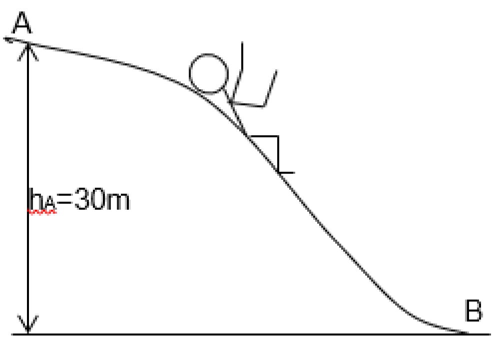


Figura 3.26: Representación del problema 8.

9. Un cubo de masa m=600g, se sostiene por efecto de una fuerza horizontal F y de una cuerda que lo sujeta y se fija a una pared, como lo muestra la Figura 3.27.

a) *Si se sabe que la fuerza máxima que es capaz de hacer la cuerda sin romperse es T=2Kg, ¿cuál es la mínima inclinación (ángulo que forma con la horizontal) que debe tener la cuerda para no romperse?*

b) *En esas condiciones, ¿cuál es el valor de la fuerza F necesaria para mantener el equilibrio?*

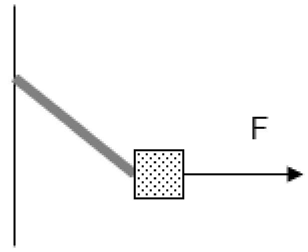


Figura 3.27: Representación del problema 9.

10. Un cubo de masa m está en equilibrio sobre un plano inclinado por efecto de una fuerza F cuya intensidad es igual a $5x10^6$ dyna. El ángulo de inclinación del plano con la horizontal mide 30º, tal como se muestra en la representación de la Figura 3.28.

a) *¿Cuál es el valor de la masa m del cubo?*
b) *Para la misma masa, manteniendo constantes la fuerza y la inclinación del plano: ¿Cuál es el valor de la fuerza F necesaria para mantener el equilibrio si el plano inclinado es rugoso y su coeficiente de rozamiento es igual a 0, 2?*

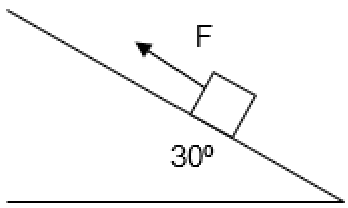


Figura 3.28: Representación del problema 10.

11. Un cuerpo de 0,030 Tn de peso asciende por una rampa inclinada por acción de una fuerza ***F*** horizontal como indica la Figura 3.29. Si la aceleración que adquiere es de 2,5 m/s^2, el coeficiente de rozamiento para esa situación es igual a 0,3 y α = 30º determine:

- *El valor de la fuerza normal* ***N***
- *El valor de la fuerza* ***F***

- *El trabajo de fuerza resultante al cabo de 7 s.*

- *El trabajo de la fuerza de rozamiento para ese mismo intervalo. Indique su signo.*

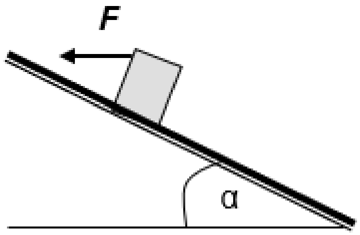


Figura 3.29: Representación del problema 11.

12. Un cuerpo que tiene una masa de 30 dg se desliza por una rampa como se muestra en la Figura 3.30.

a) Sabiendo que el cuerpo inicia su movimiento partiendo del reposo en el punto A y que al pasar por B su velocidad es igual a 3 km/hs, calcular la diferencia de altura H entre ambos puntos. Asumir que no existen fuerzas de rozamiento entre la rampa y el cuerpo.

b) Calcular la Energía potencial del cuerpo en el punto A.

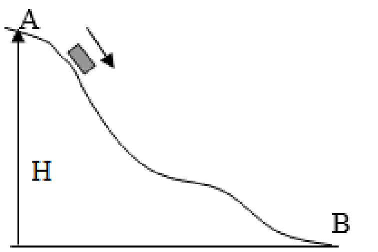


Figura 3.30: Representación del problema 12.

13. Se lanza verticalmente y hacia arriba un proyectil en el vacío. La masa del proyectil mide 5,6 g. Si se asume al sistema como CONSERVATIVO y realizando consideraciones energéticas, responda:

a) ¿Cuál es el valor de la energía potencial del proyectil cuando se encuentra a una altura de 20m?

b) ¿Cuál es la velocidad con que deberá lanzarse para que la altura máxima sea de 45 m?

c) Manteniendo la velocidad de lanzamiento, si la masa se duplica: ¿Qué altura alcanzará el proyectil?

14. Un niño se hamaca en un columpio que se asume sin pérdidas y conservativo. Si su peso es de 36 kgf y alcanza una altura de 80 cm con respecto al punto más bajo:

- *Calcule la velocidad máxima que adquiere*

- *Calcule la Energía potencial máxima*
- *Calcule el trabajo de la fuerza peso del niño*

9. EJERCICIOS ANEXOS

I- ¿Cuál es la masa de un cuerpo al que una fuerza de 10N le imprime una aceleración de 5 m/s^2?

II- Determinar la fuerza que hay que aplicar a un cuerpo de 20 kg de masa para que adquiera una aceleración de 3 m/s^2. Dar el resultado en N y kilogramo fuerza.

Rta: 60 N y 6,12 kg_f $60\ N\ y\ 6{,}12\ kg_f$

III- Sobre un cuerpo se aplica una fuerza constante de 98N. Si el cuerpo tiene una masa de 50 kg, ¿qué velocidad alcanza al cabo de 8s si parte del reposo?

IV- Determinar la aceleración que adquiere un vehículo, inicialmente en reposo, de 1000 kg cuando se le aplica una fuerza constante de 5000N. Si la fuerza actúa durante 10s determinar la distancia recorrida por el vehículo en ese tiempo y la velocidad final que alcanza.

V- Un cuerpo de 200 kg se mantiene en reposo por medio de una cuerda y una barra rígida tal como se muestra en la Figura 3.31. El conjunto se puede representar por tres vectores concurrentes en el punto O. Determinar las fuerzas en el cable y la barra. Realice previamente el diagrama de cuerpo libre indicando las fuerzas intervinientes.

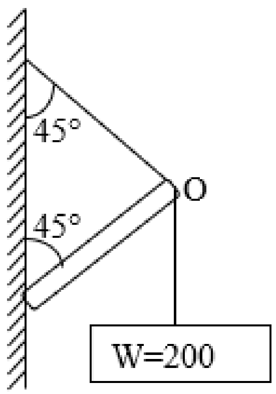


Figura 3.31: Representación del problema V.

VI- Determinar las fuerzas que realizan los cables para sostener un semáforo de la Figura 3.32, que tiene un peso de 300N. Realice el diagrama de cuerpo libre, indicando en él, las fuerzas intervinientes.

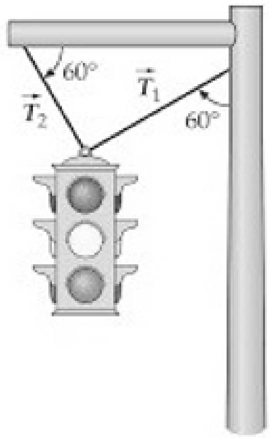


Figura 3.32: Representación del problema VI.

VII- Un carrito de 10 Kg de peso tiene como diagrama de cuerpo aislado las fuerzas dibujadas en el esquema de la Figura 3.33. Si se desplaza unos 20 m desde el reposo, adquiriendo al final de ese recorrido una velocidad de 17, 93 m/s, calcule el **trabajo de la fuerza normal** y de la **resultante R**

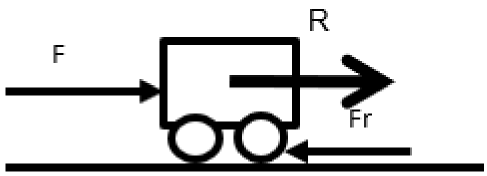


Figura 3.33: Representación del problema

VIII- Un cuerpo de 150 kg de masa se desliza por un plano inclinado de 30° de inclinación, sin rozamiento, recorriendo 200m. Determinar el trabajo realizado por la fuerza peso.

IX- Un cuerpo de 50 kg de masa es empujado por dos personas (ver Figura 3.34) sobre un plano inclinado con un coeficiente de rozamiento μ_s=0.25 entre el cuerpo y el plano. Si el cuerpo se desplaza a **velocidad constante** 5m hacia arriba, determinar el trabajo de la fuerza peso con su signo.

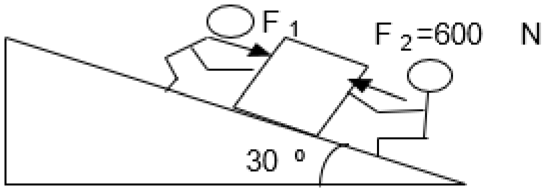


Figura 3.34: Representación del problema VIII.

X- Un cuerpo de 5 kg de masa se desliza por un plano inclinado sin rozamiento de 5m de longitud y 1m de altura. Se pide determinar: a) el espacio recorrido en 2s si parte del reposo, b) la energía cinética que adquiere en ese tiempo, c) la disminución de su energía potencial.

XI- Un niño arroja una piedra de 500 g verticalmente hacia arriba con una velocidad inicial de 31 m/s. Determinar la energía cinética cuando el cuerpo se encuentra a 20m de altura desde la posición de lanzamiento.

XII- Un cuerpo de 4 kg cae desde una altura de 25 m. Determinar la energía potencial y cinética después de recorrer 10m.

XIII- Un cuerpo de 2 kg de masa se encuentra en la parte más alta de un plano inclinado de ángulo de inclinación de 30°. El largo del plano inclinado es de 6m y el cuerpo se desliza por el sin rozamiento. Al llegar a la base, continúa moviéndose por una superficie horizontal que presenta un coeficiente de rozamiento cinético de 0,3. Si se detiene al cabo de 2 min, determinar la velocidad con que el cuerpo inicia el movimiento horizontal y la distancia recorrida hasta detenerse.

PREGUNTAS. Elija la opción correcta:

1. Los sistemas no conservativos son aquellos en los que (se realiza trabajo sobre ellos variando su energía mecánica / se realiza trabajo sobre ellos incrementando siempre su energía mecánica).

2. El trabajo realizado por la fuerza de rozamiento (incrementa la energía / disminuye la energía del sistema).

3. Para que una fuerza realice trabajo sobre un cuerpo, es necesario que (la fuerza sea paralela al desplazamiento / el desplazamiento sea no nulo).

4. Para que una fuerza realiza trabajo sobre un cuerpo (debe estar aplicada a lo largo de todo el desplazamiento considerado / debe ser no conservativa).

5. El trabajo realizado por una fuerza sobre un cuerpo (depende de su proyección en la dirección del desplazamiento / no es nulo cuando la fuerza y el desplazamiento son perpendiculares).

UNIDAD IV

Introducción a la Química: Elementos. Componentes de un átomo. Número atómico. Número másico. Isótopos. Moléculas. Atomicidad. Iones. Masa de los átomos. Número de Avogadro. Mol. Masas molares. Conversiones mol-gramo.

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La química es la ciencia que describe la materia, sus propiedades físicas y químicas, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichos procesos de cambio.

Notá la extraordinaria amplitud de esta definición: la materia incluye todo lo intangible y lo tangible, desde el cuerpo humano, y las cosas cotidianas, hasta los grandes objetos del universo.
La química se apoya en los fundamentos matemáticos y físicos, y por ser una disciplina experimental, en ella se hace uso tanto de la teoría como de la observación y trabajo en laboratorio, complementándose y retroalimentándose entre sí los principios y los hechos.
La química como ciencia no es muy antigua, pudiéndose fijar sus comienzos alrededor del año 1800. Por esta época aparecieron las primeras teorías confirmadas experimentalmente. En el siglo XIX recién se desarrollaron los fundamentos que permitieron realizar aplicaciones industriales. En la primera mitad del siglo XX, químicos y físicos, trabajando juntos, establecieron la estructura de la materia a nivel submicroscópico.
Durante las 24 horas del día, cada uno de nosotros está relacionado, en una u otra forma, con la química. El cuerpo humano es un ejemplo de gran actividad química, e incluso el pensamiento está relacionado con la energía química.
Dentro del amplio objeto de estudio de la Química, en esta unidad estudiaremos de qué están hechas las sustancias y las moléculas.

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS, ELEMENTOS Y SISTEMA PERIÓDICO

Los átomos son las unidades más pequeñas que forman parte de una sustancia mientras que las moléculas están constituidas por átomos y representan las unidades funcionales de esa sustancia. En la próxima unidad se verán más en detalle la formación de moléculas.

Un elemento, es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por métodos químicos**.** Ejemplos de éstos son: plata (Ag), aluminio (Au), cobre (Cu), oro (Au) y azufre

(S). Un elemento químico es un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase. Se deben aprender los nombres y símbolos para los elementos. Más adelante se ampliará sobre el tema de los elementos químicos.

Hasta la fecha se han identificado 118 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural en la Tierra. Los demás han sido producidos de modo artificial por científicos mediante reacciones nucleares. Los elementos se representan mediante símbolos que son combinaciones de letras. La primera letra del símbolo de un elemento es siempre mayúscula, pero la segunda y la tercera, si las hubiere, son siempre minúsculas. Es muy importante que al escribir y analizar fórmulas químicas se respete eso para evitar confusiones, ya que, por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, mientras que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. Los símbolos de algunos elementos derivan de sus nombres en latín y se han propuesto símbolos especiales de tres letras para los elementos sintetizados en fechas más recientes. Los símbolos de los elementos figuran en tablas y se deben memorizar antes de comenzar un curso de química, a fin de que hablemos en el mismo idioma.

Cuando los químicos comenzaron a observar que muchos elementos presentaban grandes similitudes entre sí, demostraron la regularidad en el comportamiento de las propiedades físicas y químicas de los mismos. De este modo se desarrolló la Tabla Periódica: una disposición tabular de los elementos que permite organizarlos según sus propiedades. De la tabla periódica por el momento, sólo nos interesan tres aspectos:

- Las filas horizontales, que se conocen como períodos. La tabla periódica se organiza en 7 períodos.
- Las columnas verticales, que se conocen como grupos. Los grupos se numeran de 1 a 18, empezando por la izquierda. Los elementos de los grupos de los extremos izquierdo y derecho, se denominan elementos representativos o principales. Los elementos del centro (grupos 3 a 12), se llaman elementos de transición. Ciertos grupos reciben nombres especiales: los elementos del grupo 1 se llaman metales alcalinos, los del grupo 2 metales alcalinotérreos, los del grupo 17 se llaman halógenos y los del grupo 18, gases raros o nobles.
- Los elementos de un mismo grupo presentan reacciones químicas muy parecidas. Por

$$2\,Na\,(s) + 2\,H_2O\,(l) \longrightarrow 2\,NaOH\,(ac) + H_2\,(g)$$

$$2\,K\,(s) + 2\,H_2O\,(l) \longrightarrow 2\,KOH\,(ac) + H_2\,(g)$$

  ejemplo, tanto el sodio (Na) como el potasio (K), del grupo 1, reaccionan violentamente con el agua para producir hidrógeno gaseoso:

Metales, No Metales y Metaloides

Los elementos se pueden dividir en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un metal es un buen conductor del calor y la electricidad. Con excepción del mercurio (que es líquido), todos los metales son sólidos a temperatura ambiente. Un no metal suele ser un mal conductor del calor y la electricidad y tiene propiedades físicas más variadas que los metales.

Un metaloide, tiene propiedades intermedias entre las de un metal y las de un no metal.

En la Tabla Periódica (Figura 4.1) la división de los elementos en metales y no metales, significa un principio de ordenamiento. Como una primera aproximación, podemos decir que los elementos **no metálicos** están separados de los **metálicos** por una línea más gruesa escalonada, que va de la parte superior izquierda hasta la inferior derecha (en la mayoría de las tablas). Así, los no metales quedan en el extremo derecho las mismas, excepto el hidrógeno que está ubicado en el extremo superior izquierdo.

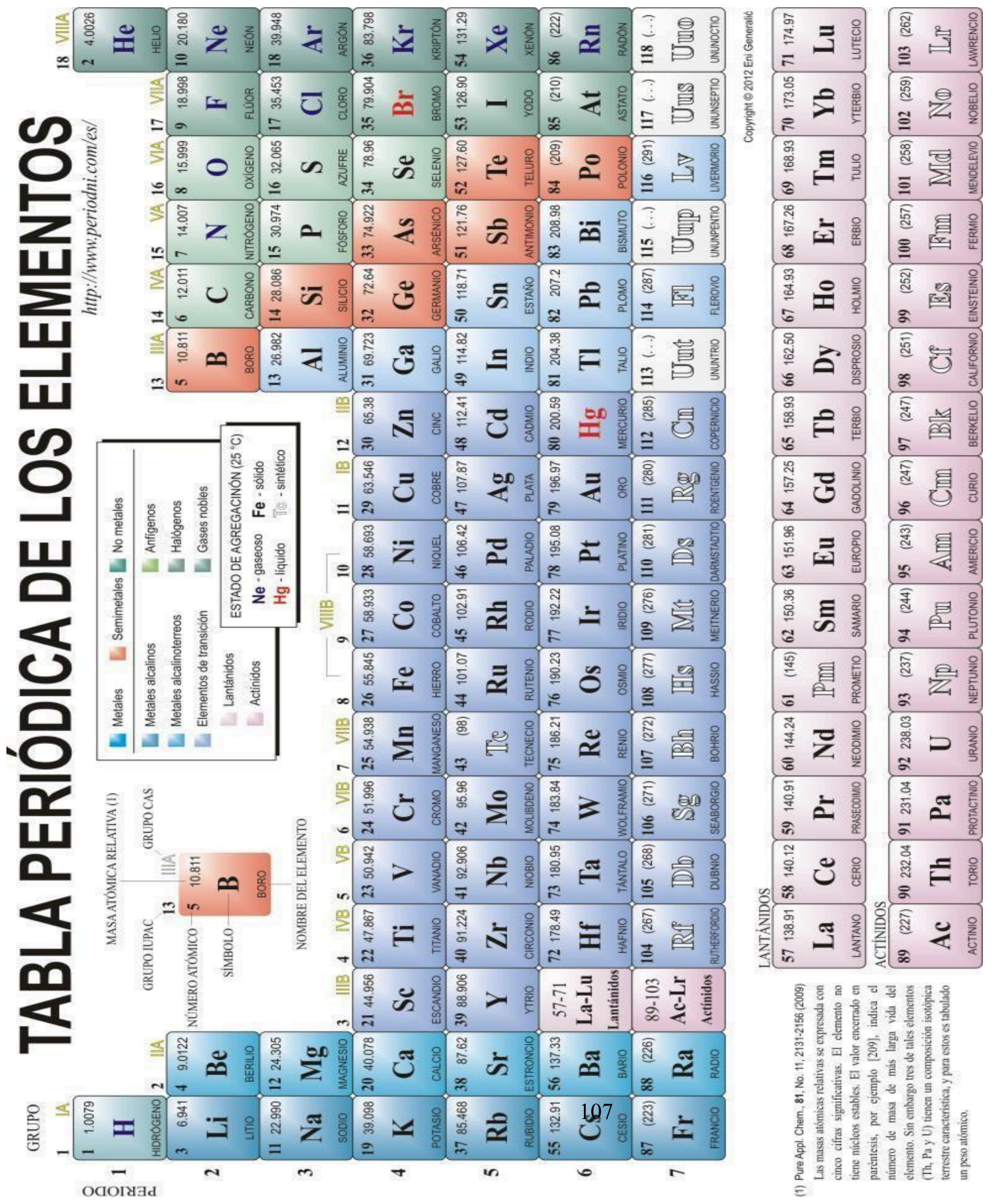


Figura 4.1: Tabla periódica

La mayoría de los elementos conocidos son metales, sólo 17 son no metales y 8 son metaloides. Los metaloides se encuentran ubicados en la zona adyacente a la línea de separación entre metales y no metales y éstos son: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At.

LA DISCONTINUIDAD DE LA MATERIA ÁTOMOS, MOLÉCULAS, IONES

Mecánicamente (por corte, trituración o pulverización) cualquier cuerpo puede ser dividido en trozos de menor tamaño. Esta observación, cuando la subdivisión continúa, determina que todo cuerpo sea imaginado como un conjunto de partículas separadas entre sí. Estas partículas, ya no fragmentables, dada su pequeñez, no serían visibles ni siquiera con el microscopio.
Aceptar la discontinuidad de la materia exige:

- Suponer que todos los sistemas materiales están formados por partículas aisladas.
- Establecer las características de esas partículas.
- Interpretar las propiedades de la materia mediante esas características.

Toda teoría científica recurre a modelos estructurales, esquemas que representan más o menos completamente la realidad. Pero un modelo no es la reproducción en menor escala de la realidad, sino una estructura imaginada. Cuando un modelo deja de ser conveniente, se lo reforma o se lo sustituye. Este cambio de modelo no modifica la naturaleza, pero mejora su comprensión.
La teoría atómico-molecular clásica, expuesta por Dalton en 1803, fue la primera en explicar con bases científicas el comportamiento de la materia. Según Dalton, todos los sistemas materiales están constituidos por partículas separadas entre sí, suficientemente pequeñas como para ser invisibles al microscopio óptico. Si bien algunas hipótesis de esta teoría tuvieron que ser descartadas a medida que los químicos aprendieron más sobre la naturaleza de la materia, lo esencial ha persistido en el tiempo.
Tres de los postulados de esta teoría son:

1. Un elemento está constituido por partículas muy pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento tienen las mismas propiedades. Estos átomos son demasiado pequeños como para poder verlos o pesarlos. Todos los átomos de un mismo elemento se comportan químicamente de la misma manera.

2. Los átomos de distintos elementos tienen distintas propiedades. En una reacción química común, ningún átomo de ningún elemento desaparece o cambia para dar otro átomo u otro elemento. El comportamiento químico de los átomos de oxígeno es diferente del de los de hidrógeno o del de cualquier otro átomo. Cuando reaccionan hidrógeno y oxígeno, todos

los átomos que han reaccionado están presentes en el agua que se ha formado, sin que se formen átomos de otros elementos.

3. Cuando se combinan átomos de dos o más elementos, se forman compuestos, siendo constante y definido el número relativo de átomos de cada clase. En general, estos números relativos se pueden expresar como números enteros o como fracciones simples. En el compuesto agua, los átomos de oxígeno e hidrógeno se combinan entre sí.

Por cada átomo de oxígeno presente hay siempre dos átomos de hidrógeno.
La teoría atómica de Dalton explica dos de las leyes básicas de la química:

a) Ley de la conservación de la masa: esta ley fue propuesta por Lavoisier en 1789. En lenguaje actual establece que *en una reacción química ordinaria no hay cambio detectable de la masa*. Si en una reacción se conservan los átomos (postulado 2), también se debe conservar la masa.
b) Ley de la composición constante o definida: dice que *un compuesto siempre contiene los mismos elementos en las mismas proporciones*. Si la relación entre el número de átomos de los elementos que forman un compuesto es fija (postulado 3), sus relaciones de masa también deben ser constantes.

El tercer postulado de la teoría atómica es, en muchos aspectos, el más importante. Entre otras cosas, condujo a Dalton a formular la ley de las proporciones múltiples. Esta ley se aplica en el caso de que dos elementos formen más de un compuesto. Dice que, en estos compuestos, *las masas de un elemento que se combinan con una masa constante de un segundo elemento están en una relación de números enteros* (por ejemplo 2:1). Los argumentos de Dalton para derivar la ley de proporciones múltiples fueron los siguientes: Supongamos que los elementos C y O forman dos tipos de compuestos. En uno de ellos (CO), el átomo C se combina con un átomo de O. En el segundo compuesto (CO_2), lo hace con dos átomos de O. Esto implicaría que la masa de O que se combina con una cantidad fija de C (digamos un gramo) debe ser doble en el segundo compuesto que en el primero o, en otras palabras, la relación entre las masas de O, por gramo de C, cuando se comparan los dos compuestos es 2:1.
Una de las mayores insuficiencias del modelo de Dalton se encontraba en la indivisibilidad de los átomos que postulaba. Con el avance de la ciencia, nuevos modelos fueron modificando esta hipótesis, sin embargo, sigue siendo cierto que un átomo conserva sus propiedades mientras mantiene su integridad, por lo tanto, no tiene significado real referirse a fracciones de átomos.

COMPONENTES DE UN ÁTOMO

Como cualquier teoría científica, la teoría atómica de Dalton dejaba sin contestar más preguntas que las que resolvía. Los científicos se preguntaron si los átomos, siendo tan pequeños, se podrían descomponer en otras partículas. Casi pasaron cien años antes de que se pudiese confirmar experimentalmente la existencia de partículas subatómicas.

Electrones

La primera evidencia de la existencia de partículas subatómicas surgió a partir del estudio de la conducción de la electricidad en gases a bajas presiones. Mediante una serie de experimentos, Thomson en 1897 y Millikan en 1909, encontraron que cada átomo contiene un determinado número de electrones (e^-), el cual oscila entre 1 y alrededor de 100, y es igual al número de protones (p^+) que ese elemento tenga en el núcleo de un átomo neutro. En el modelo atómico de Thomson (1904), los electrones eran pequeñas partículas con carga negativa distribuidas uniformemente en una nube de carga positiva, razón por la cual se lo conoce como "modelo del budín de pasas".

Un modelo más reciente, el de Rutherford, demostró que en realidad la carga positiva del átomo se encontraba en una zona central (núcleo atómico), mientras que los electrones se distribuían en las regiones exteriores del átomo, formando como una nube de partículas cargadas negativamente alrededor del núcleo.

Protones y neutrones. El núcleo atómico

En el año 1911, Rutherford y colaboradores demostraron mediante una serie de experimentos que en todos los átomos hay un núcleo central que:

- Tiene una carga positiva de la misma magnitud que la carga negativa que poseen los electrones fuera del núcleo.
- Tiene el 99,9 % de la masa total del átomo.
- Tiene un diámetro de sólo el 0,01 % del que tiene el propio átomo. Si se pudiese ampliar un átomo para que ocupase el tamaño de esta página, el núcleo apenas sería visible como un pequeño punto del tamaño de la décima parte del punto que aparece al final de este párrafo.

Desde la época de Rutherford, se ha aprendido mucho sobre las propiedades del núcleo. Para nuestros fines, en el CINEU, supondremos que el núcleo de un átomo consta de dos clases de partículas:

a) El protón (p^+), cuya masa es aproximadamente igual a la del átomo más liviano, el hidrógeno. Con esta base asignamos al protón el 1 como número másico y una masa de 1 uma (unidad de masa atómica). La carga del protón es una unidad positiva (+1), igual en magnitud a la del electrón (-1) pero con signo opuesto.

b) El neutrón (n^0), que es una partícula sin carga y de igual masa que el protón. El número másico del neutrón es, como el del protón, igual a 1, su masa es de 1 uma.

ELEMENTOS

Un elemento es una especie con características físicas y químicas únicas, y por lo tanto no puede ser descompuesto en sustancias más simples sin perder sus propiedades. En la química clásica, de la cual nos ocuparemos en este curso, una barra de hierro o una tonelada de carbono en estado grafito conservan sus propiedades a medida que se reduce su tamaño, hasta llegar a la unidad de un átomo de hierro o carbono, respectivamente. De esta manera, los elementos suelen identificarse mediante tres identidades, el SÍMBOLO, el NÚMERO ATÓMICO y el NÚMERO MÁSICO.

SÍMBOLO

Solamente hay átomos de elementos y para representar el átomo de cada elemento se utilizan los símbolos. El símbolo, se escribe con una letra mayúscula (de imprenta), agregando, cuando sea necesario, una segunda letra, minúscula. El símbolo proviene en la mayoría de los casos de la primera y segunda letra de su nombre en latín, como por ejemplo Ag: plata (argentum), K: potasio (kalium), etc.

Los últimos elementos descubiertos llevan nombres en honor a científicos o a lugares geográficos. Así, el fermio (Fm) proviene del nombre del físico italiano Enrico Fermi, el einstenio (Es) de Albert Einstein, el californio (Cf) de California, etc. Obsérvese que la segunda letra se escribe siempre en minúscula (cursiva o de imprenta) y la primera letra se debe escribir en mayúscula (de imprenta). Los símbolos tienen validez internacional, independientemente del idioma.

NÚMERO ATÓMICO

Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo. Este número es una propiedad básica del elemento, se llama número atómico y se denomina con la letra Z.

Z = número atómico = número de protones

En un átomo neutro, el número de protones que hay en el núcleo es igual al de electrones que hay fuera del núcleo.

El número atómico aumenta gradualmente a medida que nos movemos a lo largo del sistema periódico. De hecho, la posición de un elemento en la tabla periódica está fijada por su número atómico.

Átomos	Protones (p^+)	Electrones (e-)	Número atómico (Z)
Átomo de H	1	1	1
Átomo de He	2	2	2
Átomo de U	92	92	92

Número másico. Isótopos

De la misma manera que a los protones y a los neutrones se les asignó un número másico, se puede hacer con los átomos. Recordemos que tanto un protón como un neutrón, tienen número másico 1. El número másico de un átomo se obtiene sumando el número de neutrones y protones que tiene su núcleo, y se representa mediante la letra A:

A = número másico = número de protones + número de neutrones

Para un átomo con 17 protones y 20 neutrones en el núcleo:

A = número másico = 17 + 20 = 37

Como hemos visto, todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico (número de protones). Sin embargo, pueden tener una masa diferente y, por tanto, diferir en su número másico. Esto es debido a que, el número de protones que hay en el núcleo de un cierto elemento es siempre el mismo pero el número de neutrones puede variar. Los átomos que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones, se llaman isótopos. Por ejemplo, entre los varios isótopos del uranio (U) están los siguientes:

Isótopo	Número atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones
Uranio 235	92	235	92	143
Uranio 238	92	238	92	146

La composición de un núcleo se indica por su símbolo nuclear. El número atómico aparece como un subíndice en la parte inferior izquierda del símbolo del elemento, y el número másico como un superíndice en la parte superior derecha. Los símbolos de los isótopos de uranio descriptos son:

$${}_{92}U^{235} \qquad {}_{92}U^{238}$$

Ejercicio N° 1:

El radón 222 es uno de los principales responsables de la radioactividad del aire. Escriba el símbolo nuclear de este isótopo del Rn.

Ejercicio N° 2:

Uno de los isótopos del hierro se puede representar por $_{26}Fe^{57}$ o por Fe-57 pero no por $_{26}Fe$. Explíquelo.

Ejercicio N° 3:

Un isótopo del yodo usado en enfermedades de la glándula tiroides es el I131 o $_{53}I^{131}$. Diga cuántos:

a) protones hay en su núcleo

b) neutrones hay en su núcleo

c) electrones hay en un átomo de I

d) neutrones, protones y electrones hay en un ion I^-, obtenido a partir de este isótopo.

MOLÉCULAS

Los átomos raramente se presentan en la naturaleza en forma aislada, ya que la mayoría son demasiado reactivos. Los átomos tienden a combinarse unos con otros de distintas maneras, por lo que las unidades estructurales de la mayoría de los elementos y de todos los compuestos son más complejas que las de los simples átomos. Toda sustancia que esté formada por más de dos átomos, simple o compuesta, está constituida ya sea por moléculas o por compuestos iónicos. Las moléculas son definidas de dos maneras distintas:

De acuerdo a las propiedades: una **molécula es la menor porción aislable de una sustancia.**

Desde un punto de vista estructural: una **molécula está constituida por una agrupación de átomos unidos mediante enlace covalente, según una relación numérica constante y entera.**

Se sabe que una molécula conserva sus propiedades mientras mantiene su integridad, por lo tanto, no tiene significado real referirse a media molécula.

La división de una molécula, modificando la agrupación atómica que la caracteriza, provoca la desaparición de la sustancia considerada. Por lo tanto, no existen fracciones de moléculas de una sustancia específica.

La unidad estructural básica de la mayoría de las sustancias gaseosas y volátiles es la molécula. Cuando a la molécula la componen dos o más átomos, éstos se encuentran unidos por fuerzas llamadas enlaces covalentes. Muchas sustancias constan de moléculas diatómicas. La molécula de hidrógeno (H_2), tiene una estructura que se suele indicar como:

$$H — H$$

donde la línea se usa para representar el enlace covalente que une ambos átomos de hidrógeno. La molécula de cloruro de hidrógeno (HCl), un compuesto gaseoso, también es una molécula diatómica y su estructura es:

$$H — Cl$$

Más simple es utilizar la fórmula molecular, en la que el número de átomos de cada clase se indica por un subíndice al lado del elemento. Las fórmulas moleculares de las dos sustancias anteriores son:

Hidrógeno: H_2 (2 átomos de hidrógeno por molécula)

Cloruro de hidrógeno: HCl (1 átomo de H y 1 átomo de Cl por molécula)

(Cuando sólo hay un átomo de cada clase, no se coloca el subíndice 1)

La mayoría de las sustancias moleculares están formadas por moléculas más complejas que las citadas. Por ejemplo, la molécula de agua (H_2O) consta de un átomo de oxígeno central unido a dos átomos de hidrógeno. En la molécula de amoníaco (NH_3), el nitrógeno central está unido a tres átomos de hidrógeno. El metano (CH_4), componente principal del gas natural, tiene como unidad estructural una molécula en la que hay un átomo de carbono central unido a cuatro átomos de hidrógeno.

SUSTANCIAS, COMPUESTOS Y MEZCLAS

Una sustancia es cualquier tipo de materia cuyas muestras tienen composición idéntica, y en condiciones iguales, propiedades idénticas. Puede estar formada por un mismo elemento o por dos o más elementos diferentes combinados en una proporción constante.

Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar por su aspecto, olor, sabor y otras propiedades. Hasta la fecha el número de sustancias conocidas supera los cinco millones y todos los días se descubren o se sintetizan nuevas. Algunos ejemplos son: agua, azúcar (sacarosa), oxígeno, oro, hidrógeno, sal de cocina (cloruro de sodio), ácido sulfúrico.

Las sustancias pueden ser simples o compuestas:

Una sustancia simple es aquella que está formada por átomos del mismo elemento.

- Por ejemplo: Na, Ca, H_2, O_2, Cl_2, C, He, Ne. Puede observarse que, en el caso de sustancias monoatómicas, el término sustancia simple es equivalente al de elemento.

Ejemplo: Na, Ca, Pb, Ag, He.

- Una sustancia compuesta o compuesto químico está formada por átomos de distintos elementos unidos químicamente en proporciones definidas. Por ejemplo: H_2O, HF, $BaCl_2$, H_2SO_4. Estas generalmente se forman cuando reaccionan entre sí dos o más sustancias simples. Por ejemplo:

$$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(l)$$
$$H_2\,(g) + F_2\,(g) \longrightarrow 2\,HF\,(g)$$
$$2\,Na\,(s) + Cl_2\,(g) \longrightarrow 2\,NaCl\,(s)$$

Las sustancias compuestas tienen propiedades muy diferentes de aquellas que presentan las sustancias simples a partir de las cuales se formaron. En el ejemplo anterior, el agua líquida se forma a partir de la combustión del hidrógeno (gas) y oxígeno (gas). En cualquier unidad de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Esta proporción no cambia, independientemente de que el agua se encuentre en la Tierra o en Marte, o si ésta se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso. Sigue siendo agua.

Atomicidad

Se define como atomicidad de una sustancia a la cantidad de átomos que la integran, cualesquiera sean éstos.

De acuerdo a la atomicidad, encontramos sustancias:

- Monoatómicas: integradas por átomos iguales.

  Ejemplo de sustancias monoatómicas: los metales, He, Ne, Ar, etc.

  Generalizando: **A**

  Forman sustancias monoatómicas todos los gases nobles. No existen sustancias compuestas monoatómicas por razones obvias.

- Diatómicas o biatómicas: integradas por dos átomos, del mismo (sustancias simples) o de diferentes elementos (sustancias compuestas).

  Ejemplo de sustancias simples diatómicas: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2

  Generalizando: $\mathbf{B_2}$

  Ejemplo de sustancias compuestas diatómicas: CO, NaF, HCl, etc.

  Generalizando: **AB**

- Triatómicas: integradas por tres átomos.

  Ejemplo de sustancias simples: O_3

  Generalizando: $\mathbf{C_3}$

  Ejemplo de sustancias compuestas triatómicas: H_2O, HClO, etc.

  Generalizando: $\mathbf{A_2B}$, **ABC**

Nótese que la molécula de H_2O está formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. **No** está formada por un átomo de oxígeno y una molécula de hidrógeno.

- Tetraatómicas: integradas por cuatro átomos.

  Ejemplo para sustancias simples: P_4

  Generalizando: $\mathbf{D_4}$

  Ejemplo para sustancias tetratómicas compuestas: BF_3 , etc.

  Generalizando: $\mathbf{A_3B}$

- Poliatómicas: integradas por varios átomos.

  Ejemplo para sustancias simples: S_8, etc.

  Generalizando: $\mathbf{X_n}$

  Ejemplo para sustancias compuestas: H_2SO_4, H_2CO_3, etc.

  Generalizando: $\mathbf{AB_pC_q}$

De acuerdo a la cantidad de átomos que componen a las moléculas, se deducen dos conclusiones:

- No hay sustancias compuestas o compuestos cuyas moléculas sean monoatómicas.
- En las sustancias simples puede haber moléculas de distinta atomicidad.

Ejercicio N° 1:

Indica en cada una de las opciones que se dan a continuación cuántos átomos y cuántas moléculas se encuentran, señalando si éstas son monoatómicas, biatómicas, triatómicas o poliatómicas:

a) 8 O_2	b) 5 K	c) H_2SO_4
d) $Fe(OH)_2$	e) 2 HCN	f) Na
g) $BaCl_2$	h) 2 $HClO_2$	i) 3 O_3
j) 2 CaO	k) 5 P_4	l) 10 H_2O_2

Respuestas:

a) Se encuentran 8 moléculas biatómicas de oxígeno.

Se encuentran 16 átomos de oxígeno

d) Se encuentra una molécula poliatómica.

Se encuentran: 1 átomo de hierro, 2 átomos de oxígeno y 2 átomos de hidrógeno. Hacen un total de 5 átomos.

Ejercicio N°2:

Clasifica las siguientes sustancias según su atomicidad y distingue si son sustancias simples o compuestas:

a) NaH	b) H_2	c) Mg
d)H_2CO_3	e) S_8	f) Cl_2O_7
g) BaO	h) H_2S	i) N_2

IONES

Una sustancia puede estar formada por moléculas o por iones. En el caso de una sustancia iónica, los átomos ganan o pierden electrones mientras que el núcleo permanece estable (el núcleo de un átomo no participa en las reacciones químicas ordinarias), de modo tal que los iones positivos (cationes) provenientes de átomos o de moléculas, se unirán por atracción electrostática (enlace iónico) a los iones negativos (aniones) provenientes de átomos o moléculas, para formar una sustancia iónica.

En las reacciones químicas que forman iones, los electrones (cargados negativamente) se ganan o se pierden con facilidad. Cuando un átomo neutro pierde electrones se forma un catión (carga positiva). Cuando un átomo gana electrones, se forma un anión (carga negativa). Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) puede perder con facilidad un electrón para convertirse en un catión, representado por Na^+ (catión sodio).

$$\underset{(11\ p^+,\ 11\ e^-)}{\text{átomo de Na}} \longrightarrow \underset{(11\ p^+,\ 10\ e^-)}{\text{ion } Na^+} + e^-$$

La cantidad de protones y electrones en el átomo y en el ion es:

Átomo de Na	*Ion Na^+*
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Del mismo modo, un átomo de calcio puede perder dos electrones para convertirse en el catión calcio (Ca^{2+})

$$\begin{array}{lcll} \text{átomo de Ca} & \longrightarrow & \text{ion } Ca^{2+} & + \ 2\,e^- \\ (20\,p^+,\ 20\,e^-) & & (20\,p^+,\ 18\,e^-) & \end{array}$$

Por otra parte, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón y convertirse en un anión, representado por Cl^- (anión cloruro).

$$\begin{array}{lcl} \text{átomo de Cl} \ + \ e^- & \longrightarrow & \text{ion } Cl^- \\ (17\,p^+,\ 17\,e^-) & & (17\,p^+,\ 18\,e^-) \end{array}$$

Para el cloro, el número de protones y electrones en el átomo y en el anión es:

Átomo de Cl	*Ion Cl⁻*
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Un átomo de oxígeno puede aceptar dos electrones para formar el ion óxido (O^{2-})

$$\begin{array}{lcl} \text{átomo de O} \ + \ 2\,e^- & \longrightarrow & \text{ion } O^{2-} \\ (8\,p^+,\ 8\,e^-) & & (8\,p^+,\ 10\,e^-) \end{array}$$

Debe señalarse que cuando se forma un ion, el número de protones del núcleo no se altera, siendo el número de electrones el que aumenta o disminuye. Los iones negativos tienen más electrones que protones, mientras que los positivos tienen menos. La carga del ion se indica por un superíndice en la parte superior derecha. El ion O^{2-} tiene una carga negativa igual a la de dos electrones. El ion Na^+, tiene una carga positiva igual a la de un protón. El ion O^{2-} con una carga de -2, tiene dos electrones más que el átomo de oxígeno. El ion Na^+ con una carga +1, tiene un electrón menos que el átomo de sodio.

Desde luego, un átomo puede ganar o perder más de un electrón. Sí sólo gana o pierde un electrón, se dice que es **monovalente,** si gana o pierde dos electrones se dice que es divalente, si gana o pierde 3 electrones, se dice que es trivalente. Mientras que, si pierde o gana más de 4 electrones, se habla de **iones polivalentes.**

Ejemplos de iones:

Monovalentes: Na+, Cl-

Divalentes: Mg^{2+}, S^{2-}

Trivalentes: Fe^{3+}, N^{3-}

También un grupo de átomos se pueden unir para formar un ion de carga neta positiva o negativa como OH^- (ion hidróxido), CN^- (ion cianuro), NH_4^+ (ion amonio), NO_3^- (ion nitrato), SO_4^{2-} (ion sulfato) y PO_4^{3-} (ion fosfato).

Los iones que tienen un solo átomo se llaman **iones monoatómicos**, y los que tienen más de un átomo se llaman **iones poliatómicos**

Cuando se unen dos iones de carga opuesta, forman compuestos llamados **iónicos**.

Así, una muestra sólida de cloruro de sodio (NaCl) está formada por igual número de iones Na^+ y Cl^-. En tal compuesto la relación catión-anión es 1:1, de modo que el compuesto es eléctricamente neutro.

Los compuestos formados por la unión de **aniones** y **cationes** se llaman **compuestos iónicos**

Muchos compuestos están formados por iones. Puesto que la materia, en conjunto es eléctricamente neutra, los compuestos iónicos tienen el mismo número de cargas positivas que de cargas negativas. El óxido de calcio (cal), CaO, está formado por el mismo número de iones Ca^{2+} y O^{2-} ya que los dos iones tienen cargas numéricamente iguales y de signo contrario. En este compuesto no existen moléculas, sino una red continua de iones negativos unidos a iones positivos que se denomina unidad fórmula.

Si formáramos los compuestos iónicos óxido de sodio (Na_2O) y cloruro de calcio ($CaCl_2$), nos encontraríamos con que en estos hay un número desigual de cationes y aniones. Para mantener la neutralidad eléctrica, debe haber dos iones Na^+ por cada ion O^{2-}. La situación es similar en el cloruro de calcio, donde son necesarios dos iones Cl^- para equilibrar un ion Ca^{2+}.

La composición de un compuesto iónico se indica mediante su fórmula, en la que el número relativo de cada ion se indica mediante subíndices.

Ejercicio N° 3:

¿Cuál es el número de protones y electrones del ion Sc^{3+}?

Solución:

Por medio de la Tabla Periódica vemos que el número atómico del Sc es 21. Por tanto, el Sc^{3+} tiene 21 protones y 21 - 3 = 18 electrones

Ejercicio N° 4:

¿Cuál es el símbolo de un ion que tiene 10 e^- y 7 p^+ ? ¿Cuál el de uno con 10 e^- y 12 p^+?

MASAS DE LOS ÁTOMOS

Como ya hemos indicado, los átomos son demasiado pequeños como para poder verlos, y mucho menos medir su masa mediante técnicas convencionales. Sin embargo, es posible determinar la masa relativa de los distintos átomos, es decir, determinar cuánto pesa un átomo en relación a otro, como así también calcular la masa absoluta. De esta manera, se pueden encontrar distintas formas de expresar la masa o el peso de un átomo o elemento. Debido a que estas unidades se encuentran relacionadas entre sí, las diferencias entre los distintos conceptos pueden obviarse en este momento del estudio.

En primera instancia debemos recordar que la masa y el peso si bien son propiedades diferentes, pueden encontrarse de manera indistinta en diversos libros de texto haciendo referencia a la misma magnitud. La masa de un cuerpo es una magnitud que depende únicamente de la cantidad de materia de dicho cuerpo y posee unidades de gramo, kilogramo, libra, etc. Por otro lado, el ***peso*** de un cuerpo es una magnitud que depende de campo gravitacional que soporta, por esta razón dos cuerpos con la misma masa tendrán distinto peso en la Tierra que en la Luna. El ***peso*** tiene unidades de Newton, kilogramo fuerza, libra fuerza, etc. Sin embargo, se emplea erróneamente la palabra peso al referirnos a la masa de un cuerpo.

Número másico y masas atómicas. La escala del carbono-12

Como se definió previamente, el número másico se encuentra definido como la suma de protones y neutrones en el núcleo de un átomo. Es un valor adimensional, no cuenta con unidades, y tiene en todos los casos un valor entero, es decir que no tiene sentido físico hablar de una fracción de número másico de un átomo. Este valor es representativo de cada átomo, ya que isótopos de un mismo elemento pueden tener distintos números másicos.

El concepto más cercano al número másico es el de masas atómicas o masas atómicas relativas. La masa atómica de un elemento es un número que nos dice cuánto pesa en promedio, el átomo de un elemento en comparación con el átomo de otro elemento. Para establecer una escala de masas atómicas es necesario fijar un valor patrón en una de las especies, como ocurre en cualquier sistema de medición.

A lo largo del tiempo se han utilizado distintos tipos de patrones. Inicialmente se utilizó el Hidrógeno como patrón, por ser el elemento más liviano, y luego se utilizó el Oxígeno, por reaccionar con la gran mayoría de los elementos conocidos hasta ese entonces. Finalmente, en 1961 se acordó asignar una masa atómica de exactamente 12 unidades de masa atómica (uma), al isótopo más abundante del carbono $_6C^{12}$. Las masas atómicas usadas en la actualidad se basan en la escala del carbono 12.

Si establecimos previamente que la masa de un protón y un neutrón eran de 1 uma, sería lógico pensar que el isótopo $_8O^{16}$ pese exactamente 16 uma. Sin embargo, debido a un efecto conocido como el defecto de masa, la energía que se libera en la formación de un núcleo atómico se traduce en una pérdida de masa dada por la ecuación ($E = mc^2$). En realidad, el isótopo $_8O^{16}$ pesa 15,9949 uma. Con pocas excepciones, las masas atómicas aumentan con el número atómico del elemento.

Para los fines prácticos de este curso, es indistinto hablar de masas atómicas o pesos atómicos.

MASAS ATÓMICAS ELEMENTALES Y ABUNDANCIA ISOTÓPICA

Como se puede observar en la Tabla Periódica, la masa atómica del elemento carbono es ligeramente superior a 12 uma, para ser exactos, igual a 12,011 uma. Puesto que la masa atómica del ${}_6C^{12}$ es exactamente 12 uma, se preguntará de dónde salen estos 0,011 uma de más. La explicación es simple. El elemento carbono se presenta en la naturaleza como una mezcla de isótopos. Alrededor del 99 % de todos los átomos de carbono son del tipo de ${}_6C^{12}$. La presencia de un isótopo natural más pesado pero menos abundante que el ${}_6C^{12}$ es la razón de que la masa atómica del carbono natural sea ligeramente superior a 12 uma. Esta situación es común a la mayoría de los elementos que existen en la naturaleza. En estos casos, la masa atómica del elemento es un promedio ponderado del peso de estos isótopos. Para calcular la masa atómica debemos saber:

- ***Las masas de los isótopos individuales en la escala del carbono-12***. Estas son iguales o muy parecidas a las de los números másicos del isótopo. Por ejemplo, las masas atómicas de los isótopos ${}_6C^{12}$ y ${}_6C^{13}$ son 12,00 y 13,00 respectivamente; mientras que las de los tres isótopos más estables del hierro, ${}_{26}Fe^{54}$, ${}_{26}Fe^{56}$ y ${}_{26}Fe^{57}$, son 53,94, 55,93 y 56,94 uma, respectivamente.

- ***Las abundancias isotópicas (porcentajes).*** Esto nos indica la fracción del número total de átomos de un cierto isótopo. En el carbono natural, las abundancias de ${}_6C^{12}$ y ${}_6C^{13}$ son 98,9 % y 1,1 % respectivamente. Esto quiere decir que el 98,9 % de los átomos de carbono tienen una masa atómica de 12,00 uma y el 1,1 % de 13,00 uma.

Conociendo la masa atómica y la abundancia de cada isótopo, se puede calcular fácilmente la masa atómica de cada elemento. Para un elemento X, que consta de los isótopos X_1 y X_2:

masa atómica de X **=** [(masa atómica de X_1) x (% de X_1/100)] +

[(masa atómica de X_2) x (% de X_2/100)]

Los porcentajes de los distintos isótopos deben sumar 100:

% de X_1 + % de X_2 = 100 %

Así, la masa atómica del elemento carbono es:

masa atómica de C = [(12) x 98,9/100)] + [(13) x (1,1/100)]= 12,011 uma

Ejemplo:

El elemento boro tiene dos isótopos $_{5}B^{10}$ y $_{5}B^{11}$. Sus masas en la escala del carbono 12 son 10,01 y 11,01 respectivamente. La abundancia del $_{5}B^{10}$ es del 20,0 por 100.

¿Cuál es: a) la abundancia del $_{5}B^{11}$? y b) ¿Cuál es la masa atómica del B?

Solución:

a) la suma de las abundancias debe ser 100%. Por tanto:

$$\text{abundancia del } {}_{5}B^{11} = 100{,}0\% - 20{,}0\% = 80{,}0\%$$

b) sustituyendo en la ecuación:

$$\textbf{masa atómica de X} = [(\text{masa atómica de } X_1) \times (\% \text{ de } X_1/100)] + [(\text{masa atómica de } X_2) \times (\% \text{ de } X_2/100)]$$

$$\text{masa atómica del B} = (10{,}01 \times 20{,}0/100) + (11{,}01 \times 80{,}0/100) = 10{,}81 \textbf{ uma}$$

Obsérvese que este es el valor dado para el boro en el sistema periódico. La masa atómica del boro es más cercana a 11 que a 10, lo que quiere decir que el isótopo más pesado es el más abundante.

MASA DE ÁTOMOS INDIVIDUALES NÚMERO DE AVOGADRO

En química, en general, basta con conocer la masa relativa de los átomos, sin embargo, podemos calcular la masa en gramos de los átomos individuales. Además, la uma no es una unidad convencional de medida, ya que si necesitamos usar una determinada masa de una sustancia sólida emplearemos una balanza para "pesar" la cantidad elegida expresándola en gramos o kilogramos.

Si se toman tres muestras de elementos diferentes, por ejemplo 12,01 g de carbono, 32,06 g de azufre y 63,55 g de cobre. La pregunta que surge es: ¿qué tienen en común las tres muestras? Ni su masa ni su aspecto son los mismos, sin embargo, tienen en común una propiedad muy importante y es que cada una de ellas contienen una cantidad de cada sustancia igual a su peso atómico expresado en gramos. Esto puede deducirse de la siguiente manera: si la masa atómica de un átomo de carbono (el promedio de sus isótopos) es de 12,01 uma y la de un átomo de azufre es 32,06 uma, entonces la masa de 1 átomo de S es

32,06/12,01 veces la masa de 1 átomo de C. De la misma manera, la masa de 10 átomos de S será 32,06/12,01 veces la masa de 10 átomos de C o, generalizando, la masa de n atómos de S será 32,06/12,01 veces la masa de n átomos de C.

Si relacionamos esta masa en gramos con el número de átomos que contiene, basados en la escala del Carbono, es decir que la masa de esos n átomos de C son 12,01 gramos, podemos ver que n atómos de S pesarán 32,06/12,01 x 12,01 gramos (la masa de n átomos de C), o sea

32,06 gramos. En otras palabras, el número de átomos que hay en 32,06 g de S es el mismo que el número de átomos de carbono que hay en 12,01 g de C.

Esto podemos calcularlo para todos los elementos de la Tabla Periódica. Veremos que en cada caso existe una cantidad de átomos, que es constante para todos los elementos cuyo peso es el mismo que su masa atómica expresada en gramos. A raíz de esto, surge la pregunta de cuál es dicha cantidad de átomos.

Este problema fue estudiado por Avogadro y como podrá imaginarse, este número es enorme (recordemos que los átomos son muy pequeños y que debe haber una gran cantidad de ellos en 12,01 g de C, en 32,06 g de S o en 63,55 g de Cu). Con cuatro cifras significativas, esta magnitud que se conoce como el número de Avogadro, es:

N° de Avogadro = $6{,}022 \times 10^{23}$

En química, el número de Avogadro representa el número de átomos de un elemento que hay en la masa atómica del mismo elemento, expresada en gramos

Por lo tanto, hay:

- $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de C en 12,01 g de C (masa atómica del C=12,01)
- $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de S en 32,06 g de S (masa atómica del S=32,06)
- $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de Cu en 63,55 g de Cu (masa atómica del Cu=63,55)
- $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de O en 16,00 g de O (masa atómica del O=16,00)

Conociendo el número de Avogadro y la masa atómica del elemento, es posible calcular la masa de un átomo individual:

$6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de S pesan ———— 32,06 g

1 átomo de azufre ———— $x = 1 \text{ át.} \times 32{,}06 \text{ g}/6{,}022 \times 10^{23} \text{ át.} =$

$x =$ **$5{,}324 \times 10^{-23}$ g**

También podemos calcular el número de átomos que hay en una cantidad determinada de masa de cualquier elemento:

Ejercicio N° 5:

Calcule:

a) la masa de un átomo de cobre.
b) el número de átomos de Cu que hay en una muestra de 6,785 g de ese elemento.

MOL

Puesto que los átomos y moléculas son tan pequeños, es conveniente emplear una escala para poder medirlos. Esta escala abarca grupos de $6,022 \times 10^{23}$ de ellos y representa una unidad que se emplea frecuentemente en química y recibe un nombre especial: el mol. Un mol es equivalente a un número de Avogadro de unidades. Así:

- 1 mol de átomos de H = $6,022 \times 10^{23}$ átomos de H
- 1 mol de átomos de O = $6,022 \times 10^{23}$ átomos de O
- 1 mol de moléculas de H_2 = $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2
- 1 mol de moléculas de H_2O = $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O
- 1 mol de electrones = $6,022 \times 10^{23}$ electrones

Masas molares

Definido el número de Avogadro y su relación con la masa atómica, se puede calcular fácilmente la masa en gramos de un mol de átomos. En 1,01 g de hidrógeno (masa atómica = 1,01 uma) hay $6,022 \times 10^{23}$ átomos, y el mismo número de átomos hay en 16,00 g de oxígeno (masa atómica = 16,00 uma). Por tanto, 1 mol de átomos de H pesa 1,01 g y 1 mol de átomos de O pesa 16,00 g

si en 32,06 g de S hay ———— $6,022 \times 10^{23}$ átomos de azufre

en 1,000 g de S ———— $x = 1 \text{ g} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ át.}/32,06 \text{ g}$

x = **$1,878 \times 10^{22}$ átomos**

En general, un mol de átomos de cualquier elemento, pesa X gramos, donde **X es el peso atómico del elemento expresado en gramos**.

Este concepto se puede extender a moléculas en las cuales un mol de moléculas, pesa Y gramos, donde Y es el peso molecular expresado en gramos, y a iones, en los cuales un mol de iones pesa Z gramos donde Z es el peso atómico (si el ion es monoatómico) o el peso fórmula del ion (si es poliatómico) expresados en gramos.

Ejemplo:

Calcule cuánto pesa 1 mol de las siguientes sustancias: a) H_2, b) H_2O y c) NaCl Solución:

a) 1 mol de H_2 contiene 2 moles de átomos de H, y pesa 2 (1,01 g) = 2,02 g

b) 1 mol de H_2O contiene 2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O, y pesa: 2(1,01 g) + 16,00 g = 18,02 g

c) 1 mol de NaCl contiene 1 mol de iones Na^+ (22,99 g) y 1 mol de iones Cl^- (35,45 g), y pesa: 22,99 g + 35,45 g = 58,44 g

En este último ejemplo, el compuesto iónico NaCl contiene 1 mol de iones Na^+ y 1 mol de iones Cl^-. Como el peso de los iones es prácticamente igual al de los átomos originales (debido a que la masa de los electrones es despreciable), se toma el peso atómico para cada uno de ellos.

En general, podemos decir **para cualquier sustancia que un mol pesa X gramos**, donde X es el peso de la fórmula, es decir, la suma de los pesos atómicos de la fórmula

Por ejemplo:

Especie	***Masa relativa***	***Masa molar***
Na	22,99 uma	22,99 g/mol
Sr	87,02 uma	87,02 g/mol
O_2	2(16,00) = 32,00 uma	32,00 g/mol
H_2	2(1,01) = 2,02 uma	2,02 g/mol
H_2O	2(1,01)+16,00 =18,02 uma	18,02 g/mol
CO	12,01 + 16,00 = 28,01 uma	28,01 g/mol
H_2SO_4	2(1,01)+32,06+4(16,0) = 98,08 uma	98,08 g/mol

En otras palabras, la masa molar de una sustancia (en gramos por mol, g/mol), es numéricamente igual al peso molecular o peso fórmula.

Ejemplo:

Calcular las masas molares (g/mol) de:
a) cromato de potasio, K_2CrO_4
b) Sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$

Solución:
a) Comenzamos calculando el peso de la fórmula del K_2CrO_4:
peso del K_2CrO_4 = 2(peso atómico del K) + peso atómico del Cr + 4(peso atómico del O) = 2(39,10) + 52,00 + 4(16,00) = 194,20 uma.

Masa molar del K_2CrO_4 = **194,20 g/mol**

b) peso de la molécula $C_{12}H_{22}O_{11}$ = 12(12,01) + 22(1,01) + 11(16,00) = 342,34 uma
masa molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$ = **342,34 g/mol**

Ejercicio N° 6: ¿Cuál es la masa molar del ácido fosfórico (H_3PO_4)?

Hay otro punto que debemos tener en cuenta al hablar de masas molares. Para poder especificar la masa molar de una sustancia debemos conocer su fórmula y escribirla correctamente. Sería ambiguo hablar de la "masa molar del oxígeno". Un mol de átomos de oxígeno, pesan 16,00 g, que es su peso atómico expresado en gramos, mientras que un mol de moléculas de O_2 pesan 32,00 g y la masa molar del O_2 es de 32,00 g/mol. Por lo general, al hablar de "oxígeno" nos estaremos refiriendo a la molécula O_2, ya que este es el estado más estable, mientras que se suele especificar "átomos de oxígeno" cuando se quiere hacer referencia al elemento.

CONVERSIONES MOL-GRAMO

En química es corriente tener que transformar moles a gramos, y viceversa. Tales conversiones se hacen fácilmente si se conoce el peso molecular de las sustancias por convertir.

Ejemplo:

Calcule el número de moles que hay en 212 g de: a) K_2CrO_4 y b) $C_{12}H_{22}O_{11}$

Solución:

a) Masa molar del K_2CrO_4 = 194,20 g/mol

194,20 g de K_2CrO_4 ———— 1 mol

212,00 g de K_2CrO_4 ———— x = 212,00 g x 1 mol/194,20 g = **1,09 moles**

b) Masa molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$ = 342,34 g/mol

342,34 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ ———— 1 mol

212,00 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ ———— x = 212,00 g x 1 mol/342,34 g = **0,619 moles**

Ejercicio N° 7:

¿Cuántos moles hay en 212,00 g de H_2SO_4?

Ejemplo:

Calcule la masa en gramos de 1,69 moles de ácido fosfórico (H_3PO_4) Solución: En primer lugar, necesitamos conocer el peso molecular del H_3PO_4:

peso de la fórmula = 3(1,01) + 30,97 + 4(16,00) = 98,00 uma
masa molar del H_3PO_4 = **98,00 g/mol**

A partir de éste:

mol de H_3PO_4 ———— 98,00 g

,69 moles de H_3PO_4 ———— x = 1,69 moles x 98,00 g/1 mol = **166 g**

Ejercicio N° 8:

¿Cuál es la masa en gramos de 1,69 moles de H_2O?

Las transformaciones de este tipo se utilizan continuamente en química, por lo tanto, debe entenderse el significado de la palabra **mol**. Recuérdese que un mol es un número determinado de unidades, 6,022 x 10^{23}. Su masa, sin embargo, difiere de acuerdo a la sustancia implicada. Un mol de H_2O (18,02 g), pesa considerablemente más que un mol de H_2 (2,02 g), aunque en ambos haya el mismo número de moléculas.

VOLUMEN MOLAR

Cuando se necesita trabajar con sustancias en estado gaseoso, puede interesar conocer no sólo los gramos, sino también el volumen que ocupa una determinada cantidad de sustancia (de hecho, es más corriente medir así a un gas). En tal sentido, la densidad está dada por el cociente entre la masa (m) y su respectivo volumen (V).

$$\delta = m/V$$

Cuando la masa corresponde a la de **1 mol** y las condiciones en las cuales se determina su densidad son constantes (1 atm y 0 °C), el volumen es una constante igual a 22,4 litros (22,4L)**.**

Estas condiciones (1 atm y 0 °C), se denominan CONDICIONES NORMALES de presión y temperatura (CNPT).

Otras unidades que se emplean para expresar la presión y la temperatura son:

Para la presión: 1 atm = 760 mm Hg = 760 torr

donde la unidad mm Hg también se llama torr en recuerdo del científico italiano Evangelista Torricelli, quien inventó el barómetro. En unidades SI, la presión se mide en pascales (Pa), que se define como un newton por metro cuadrado:

$$Presión = \frac{Fuerza}{área}$$

La relación entre atmósferas y pascales es:

$$1\ atm = 101.325\ Pa$$

$$1\ atm = 1,01325\ x10^{5} Pa$$

Para la temperatura: $T (K) = t (^{\circ}C) + 273{,}15\ ^{\circ}C$

donde K es la temperatura en Kelvin y °C es la temperatura en grados Celsius (o centígrados). La ecuación puede escribirse como:

$$K = (^{\circ}C + 273{,}15\ ^{\circ}C)\ \frac{1K}{^{\circ}C}$$

El factor unitario (1 K/1 °C) se coloca para hacer congruentes las unidades a ambos lados de la ecuación. En la mayoría de los casos se usa 273 en lugar de 273,15 como el término para relacionar K y °C. Por convención se emplea T para indicar temperatura absoluta (en Kelvin) y t para indicar temperatura en grados Celsius. La relación entre las dos escalas se muestra en los siguientes ejemplos:

Cero absoluto:	0 K	=	-273 °C
Punto de congelación del agua:	273 K	=	0 °C
Punto de ebullición del agua:	373 K	=	100 °C

Podemos decir, por lo tanto, que: un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso y en CN de presión y temperatura, ocupa 22,4 L

EJERCICIOS DE APLICACIÓN UNIDAD IV

1. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como un elemento o un compuesto: a) hidrógeno, b) agua, c) oro, d) azúcar (sacarosa).

2. Dado el conjunto de elementos:
sodio – neón – cobre – bromo – carbono – mercurio – nitrógeno – cloro - estaño

a) Indique los símbolos correspondientes a cada uno de ellos.
b) Clasifíquelos en metales y no metales.

3. Escriba los símbolos químicos de cuatro elementos de cada una de las siguientes categorías: a) no metal, b) metal, c) metaloide.

4. En la siguiente tabla, indique el nombre del <u>no metal</u> correspondiente a su símbolo químico:

Símbolo	**Nombre**	**Símbolo**	**Nombre**	**Símbolo**	**Nombre**
H		F		O	

He		Cl		S	
Ne		Br		Se	
Ar		I		Te	
Kr		At		C	
Xe		P		Si	
Rn		As		B	

5. ¿Cuáles de las siguientes entidades son elementos, ¿cuáles son moléculas, pero no compuestos?, ¿cuáles son compuestos, pero no moléculas y cuáles son compuestos y moléculas?

a) SO_2 d) N_2O_5 g) O_3 j) S
b) S_8 e) O h) CH_4 k) P_4
c) Cs f) O_2 i) CO l) HCl

6. En la siguiente lista:

a) Coloque los símbolos correspondientes a cada elemento.
b) Clasifíquelos marcando: con M los que considere metales, con NM los que considere no metales y con un ± a los metaloides.

Elemento		**Elemento**		**Elemento**		**Elemento**	
Aluminio		Cesio		Yodo		Platino	
Argón		Cloro		Litio		Plomo	
Arsénico		Cobalto		Magnesio		Potasio	
Azufre		Cobre		Mercurio		Radio	
Bario		Estroncio		Neón		Silicio	
Berilio		Flúor		Níquel		Sodio	
Bismuto		Fósforo		Nitrógeno		Titanio	
Boro		Helio		Oro		Uranio	
Cadmio		Hierro		Oxígeno		Calcio	
Carbono		Hidrógeno		Plata		Zinc	

7. ¿Por qué todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico, a pesar de que pueden tener diferentes números másicos?

8. ¿Cuál será el número másico de un átomo de hierro si tiene 28 neutrones?

9. Para cada una de las siguientes especies químicas, determine el número de protones y el número de neutrones en el núcleo:

$_{2}He^{3}$, $_{2}He^{4}$, $_{12}Mg^{24}$, $_{12}Mg^{25}$, $_{22}Ti^{48}$, $_{35}Br^{79}$, $_{78}Pt^{195}$

10. Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies químicas:

$_{7}N^{15}$, $_{16}S^{32}$, $_{29}Cu^{63}$, $_{38}Sr^{84}$, $_{56}Ba^{130}$, $_{74}W^{186}$, $_{80}Hg^{202}$

11. El isótopo del sodio $_{11}Na^{24}$ se usa como trazador radioactivo en química y biomedicina. Diga cuántos:

a) Protones tiene el núcleo.
b) Neutrones tiene el núcleo.
c) Electrones hay en un átomo de sodio-24.
d) electrones y protones hay en un ion Na^{+}.

12. Un compuesto muy radioactivo presente en los residuos nucleares, es el isótopo del plutonio, Pu-239.

a) ¿Cuántos protones y neutrones hay en un átomo de este isótopo?
b) ¿Cuál es la diferencia de éste con un átomo de plutonio normal?

13. ¿Qué significa la expresión P_4? ¿Cuál es la diferencia con 4P?

14. ¿Cuál es la diferencia entre una molécula y un compuesto? Dé ejemplos de moléculas que sean compuestos y de moléculas que no sean compuestos.

15. Dé un par de ejemplos de cada uno de los siguientes enunciados:

a) Una molécula diatómica formada por átomos del mismo elemento.
b) Una molécula diatómica formada por átomos de diferentes elementos.
c) Una molécula poliatómica formada por átomos del mismo elemento.
d) Una molécula poliatómica formada por átomos de diferentes elementos.

16. ¿Qué es un compuesto iónico? ¿Cómo se mantiene la neutralidad eléctrica en un compuesto iónico?

17. Indique el número de protones y de electrones en cada uno de los siguientes iones presentes en los compuestos iónicos:

Na^{+}, Ca^{2+}, Al^{3+}, Fe^{2+}, Y^{-} , F^{-} , S^{2-} , O^{2-} y N^{3-}

18. En la siguiente tabla se indica el número de electrones, protones y neutrones en los átomos o iones de varios elementos.

a) ¿Cuáles de las especies son neutras?
b) ¿Cuáles están cargadas negativamente?

c) ¿Cuáles tienen carga positiva?
d) ¿Cuáles son los símbolos convencionales de todas las especies?

Átomos o iones de elementos	**A**	**B**	**C**	**D**	**E**	**F**	**G**
Número de electrones	5	10	18	28	36	5	9
Número de protones	5	7	19	30	35	5	9
Número de neutrones	5	7	20	36	46	6	10

19. Determine los pesos moleculares relativos o los pesos fórmula de los siguientes compuestos:

a) H_2SO_4 d) PbS_2 g) $Ca(OH)_2$
b) $FePO_4$ e) $Al_2(SO_4)_3$ h) $Ni(CO_3)_2$
c) $Mn(ClO)_2$ f) $CuSO_4.5H_2O$ i) $Na_2SO_4.10H_2O$

20. Determine la masa molar de los siguientes compuestos representados por sus fórmulas:

a) HNO_3 b) $Na_2(PO_4)$ c) H_2O
d) $Al_2(SO_4)_3$ e) $Cu(NO_2)_2$ f) H_3PO_4

21. El número de Avogadro ha sido descripto algunas veces como factor de conversión entre uma y gramos. Utilice el átomo de flúor (19,0 uma) como un ejemplo para demostrar la relación entre la unidad de masa atómica y el gramo.

22. ¿Cuántos átomos hay en 5,10 moles de azufre (S)?

R = 3,07 x 10^{24} at.

23. ¿Cuántos moles de átomos de cobalto hay en 6,00 x 10^9 (6000 millones) átomos de cobalto?

R = 9,97 x 10^{-15} moles

24. ¿Cuál es la masa en gramos de un solo átomo de los siguientes elementos?

a) Hg b) Ne c) As d) Pb e) U

R = a) 3,33 x 10^{-22} g, b) 3,35 x 10^{-23} g, c) 1,24 x 10^{-22} g, d) 3,44 x 10^{-22} g, e) 3,95 x 10^{-22} g

25. ¿Cuál es la masa en g de 1,0 x 10^{12} átomos de plomo?

R = 3,44 x 10^{-10} g

26. ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene más átomos: 1,10 g de átomos de hidrógeno o 14,7 g de cromo?

R = 1,10 g de átomos de hidrógeno

27. Calcule:

a) El peso molecular relativo (peso fórmula, porque son compuestos iónicos) de las siguientes sustancias.
b) Cuánto pesa, en g, un mol de las mismas.

$Au(NO_3)_3$ $Ca(HCO_3)_2$ Na_2SO_4 $Fe_3(PO_4)_2$

28. Determine el peso de una molécula de agua.

R = 2,99 x 10^{-23} g

29. Se tienen 60,0 g de calcio cuyo peso molecular es 40 u.m.a. Calcule:
a) Cuánto pesa un mol de átomos de calcio.
b) Cuántos moles de átomos de calcio hay en 60,0 g.
c) Cuántos átomos de calcio hay en 60,0 g.
d) Cuál es la atomicidad del calcio.

R = a) 40 g ; b) 1,5 moles de át. ; c) 9,03 x 10^{23} át. ; d) 1

30. ¿Cuál de las siguientes muestras está formada por el mayor número de átomos?
a) 10,0 moles de He b) 1,8 moles de S_8 c) 4,0 moles de SO_2
d) 3,0 moles de NH_3 e) 2,5 moles de CH_4 f) 0,75 moles de H_3PO_4

R = b

31. Coloque las siguientes entidades en orden creciente de masa:
a) 16 moléculas de agua
b) dos átomos de plomo
c) 5,1 x 10^{-23} moles de helio

R = c, a, b

32. Se tienen 0,8 moles de SO_2:
a) ¿Cuál es la masa en g?
b) ¿Cuántos g de S y de O hay?
c) ¿Cuántas moléculas de SO_2 hay?
d) ¿Cuántos átomos de S y de O hay?
e) ¿Qué volumen ocuparán esos 0,8 moles en CN de presión y temperatura?

R = a) 51,2 g, b) 25,6 g de S y 25,6 g de O, c) 4,82 x 10^{23} molec.
d) 4,82 x10^{23} at de S y 9,63 x 10^{23} at de O, e) 17,92 L.

33. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) Masas iguales de dos elementos A y B contienen el mismo número de moléculas.
b) Masas iguales de dos elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
c) En 5,0 g de KCl hay masas iguales de K y de Cl.
d) En 5,0 g de KCl hay igual número de iones de K y Cl.
e) En 36,0 g de agua hay 4 átomos de H.

R = a) F, b) F, c) F, d) V, e) F

34. ¿Cuántos moles y moléculas de ácido sulfúrico (H_2SO_4), hay en 49 g de ese compuesto?

R = 0,5 moles; 3,01 x 10 ^{23} moléculas

35. Calcule el número de moles y moléculas que contienen las siguientes muestras:

a) 44,8 L de hidrógeno (H_2), medidos a 0 °C (273 K) y 1 atm de presión.
b) 40,0 g de calcio (Ca).
c) 567,8 g de sodio (Na).
d) 567,8 g de plomo (Pb).

R = a) 1,204 x 10^{24} molec. b) 6,02 x 10^{23} molec. c) 1,49 x 10^{25} molec. d) 1,65 x 10^{24} molec.

36. Calcule el peso en g de 3,01 x 10^{23} moléculas (unidades fórmula) de:

a) $Ca(OH)_2$ b) Na_2CO_3 c) $Na_2(HPO_4)$

R = a) 37 g, b) 53 g, c) 71 g.

37. ¿Cuántos iones sodio contiene una muestra de 159,0 g de Na_2CO_3? Indique la opción correcta.

a) 12,04 x 10^{23} b) 2 c) 6,02 x 10^{23} d) 3 e) 18,06 x 10^{23}

R = e)

38. Indique si las siguientes afirmaciones son correctas:

En 18 g de agua (H_2O) y 34 g de amoníaco (NH_3), ambos en estado gaseoso, existen respectivamente:

a) 18 moléculas de agua y 34 moléculas de amoníaco.
b) 18 L de agua y 34 L de amoníaco, medidos en CN de presión y temperatura.
c) 6,02 x 10^{23} moléculas de agua y 12,04 x 10^{46} moléculas de amoníaco.
d) 22,4 L de agua y 22,4 L de amoníaco medidos en CN de presión y temperatura.
e) 6,02 x 10^{23} moléculas de agua y 12,04 x 10^{23} moléculas de amoníaco.

R = a) F, b) F, c) F, d) F, e) V

39. Los cianuros son compuestos que contienen el anión CN^-. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, la ingestión de una cantidad tan pequeña como 1,0 x 10^{-3} g de cianuro de potasio (KCN) puede ser fatal.

a) ¿Cuántos iones CN^- están contenidos en esa cantidad de sal?
b) ¿Cuántos iones K^+ están contenidos en esa cantidad de sal?
c) ¿Cuál será el número total de iones?

R = a) 9,26 x 10^{18}, b) 9,26 x 10^{18}, c) 1,85 x 10^{19}

40. En una muestra de $Ca(NO_3)_2$ que pesa 82,0 g, calcule la cantidad de:

a) moles c) átomos de N
b) unidades fórmula d) gramos de Ca

R = a) 0,5 moles, b) 3,01 x 10^{23} molec., c) 6,02 x 10^{23} at de N, d) 20 g

41. El peso atómico del hierro es 55,8 uma. Responda:

a) ¿Cuál es el peso en g de un átomo de hierro?

b) ¿Cuántos átomos hay en 25, 0 g de hierro?

42. Si se tiene en cuenta que el peso molecular del NH_3 es de 17,0 uma, diga si las siguientes afirmaciones son correctas:

a) En 17,0 g de NH_3 hay 3 átomos de H.

b) En 17,0 g de NH_3 hay 2 moles de este compuesto.

c) En 17,0 g de NH_3 hay 3 moles de átomos de N.

d) En 17,0 g de NH_3 hay 3 moles de átomos de H.

e) En 17,0 g de NH_3 hay un mol de átomos de H.

R = a) F, b) F, c) F, d) V, e) F

43. Una molécula de N_2 pesa 4,62 x 10^{-23} g. Calcule el peso atómico del nitrógeno.

44. ¿Cuál es la masa de un mol de átomos de flúor si 5,3 moles de F_2 pesan 201,4 g?

45. La masa de un átomo de A es 3,55 x 10^{-23} g. Calcule la masa de un mol de A_3.

R = 64,134 g

46. La masa de un átomo de B es 2,31 x 10^{-23} g. ¿Cuántos moles de átomos forman la molécula de peso molecular 27,8?

R = 2 moles de át.

47. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas justificando la respuesta:

a) 10 g de O_2 tienen mayor número de moléculas que 10 g de N_2.

b) Iguales pesos de NO y NO_2 contienen igual número de átomos.

c) En una masa cualquiera de FeS hay iguales masas de Fe y S.

d) El número de átomos de Cl en 10 g de Cl_2 es igual al número de moléculas que hay en 20 g.

e) Iguales pesos de NO_2 y N_2O_4 contienen:

1 - Igual número de moléculas.

2 - Igual número de átomos de N.

f) La masa de una molécula de O_2 es igual a la masa de 16 moléculas de H_2.

g) Un peso determinado de SO_2 contiene:

1 - Iguales pesos de S y O.

2 - Igual número de átomos de S y O.

h) En 200 g de $CaCO_3$ hay 6 moles de átomos de O, 2 moles de átomos de C y 2 moles de átomos de Ca.

i) En 1,0 g de H_2 hay 6,02 x 10^{23} átomos de H.

j) Una molécula de agua contiene 2 moles de átomos de H.

k) Un mol de cualquier gas contiene el mismo número de átomos.

R = a) F, b) F, c) F, d) V, e) 1-F, 2-V, f) V, g) 1- V, 2- F, h) V, i) V, j) F, k) F

48. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones que siguen son: o siempre verdaderas o nunca verdaderas?

a) Un anión contiene menos protones que el átomo correspondiente.
b) Un ion con carga -3 pesa más que el átomo del que procede.
c) La masa de un mol de H_2O es igual a la masa de una molécula de H_2O.
d) Un catión tiene menos electrones que el átomo del que procede.
e) La masa de un catión es mayor que el átomo del que procede.

R = a) F, b) F (analizar), c) F, d) V, e) F

49. Critique cada una de las siguientes proposiciones:

a) Los átomos pesan más que los iones.
b) El número de cationes que hay en un cristal de $CaCl_2$ es el mismo que el de aniones.
c) El átomo de carbono-12 pesa 12,0 g.
d) En un mol de NaCl hay 6,02 x 10^{23} iones sodio y 6,02 x 10^{23} iones cloruro.

R = a) F, b) F, c) F, d) V

50. Si se tienen 0,15 moles de P_4 :

a) ¿Cuántas moléculas hay?
b) ¿Cuántos átomos de P hay?
c) ¿Cuántos moles de átomos de P hay?

R = a) 9,033 x 10^{22} molec., b) 3,6132 x 10^{23} at., c) 0,6 moles de at.

51. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,10 moles de $Ba(NO_3)_2$?

R = 3,61 x 10^{23} at.

52. ¿Cuántas moléculas de P_4O_{10} hay en 0,150 g de P_4O_{10} ?

R = 3,18 x 10^{20} moléc.

53. Si se considera que el peso atómico del N es de 14,0 uma; el del O es de 16,0 uma y el del Ca 40,0 uma. determine en 82,0 g de $Ca(NO_3)_2$:

a) ¿Cuántos moles del compuesto hay?
b) ¿Cuántas moléculas hay?
c) ¿Cuántos moles de átomos de O hay?
d) ¿Cuántos iones Ca hay?
e) ¿Cuántos g de N hay?

R = a) 0,5 moles, b) 3,011 x 10^{23} molec., c) 3 moles, d) 3,011 x 10^{23} iones, e) 14 g

54. Si 10,0 g de una sustancia AB_2 tienen 3,01 x 10^{22} moléculas. Determine:

a) El número de moles de AB_2 que hay en esos 10,0 g.

b) El peso molecular de AB_2.

c) El peso de una molécula de AB_2.

d) La cantidad de átomos de A y de B que hay en 10,0 g de AB_2.

R = a) 4,998 x 10^{-2}mol. b) 200,07g/mol c) 3,32 x 10^{-22}g d) 3,01 x 10^{22}at A y 6,02 x 10^{22}at B

55. La fórmula de la morfina, un narcótico analgésico, es C17H19NO3.

a) ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en la molécula?

b) ¿Qué elemento es el que menos contribuye al peso molecular?

c) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10,0 mg, una dosis normal?

R = a) 1 at., b) N, c) 3,74 x 10^{20} at

56. Calcule el peso molecular de:

a) Si b) $SiCl_4$ c) $C_{12}H_{22}O_{11}$ d) $(NH_4)_2SO_4$

57. Transforme en moles las siguientes cantidades:

a) 1,34 g de H_2O b) 1,34 g de Cu c) 1,34 g de N_2O

R = a) 0,074, b) 0,02, c) 0,03

58. Calcule la masa en g de 2,42 moles de:

a) H b) H_2 c) H_2O d) H_2O_2

59. La densidad del alcohol etílico, C_2H_6O a 25 ^{0}C es de 0,785 g mL^{-1}. Calcule:

a) El peso molecular del C_2H_6O.

b) El número de moles que habrá en 252 mL de C_2H_6O.

c) La masa de 1,62 moles de C_2H_6O.

R = a) 46 b) 4,3 c) 74,52

60. El peso atómico del molibdeno es de 95,94 uma. Calcule:

a) La masa en g de un átomo de molibdeno.

b) El número de átomos que hay en un mg de molibdeno.

61. Una gota de lluvia pesa en promedio 0,063 g. Calcule la masa en toneladas métricas de un número de Avogadro de gotas de lluvia.

R = 3,79 x 10^{16} ton

62. Cuántos electrones hay en:

a) 1 átomo de Br. b) 1 mol de átomos de Br. c) 0,0187 moles de Br. d) 0,0187 g de Br

R = a) 35, b) 2,11 x 10^{25}, c) 3,94 x 10^{23}, d) 4,93 x 10^{21}

63. Ordene a los apartados siguientes en orden decreciente de masa:

a) Una molécula de Cl_2.

b) 1,0 x 10^{-23} moles de átomos de Cl.

c) 1,0 x 10^{-23} g de Cl.
d) Un átomo de Cl.

R = b, a, d, c.

64. La hormona adrenalina tiene la siguiente fórmula condensada: $C_9H_{13}NO_3$.
a) ¿Cuál es el peso molecular de la adrenalina?
b) ¿Qué porcentaje de átomos de la adrenalina corresponden a C?
c) La concentración normal de adrenalina en el plasma sanguíneo es de 6,0 x 10^{-8} g/L. ¿Cuántas moléculas de adrenalina hay en un litro de plasma?

R = a) 183 uma, b) 34,6%, c) 1,97 x 10^{14} molec.

65. Cuántos moles de cationes y de aniones hay en:
a) 0,20 moles de óxido de litio [Li_2O].
b) 0,350 moles de hidróxido de bario [$Ba(OH)_2$].

66. Cuántos moles de:
a) Aniones hay en 0,100 moles de nitrato de calcio [$Ca(NO_3)_2$]
b) Cationes hay en 0,750 moles de carbonato de amonio [$(NH_4)_2CO_3$]
c) Iones totales en 0,250 g de cloruro de hierro (III) [$FeCl_3$]

R = a) 0,2 moles, b) 1,5 moles, c) 6,17 x 10^{-3} moles

67. Diga cuál es el volumen que ocuparán en CN de presión y temperatura, las siguientes muestras de gases:
a) 0,243 moles de NH_3.
b) 67,85 g de O_2.
c) 135,0 moléculas de CH_4.
d) 9,62 x 10^{35} moléculas de He.

R = a) 5,44, b) 47,49, c) 5,02 x 10^{-21}, d) 3,52 x 10^{13}

68. Diga cuántos g de cada una de las siguientes sustancias están contenidos en los volúmenes que se indican a 0 ^{0}C y 1 atm de presión.
a) 48,6 L de N_2.
b) 200,0 mL de H_2.
c) 2,0 L de CH_4.
d) 50,0 mL de CH_3I.

R = a) 60,75; b) 0,018; c) 1,43; d) 0,32

69. Determine qué cantidad de fósforo en g está contenida en 5,0 g del compuesto cuya fórmula es: $CaCO_3$. 3 $Ca_3(PO_4)_2$

R = 0,903 g

70. Se tienen dos minerales de cobre cuyas fórmulas simplificadas son Cu_5FeS_4 y Cu_2S. ¿Cuál de los dos tiene mayor proporción en masa de cobre?

R = Cu_2S

UNIDAD V

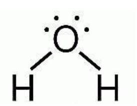
Nomenclatura Química: Fórmulas químicas. Números de oxidación. Formación de compuestos binarios y ternarios. Nombres de los compuestos: nomenclatura química y reglas de nomenclatura.

FÓRMULAS QUÍMICAS

Una fórmula es la representación, por medio de símbolos químicos y de números, de la cantidad de átomos de cada elemento que constituyen una molécula, o de la cantidad de iones que componen una unidad fórmula. En química existen tres clases de fórmulas: **empírica**, es la más sencilla y expresa la relación más simple con números enteros del número de átomos o de iones de los distintos elementos presentes en un compuesto. Un ejemplo es el H_2O, que nos dice que en el agua hay el doble del número de átomos de hidrógeno que de oxígeno. Otro ejemplo es el del SrF_2, que nos dice que el el fluoruro de estroncio hay el doble de iones F^- que el número de iones Sr^{2+}

Por otro lado, la fórmula **molecular** nos indica el número de átomos diferentes que hay en la molécula. La fórmula molecular puede ser la misma que la empírica. Este es el caso del H_2O. En otros casos, la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica. Consideremos, por ejemplo, un compuesto de hidrógeno y oxígeno conocido como peróxido de hidrógeno (agua oxigenada). La fórmula molecular es H_2O_2, que nos muestra que en este compuesto se combinan dos átomos de hidrógeno con dos de oxígeno. La fórmula más simple, o empírica, de este compuesto sería HO.

A veces, al representar un compuesto, vamos más allá de su fórmula empírica o molecular, y escribimos su fórmula de tal manera que nos sugiera la estructura del compuesto. Estas fórmulas se denominan **estructurales** o **desarrolladas** y expresan además cómo están unidos los átomos. Por ejemplo, la molécula de H_2O tiene la siguiente fórmula estructural:



Para este curso sólo estudiaremos la fórmula molecular.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Para escribir la fórmula de cualquier sustancia inorgánica, generalmente se recurre a los números de oxidación, también conocidos como índices, grados o estados de oxidación.

Los números de oxidación se encuadran dentro de dos tipos de definición:

a) Una definición conceptual, según la cual los números de oxidación se relacionan con la configuración electrónica de los átomos -libres o combinados- y los iones. Aquí interviene la electronegatividad de cada elemento.

b) Una definición operacional, según la cual los números de oxidación son números algebraicos -la cifra es acompañada de signo positivo o negativo- asignados a los átomos libres o combinados- de acuerdo con ciertas reglas convencionales.

El número de oxidación se vincula con la cantidad de electrones que rodea a cada átomo cuando está formando parte de un compuesto determinado. Debido a este hecho, un mismo átomo puede tener diferentes estados de oxidación, dependiendo de los otros átomos a los cuales se une. En el caso de los iones, el número de oxidación representa la carga del ion.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y CATIONES MONOATÓMICOS DE LOS METALES

Carga 1+	*Carga 2+*	*Carga 3+*
Li^{+}	Be^{2+}	Al^{3+}
Na^{+}	Mg^{2+}	
K^{+}	Ca^{2+}	
Rb^{+}	Sr^{2+}	
Cs^{+}	Ba^{2+}	
Ag^{+}	Cd^{2+}	
	Zn^{2+}	
	Ni^{2+}	
	Co^{2+}	

METALES CON MÁS DE UN NÚMERO DE OXIDACIÓN Y SUS CATIONES

Menor N° de oxidación	Mayor N° de oxidación
Cu^{+}	Cu^{2+}
Hg^{+}	Hg^{2+}
Au^{+}	Au^{3+}
Fe^{2+}	Fe^{3+}
Cr^{2+}	Cr^{3+}
Mn^{2+}	Mn^{3+}
Sn^{2+}	Sn^{4+}
Pb^{2+}	Pb^{4+}

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS NO METALES*

			1-		**H**	**1+**						
			1-		**F**							
			1-		**Cl**	**1+**	2+	**3+**	4+	**5+**	6+	**7+**
			1-		**Br**	**1+**	2+	**3+**	4+	**5+**	6+	**7+**
			1-		**I**	**1+**	2+	**3+**	4+	**5+**	6+	**7+**
		2-	1-	½-	**O**							
		2-	1-		**S**		2+		**4+**		**6+**	
		2-			**Se**				**4+**		**6+**	
		2-			**Te**				**4+**		**6+**	
	3-	2-	1-		**N**	1+	2+	**3+**	4+	**5+**		
	3-				**P**			**3+**		**5+**		
					As			**3+**		**5+**		
					Sb			**3+**		**5+**		
					Bi			**3+**		**5+**		
4-					**C**		2+		**4+**			
4-					**Si**		2+		**4+**			
					Cr						6+	
					Mn				**4+**		**6+**	**7+**

* Se indican en negrita los números de oxidación más frecuentes. Tener en cuenta que se muestra el Cr y el Mn, que son metales de transición, ya que con los estados de oxidación que se detallan aquí, se comportarían como los no metales, formando ácidos y sus respectivos aniones poliatómicos.

A partir de estas Tablas, podemos deducir que:

- Los metales, siempre tienen números de oxidación positivos, y podemos agregar que son formadores de bases.
- Los no metales, tienen números de oxidación positivos y negativos, podemos decir que son formadores de ácidos.

Ejercicio N° 1:

Dada una sustancia desconocida A, el análisis de su molécula demostró que es gaseosa y sus números de oxidación son: 1-, 1+, 3+, 5+ y 7+. Se encontró además que es capaz de formar ácidos. Clasifíquela como metal o como no metal.

Reglas para calcular los números de oxidación

Es costumbre escribir el número de oxidación antecediéndolo por el correspondiente signo, positivo o negativo. Basta aplicar metódicamente un pequeño conjunto de reglas, en las cuales siempre se asigna un número de oxidación a cada átomo.

Las reglas son:

- El número de oxidación del hidrógeno es +1 en todos los compuestos, excepto en los hidruros metálicos, en donde es -1.
- El oxígeno tiene número de oxidación -2 en todos los compuestos, excepto en los peróxidos en que tiene -1 y en los superóxidos en que tiene -1/2.
- El número de oxidación de un ion monoatómico, coincide con su carga.
- En una molécula monoatómica (He), o en cualquier molécula bi o poliatómica de una sustancia simple (H_2, O_3, S_8), el número de oxidación del elemento es cero.
- En la molécula de cualquier compuesto eléctricamente neutro, la suma algebraica de todos los números de oxidación de sus átomos o iones es igual a cero.

Las reglas permiten calcular, por vía indirecta, el número de oxidación de un átomo, siempre que se conozca la fórmula molecular del compuesto que integra.

Ejemplo 1:

¿Cuál será el número de oxidación del carbono en el metano, CH_4?

Solución:

Como a cada átomo de hidrógeno le corresponde número de oxidación = +1; luego, para los cuatro átomos de hidrógeno presentes, la suma será = +4. Debido a que el metano es una molécula (no tiene carga como los iones), la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos será igual a cero. Entonces:

Número de oxidación del carbono = - 4

Ejemplo 2:

¿Cuál será el número de oxidación del azufre en el ion sulfato, SO_4^{2-}?

Solución:

Como a cada átomo de oxígeno le corresponde un número de oxidación -2, para los cuatro átomos de oxígeno presentes, la suma será = -8. Debido a que se debe llegar a una carga total igual a : -2 (que es la carga del ion poliatómico sulfato), el azufre tendrá número de oxidación = +6.

$$x + (-8) = -2, \text{ con lo que } x = +6$$

Ejercicio N° 2:

A partir de las reglas anteriormente estudiadas ¿Cuál será el número de oxidación de átomo marcado?

a) $\underline{Cl}_2$ b) $H_2\underline{O}$ c) $\underline{S}O_3$ d) $\underline{H}Na$

e) $\underline{Na}^+$ f) $\underline{Ba}(OH)_2$ g) $\underline{Fe}_2O_3$ h) $\underline{C}H_4$

i) $H_2\underline{C}O_3$ j) $H\underline{Cl}$ k) $\underline{K}OH$ l) $\underline{Fe}(OH)_3$

Ejercicio N°3:

Establecer el número de oxidación para los distintos elementos en los siguientes compuestos e iones:

a) NH_3, HBr
b) FeH_3, SrH_2
c) N_2O_5, SO_3, MgO, Cu_2, Cr_2O_3, CrO_3 (no hay peróxidos)
d) KOH, $Ni(OH)_2$, H_2SO_3, H_3PO_4, H_4SiO_4 (no hay peróxidos)
e) HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$, PO_4^{3-}, NO_2^-, IO^-

REACCIONES QUÍMICAS

Las acciones mecánicas y los cambios de estado no modifican la composición química de las sustancias. En otras experiencias, por el contrario, hay transformaciones notables: las sustancias iniciales desaparecen gradualmente, mientras que, simultáneamente, se obtienen otras.

Por ejemplo: el hierro expuesto al aire húmedo, pierde sus propiedades metálicas y se transforma en un polvo pardo amarillento: óxido de hierro (III).

$$2\,Fe(s) + 3\,H_2O(l) \longrightarrow Fe_2O_3(s) + 3\,H_2(g)$$

Cuando se calienta óxido de mercurio (polvo rojizo), se observa la formación de gotas plateadas de mercurio y el desprendimiento de un gas incoloro: oxígeno.

$$2\,HgO(s) \longrightarrow 2\,Hg(l) + O_2(g)\uparrow$$

Cuando circula corriente eléctrica a través del agua, se generan dos gases: hidrógeno y oxígeno, que pueden recogerse mediante un equipo apropiado.

$$2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,H_2(g) + O_2(g)$$

En estas experiencias las sustancias iniciales: los reactivos, se han convertido en otras: los productos. Estas transformaciones son de carácter químico y se denominan reacciones químicas, o más simplemente reacciones.

Una reacción química (o cambio químico), es un **proceso en el que, a partir de una o más sustancias se originan otra u otras diferentes de las iniciales**

ESCRITURA Y AJUSTE DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Cuando transcurre una reacción química, los materiales de partida, llamados reactivos, se transforman en otras sustancias, llamadas productos. Una reacción se puede describir por palabras, pero es más conveniente representarla por medio de una ecuación química. Las fórmulas de los reactivos aparecen a la izquierda de la ecuación química, y se separan por una flecha de las fórmulas de los productos, que se escriben a la derecha. Si la ecuación está ajustada, hay el mismo número de átomos de un elemento en cada lado de la ecuación.

$$\mathbf{A + B \longrightarrow C + D}$$

Las sustancias A y B se denominan sustancias reaccionantes y a las sustancias C y D, productos de la reacción.

Existe cierta tendencia a creer que escribir una ecuación química es un proceso simple y mecánico. Nada más alejado de la realidad. Hay un punto que generalmente no se tiene en cuenta: no se puede escribir una ecuación química, a menos que se sepa qué es lo que ocurre en la reacción. Todos los reactivos y productos deben estar identificados. Por otro lado, se deben conocer sus fórmulas y estado físico.

Para ilustrar cómo se llega a la ecuación ajustada, consideremos la reacción que ocurre en la propulsión de un cohete. Los materiales de partida o reactivos son dos líquidos: hidracina (N_2H_4) y tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4); los productos son nitrógeno gaseoso (N_2) y agua líquida. Para escribir la ecuación ajustada de esta reacción procedemos como sigue:

1. Escribir la ecuación sin ajustar. En este caso, las fórmulas de los reactivos se ponen a la izquierda, y las de los productos, a la derecha. Ambos se separan por una flecha.

$$N_2H_4 + N_2O_4 \longrightarrow N_2 + H_2O$$

2. Balance de la ecuación. Se trata de que esté conforme con la ley de conservación de la masa, lo que requiere que haya el mismo número de átomos de cada elemento en cada miembro de la ecuación. Para empezar, ponemos un coeficiente 4 al H_2O, con lo que tenemos 4 átomos de oxígeno en cada lado:

$$N_2H_4 + N_2O_4 \longrightarrow N_2 + 4\,H_2O$$

Consideremos ahora los átomos de hidrógeno. Hay 4 x 2 = 8 átomos de hidrógeno a la derecha. Para tener 8 átomos de H a la izquierda, le colocamos un coeficiente 2 al N_2H_4.

$$2\,N_2H_4 + N_2O_4 \longrightarrow N_2 + 4\,H_2O$$

Consideremos por último al nitrógeno. En total hay (2 x 2) + 2 = 6 átomos de nitrógeno a la izquierda. Para ajustar el nitrógeno colocamos un 3 de coeficiente al N_2.

$$2\,N_2H_4 + N_2O_4 \longrightarrow 3\,N_2 + 4\,H_2O$$

2. Indicar el estado físico de los reactivos y productos. Esto se hace usando:

(g) para sustancias en estado gaseoso
(s) para sólidos
(l) para líquidos puros
(ac) para una sustancia disuelta en agua En este caso, la ecuación final es:

$$2\,N_2H_4(l) + N_2O_4(l) \longrightarrow 3\,N_2(g) + 4\,H_2O(l)$$

Hay dos puntos que deben resaltarse en relación con el ajuste de esta ecuación y que son válidos para el ajuste de todas las ecuaciones:

a. Las ecuaciones se ajustan a partir de los coeficientes de las fórmulas químicas, nunca cambiando los subíndices en las mismas. Para ajustar el nitrógeno hemos escrito 3 N_2, lo que quiere decir que hay tres moléculas de N_2. También podríamos haber colocado 6 átomos de nitrógeno escribiendo N_6, pero esto es absurdo de acuerdo con la atomicidad, ya que el nitrógeno natural existe como una molécula diatómica, N_2, no existiendo una molécula N_6.

b. Para ajustar una ecuación, lo mejor es empezar por un elemento que aparezca solo en una especie a cada lado de la ecuación. En este caso podríamos haber empezado por oxígeno o hidrógeno. La elección del nitrógeno no hubiese sido muy buena, ya que hay átomos de nitrógeno en ambas moléculas de reactivos: N_2H_4 y N_2O_4.

Ejemplo: escriba la ecuación ajustada para la reacción entre: a) litio y azufre; b) bismuto y flúor

Solución:
a) La fórmula es Li_2S. La reacción sin ajustar es:

$$Li + S \longrightarrow Li_2S$$

Para ajustar los átomos de litio, es necesario agregar un coeficiente de 2 en el Li.

$$2\,Li + S \longrightarrow Li_2S$$

Incluyendo los estados físicos, se obtiene:

$$2\,Li(s) + S(s) \longrightarrow Li_2S(s)$$

b) La fórmula del fluoruro de bismuto es BiF_3. La ecuación sin ajustar es:

$$Bi + F_2 \longrightarrow BiF_3$$

y la ecuación final ajustada:

$$2\,Bi(s) + 3\,F_2(g) \longrightarrow 2\,BiF_3(s)$$

REACCIONES DE FORMACIÓN DE COMPUESTOS

Cuando dos o más sustancias reaccionan químicamente para formar otra u otras sustancias, la nueva especie química representa una unidad independiente. A fin de comprender más acabadamente la nomenclatura química, es conveniente que veamos de qué manera se forman los distintos compuestos inorgánicos: hidruros, óxidos, ácidos, bases y sales.

Para explicar de qué manera se forman estos compuestos veremos qué es lo que ocurre cuando los distintos elementos reaccionan con hidrógeno y oxígeno, para dar hidruros y óxidos. Posteriormente, se entenderá cómo a partir de su combinación con agua forman ácidos y bases, los que cuando reaccionan entre sí dan lugar a la formación de sales.

A -Formación de hidruros

A1- Hidruros metálicos:

En este caso el hidrógeno actúa con número de oxidación -1, lo cual representa una excepción ya que en los demás compuestos siempre tiene número de oxidación +1.

metal + hidrógeno ⟶ hidruro metálico

Ejemplos:

$2\ Na + H_2 \longrightarrow 2\ NaH$		hidruro de sodio
$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$		hidruro de calcio
$2\ Al + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ AlH_3$		hidruro de aluminio
$Fe\ (II) + H_2 \longrightarrow FeH_2$		hidruro de hierro (II)

A2- Hidruros no metálicos:

En ellos, el hidrógeno actúa con número de oxidación +1.

no metal + hidrógeno ⟶ hidruro no metálico

Ejemplo:

$F_2 + H_2 \longrightarrow 2\ HF$	fluoruro de hidrógeno
$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2\ HCl$	cloruro de hidrógeno
$S + H_2 \longrightarrow H_2S$	sulfuro de hidrógeno
$O_2 + 2\ H_2 \longrightarrow 2\ H_2O$	hidruro de oxígeno o agua
$C + 2\ H_2 \longrightarrow H_4C$	hidruro de carbono o metano

Los hidruros no metálicos forman un grupo particular de compuestos en cuanto a sus propiedades ácido-base. Por ejemplo, cuando se disuelven en agua los halógenos (F, Cl, Br, I) todos con número de oxidación -1 y el S, Se y Te (con número de oxidación -2) forman soluciones ácidas. Por eso estos hidruros se consideran formadores de ácidos.

Los ácidos formados por un no metal e hidrógeno se denominan hidrácidos.

$HF\ (g) \xrightarrow{H_2O} HF\ (ac)$	ácido fluorhídrico
$HCl\ (g) \xrightarrow{H_2O} HCl\ (ac)$	ácido clorhídrico
$H_2S\ (g) \xrightarrow{H_2O} H_2S\ (ac)$	ácido sulfhídrico

El agua, en la cual el oxígeno actúa con número de oxidación -2, tiene carácter anfótero: puede actuar como ácido o como base. El amoníaco, molécula en la que el nitrógeno tiene número de oxidación -3, cuando se disuelve en agua tiene carácter básico, ya que forma en solución NH_4OH.

B - FORMACIÓN DE ÓXIDOS

B1 - ÓXIDOS BÁSICOS:

Son los que se forman a partir de la reacción de un metal con oxígeno. Se denominan así porque al combinarse con agua forman bases o hidróxidos. En este tipo de compuestos el oxígeno tiene número de oxidación -2, y en la mayoría de ellos, por ser compuestos iónicos, el oxígeno tiene carga -2.

metal + oxígeno ⟶ óxido básico

Ejemplos:

$4\ Na + O_2$	$\longrightarrow 2\ Na_2O$	óxido de sodio
$2\ Ca + O_2$	$\longrightarrow 2\ CaO$	óxido de calcio
$4\ Fe\ (III) + 3\ O_2$	$\longrightarrow 2\ Fe_2O_3$	óxido de hierro (III)
$Pb\ (IV) + O_2$	$\longrightarrow PbO_2$	óxido de plomo (IV)

B2 - ÓXIDOS ÁCIDOS:

Se forman a partir de la reacción de un no metal con oxígeno. En estos compuestos los no metales siempre tienen números de oxidación positivos debido a que el oxígeno es más electronegativo que ellos y actúa con número de oxidación -2.

no metal + oxígeno ⟶ óxido ácido

Debido a que los no metales presentan varios números de oxidación positivos, para la nomenclatura de los óxidos ácidos (formadores de ácidos) también se utiliza la nomenclatura clásica, fundamentalmente porque los ácidos siguen denominándose según la nomenclatura clásica. Por ejemplo: ácidos sulfúrico, nítrico, perclórico. Por otra parte, es necesario emplear reglas de nomenclatura química para referirnos a cada uno de esos estados de oxidación.

Por ejemplo: cloro, bromo y yodo (con números de oxidación +1, +3, +5 y +7), tienen el siguiente esquema:

1	3	5	7
hipo-oso	-oso	-ico	per-ico

En las reacciones de formación de estos óxidos se cumple para todos lo que ejemplificamos con el cloro:

			CLÁSICA	IUPAC
$Cl_2 + O_2$	$\longrightarrow$	Cl_2O	óxido hipocloroso	monóxido de dicloro
$Cl_2 + O_2$	$\longrightarrow$	Cl_2O_3	óxido cloroso	trióxido de dicloro
$Cl_2 + O_2$	$\longrightarrow$	Cl_2O_5	óxido clórico	pentóxido de dicloro
$Cl_2 + O_2$	$\longrightarrow$	Cl_2O_7	óxido perclórico	heptóxido de dicloro

Para los que tienen +4 y +6:

4	6
-oso	**-ico**

			CLÁSICA	IUPAC
$S + O_2$	$\longrightarrow$	SO_2	óxido sulfuroso	dióxido de azufre
$S + O_2$	$\longrightarrow$	SO_3	óxido sulfúrico	trióxido de azufre

Para los que tienen +3 y +5

3	5
-oso	**-ico**

			CLÁSICA	IUPAC
$N_2 + O_2$	$\longrightarrow$	N_2O_3	óxido nitroso	trióxido de dinitrógeno
$N_2 + O_2$	$\longrightarrow$	N_2O_5	óxido nítrico	pentóxido de dinitrógeno

Debe señalarse que el nitrógeno representa un caso especial en cuanto a la posibilidad de formación de óxidos, ya que forma distintos óxidos actuando con todos los números de oxidación (+1, +2, +3, +4 y +5). Sin embargo, sólo forma ácidos a partir de aquellos óxidos en los que el N tiene números de oxidación +3 y +5 (óxidos nitroso y nítrico). Pero, para confundir más la cuestión, vulgarmente también se denominan óxidos nitroso y nítrico a otros óxidos de nitrógeno que no son formadores de ácidos y que tienen números de oxidación +1 y +2. Ambos son importantes contaminantes del aire (N_2O: óxido nitroso y NO: óxido nítrico). Sin embargo, por ahora no nos ocuparemos de estos óxidos a fin de evitar confusiones en la nomenclatura de los ácidos.

Para los que tienen +2 y +4

2	4
-oso	**-ico**

		CLÁSICA	IUPAC
$C + O_2 \longrightarrow$	CO	óxido carbonoso	monóxido de carbono
$C + O_2 \longrightarrow$	CO_2	óxido carbónico	dióxido de carbono

C- Formación de bases o hidróxidos:

Resultan de la combinación de un óxido básico con agua. Los hidróxidos son compuestos ternarios ya que tienen tres tipos de átomos: metal, hidrógeno y oxígeno. Se caracterizan por tener un ion oxhidrilo (OH^-), monovalente y negativo.

óxido básico + agua $\longrightarrow$ hidróxido

Ejemplos:

$CaO + H_2O \longrightarrow$	$CaO_2H_2 \longrightarrow$	$Ca(OH)_2$	hidróxido de calcio
$Na_2O + H_2O \longrightarrow$	$Na_2O_2H_2 \longrightarrow$	$2\ NaOH$	hidróxido de sodio
$Al_2O_3 + 3\ H_2O \longrightarrow$	$Al_2O_6H_6 \longrightarrow$	$2\ Al(OH)_3$	hidróxido de aluminio

Para escribir las fórmulas de los hidróxidos resulta más conveniente hacerlo a partir del ion OH^- monovalente. Para esto se intercambia la carga del mismo con la carga del catión metálico.

D- Formación de ácidos: oxoácidos

Se forman a partir de la reacción entre un óxido ácido y agua. La nomenclatura es similar a la de los óxidos ácidos (clásica) pero se antepone la palabra "ácido". Generalmente se forman por la combinación de una molécula del óxido ácido con una molécula de agua, sin embargo, existen excepciones como ocurre con los ácidos del fósforo y con los demás elementos del mismo grupo (As, Bi, Sb) en los que los óxidos se combinan con una y hasta tres moléculas de agua.

óxido ácido + agua $\longrightarrow$ oxoácido

Ejemplos:

$Cl_2O + H_2O \longrightarrow$	$H_2Cl_2O_2 \longrightarrow$	$2\ HClO$	ácido hipocloroso
$Cl_2O_3 + H_2O \longrightarrow$	$H_2Cl_2O_4 \longrightarrow$	$2\ HClO_2$	ácido cloroso
$Cl_2O_5 + H_2O \longrightarrow$	$H_2Cl_2O_6 \longrightarrow$	$2\ HClO_3$	ácido clórico
$Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow$	$H_2Cl_2O_8 \longrightarrow$	$2\ HClO_4$	ácido perclórico

$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$ ácido sulfuroso

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ ácido sulfúrico

$N_2O_3 + H_2O \longrightarrow H_2N_2O_4 \longrightarrow 2\ HNO_2$ ácido nitroso

$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2N_2O_6 \longrightarrow 2\ HNO_3$ ácido nítrico

Para los oxoácidos del fósforo

$P_2O_3 + H_2O \longrightarrow H_2P_2O_4 \longrightarrow 2\ HPO_2$ ácido metafosforoso

$P_2O_3 + 2\ H_2O \longrightarrow H_4P_2O_5$ ácido pirofosforoso

$P_2O_3 + 3\ H_2O \longrightarrow H_6P_2O_6 \longrightarrow 2\ H_3PO_3$ ácido ortofosforoso o **ácido fosforoso**

$P_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2P_2O_6 \longrightarrow 2\ HPO_3$ ácido metafosfórico

$P_2O_5 + 2\ H_2O \longrightarrow H_4P_2O_7$ ácido pirofosfórico

$P_2O_5 + 3\ H_2O \longrightarrow H_6P_2O_8 \longrightarrow 2\ H_3PO_4$ ácido ortofosfórico o **ácido fosfórico**

FORMACIÓN DE SALES:

Como regla general puede decirse que toda reacción entre un ácido y una base da como productos una sal más agua. Sin embargo, debemos distinguir entre los distintos tipos de ácidos (hidrácidos y oxoácidos) a fin de determinar el tipo de sal que se forma.

ácido + hidróxido ⟶ sal + agua

La formación de las sales (que son compuestos iónicos), puede explicarse debido a que los ácidos pierden iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelven en agua y de este modo forman aniones.

HCl (ac)	$\longrightarrow$	Cl^-	+	H^+
ácido clorhídrico		anión cloruro		catión hidrógeno

Las bases o hidróxidos, cuando se disuelven en agua se separan en iones hidroxilo (OH^-) y cationes metálicos, los que formaban ese compuesto.

NaOH (ac)	$\longrightarrow$	Na^+	+	OH^-
hidróxido de sodio		catión sodio		anión hidroxilo

De esta manera cuando reaccionan en disolución un ácido y una base, los cationes y aniones se unen por interacción iónica y forman una sal. Los iones hidrógeno con los iones hidroxilo se unen para formar moléculas de agua.

$$Cl^- \quad + \quad Na^+ \longrightarrow NaCl$$

anión cloruro   catión sodio   cloruro de sodio

$$H^+ \quad + \quad OH^- \longrightarrow H_2O$$

catión hidrógeno   anión hidroxilo   agua

La reacción completa puede escribirse como:

$$\mathbf{HCl\ (ac) \quad + \quad NaOH\ (ac) \longrightarrow NaCl\ (s) \quad + \quad H_2O\ (l)}$$

ácido clorhídrico   hidróxido de sodio   cloruro de sodio   agua

Estas reacciones se conocen como **"reacciones de neutralización"**

En la reacción:

$$\mathbf{H^+ / Cl^- \ + \ Na^+ / OH^- \longrightarrow NaCl \ + \ H_2O}$$

Otros ejemplos de formación de este tipo de sales son:

$$2\ HF\ (ac) \quad + \quad Ca(OH)_2 \longrightarrow CaF_2 \quad + \quad 2\ H_2O$$

ácido fluorhídrico   hidróxido de calcio   fluoruro de calcio   agua

$$\mathbf{2\ H^+ / 2\ F^- \ + \ Ca^{2+} / 2\ OH^- \longrightarrow CaF_2 \ + \ 2\ H_2O}$$

$$H_2S\,(ac) + 2\,KOH\,(ac) \longrightarrow K_2S + 2\,H_2O$$

$$3\,H_2S\,(ac) + 2\,Al(OH)_3\,(ac) \longrightarrow Al_2S_3 + 6\,H_2O$$

Debe notarse que en la formación de la sal se intercambian las cargas del catión y del anión, para que de este modo el producto formado (sal) sea eléctricamente neutro.

Aclaración: para el propósito de este ciclo, sólo se tratarán las **sales neutras**, donde la neutralización o eliminación de los H provenientes del ácido y los OH del hidróxido, es completa. Sin embargo, existen sales en las que la neutralización es incompleta (sales ácidas y básicas) que no se tratarán aquí.

En el caso de los oxoácidos, cuando pierden uno o más iones hidrógeno forman oxoaniones. Estos oxoaniones cuando se unen a un metal dan oxisales. Por este motivo, cuando reacciona un oxoácido con un hidróxido para formar la sal correspondiente más agua, debemos saber no sólo el nombre del ácido inicial sino también si en la reacción, el mismo pierde todos o algunos de los átomos de hidrógeno que contenía.

oxoácido (oxácido) + hidróxido ⟶ oxisal (oxosal) + agua

Ejemplo:

$HNO_3\,(ac)$	+	$NaOH\,(ac)$	$\longrightarrow$	$NaNO_3$	+	H_2O
ácido nítrico		hidróxido de sodio		nitrato de sodio		agua

$$H^+ / NO_3^- + Na^+ / OH^- \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

Para la nomenclatura de las oxisales (que llevan el nombre del oxoanión, proveniente del oxoácido, más el del metal proveniente del hidróxido) deben tenerse en cuenta los nombres de los ácidos de los cuales derivan. Como se vio anteriormente, a partir del oxoácido se formará un oxoanión por pérdida de uno o más de los iones hidrógeno que contenía.

Las reglas para nombrar los aniones de los oxoácidos son las siguientes:

a) Cuando todos los iones hidrógeno se han eliminado de un ácido que terminaba en "oso", el nombre del anión termina en "ito". Así, a partir del HNO_2 (ácido nitroso), el anión derivado NO_2^-, se llama nitrito.
b) Cuando todos los iones hidrógeno se han eliminado de un ácido que terminaba en "ico", el nombre del anión termina en "ato". Así, a partir del HNO_3 (ácido nítrico), el anión derivado NO_3^-, se llama nitrato.
c) Los nombres de los aniones en los cuales se han perdido uno o más iones hidrógeno, pero no todos, deberán indicar el número de iones H presentes. Por ejemplo, si se consideran los aniones derivados del ácido fosfórico:

H_3PO_4	ácido fosfórico
$H_2PO_4^{\ -}$	fosfato diácido
HPO_4^{2-}	fosfato monoácido o fosfato ácido
PO_4^{3-}	fosfato

Debe notarse que el prefijo "mono" puede omitirse cuando sólo hay un H en el anión. La figura siguiente resume la nomenclatura de los oxoácidos y sus oxoaniones: eliminación de

$$\text{oxoácido} \xrightarrow[\text{iones } H^+]{\text{eliminación de}} \text{oxoaniones}$$

Ácido		Anión
"hipo – oso"	$\longrightarrow$	"hipo – ito"
"– oso"	$\longrightarrow$	"– ito"
"– ico"	$\longrightarrow$	"– ato"
"per – ico"	$\longrightarrow$	"hipo – ito"

En la tabla que se muestra a continuación, se presentan los nombres de los oxoácidos y oxoaniones que contienen cloro:

Acido	Anión
$HClO$ (ácido hipocloroso)	ClO^- (hipoclorito)
$HClO_2$ (ácido cloroso)	ClO_2^- (clorito)
$HClO_3$ (ácido clórico)	ClO_3^- (clorato)
$HClO_4$ (ácido perclórico)	ClO_4^- (perclorato)

Cuando reaccionan dos sales, el producto son dos sales diferentes a las iniciales, formadas a partir de una reacción de doble sustitución:

sal 1	+	sal 2	$\longrightarrow$	sal 3	+	sal 4
2 NaCl	+	$CaSO_4$	$\longrightarrow$	Na_2SO_4	+	$CaCl_2$
cloruro de sodio		sulfato de calcio		sulfato de sodio		cloruro de calcio

Debido a que esta es también una reacción de doble sustitución:

$$2\,Na^{+} / \;2\,Cl^{-} \;+\; Ca^{2+} / \;SO_4^{2-} \longrightarrow Na_2SO_4 \;+\; CaCl_2$$

También pueden formarse sales a partir de la reacción entre un ácido y un metal con desprendimiento de hidrógeno gaseoso, en una reacción de sustitución simple:

H_2SO_4	+	Na	$\longrightarrow$	Na_2SO_4	+	H_2
ácido sulfúrico		sodio		sulfato de sodio		hidrógeno

Del mismo modo una sal puede formarse por reacción entre un ácido y otra sal:

2 HCl (ac)	+	Na_2SO_4	$\longrightarrow$	H_2SO_4	+	NaCl
ácido clorhídrico		sulfato de sodio		ácido sulfúrico		cloruro de sodio

Las reacciones vistas anteriormente pueden resumirse en los siguientes cuadros:

1. Reacción de metales y no metales con hidrógeno: formación de hidruros

metal + hidrógeno $\longrightarrow$ hidruro metálico

no metal + hidrógeno $\longrightarrow$ hidruro no metálico

2. Reacción de metales y no metales con oxígeno: formación de óxidos

metal + oxígeno $\longrightarrow$ óxido básico

no metal + oxígeno $\longrightarrow$ óxido ácido

3. Reacción de óxidos con agua: formación de hidróxidos (bases) y oxoácidos

Óxido básico + agua $\longrightarrow$ hidróxido

Óxido ácido + agua $\longrightarrow$ oxoácido

4. Reacción entre hidróxidos y ácidos: formación de sales

Ácido + hidróxido $\longrightarrow$ sal + agua
Oxoácido + hidróxido $\longrightarrow$ oxosal + agua

5. Reacción entre sales: formación de nuevas sales

sal + sal $\longrightarrow$ sal + sal

FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Tal como se ha explicado para la determinación de las fórmulas empíricas y moleculares, con los compuestos iónicos ocurre algo parecido. Es posible predecir teóricamente, las fórmulas de muchos compuestos iónicos simples haciendo uso del principio de la electroneutralidad. Por ejemplo, para escribir la fórmula del compuesto iónico cloruro de calcio, debemos saber que los iones presentes son Ca^{2+} y Cl^{-}, por lo tanto, podemos predecir correctamente que la fórmula será $CaCl_2$, ya que para neutralizar la carga de un ion Ca^{2+} se necesitan dos iones Cl^{-}.

Para poder aplicar este principio, es necesario conocer no sólo la carga de los iones sino que existen iones monoatómicos y poliatómicos:

- Iones monoatómicos, formados cuando un átomo gana o pierde electrones.
- Iones poliatómicos, que son partículas cargadas con uno o más átomos y provienen de moléculas.

IONES MONOATÓMICOS:

Las tablas anteriores muestran las cargas de los iones monoatómicos más corrientes, de acuerdo a la división del sistema periódico en metales y no metales. Observe que los iones Na^{+}, Mg^{2+}, F^{-} y O^{2-} contienen en su configuración electrónica el mismo número de electrones, 10, que son los que hay en el átomo del gas noble neón (10 p^{+}, 10 e^{-}). Vemos que, en general, los elementos cercanos a un gas noble (grupo 8) en el sistema periódico tienden a formar iones con el mismo número de electrones que el átomo de gas noble.

Los iones que tienen el mismo número de electrones que el átomo de gas noble más cercano, permiten inferir que:

- Los iones de los metales del grupo 1 tienen carga +1.
- Los iones de los metales del grupo 2 tienen carga +2.
- Los iones de los no metales del grupo 6 tienen carga -2.
- Los iones de los no metales del grupo 7 tienen carga -1.

Algunos de los metales alejados de los gases nobles en el sistema periódico, forman iones positivos, pero su estructura no está relacionada de una manera directa con la de los gases nobles y, de hecho, no hay una manera simple para predecir sus cargas. Estos son los iones de los metales de transición (los que se encuentran situados en los grupos centrales de la Tabla Periódica) y de los metales más pesados, situados en los grupos 4 y 5. Como se puede observar, la carga más frecuente de estos iones es +2. Menos frecuentes son las cargas +1 (Ag^{+}) y +3 (Cr^{3+}, Bi^{3+}). Por otra parte, algunos de estos metales forman más de un catión, como por ejemplo: Fe^{2+} y Fe^{3+}, Cu^{+} y Cu^{2+}.

Ejemplo:

Prediga las fórmulas de los compuestos iónicos formados por:

a) litio y oxígeno, b) níquel y azufre, c) magnesio y cloro, d) bismuto y flúor.

Solución:
a) Li_2O, b) NiS c) $MgCl_2$, d) BiF_3

Ejercicio N° 1:

Escriba las fórmulas del ioduro de cinc, sulfuro de plata, cloruro de bario y óxido de aluminio.

Al escribir la fórmula de un compuesto iónico se escribe
en primer lugar el ion positivo.

Iones poliatómicos:

Muchos compuestos conocidos contienen iones poliatómicos. El hidróxido de sodio (NaOH) contiene el ion hidróxido, OH^{-}. El carbonato de calcio (caliza), $CaCO_3$, tiene el ion carbonato, CO_3^{2-}. En la tabla siguiente se muestran algunos de los iones poliatómicos más corrientes con su nombre y carga. Obsérvese que, con la sola excepción del ion amonio, NH_4^{+}, todos los iones poliatómicos son aniones.

Las fórmulas de los compuestos iónicos con iones poliatómicos se pueden predecir de la misma manera que las de los monoatómicos. Para hallar el número de iones de cada clase se hace uso también del principio de electroneutralidad. Surge una pequeña complicación cuando el número de iones poliatómicos es más de uno. En este caso, el ion poliatómico se encierra entre paréntesis para evitar confusión.

Por ejemplo:

$Ca(OH)_2$ (1 ion Ca^{2+} y 2 iones OH^-)

$(NH_4)_2S$ (2 iones NH_4^+ y 1 ion S^{2-})

Ejercicio 1:

Con la ayuda de las tablas, prediga las fórmulas del:

a) hidróxido de bario, b) sulfato de potasio, c) fosfato de amonio, d) carbonato de aluminio.

Solución:

a) $Ba(OH)_2$ b) K_2SO_4 c) $(NH_4)_3PO_4$ d) $Al_2(CO_3)_3$

FÓRMULAS DE IONES POLIATÓMICOS MÁS FRECUENTES

+1	-1	-2	-3	-4
NH_4^+ (amonio)	OH^- (hidróxido)	CrO_4^{2-} (cromato)	AsO_4^{3-} (arseniato)	SiO_4^{4-} (ortosilicato)
H_3O^+ (hidronio)	CN^- (cianuro)	$Cr_2O_7^{2-}$ (dicromato)	BO_3^{3-} (borato)	
	$H_2PO_4^-$ (fosfato diácido)	HPO_4^{2-} (fosfato monoácido)	PO_4^{3-} (fosfato)	
	HSO_4^- (sulfato ácido)	SO_4^{2-} (sulfato)		
	HSO_3^- (sulfito ácido)	SO_3^{2-} (sulfito)		
	HCO_3^- (carbonato ácido)	CO_3^{2-} (carbonato)		

	NO_3^- (nitrato)	SiO_3^{2-} (metasilicato)		
	NO_2^- (nitrito)			
	ClO^- (hipoclorito)			
	ClO_2^- (clorito)			
	ClO_3^- (clorato)			
	ClO_4^- (perclorato)			
	MnO_4^- (permanganato)			

Ejercicio 2:

¿Cuáles serán las fórmulas de:
a) hidróxido de potasio, b) fosfato de bario, c) sulfato de amonio, d) carbonato de sodio?

Ejercicio 3:

Escriba las fórmulas de:

a) Carbonato de hierro (III)
b) Sulfato de magnesio
c) Nitrato de estroncio
d) Cloruro de aluminio
e) Fosfato de sodio
f) Sulfuro de plata
g) Sulfito de calcio

NOMBRES DE LOS COMPUESTOS: NOMENCLATURA QUÍMICA

El **nombre de un compuesto** es una consecuencia directa de la **fórmula** que lo representa

En la actualidad el número de compuestos químicos conocidos supera los sesenta millones, por lo cual resultaría imposible memorizar todos sus nombres si no existieran reglas para hacerlo. A través de los años los químicos han diseñado formas claras y sistemáticas para nombrar las sustancias químicas. Los esquemas de nomenclatura son enunciados por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), y son aceptados mundialmente, lo que facilita la comunicación entre los químicos y aporta medios útiles para trabajar con la gran cantidad de sustancias identificadas hasta el momento.

Para iniciar el estudio de la nomenclatura es necesario distinguir primero entre compuestos orgánicos e inorgánicos. Los compuestos orgánicos *contienen carbono, generalmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre*. El resto de los compuestos se clasifican como compuestos inorgánicos. Sin embargo, algunos compuestos que contienen carbono como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), disulfuro de carbono (CS_2), los que tienen el grupo cianuro (CN^-) y los grupos carbonato (CO_3^{2-}) y carbonato ácido (HCO_3^-) se consideran por conveniencia compuestos inorgánicos.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura química, los compuestos inorgánicos se dividirán en dos categorías: a) compuestos iónicos y b) compuestos moleculares.

a) Compuestos iónicos: casi todos ellos contienen cationes que derivan de metales y aniones mono y poliatómicos.

b) Compuestos moleculares: generalmente formados por la unión de dos o más átomos de elementos no metálicos.

REGLAS DE NOMENCLATURA

La aplicación de reglas de nomenclatura se puede plantear a través de las siguientes preguntas: a) Dado el nombre de un compuesto ¿cuál es su fórmula?, b) Dada su fórmula ¿cómo lo nombramos?

Es necesario sistematizar, dentro de lo posible, la nomenclatura de la química inorgánica para que todos hablemos el mismo "idioma". La fórmula de un compuesto se vincula con:

1. Su estructura
2. Las propiedades macroscópicas
3. Las propiedades químicas

En los primeros nombres de compuestos, dados en el siglo pasado se adoptaron criterios funcionales: el nombre de una sustancia aludía a la "función" química de esa sustancia y, por consiguiente, señalaba principalmente su comportamiento experimental.

La tendencia actual es preferentemente racional, así:

- Se fija el **nombre** de una sustancia en correspondencia con la **fórmula química**. El nombre informa, entonces, sobre la composición química y, en la medida de lo posible sobre la estructura del compuesto.

- Se acentúan la claridad y el entendimiento y se ordena la escritura de fórmulas con la menor cantidad posible de símbolos y signos adicionales.

Se debe aclarar que el uso histórico prolongado, hace que a muchos compuestos se los siga denominando con su nombre más común, como, por ejemplo: agua al H_2O, amoníaco al NH_3 .

I- Fórmulas y nombre de sustancias constituidas por un solo elemento químico:

Las sustancias monoatómicas, por estar constituidas por átomos del mismo elemento, se representan únicamente por el símbolo del elemento químico. La monoatomicidad es característica de: los metales, del boro, teluro, carbono, silicio y de los gases raros.

La mayoría de los no metales forman moléculas poliatómicas con un número par de átomos:

- Moléculas diatómicas: F_2, Cl_2, O_2, I_2, N_2.
- Moléculas tetraatómicas: P_4, As_4.
- Moléculas octoatómicas: S_8, Se_8.

La denominación es sencilla: molécula de flúor (F_2), molécula de fósforo (P_4), molécula de azufre (S_8), e idénticamente para las demás.

II- Fórmulas y nombre de compuestos binarios formados por dos elementos químicos

Para la formulación de estos compuestos se aplica la siguiente regla: Se escriben en primer lugar los **símbolos de los elementos**; a continuación, a cada símbolo se le coloca como **subíndice el número de oxidación del otro** y por último si los símbolos son múltiplos de un mismo número, **se dividen por éste** (simplificación de subíndices). Considere, al igual que en los compuestos iónicos, que el elemento con número de oxidación positivo se escribirá a la izquierda.

Ejemplo 1: Para la fórmula del compuesto que resulta de combinar oxígeno con calcio (óxido de calcio), se colocan el símbolo del calcio y al lado el del oxígeno CaO. En la formación de este compuesto el calcio participa con número de oxidación +2 y el oxígeno con número de oxidación -2, por lo tanto, al intercambiar los números de oxidación (sin los signos): Ca_2O_2. Al simplificar: Ca_1O_1. Por lo tanto, la fórmula final será (el subíndice 1 no se escribe):

CaO.

Ejemplo 2:

Para escribir la fórmula del compuesto que surge de la combinación de azufre e hidrógeno:

HS

Se intercambian los números de oxidación: **H_2S_1**

Al no ser posible la simplificación, la fórmula final queda: **H_2S**

En el único caso en que no se simplifican los subíndices, es en los compuestos llamados peróxidos, en donde el oxígeno tiene número de oxidación -1. Ej: H_2O_2 y Na_2O_2.

Nótese que cuando se forma un compuesto, los números de oxidación de los elementos que intervienen tienen que tener signos opuestos.

a. Óxidos básicos: estudiaremos a continuación tres maneras diferentes de nombrar a este tipo de compuestos.

- **Nomenclatura Sistemática o de proporciones:** es la recomendada por la IUPAC se nombran a partir de prefijos griegos (mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca, undeca y dodeca) que indican la cantidad de átomos de cada elemento que constituyen al óxido, nombrándose primero al oxígeno con su prefijo seguido de la preposición de y, a continuación, el metal con el prefijo correspondiente.

- **Nomenclatura Stock:** se los nombra con la palabra óxido seguida de la preposición de y, a continuación, el nombre del metal. Si el metal puede actuar con dos o más números de oxidación, el que corresponda al compuesto se indica con números romanos y se encierra entre paréntesis.

- **Nomenclatura clásica o tradicional:** se los nombra con la palabra óxido seguida de la preposición de y, a continuación, el nombre del metal. Si el metal posee dos o más números de oxidación, se utiliza el sufijo -oso para el número de oxidación menor, e -ico para el mayor.

Aclaración: aunque la IUPAC desaconseja el uso de la denominación tradicional, como aún se sigue empleando en algunas disciplinas que utilizan la Química, es necesario conocerla.

A continuación, se presenta una tabla con diversos óxidos, y sus denominaciones, a modo de ejemplo, para poder reconocer y diferenciar cada tipo de nomenclatura.

Ejemplos:	**Sistemática** o de proporciones	**Stock**	**Clásica** o tradicional
FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
Fe_2O_3	trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico

CaO	monóxido de calcio	Óxido de calcio	Óxido de calcio
Ag_2O	óxido de diplata	Óxido de plata	Óxido de plata

b. Óxidos ácidos: La IUPAC recomienda adoptar el sistema de proporciones, sin embargo, la nomenclatura clásica aún se encuentra muy extendida. Aunque algunos no metales pueden presentar varios números de oxidación, sus estados de oxidación **no se indican** mediante números romanos o sufijos.

- **Nomenclatura Sistemática de proporciones:** igual a lo visto para óxidos básicos, se indican las proporciones de cada elemento presente.
- **Nomenclatura clásica:** distingue a los elementos según los números de oxidación que poseen. Los óxidos que se forman se denominan por la palabra anhídrido seguida del nombre del no metal, en el cual un prefijo y un sufijo indican el número de oxidación.

Ejemplos:	IUPAC	CLÁSICA
Cl_2O	monóxido de dicloro	óxido hipocloroso
SO_2	dióxido de azufre	óxido sulfuroso
N_2O_3	trióxido de dinitrógeno	óxido nitroso
N_2O_5	pentóxido de dinitrógeno	óxido nítrico
Cl_2O_7	heptóxido de dicloro	óxido perclórico

Debido a que, al combinarse con el oxígeno, la mayoría de los no metales siempre actúan con sus números de oxidación positivos y, la mayoría de ellos tienen más de un número de oxidación, es necesario asignar diferentes categorías a los mismos. Por ejemplo: cloro, bromo y yodo (con números de oxidación +1, +3, +5 y +7), tienen el siguiente esquema:

	+1	+3	+5	+7
	hipo - oso	- oso	- ico	per - ico
Para los que tienen +4 y +6:		**+4**	**+6**	
		- oso	- ico	
Para los que tienen +3 y +5		**+3**	**+5**	
		- oso	- ico	
Para los que tienen +2 y +4		**+2**	**+4**	
		- oso	- ico	

c. De combinaciones de un metal o de un no metal con hidrógeno: hidruros.

El hidrógeno con los metales actúa con número de oxidación negativo (por ser un no metal), en cambio con los no metales adquiere número de oxidación positivo (comportándose como si fuera un metal). Así, en estas combinaciones, forma hidruros metálicos y no metálicos.

EJEMPLOS

De hidruros metálicos:

	IUPAC	CLÁSICA
NaH	hidruro de sodio	hidruro de sodio
CaH_2	hidruro de calcio	hidruro de calcio
CuH	hidruro de cobre(I)	hidruro cuproso

De hidruros no metálicos:
en su mayoría, todavía se designan por nombres especiales.

	IUPAC	Nombre común
H_2O	agua	Agua
NH_3	amoníaco	Amoníaco
CH_4	metano	Metano
PH_3	fosfano o fosfina	fosfano o fosfina

Cuando esto no ocurre, se nombra primero el no metal (con número de oxidación negativo), terminado en **uro** y luego al hidrógeno como si se tratara de un metal.

	IUPAC	CLASICA
HCl (g)	cloruro de hidrógeno	cloruro de hidrógeno
HF (g)	fluoruro de hidrógeno	fluoruro de hidrógeno
H_2S (g)	sulfuro de dihidrógeno	sulfuro de hidrógeno

Cuando los hidruros no metálicos, que originalmente son gases, se encuentran en disolución acuosa (ac), todavía son muy usados los nombres clásicos, formados por la palabra ácido seguida del nombre del no metal terminado en hídrico.

HCl (ac)	ácido clorhídrico
HF (ac)	ácido fluorhídrico
H_2S (ac)	ácido sulfhídrico

III- FÓRMULAS Y NOMBRE DE COMPUESTOS CONSTITUIDOS POR MÁS DE DOS ELEMENTOS QUÍMICOS:

a. Hidróxidos o bases: desde el punto de vista de su fórmula química, los hidróxidos derivan de la combinación entre un metal y el anión monovalente OH^- (oxhidrilo o hidroxilo). Por lo tanto, como un ion se comporta como si fuese un solo átomo (aunque conste de varios), la formulación de los hidróxidos sigue la misma pauta que los compuestos binarios.

En lo que respecta a la nomenclatura, a las palabras hidróxido de, sigue el nombre del metal (con el número de oxidación en cifras romanas, si el caso lo requiere)

Ejemplos

	IUPAC	CLÁSICA
$Ca(OH)_2$	hidróxido de calcio	hidróxido de calcio
$Fe(OH)_3$	hidróxido de hierro(III)	hidróxido férrico

b. Oxoácidos (u oxácidos): Desde el punto de vista de su fórmula, los oxoácidos son compuestos ternarios constituidos por hidrógeno, por un elemento que actúa como no metal y por oxígeno. Como sabemos, los oxoácidos se originan por la reacción:

$$\text{óxido ácido} + \text{agua} \longrightarrow \text{oxoácido}$$

Por consiguiente, de la nomenclatura de los óxidos ácidos se pasa a la de los oxoácidos, cambiando simplemente la palabra óxido por la de ácido. Esta nomenclatura resulta tan clara, que la IUPAC admite su utilización.

Ejemplos:

	IUPAC	CLÁSICA
H_2SO_3	sulfato (IV) de hidrógeno ó	ácido sulfuroso
	trioxo sulfato de dihidrógeno	
$HClO$	monoxoclorato de hidrógeno	ácido hipocloroso
$HClO_4$	tetraoxoclorato de hidrógeno	ácido perclórico

Ciertos óxidos ácidos admiten la adición de una, dos o tres moléculas de agua, dando lugar a tres ácidos, que se nombran respectivamente con los prefijos meta-, piro- y orto-; yuxtapuestos al nombre del ácido.

Por ejemplo, en el ácido ortofosfórico o ácido fosfórico:

$P_2O_5 + 3\ H_2O$	$\longrightarrow$	H_3PO_4
óxido fosfórico o pentóxido de difósforo		ácido ortofosfórico o fosfato de trihidrógeno

c. Sales: desde el punto de vista de su fórmula, surgen de la sustitución total (sales neutras) o parcial (sales ácidas) de los hidrógenos de los ácidos por un metal. Como mencionamos previamente, a los fines de esta asignatura, sólo se analizarán sales neutras. El nombre de las sales, según la nomenclatura clásica termina en:

- uro si el ácido acaba en -hídrico
- ato si el ácido acaba en -ico
- ito si el ácido acaba en -oso

Ejemplos:

1. Para nombrar el compuesto de fórmula NaClO, debemos considerar primero que el sodio, por ser un metal, actúa sólo con número de oxidación +1 y ClO^-, es el anión que deriva del HClO, ácido hipocloroso; por lo tanto, sus sales serán hipocloritos. En consecuencia, la sal citada será hipoclorito de sodio.

2. Para escribir la fórmula del carbonato de hierro (III) o carbonato férrico: en primer lugar, se escriben el símbolo del hierro y el anión que resulta de sacar el hidrógeno a la fórmula del ácido carbónico (que tiene dos). Luego se intercambian sus números de oxidación $(Fe)_2\,(CO_3)_3$.

Según IUPAC las sales de los oxoácidos, tienen el mismo esquema de nomenclatura que los oxoácidos.

Ejemplos	IUPAC *	CLASICA
$SnSO_3$	sulfato (IV) de estaño (II)	**sulfito estannoso**
$Cu(NO_3)_2$	nitrato(V) de cobre(II)	**nitrato cúprico**
Na_2S	sulfuro de sodio	**sulfuro de sodio**
CuS	sulfuro de cobre (II)	**sulfuro cúprico**
Na_2SO_3	sulfato (IV) de sodio	**sulfito de sodio**
K_3PO_4	fosfato (V) de potasio	**fosfato de potasio**

***En este curso solo vamos a usar nomenclatura clásica para oxoácidos y sales.**

La **formulación constituye el lenguaje de la Química**, por lo tanto, no es preciso insistir en lo importante que resulta el aprendizaje de la misma.

De ninguna manera debe interpretarse que el objetivo de un curso de Química es aprender a escribir fórmulas correctamente, más bien constituye el punto de partida para adquirir otros conocimientos básicos.

Para escribir la fórmula de sales resulta muy útil hacerlo a partir de los aniones que se originan cuando los ácidos pierden uno o más iones hidrógeno (H^+), a los cuales se les une un metal. Del mismo modo se pueden escribir las fórmulas de ácidos (agregándoles H^+), hidróxidos (a partir del ion hidróxido más el metal correspondiente) y óxidos (a partir del ion óxido más el correspondiente metal o no metal)

Ejemplo: Na_2O. Tiene dos elementos: sodio y oxígeno, por lo tanto, debo recurrir a las reglas de nomenclatura para compuestos binarios. Por tener oxígeno y un metal (Na), será un óxido básico. El nombre del compuesto es óxido de sodio.

Ejercicio N° 1:

Con ayuda de las Tablas y de las reglas de nomenclatura, nombra los siguientes compuestos:

a) P_2O_5	b) NaS	c) $Ba(OH)_2$	d) K_3PO_4	e) NaCl	f) $AgNO_2$
g) NO_2	h) LiClO	i) HNO_3	j) Cl_2O_3	k) CO	l) $Al_2(SO_3)_3$

Ejercicio N° 2:

Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

a) Óxido de cesio b) Óxido de berilio c) Óxido de oro (III)
d) Óxido de mercurio (I) e) Óxido de plomo (IV)

Ejercicio N° 3: Nombre con prefijos orto-, meta- y piro- a los siguientes ácidos:

a) HPO_2, b) H_2SiO_3, c) HPO_3, d) H_4SiO_4, e) $H_2P_2O_7$, f) $H_6Si_2O_7$

Ejercicio N° 4:

Escriba la fórmula química de un compuesto binario formado por un anión poliatómico, cuyo número de oxidación sea 1^-, con un catión monoatómico de número de oxidación 3^+.

Ejercicio N° 5:

Escriba la fórmula química de los siguientes compuestos:

a) sulfuro de cadmio
b) bromuro de hierro (III)
c) óxido cloroso
d) nitrato de cobre (II)
e) hidróxido de manganeso (II)
f) ácido sulfuroso
g) ácido sulfhídrico

Ejercicio N°6:

Nombre a las siguientes sales:

a) $FeBr_3$
b) $Ca(NO_3)_2$
c) Ag_2S
d) Na_2CO_3
e) AuF_3
f) $Ba(SO_4)_2$

Ejercicio N° 7:

Escriba la fórmula química y nombre según IUPAC a:

a) cuatro óxidos ácidos
b) cuatro óxidos básicos
c) cuatro oxácidos
d) cuatro hidróxidos
e) cuatro haluros
f) cuatro hidruros metálicos
g) cuatro hidruros no metálicos
h) cuatro haluros

EJERCICIOS DE APLICACIÓN UNIDAD V

1. Escriba las fórmulas que representan la combinación de los elementos que se indican con el oxígeno. Entre paréntesis se indica el número de oxidación con el cual actúan:

a) Cloro (III)
b) Azufre (IV)
c) Bromo (VII)
d) Nitrógeno (V)
e) Hierro (II)
f) Cobre (I)
g) Estaño (IV)
h) Selenio (VI)
i) Manganeso (IV)

2. Escriba las fórmulas de los compuestos que se formarán al combinarse cada uno de los siguientes elementos con hidrógeno:

a) Na	b) F	c) S	d) O	e) I
f) C	g) N	h) Ca	i) P	

3. Determine el número de oxidación del elemento metálico en cada uno de los siguientes compuestos:

a) $FeCl_2$	d) FeO	g) Fe_2O_3	j) $Fe_2(SO_4)_3$
b) $HgCl_2$	e) $Hg_3(PO_4)$	h) $Bi(OH)_3$	k) $BaCO_3$
c) $Cd(NO_3)_2$	f) CuS	i) Na_2CO_3	l) PbF_4

4. Determine el estado de oxidación del:

- Manganeso en: a) MnO, b) $Mn_2(SO_4)_3$, c) MnO_2, d) K_2MnO_4 y e) $NaMnO_4$
- Nitrógeno en: a) NH_4Cl, b) N_2, c) N_2O, d) NO, e) KNO_2, f) NO_2 y g) $NaNO_3$
- Azufre en: a) $ZnS.H_2O$, b) $NaHS$, c) S_8, d) SO_2, e) SH_2, f) SO_3, g) Na_2SO_3 y h) $CaSO_4$

5. Determine el número de oxidación del cloro en los siguientes compuestos:

a) HCl	c) Cl_2O_7	e) Cl_2O_5	g) $HClO$	i) $HClO_3$
b) Cl_2O_3	d) Cl_2O	f) $HClO_2$	h) $HClO_4$	

6. Calcule el número de oxidación del fósforo en los siguientes iones:

a) $H_2PO_4^-$	c) $H_2PO_3^-$	e) PO_4^{3-}	g) HPO_4^{2}
b) PH_4^+	d) PH_2^-	f) HPO_3^{2-}	

7. Escriba y balancee las reacciones de formación de los siguientes óxidos:

a) pentóxido de difósforo
b) dióxido de carbono
c) óxido de calcio
d) trióxido de azufre
e) óxido de cobre (I)
f) pentóxido de dinitrógeno

8. Escriba y balancee las reacciones de formación de las siguientes bases, partiendo de la reacción con agua de los respectivos óxidos básicos:

a) hidróxido de cinc
b) hidróxido de sodio
c) hidróxido de cobre (II)
d) hidróxido de aluminio
e) hidróxido de plomo (IV)
f) hidróxido de cesio

9. Escriba y balancee las reacciones de formación de los siguientes oxoácidos, partiendo de la reacción con agua de los respectivos óxidos ácidos:

a) ácido hipocloroso
b) ácido sulfúrico
c) ácido nitroso
d) ácido fosfórico (ortofosfórico)
e) ácido perbrómico
f) ácido sulfuroso
g) ácido carbónico
h) ácido crómico

10. Escriba un conjunto de reacciones que representen la formación de:

a) <u>sulfato de sodio</u>, a partir de azufre, oxígeno, sodio y agua
b) <u>fosfato de litio</u>, a partir de fósforo, oxígeno, litio y agua.

11. A partir de reacciones de neutralización, plantee las ecuaciones químicas para la formación de las siguientes sales:

a) cloruro de calcio
b) nitrito de bario
c) sulfato de bario
d) perclorato de cobre (II)
e) nitrato de hierro (III)
f) sulfito de sodio
g) sulfato de plomo (IV)
h) carbonato de aluminio
i) fosfato de potasio

12. La fórmula del arseniato de potasio es K_3AsO_4 y la del dicromato de potasio es $K_2Cr_2O_7$.

a) Calcule el número de oxidación de cada elemento en los compuestos mencionados.
b) A partir de los compuestos indicados, escriba las fórmulas de:

* Arseniato de calcio	* Dicromato de bario
* Arseniato de hierro (III)	* Dicromato de oro (III)
* Arseniato de plomo (IV)	* Dicromato de estaño (IV)

13. Defina los siguientes términos: compuesto binario, compuesto ternario, ácido, oxoácido, oxoanión, base, hidrato.

14. Nombre los siguientes compuestos:

a) HBr (gas)	g) CaF_2	m) NaClO	s) Fe_2O_3
b) HBr (en agua)	h) FeF_3	n) Ag_2CO_3	t) NaH
c) Li_2CO_3	i) P_4O_6	o) $FeCl_2$	u) Li(OH)
d) NaMnO4	j) CdI_2	p) $KMnO_4$	v) Na_2O
e) CaI	k) $SrSO_4$	q) $CsClO_3$	w) Na_2O_2
f) HI (gas)	l) $Al(OH)_3$	r) FeO	x) $Al(OH)_3$

15. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

a) nitrito de cobre (II)
b) sulfuro de potasio
c) sulfuro de calcio
d) fosfato de magnesio
e) fosfato de bario
f) fosfato de potasio
g) heptafluoruro de yodo
h) sulfato de amonio
i) perclorato de plata
j) cromato de hierro (III)
k) carbonito de cobre (I)
l) ácido perbrómico
m) ácido yodhídrico
n) carbonato de plomo (IV)
o) fluoruro de estaño (II)
p) óxido de mercurio (II)
q) yoduro de mercurio (I)
r) sulfato de cobre (II)
s) cloruro de litio
t) carbonato de hierro (II)
u) hidróxido de oro (III)
v) dióxido de nitrógeno

16. Escriba las fórmulas de los compuestos iónicos que se mencionan. Para ello utilice las tablas de aniones y de cationes que se dan en la parte teórica.

a) dicromato de potasio
b) fosfato de estaño (II)
c) sulfuro de oro (I)
d) óxido de aluminio
e) sulfato de sodio
f) nitrato de magnesio

17. Escriba las fórmulas de los compuestos iónicos que se mencionan. Para ello utilice las tablas de aniones y de cationes que se dan en la parte teórica.

a) sulfato de cromo (III)
b) nitrito de cinc
c) yoduro de plomo (II)
d) clorato de estroncio
e) sulfuro de cobre (I)
f) carbonato de manganeso (II)

18. Escriba el nombre de los siguientes óxidos según IUPAC:

a) Cl_2O
b) Cu_2O
c) SnO
d) FeO
e) Fe_2O_3
f) I_2O_5
g) I_2O_7
h) Mn_2O_7
i) CO_2

19. Escriba el nombre de los siguientes hidróxidos según IUPAC:

a) $Fe(OH)_3$
b) $NaOH$
c) $Au(OH)_3$
d) $Pb(OH)_4$
e) $Al(OH)_3$
f) $Mn(OH)_2$
g) $CuOH$
h) KOH
i) $Cr(OH)_3$

20. Escriba el nombre de los siguientes ácidos:

a) HNO_2
b) H_2SO_4
c) H_2S
d) H_2CO_3
e) H_3PO_3
f) HF
g) H_3PO_4
h) HNO_3
i) H_2SO_3
j) HCl
k) H_2CO_2
l) $HClO_4$

21. Coloque el nombre según IUPAC a los siguientes óxidos señalando cuáles son óxidos ácidos y cuáles óxidos básicos:

a) CuO	g) Fe_2O_3	m) N_2O_3
b) CO_2	h) P_2O_5	n) Br_2O_7
c) CrO_3	i) SO_2	o) MnO_2
d) Cl_2O_3	j) HgO	p) Br_2O_5
e) Cu_2O	k) Au_2O_3	q) PbO
f) Na_2O	l) SnO_2	r) Au_2O

22. Coloque el nombre a cada uno de los compuestos siguientes, indicando si son óxidos, ácidos, bases o sales:

a) $AgNO_3$	h) $MgSO_4$	o) $NaClO$
b) $Ba(OH)_2$	i) $NaClO_2$	p) KNO_2
c) H_2SO_3	j) $Ca(OH)_2$	q) H_2S
d) $HBrO_4$	k) Na_2SO_3	r) $RbOH$
e) H_2S	l) $Fe_2(SO_4)_3$	s) K_3PO_4
f) CaS	m) H_2SO_3	t) $HClO_3$
g) HIO	n) HNO_3	u) $Ca(CO_3)$

UNIDAD VI

Estequiometría: Escritura y balance de las reacciones químicas. Relaciones estequiométricas en las reacciones. Reactivo limitante, rendimiento teórico y pureza de reactivos.

RELACIONES DE MASA EN LAS REACCIONES

Uno de los usos principales de las ecuaciones químicas ajustadas es poder relacionar las masas de reactivos y productos de una reacción. Se puede utilizar una ecuación ajustada para calcular la cantidad necesaria de un reactivo, y la cantidad de producto que se va a formar, si se conoce la cantidad de otro de los reactivos. Los cálculos de este tipo se basan en un principio muy importante:

Los **coeficientes** de una ecuación ajustada **representan el número de moles** de los reactivos y productos

Para comprobar esto consideremos la reacción entre NaOH y H_2SO_4:

$$2\ NaOH\ (ac) + H_2SO_4\ (ac) \longrightarrow Na_2SO_4\ (ac) + 2\ H_2O\ (l)$$

Los coeficientes de esta ecuación representan los números de moles, es decir:

$$2 \text{ moles de } NaOH + 1 \text{ mol de } H_2SO_4 \longrightarrow 1 \text{ mol de } Na_2SO_4 + 2 \text{ moles de } H_2O$$

Sin embargo, una ecuación química no se altera si se multiplican sus coeficientes por el mismo número. El número puede ser 2,5 o cualquier otro; en particular, **N**, el número de Avogadro**:**

$$2 \times \mathbf{N} \text{ moléculas de } NaOH + \mathbf{N} \text{ moléculas de } H_2SO_4 \longrightarrow \mathbf{N} \text{ moléculas de } Na_2SO_4 + 2 \times \mathbf{N} \text{ moléculas de } H_2O$$

Como vimos anteriormente, un mol representa un número de Avogadro de unidades. Por lo tanto, podemos escribir:

$$2 \times 6{,}02\text{x}10^{23} \text{ de } NaOH + 6{,}02\text{x}10^{23} \text{ de } H_2SO_4 \longrightarrow 6{,}02\text{x}10^{23} \text{ de } Na_2SO_4 + 2 \times 6{,}02\text{x}10^{23}\ H_2O$$

Que es la relación que queríamos demostrar. Desde un punto de vista algo diferente, también podemos decir que en esta ecuación:

$$2 \text{ moles de NaOH} \equiv 1 \text{ mol de } H_2SO_4 \equiv 1 \text{ moles de } Na_2SO_4 \equiv 2 \text{ moles de } H_2O$$

donde el símbolo ≡ quiere decir que las cantidades relacionadas son químicamente equivalentes en la reacción.

Ejemplo:

Para la reacción:

$$2\ N_2H_4(l) + N_2O_4(l) \longrightarrow 3\ N_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Calcule:

a) el número de moles de N_2O_4 necesarios para reaccionar con 2,72 moles de N_2H_4.
b) el número de moles de N_2 producidos por 2,72 moles de N_2H_4.

Solución:

a) A partir de la ecuación ajustada:

$$2 \text{ moles de } N_2H_4 \longrightarrow 1 \text{ mol de } N_2O_4$$
$$2{,}72 \text{ moles de } N_2H_4 \longrightarrow x = \mathbf{1{,}36\ moles} \text{ de } N_2O_4$$

b) En este caso:

$$2 \text{ moles de } N_2H_4 \longrightarrow 3 \text{ moles de } N_2$$
$$2{,}72 \text{ moles de } N_2H_4 \longrightarrow x = \mathbf{4{,}08\ moles} \text{ de } N_2$$

Ejercicio N° 1:

¿Cuántos moles de AlI_3 se obtienen a partir de 1,68 moles de I_2 en la reacción entre el aluminio y el yodo? La ecuación sin ajustar es:

$$Al(s) + I_2(s) \longrightarrow AlI_3$$

La aproximación seguida en el ejemplo anterior se puede extender fácilmente a reacciones que incluyen la masa en gramos de los reactivos y productos. Para ello se debe transformar moles en gramos, conociendo el peso molecular de las sustancias implicadas. De esta manera es posible usar los coeficientes de una ecuación ajustada para relacionar:

- moles de una sustancia con gramos de otra
- gramos de una sustancia con gramos de otra

Ejercicio N° 2:

El amoníaco usado para preparar fertilizantes, se obtiene haciendo reaccionar el nitrógeno del aire con hidrógeno. La ecuación ajustada es:

$$3\ H_2(g)\ +\ N_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

Calcular:

a) la masa en gramos de amoníaco, NH_3, formada a partir de 1,34 moles de N_2.
b) la masa en gramos de N_2 necesaria para formar 1,00 kg de NH_3.
c) el número de moléculas de H_2 necesario para reaccionar con 6,00 g de N_2.
d) el volumen de H_2 (en CN de presión y temperatura) necesario para obtener 100,0 g de NH_3.
e) los moles de H_2 y N_2 que deben reaccionar para obtener 112,0 L de NH_3 en CN.

Cálculos como los que aparecen en los ejercicios vistos recientemente, son comunes en química. El camino a seguir depende de las cantidades que necesite relacionar, pero siempre el primer paso corresponde a verificar si la ecuación está ajustada.

1. Para relacionar moles de una sustancia, A, con moles de otra sustancia, B, se trabaja directamente con los coeficientes de la reacción ajustada. El factor de conversión necesario se obtiene de la relación:

$$\text{a moles de A} \equiv \text{b moles de B}$$

donde a y b son los coeficientes de A y B, respectivamente, en la ecuación ajustada.

2. Para relacionar gramos de A con moles de B, o viceversa, se requieren dos conversiones sucesivas. Una incluye los coeficientes de la reacción ajustada como en 1. La otra es necesaria para relacionar moles con gramos, por medio del peso molecular.

$$\text{peso molecular de A} \longrightarrow \text{1 mol de A}$$
$$\text{Y gramos de A} \longrightarrow \text{x = Z moles de A}$$

$$\text{a moles de A} \longrightarrow \text{b moles de B}$$
$$\text{z moles de A} \longrightarrow \text{x = n° de moles de B}$$

3. Para relacionar gramos de A con gramos de B se necesita realizar tres conversiones. En primer lugar, se transforma en moles de A; a continuación, en moles de B (haciendo uso de los coeficientes de la ecuación ajustada), y finalmente, en gramos de B.

peso molecular de A $\longrightarrow$ 1 mol de A

Y gramos de A $\longrightarrow$ x = Z moles de A

a moles de A $\longrightarrow$ b moles de B

z moles de A $\longrightarrow$ x = n° de moles de B

1 mol de B $\longrightarrow$ peso molecular de B

n° de moles de B $\longrightarrow$ x = gramos de B

Para sustancias gaseosas que se encuentran en CN de presión y temperatura también puede calcularse el volumen que reacciona o se forma de esa sustancia, y del mismo modo, el número de moléculas, a partir del número de Avogadro. De este modo planteando todas las relaciones posibles en una ecuación ajustada estequiométricamente podremos relacionar entre sí a las distintas unidades, tal como se esquematiza en el siguiente ejemplo:

$$3\,H_2(g) \quad + \quad N_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$$

Moles:	3 moles	1 mol	2 moles
$\downarrow \boxed{6{,}02 \times 10^{23}}$			
Moléculas:	$3 \times 6{,}02 \times 10^{23}$ moléc.	$6{,}02 \times 10^{23}$ moléc	$2 \times 6{,}02 \times 10^{23}$ moléc
	$1{,}806 \times 10^{24}$ moléc	**$6{,}02 \times 10^{23}$ moléc.**	**$1{,}204 \times 10^{24}$ moléc.**
Gramos:	3 x 2 g = **6,0 g**	1 x 28 g = **28 g**	2 x 17 g = **34 g**
Volumen (CN):	3 x 22,4 L= **67,2 L**	1 x 22,4 L = **22,4 L**	2 x 22,4 L = **44,8 L**

REACTIVO LIMITANTE

Cuando se efectúa una reacción en el laboratorio, los reactivos comúnmente no están presentes en las *cantidades estequiométricas* exactas, esto es, en las proporciones indicadas en la ecuación química balanceada. El reactivo que se consume primero en la reacción se llama reactivo limitante, dado que la máxima cantidad de producto formado depende de la cantidad presente del reactivo que se consume primero. Cuando se acaba este reactivo, no se puede formar más producto. Los *otros reactivos*, *presentes en cantidades mayores que las requeridas para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante*, quedarán sin reaccionar y se llaman reactivos en exceso.

Ejemplo:

Cuando se calientan los elementos yodo y aluminio, reaccionan para dar un compuesto: el yoduro de aluminio. La ecuación ajustada es:

$$2\ Al(s) + 3\ I_2(s) \longrightarrow 2\ AlI_3(s)$$

Los coeficientes de esta reacción nos indican los números relativos de moles de reactivos y productos: dos moles de Al (54,0 g de Al) reaccionan exactamente con tres moles de I_2 (761,4 g de I_2) para dar dos moles de AlI_3 (815,4 g de AlI_3). Si se mezclan el aluminio y el yodo en la relación molar 2:3, es de esperar que ambos reactivos se consuman completamente para dar dos moles de yoduro de aluminio.

En general, en el laboratorio, los reactivos no se mezclan en la relación exacta necesaria para la reacción, sino que uno de los reactivos se usa en exceso, generalmente el más barato, para asegurarnos que la reacción ocurrió completamente. Por ejemplo, podríamos haber mezclado 3,00 moles de Al, con 3,00 moles de I_2, en cuyo caso el Al estaría en exceso, ya que solo necesitamos 2,00 moles de Al para que reaccionen con 3,00 moles de I_2. Después de efectuada la reacción, es de esperar que quede un mol de Al en exceso:

Exceso de Al = 3,0 moles presentes inicialmente - 2,0 moles consumidos en la reacción = 1,0 moles

Los 3,00 moles de I_2 se deberían haber gastado por completo para dar 2,00 moles de AlI_3. Después de concluida la reacción, el sólido obtenido será una mezcla de producto: 2 moles de AlI_3 (815,4 g de AlI_3) y 1,00 moles de Al sin reaccionar (27,0 g de Al).

En estas situaciones se debe distinguir entre reactivo en exceso (Al) y reactivo limitante. La cantidad de producto formado está determinada (limitada) por la cantidad de reactivo limitante (el que está en menor cantidad). Con 3,00 moles de I_2, no se pueden obtener más de dos moles de AlI_3, sea cual sea el exceso de Al que tengamos.

En los cálculos estequiométricos que incluyen reactivos limitantes, el primer paso es determinar cuál es el reactivo limitante. Después que el reactivo limitante ha sido identificado, el resto del problema se puede resolver como se ha indicado en el tema anterior, calculando las relaciones de masa entre reactivos y productos. Debe tenerse en cuenta que en estos ejercicios del reactivo que esté en exceso reaccionará sólo una parte de la cantidad inicial, la correspondiente a su relación estequiométrica en la reacción química ajustada.

En la práctica, los químicos por lo general eligen la sustancia más cara como reactivo limitante porque quieren asegurarse de que todo o su gran mayoría sea consumido en la reacción. A menudo es difícil o costoso recuperar el (los) reactivo (s) en exceso; no obstante, en muchos procesos industriales pueden reciclarse los reactivos en exceso.

RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES

La *cantidad de reactivo limitante* presente al inicio de una reacción determina *la cantidad de producto que se puede obtener en esa reacción*. Esta cantidad se llama rendimiento de la reacción. Hay tres tipos de rendimientos relacionados con el estudio cuantitativo de las reacciones químicas:

a. Rendimiento teórico de una reacción: es la cantidad del producto que se predice se obtendrá mediante la ecuación balanceada, cuando ha reaccionado todo el reactivo limitante.

El rendimiento teórico es, entonces, el *rendimiento máximo* que se puede obtener.

b. Rendimiento real de una reacción: es la cantidad de producto que se obtiene en la práctica. Es casi siempre inferior al rendimiento teórico y existen varias razones para ello. Por ejemplo, muchas reacciones son reversibles, por lo que no ocurren en un 100 % de izquierda a derecha. Otras veces, aun cuando la reacción sea 100 % completa, es muy difícil recuperar todo el producto del medio de reacción (por ejemplo, de una disolución acuosa). Otra causa es que algunas reacciones son complejas debido a que los productos formados pueden reaccionar entre sí o con los reactivos para dar lugar a otros productos. Así, estas reacciones posteriores reducen el rendimiento de la primera reacción.

c. Rendimiento porcentual (% de rendimiento): es el término más empleado por los químicos y el mismo describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico. Se define como:

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

Los rendimientos porcentuales pueden variar dentro de una fracción de 1% hasta el 100%. Una meta importante para los químicos, es la optimización del rendimiento porcentual del producto de una reacción.

Ejemplo:

Si se mezclan 3,0 moles de I_2 con exceso de Al, los coeficientes de la ecuación nos dicen que el rendimiento teórico del AlI_3 es de 2,0 moles. A veces se dan las cantidades de dos reactivos diferentes y se pide que calculemos el reactivo limitante y el rendimiento teórico de la reacción. Para ello es conveniente usar un método sistemático, que consta de tres etapas:

- Se calcula la cantidad de producto que se formaría si el primer reactivo se consumiera completamente.
- Se repiten los cálculos para el segundo reactivo, es decir, se calcula cuánto producto se formaría si se consumiese todo el segundo reactivo.
- Se elige la menor de las dos cantidades de 1 y 2. Esto es el rendimiento teórico de la reacción para formar el o los productos, y el reactivo que da la menor cantidad es el **reactivo limitante**. El otro reactivo está en exceso, y sólo se ha consumido una parte de él.
- Cabe aclarar que el rendimiento de una reacción se relaciona o afecta al producto formado, **no** así **a la reacción entre los reactivos**.

Ejemplo:

Consideremos la reacción:

$$2\ Al(s)\ +\ 3\ I_2(s) \longrightarrow 2\ AlI_3(s)$$

Calcular el reactivo limitante y el rendimiento teórico de la reacción si partimos de:

a) 1,20 moles de Al y 2,40 moles de I_2.
b) 1,20 g de Al y 2,40 g de I_2.

Solución:

a) Se calcula la cantidad de producto formada por los dos reactivos, usando los factores de conversión que se obtienen directamente de los coeficientes de la reacción ajustada:

2 moles de Al ≡ 2 moles de AlI_3 3 moles de I_2 ≡ 2 moles de AlI_3

1. Si el aluminio es el reactivo limitante:

$$2{,}00 \text{ moles de Al} \longrightarrow 2 \text{ moles de } AlI_3$$
$$1{,}20 \text{ moles de Al} \longrightarrow x = 1{,}20 \text{ moles de } AlI_3$$

2. Si el yodo es el reactivo limitante:

$$3{,}00 \text{ moles de } I_2 \longrightarrow 2 \text{ moles de } AlI_3$$
$$2{,}40 \text{ moles de } I_2 \longrightarrow x = 1{,}60 \text{ moles de } AlI_3$$

3. El rendimiento teórico el AlI_3 corresponde a la cantidad más pequeña; 1,20 moles de AlI_3, por lo que el reactivo limitante es el Al, habiendo un exceso de I_2.

b) Para calcular la cantidad de producto, se siguen las tres etapas mencionadas. Los pesos moleculares del Al, I_2 y AlI_3 son respectivamente: 27,0 g/mol; 252,8 g/mol y 407,7 g/mol.

1. Masa de AlI_3 formada si se consumiese todo el Al:

$$27{,}0 \text{ g de Al} \longrightarrow 1 \text{ mol Al}$$
$$1{,}20 \text{ g de Al} \longrightarrow x = 0{,}0444 \text{ moles de Al}$$

$$2{,}00 \text{ moles de Al} \longrightarrow 2 \text{ moles de } AlI_3$$
$$0{,}0444 \text{ moles de Al} \longrightarrow x = 0{,}0444 \text{ moles de } AlI_3$$

$$1{,}00 \text{ mol de } AlI_3 \longrightarrow 407{,}7 \text{ g de } AlI_3$$
$$0{,}0444 \text{ moles de } AlI_3 \longrightarrow x = 18{,}10 \text{ g de } AlI_3$$

2. Masa de AlI_3 formada si se consumiese todo el I_2:

$$252{,}8 \text{ g de } I_2 \longrightarrow 1 \text{ mol } I_2$$
$$2{,}40 \text{ g de } I_2 \longrightarrow x = 0{,}00949 \text{ moles de } I_2 = 9{,}49 \times 10^{-3} \text{ moles de } I_2$$

$$3{,}00 \text{ moles de } I_2 \longrightarrow 2 \text{ moles de } AlI_3$$
$$9{,}49 \times 10^{-3} \text{ moles de } I_2 \longrightarrow x = 6{,}327 \times 10^{-3} \text{ moles de } AlI_3$$

$$1{,}00 \text{ mol de } AlI_3 \longrightarrow 407{,}7 \text{ g de } AlI_3$$
$$6{,}327 \times 10^{-3} \text{ moles de } AlI_3 \longrightarrow x = 2{,}579 \text{ g de } AlI_3$$

3. El rendimiento teórico del AlI_3 es la cantidad menor que se obtiene; $6{,}327 \times 10^{-3}$ moles de AlI_3, por lo que el reactivo limitante es el I_2, habiendo un exceso de Al.

Ejercicio:

El titanio es un metal liviano y resistente a la corrosión. Se usa en la construcción de naves espaciales, aviones y motores. Se prepara por reducción del cloruro de titanio (IV) con magnesio fundido de 950 ^{0}C a 1150 ^{0}C, según la reacción:

$$TiCl_4\,(g) + 2\,Mg\,(l) \longrightarrow Ti\,(s) + 2\,MgCl_2\,(l)$$

En determinada operación se mezclan para que reaccionen $3{,}54 \times 10^4$ kg de $TiCl_4$ con $1{,}13 \times 10^4$ kg de Mg.

a) Calcule el rendimiento teórico de Ti en kg.
b) Calcule el rendimiento porcentual si en realidad se obtienen $7{,}91 \times 10^3$ kg de Ti.

Solución:

a) las masas molares de $TiCl_4$ y Mg son 189,7g y 24,31 g respectivamente. Empleando el factor de conversión 1 kg = 1000 g, pueden calcularse los moles de $TiCl_4$ y de Mg que reaccionan

1 mol de $TiCl_4$ ———— 189,7 g de $TiCl_4$

x ———— $3,54 \times 10^7$ g de $TiCl_4$

x = **$1,87 \times 10^5$ moles de $TiCl_4$**

1 mol de Mg ———— 24,31 g de Mg

x ———— $1,13 \times 10^7$ g de Mg

x = **$4,65 \times 10^5$ moles de Mg**

A continuación, se determina cuál de las dos sustancias es el reactivo limitante. De la ecuación balanceada se desprende que:

$$1 \text{ mol de } TiCl_4 \equiv 2 \text{ moles de Mg}$$

por lo tanto, el número de moles de Mg que se necesitan para reaccionar con $1,87 \times 10^5$ moles de $TiCl_4$ es:

1 mol de $TiCl_4$ ———— 2 moles de Mg

$1,87 \times 10^5$ moles de $TiCl_4$ ———— x = **$3,74 \times 10^5$ moles de Mg**

Como hay $4,65 \times 10^5$ moles de Mg presentes, más que lo necesario para reaccionar con la cantidad de $TiCl_4$ que se tiene, el Mg debe ser el reactivo en exceso y el $TiCl_4$ el limitante.

Como 1 mol de $TiCl_4$ ≡ 1 mol de Ti, la cantidad teórica de Ti formada es:

189,7 g de $TiCl_4$ ———— 47,88 g de Ti

$3,54 \times 10^7$ g de $TiCl_4$ ———— x = $8,93 \times 10^6$ g de Ti = **$8,93 \times 10^3$ kg de Ti**

b) Para encontrar el rendimiento porcentual se escribe:

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

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{7,91 \times 10^3 \text{ kg}}{8,93 \times 10^3 \text{ kg}} \times 100$$

= **88,6 %**

PUREZA DE REACTIVOS

La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio no tienen pureza del 100%. Es decir que al trabajar con sustancias es importante considerar el porcentaje de impureza presente, ya que estas no formarán parte de la reacción. Por ejemplo, si una etiqueta de un envase conteniendo sulfato cúprico ($CuSO_4$) indica que contiene una pureza del 99,4% en masa, sabré que el 0,6% de la masa de esa sustancia corresponde a impurezas, es decir, no es sulfato cúprico.

Ejemplo:

Reaccionan 30 litros de oxígeno gaseoso de 80% de pureza en CNPT, con la suficiente cantidad de litio. Según la siguiente reacción:

$$O_2(g) + 4\,Li(s) \longrightarrow 2\,Li_2O(s)$$

a) ¿Cuántos moles de óxido de litio se formarán?

b) ¿Con cuántos gramos de litio reaccionarán esos 30 litros de oxígeno gaseoso de 80% de pureza?

Solución:

a) Para calcular los moles de producto que se obtendrán:

$$\begin{array}{lcl} \text{100 litros de muestra} & \text{———} & \text{80 litros de } O_2 \\ \text{30 litros de muestra} & \text{———} & x = \text{24 litros de } O_2 \end{array}$$

1. Debo saber primero cuál es la cantidad real de reactivo que tengo. En este caso como la pureza de la muestra de oxígeno es del 80%:

Entonces sólo **24 litros corresponden a O_2** y son los que reaccionarán para formar producto.

$$\begin{array}{lcl} \text{22,4 litros de } O_2 & \text{———} & \text{2 moles de } Li_2O \\ \text{24 litros de } O_2 & \text{———} & x = \text{2,14 moles de } Li_2O \end{array}$$

2. Teniendo en cuenta que un mol de cualquier gas en CNPT ocupan un volumen de 22,4 litros y considerando las relaciones estequiométricas de la reacción balanceada calculamos cuánto óxido de litio se formará:

b) Para saber cuántos gramos de litio reaccionan con el O_2:

1. Es importante recordar que sólo el 80% de esa muestra es realmente oxígeno:

Entonces sólo **24 litros corresponden a O_2** y son los que reaccionarán con Li.

100 litros de muestra ———— 80 litros de O_2
30 litros de muestra ———— x = 24 litros de O_2

22,4 litros de O_2 ———— 4 x 6,94 g de Li
24 litros de O_2 ———— x = 29,74 g de Li

2. Considerando las relaciones estequiométricas de la reacción balanceada calculamos cuánto necesitamos de litio:

EJERCICIOS DE APLICACIÓN UNIDAD VI

1. ¿Qué representa una ecuación química?

2. ¿En qué se basa para balancear una ecuación química?

3. ¿Qué se entiende por relación estequiométrica?

4. ¿Por qué no deben efectuarse cálculos estequiométricos si la reacción que se estudia no está balanceada?

5. ¿Qué diferencia existe entre coeficientes estequiométricos y subíndices?

6. Dada la siguiente ecuación que debe balancear:

$$N_2\,(g) \;+\; H_2\,(g) \longrightarrow NH_3\,(g)$$

Diga cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

a) 1 molécula de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 para formar 2 moléculas de NH_3
b) 2 átomos de N reaccionan con 6 átomos de H para formar 2 moléculas de NH_3
c) 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 para formar 2 moles de NH_3
d) 28 g de N_2 reaccionan con 2 g de H_2 para formar 17 g de NH_3
e) 28 g de N_2 reaccionan con 6 g de H_2 para formar 34 g de NH_3
f) En condiciones normales de presión y temperatura, reaccionan 22,4 L de N_2 con 22,4 L de H_2 para formar 22,4 L de NH_3

R = c, e (discutir sin embargo punto a)

7. Plantee las ecuaciones ajustadas para las reacciones que tienen lugar cuando se combina bromo (Br_2) con los siguientes metales para formar sólidos iónicos. Coloque los nombres de los compuestos que se forman.

a) Al b) Ba c) K d) Ni e) Ag f) Rb

8. Dada la siguiente reacción hipotética:

$$4\,A \;+\; B_2 \longrightarrow 2\;A_2B$$

a) ¿Cuáles son los coeficientes estequiométricos y qué significan?
b) ¿Cuáles son los subíndices de cada elemento que interviene en la reacción y qué significan?
c) ¿Cómo leería la ecuación anterior en función de: átomos, moléculas, moles de átomos y moles de moléculas?
d) ¿Cómo leería la ecuación empleando el número de Avogadro?

9. Escriba la reacción ajustada para:

a) La reacción del óxido de cobre (I) con oxígeno para dar óxido de cobre(II).

b) La combustión (reacción con O_2) del alcohol metílico (CH_3OH), para dar dióxido de carbono y agua.

10. Balancee las siguientes reacciones, coloque el nombre a cada uno de los reactivos y los productos e indique para los compuestos que intervienen si son óxidos, ácidos, bases o sales:

a) $Na_2SO_4 + FeCl_3 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NaCl$

b) $Na + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2$

c) $Ca(ClO)_2 + HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + HClO$

d) $CaO + HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$

e) $Al_2(HPO_3)_3 + HNO_2 \longrightarrow H_3PO_3 + Al(NO_2)_3$

f) $KOH + HF \longrightarrow KF + H_2O$

11. Coloque los coeficientes que correspondan, para balancear las siguientes ecuaciones químicas:

a) $P_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$

b) $Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + H_2O$

c) $Na_2CO_3 + C + N_2 \longrightarrow NaCN + CO$

d) $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_2H_5OH + CO_2$

12. Complete las siguientes reacciones, colocando el nombre a cada uno de los reactivos y productos:

a) $H_3PO_4 + Ba(OH)_2 \longrightarrow$

b) $Na_2SO_4 + CaCl_2 \longrightarrow$

c) $Fe + H_2CO_3 \longrightarrow$

d) $Cu_2S + Sr_3(PO_4)_2 \longrightarrow$

e) $HBr + Al(OH)_3 \longrightarrow$

13. Balancee las siguientes ecuaciones químicas, indicando los nombres y completando con fórmulas cuando corresponda:

a) .... + $H_2O \longrightarrow$ .... (hidróxido de calcio)

b) $NaOH$ + ... $\longrightarrow NaH_2PO_4$ + ...

c) .... + $Fe(OH)_3 \longrightarrow$ .... [sulfato de hierro (III)] + H_2O

d) .... + ... $\longrightarrow H_2S$

e) H_2CO_3 + ... $\longrightarrow$ .... (carbonato de amonio) + ...

14. ¿Cuántos moles de P_2O_5 pueden formarse con 2,0 g de fósforo y 5,0 g de oxígeno?

15. Indique cuántos moles de O_2 se necesitan para combinarse con 0,212 moles de C para producir: a) CO y b) CO_2

R = a) 0,106 moles; b) 0,212 moles

16. Calcule el peso de óxido de calcio (cal viva), que puede obtenerse por calcinación de 90,0 kg de roca, la cual contiene 95 % de $CaCO_3$. La reacción que tiene lugar es:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\varnothing} CaO + CO_2$$

R = 47,88 kg

17. En la fermentación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$), se produce alcohol etílico (C_2H_5OH), tal como se indica en la ecuación:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_2H_5OH + CO_2$$

¿Cuántos g de alcohol etílico se formarán por fermentación de 900,00 kg de glucosa?

R = 460.000 g

18. Una cierta masa de magnesio reacciona químicamente con 80,0 g de oxígeno produciendo 200,0 g de óxido de magnesio. Indique cuántos g de magnesio han reaccionado.

R = 120,0 g

19. Un tanque contiene 70,0 kg de amoníaco gaseoso, el cual será utilizado para producir un fertilizante. Si para su obtención se partió de la siguiente reacción:

$$AlN\ (s) + H_2O\ (l) \longrightarrow NH_3\ (g) + Al(OH)_3\ (ac)$$

a) ¿Qué masa de AlN se empleó?
b) ¿Qué volumen ocuparán los 70,0 kg de NH_3 a 273 K y 1 atm de presión?
c) ¿Cuántos moles de $Al(OH)_3$ se forman?

R = a) 168,82 kg; b) $9{,}2 \times 10^4$ l; c) $4{,}11 \times 10^3$ mol

20. Defina reactivo limitante y reactivo en exceso. ¿Cuál es el papel del reactivo limitante en la predicción de la cantidad de producto que se puede obtener en una reacción?

21. Se hacen reaccionar 40,0 g de una sustancia A_2 con 60,0 g de una sustancia B_2, según la reacción:

$$A_2 + 3\ B_2 \longrightarrow 2\ AB_3$$

Peso atómico de A: 10 uma Peso atómico de B: 4 uma

Calcule:

a) El número de moles del producto obtenido.
b) El número de moléculas de A_2 y B_2 que reaccionaron.

R = a) 4 moles; b) A_2-$12{,}05 \times 10^{23}$ molec, B_2-$3{,}61 \times 10^{24}$ molec

22. Dada la siguiente reacción:

$$HgO \xrightarrow{\varnothing} Hg + O_2$$

a) Calcule el peso y el volumen de O_2 que se obtiene en CN de presión y temperatura al calcinar 108,3 g de óxido de mercurio (II).
b) Determine cuántos g de HgO son necesarios para obtener 22,4 L de O_2 en esas condiciones.

R = a) 8 g y 5,6 L; b) 433,2 g

23. Un gas A_2 reacciona con un gas B_2 según la reacción:

$$A_2\,(g) + 3\,B_2\,(g) \longrightarrow 2\,AB_3\,(g)$$

a) Si se parte de 4 L de A_2 medidos en CN de presión y temperatura ¿Cuántos L de B_2 se necesitan y cuántos L de AB_3 se producen en las mismas condiciones?
b) Si se parte de 1 x 10^{23} moléculas de A_2. ¿Cuántas moléculas de B_2 reaccionan y cuántas de AB_3 se forman?

R = a) 12 L de B_2 y 8 L de AB_3
b) 3 x 10^{23} moléculas de B_2 y 2 x 10^{23} moléculas de AB_3

24. En la fotosíntesis, el CO_2 de la atmósfera se convierte en compuestos orgánicos y oxígeno, de acuerdo a la la ecuación:

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$$

Calcule:
a) Los g de oxígeno que se producen en la fotosíntesis de 50,0 g de CO_2.
b) Los moles de oxígeno que se producen en la fotosíntesis de 100 L de CO_2, medidos en CN de presión y temperatura.
c) Los litros de oxígeno medidos en CN, producidos a partir de la fotosíntesis de 100,0 g de CO_2.

R = a) 36,36 g; b) 4,46 moles; c) 50,91 L

25. Una de las maneras de eliminar el NO (contaminante atmosférico) de las emisiones de humos, es haciéndolo reaccionar con amoníaco:

$$4\,NH_3\,(g) + 6\,NO\,(g) \longrightarrow 5\,N_2\,(g) + 6\,H_2O\,(l)$$

Complete los espacios en blanco:
a) 16,5 moles de NO reaccionan con .... moles de NH_3
b) 9,30 moles de NO dan .... moles de N_2
c) 0,772 moles de N_2 se producen a partir de .... moles de NO
d) 78,5 mL de NH_3 (en CN) producen .... litros de N_2

26. A partir de la ecuación del problema anterior, calcule:
a) La masa de N_2 producida por 1,25 moles de NO
b) La masa de NH_3 necesaria para producir 145,0 g de H_2O
c) La masa de NO que producen 35,0 L de N_2 en CN (p, t)

d) La masa de NH_3 necesaria para reaccionar con 45,0 g de NO

R = a) 29,17 g b) 91,30 g c) 56,25 g d) 17,0 g

27. Las máscaras para producir O_2 en situaciones de emergencia contienen superóxido de potasio, KO_2, que reacciona con el CO_2 y el H_2O del aire exhalado para producir oxígeno, según la ecuación:

$$4\ KO_2\ (s) + 2\ H_2O\ (g) + 4\ CO_2\ (g) \longrightarrow 4\ KHCO_3\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

Si una persona que tiene una de estas máscaras exhala 0,702 g de CO_2/min ¿Cuántos g de KO_2 consume en cinco minutos?

R = 5,66 g

28. Dé un ejemplo de la vida diaria que demuestre el concepto de reactivo limitante.

29. Una mezcla gaseosa de 20,0 moles de hidrógeno gas y 20,0 moles de azufre sólido reacciona para formar sulfuro de hidrógeno gaseoso.

a) Escriba la ecuación ajustada para la reacción
b) Indique cuántos L de sulfuro de hidrógeno se forman en CN (p, t)
c) ¿Hay algún reactivo que esté en exceso? Si es así ¿Cuál y cuántos g quedan sin reaccionar?

30. El propano (C_3H_8) es un componente del gas natural y se usa para cocinar y para la calefacción doméstica.

a) Balancee la siguiente ecuación que representa la combustión del propano en el aire:

$$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

b) ¿Cuántos g de dióxido de carbono se pueden producir por la combustión de 3,65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo que está en.

R = b) 481,8 g

31. El monóxido de nitrógeno, reacciona instantáneamente con el oxígeno gaseoso para producir dióxido de nitrógeno, un gas de color pardo:

$$NO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow NO_2\ (g)$$

En un experimento, 0,886 moles de NO se mezclan con 0,503 moles de O_2. Identifique cuál de los dos reactivos es el limitante y calcule el número de moles de NO_2 producidos.

R = NO; 0,886 moles de NO_2

32. Considere la reacción:

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$$

Si reaccionan 0,86 moles de MnO_2 con 25 mL de una solución de HCl al 34,8 % P/V ¿Qué reactivo se agotará primero? ¿Cuántos g de Cl_2 se producirán?

R = HCl; 4,26 g de Cl_2

33. Se hacen reaccionar 10,0 g de hidrógeno con 32,0 g de oxígeno para producir agua.

a) ¿Cuántos g de agua se obtienen?
b) ¿Cuántos g de reactivo en exceso quedan sin reaccionar y de cuál?

R = a) 36 g b) 6 g de H_2

34. Dada la siguiente ecuación:

$$Ca(OH)_2 \; + \; HCl \longrightarrow$$

a) Complétela e iguálela.
b) Si se mezclan para que reaccionen 100,0 g de $Ca(OH)_2$ con 100,0 g de HCl:
   b_1) ¿Cuántos moles y cuántos g de sal se obtienen?
   b_2) ¿Queda algo de algún reactivo sin reaccionar? Si así fuera señale cuál e indique el número de moles del exceso.

R = a) 150 g y 1,35 moles b) 0,04 moles

35. El agotamiento de ozono (O_3) en la estratósfera es motivo de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el O_3 puede reaccionar con el monóxido de nitrógeno proveniente de las emisiones de los aviones de propulsión a elevadas alturas. La reacción que explica la destrucción del ozono por NO es:

$$O_3 \; + \; NO \longrightarrow O_2 \; + \; NO_2$$

Si 0,740 g de O_3 reaccionan con 0,670 g de NO:

a) ¿Qué compuesto es el reactivo limitante?
b) ¿Cuántos g de NO2 se pueden producir?
c) Calcule el número de moles del reactivo en exceso que permanecen al final de la reacción.

R = a) O_3; b) 0,71 g; c) 6,92 x 10^{-3} moles de NO

36. Una masa de 98,0 g de ácido sulfúrico se hace reaccionar con 16,25 g de cinc metálico.
Calcule:

a) Los moles de sulfato de cinc formados
b) La masa en g de hidrógeno producido
c) El volumen de hidrógeno producido en CN (p, t)
d) Si el cinc contiene impurezas no atacables por el ácido sulfúrico y sólo se obtienen 4,0 L de hidrógeno en CN. ¿Qué porcentaje de cinc hay en la muestra empleada?

R = a) 0,25 moles b) 0,50 g c) 5,57 L d)71,83 %

37. Calcule las masas de nitrato de sodio y agua que se producen por reacción de 170 g de ácido nítrico con 130 g de hidróxido de sodio, ambos en estado puro.

R = 229,36 g y 48,57 g

38. El nitrato de plata puede obtenerse de acuerdo a la siguiente ecuación química:

$$Ag + HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$$

Considerando que se hacen reaccionar 83,0 g de HNO_3 con 12,0 g de Ag, realice los cálculos necesarios y complete:

a) Se obtienen .... g de $AgNO_3$
b) El reactivo que limita la reacción es ....
c) Para que no haya reactivo en exceso, deberían reaccionar ...... g de Ag y ...... g de HNO_3
d) Si se cumple (c) se obtendrán ..... g de $AgNO_3$

39. Defina los siguientes términos: rendimiento de reacción, rendimiento teórico, rendimiento real y rendimiento porcentual.

40. ¿Por qué el rendimiento de una reacción está determinado únicamente por la cantidad del reactivo limitante?

41. ¿Por qué el rendimiento real de una reacción es casi siempre menor que el rendimiento teórico?

42. El fluoruro de hidrógeno se usa en la manufactura de freones (compuestos que destruyen el ozono en la estratósfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara por la reacción:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + HF$$

En un proceso se tratan 6,00 kg de CaF_2 con un exceso de H_2SO_4 y se producen 2,86 kg de HF. Calcule el rendimiento porcentual de HF.

R = 92,95 %

43. ¿Cuántos gramos de óxido de calcio y qué volumen de dióxido de carbono (medido a 0 °C y 1 atm de presión), pueden obtenerse por calentamiento de 500,0 g de una muestra de carbonato de calcio de 85 % de pureza?

R = 238 g y 95,2 L

44. Cuando se hacen reaccionar 100 g de nitrato de plata con suficiente cantidad de hidróxido de sodio, se obtienen 61,4 g de óxido de plata de acuerdo a la ecuación química:

$$AgNO_3 + NaOH \longrightarrow Ag_2O + NaNO_3 + H_2O$$

Calcule el rendimiento teórico y porcentual de la reacción.

R = 68,21 g y 90,01 %

45. Una de las reacciones que ocurren en un alto horno, donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es:

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \longrightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$$

Suponga que se obtienen 1,64 x 10^3 kg de Fe de una muestra de Fe_2O_3, a partir de 2,62 x 10^3 kg suponiendo que llegue a completarse ¿Cuál es el porcentaje de pureza del Fe_2O_3 en la muestra original?

R = 89,52 %

46. Para conocer la pureza de una muestra de piedra caliza ($CaCO_3$), se calentaron 10,0 g de la misma, obteniéndose 2,0 L de CO_2, medidos en CN de presión y temperatura. Calcule el porcentaje de pureza de la piedra caliza ensayada.

$$CaCO_3 \longrightarrow CO_2 + CaO$$

R = 89 %

47. De acuerdo a la siguiente reacción:

$$NH_3\,(g) + H_2SO_4\,(ac) \longrightarrow (NH_4)_2SO_4\,(s)$$

Si se utilizaron 9.500 m^3 de amoníaco, medidos a 0 °C y 1 atm de presión, calcule:

a) Si la reacción fuera total, la masa de sulfato de amonio que se debería obtener a partir del volumen de NH_3 que reaccionó.
b) El rendimiento de la reacción si se obtienen 27,216 toneladas de $(NH_4)_2SO_4$ para usar como fertilizante.
c) El número de moléculas de ácido sulfúrico que se consumieron en la reacción de acuerdo al punto a).

R = a) 28 ton; b) 97,2 %; c) 1,28 x 10^{29} molec.

48. La siguiente reacción para la obtención de NaOH, tiene un rendimiento a nivel industrial del 95 %.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + NaOH$$

Si se parte de 36,0 kg de Na_2CO_3

a) ¿Qué masa de NaOH se producirá?
b) ¿Cuántos moles de $Ca(OH)_2$ se consumen en la reacción?

49. Se hacen reaccionar 40,0 g de KOH impuro con ácido HCl, obteniéndose 40,0 g de KCl.

a) Plantee la reacción que tiene lugar
b) Calcule la masa de KOH puro que reaccionó con el ácido
c) Determine la pureza de la muestra de KOH
d) Calcule el número de moléculas de KOH que intervienen en la reacción.

R = b) 30 g c) 75 % d) 3,2 x 10^{23} molec.

50. Se desean fertilizar 30 hectáreas dedicadas al cultivo con $NaNO_3$. Para esto son necesarios 16,608 kg de dicho fertilizante, que pueden obtenerse según la reacción:

$$HNO_3 + NaCl \longrightarrow NaNO_3 + HCl$$

Calcule:

a) La masa de NaCl al 90 % de pureza que se necesita
b) Los moles de HCl que se forman

R = a) 12,7 kg; b) 195,4 moles

51. En la industria de los plásticos se usan grandes cantidades de anhidrido ftálico ($C_8H_4O_3$), el cual se produce por oxidación controlada del naftaleno:

$$2\,C_{10}H_8 + 9\,O_2 \longrightarrow 2\,C_8H_4O_3 + 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

Debido a que una parte del naftaleno se oxida a otros productos, sólo se obtiene un 70% de anhidrido ftálico según la reacción anterior. ¿Qué cantidad en kg de este compuesto se producirá industrialmente por la oxidación de 45 kg de $C_{10}H_8$?

R = 36,42 kg

52. Una muestra de cuprita (Cu_2O) posee un 66,6 % de pureza. ¿Qué cantidad, en gramos, de Cu_2O puro hay en 7 moles la misma?

R = 695,1 g

53. Dada la reacción de formación del óxido de magnesio:
a) Calcule los moles de óxido que se formarán al reaccionar 10 moles de magnesio con 128 gramos de oxígeno.
b) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso sobrarán?

54. Dada la reacción de formación del cloruro de plata:
a) Calcule los moles de cloruro de plata que se formarán al reaccionar 100 gramos de nitrato de plata con 2 moles de cloruro de sodio.
b) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso sobrarán?

55. Dada la reacción de formación de agua:
a)¿Cuántos gramos de agua se obtendrán si reaccionan 10 gramos de hidrógeno con la suficiente cantidad de oxígeno, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80%?

56. Reaccionan 50 gramos de ácido sulfúrico 90% de pureza con la suficiente cantidad de hidróxido de sodio para formar sulfato de sodio y agua.
a) ¿Cuántos moles de sal se formarán?
b) Esos moles de sal formada, ¿cuántos átomos de azufre contienen?

Bibliografía

Alegría, M.P., A.S. Bosack, M.A. Dal Fávero, R. Franco, M.B. Jaul y R.A. Rossi. 1998. Química I: Sistemas materiales, estructura de la materia, transformaciones químicas. Santillana Polimodal. Ediciones Santillana. Buenos Aires, Argentina.

Angelini, M., E. Baumgartner, C. Benítez, M. Bulwik, R. Crubellati, L. Landau, L. Lastres Flores, M. Pouchan, R. Servant y M. Sileo. 1991. Temas de Química General. Editorial Eudeba. Vol. 1, 2, 3. Argentina.

Chang, R. todas las ediciones, Química. Mc Graw-Hill, Interamericana. Méjico.

Galindo, A., J.M. Savirón, A. Moreno, J.M. Pastor y A. Benedí. 1996. Física y Química-1° Bachillerato. Mc Graw-Hill, Interamericana. Madrid. España.

Masterton, W.L, E.J. Slowinski y C.L. Stanitski. 1987. Química General Superior.

Milone, J.O. 1987. Química IV: General e Inorgánica. Ed. Estrada. Argentina.