



# Introducción al estudio de las Ciencias Naturales

## Compilador

Alejandro Lozano

## Autores

Diego Andrioni | Jorge E.Castillo | Alejandro Lozano

### Carreras

Odontología  
Licenciatura en Nutrición  
Licenciatura en Instrumentación  
Quirúrgica  
Ingeniería Agronómica  
Veterinaria  
Farmacia  
Bioquímica  
Licenciatura en Tecnología de los  
Alimentos



**Rector**

**Doctor Alfonso José Gómez S.J.**

[rector@uccor.edu.ar](mailto:rector@uccor.edu.ar)

**Vicerrector Académico**

**Dr. Diego Osvaldo Fonti**

[vra@uccor.edu.ar](mailto:vra@uccor.edu.ar)

**Vicerrector de Economía**

**Magister Luis Ramón Alvarez - Chiabo**

[vre@uccor.edu.ar](mailto:vre@uccor.edu.ar)

**Vicerrector de Desarrollo**

**Dr. Jorge Orlando Pérez**

[vd@uccor.edu.ar](mailto:vd@uccor.edu.ar)

**Vicerrector de Medio Universitario**

**Licenciado Claudio José Gelmi S.J.**

[vrmu@uccor.edu.ar](mailto:vrmu@uccor.edu.ar)

Coordinación y Asesoramiento pedagógico  
Mónica Binimelis - Gabriela E. Giordanengo

Corrección  
Verónica Alvarez

*Estimados/as estudiantes:*

*Queremos darle la bienvenida al Curso de Ingreso, Área de Ciencias Naturales, de la **Universidad Católica de Córdoba**.*

*Para muchos serán sus primeros pasos en esta experiencia de estudios superiores, y para otros, es volver a comenzar un nuevo camino dentro de la universidad. En esos andares los recibimos, de manera imaginaria “en la puerta” de la universidad. Y como docentes experimentados, podemos percibir su interés por estudiar y aprender una disciplina específica, es decir, por forjar su propio camino.*

*Creemos que en el andar, todas las cargas se hacen llevaderas si vamos bien acompañados. Es esto lo que nos invita a revisar el vocablo **universidad**, y compartir dos reflexiones sobre los conceptos que se tejen alrededor de esta palabra.*

*La primera es sobre el origen del término, el cual deriva del latín **universitas** que expresa una multitud de cosas diferentes pero en sentido de **unidad**. En esta línea de pensamiento, ustedes compartirán el ingreso con docentes y compañeros de diferentes carreras como expresión interdisciplinar, pero a la vez unidos por compartir todos incipientes andares. Por otro lado, la palabra universidad también expresa el **origen de una comunidad** constituida por “magistorum et scholarium”, que significa comunidad de “maestros y estudiantes” que nos consagramos a la investigación, a la enseñanza y a la formación. Todos animados por el mismo amor al saber, entendido como el gozo de buscar la verdad, de descubrirla y de comunicarla en todos los campos del conocimiento. Más allá de estas definiciones abstractas, lo real es que la universidad, **nuestra Universidad, es un espacio que cobra vida día a día en ustedes, estudiantes; y en nosotros como docentes. Así es como entre todos hacemos camino donde unos a otros nos acompañamos para sostener el ritmo en cada paso que vamos dando.***

*Iniciar este recorrido como estudiante universitario es una opción que para nosotros contribuye a la expansión mental, la intensidad emocional, la energía espiritual, la alegría de vivir y la voluntad de poder hacer. Por otro lado, nos parece que el sentido más profundo lo adquiere en la herramienta intelectual que como universitarios logramos para “servir mejor” a las personas y a la sociedad, y de ese modo, brindar herramientas a otros, para que, ni más ni menos, puedan trazar sus propias rutas.*

***Gracias por elegir este camino de ser Universitario/a.** Deseamos tengan una experiencia de vida intelectual y emocional enriquecedora.*

*¡Bienvenidos! Los acompañaremos en el inicio de este hermoso recorrido, los saludamos con respeto y afecto:*

**Prof. Alejandro Lozano**  
**Prof. Diego Adreoni**  
**Prof. Jorge E. Castillo**

## ALEJANDRO LOZANO

- Médico Pediatra Especialista en Alergia e Inmunología.
- Doctorado en Medicina en la Universidad Católica de Córdoba.
- Becario de la Universidad Católica de Lovaina, Bélgica.
- Director del grupo de investigación en Inmunología de la Facultad de Ciencias Agropecuarias en la carrera de Veterinaria (unidad asociada a CONICET) y codirector en el grupo de Inmunología de la Facultad de Medicina de la Universidad Católica de Córdoba.
- Profesor Titular de Inmunología de la Facultad de Medicina y de la Carrera de Veterinaria de la Universidad Católica de Córdoba.
- Jefe del Servicio de Alergia e Inmunología de la Clínica Universitaria Reina Fabiola de la Universidad Católica de Córdoba.

## DIEGO ANDRIONE

- Bioquímico-Farmacéutico Especialista en Gestión de la Calidad.
- Secretario Técnico de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Católica de Córdoba.
- Miembro investigador del proyecto: *Búsqueda de nuevos extractos y sus principios activos obtenidos a partir de plantas nativas del centro de argentina con actividad medicinal* de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Católica de Córdoba.
- Profesor Titular de la Cátedra de Biología I y II de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Católica de Córdoba.
- Profesor Titular de la Cátedra de Química Biológica I de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Católica de Córdoba.
- Profesor Adjunto de la Cátedra de Química Biológica II de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Católica de Córdoba.

## JORGE E. CASTILLO

- Ingeniero Electroelectrónico
- Especialista en Ingeniería ambiental.
- Magister en Ingeniería Ambiental.
- Profesor Adjunto de Física II en la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Católica de Córdoba.
- Docente de las Cátedras de Física I, II, III y Álgebra de la Facultad de Ingeniería de la Universidad Católica de Córdoba.
- Docente de las asignaturas de Matemática y Física del Instituto Terciario Albert Sabin en las tecnicaturas en Alimentación, Química y Biotecnología.
- Miembro investigador del proyecto: *Biodisco: estudio de bioremediación de líquidos residuales*, de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Católica de Córdoba.
- Relojero de relojes de torres.

# CLASE 1

## ORIGEN HISTÓRICO DEL CONOCIMIENTO DE LA CIENCIAS NATURALES

*“Nadie puede realmente sentirse como en casa en el mundo moderno y valorar la naturaleza de sus problemas – y la posible solución de dichos problemas – salvo que tenga alguna noción inteligente sobre lo que la ciencia es capaz de explicar. Además, la iniciación al magnífico mundo de la ciencia proporciona una enorme satisfacción estética, anima a los jóvenes, satisface el deseo de saber y permite calibrar con mayor profundidad las maravillosas potencialidades y los logros asombrosos de la mente humana.”*

Isaac Asimov, 1984

*Estimados/as estudiantes:*

*Bienvenidos/as a la Universidad Católica de Córdoba.*

*En esta clase intentaremos enmarcar en la disciplina. Para ello realizaremos un recorrido histórico del conocimiento, ya que nos permite tomar conciencia de la maravilla de la inteligencia humana, de la capacidad de la persona de trascender a su propio tiempo cronológico a partir de la transferencia de la experiencia aprendida.*

*¿Comenzamos?*

**Objetivos específicos:**

- Comprender las definiciones de ciencia y conocimiento.
- Analizar los diferentes paradigmas en la evolución del saber.
- Vincular los avances del conocimiento a la realidad sociocultural del momento histórico analizado.
- Reconocer los principales autores de los descubrimientos que permitieron el avance del conocimiento.
- Señalar los inventos tecnológicos que favorecieron el desarrollo de las ciencias naturales.
- Conocer los premios Nobeles argentinos vinculados a las ciencias naturales.

**Contenidos:**

- 1- Definición de persona humana
- 2- Definición de conocimiento y de ciencia
- 3- Método científico
- 4- Clasificación de las ciencias
- 5- Etapas evolutivas del conocimiento:
  1. Mágico teúrgico
  2. Existencia de leyes naturales
  3. Fundamentado en la autoridad
  4. El conocimiento obtenido desde un método
- 6- Los padres de la ciencia moderna: W. Gilbert y G. Galilei.
- 7- Filosofía y ciencia.
- 8- El saber y la universidad.
- 9- Hitos tecnológicos.
- 10- Otros autores “revolucionarios” del pensamiento.
- 11- Premios Nobel en Argentina

## 1. DEFINICIÓN DE PERSONA HUMANA



### PARA PENSAR Y REFLEXIONAR

En este punto nos podemos preguntar ¿Cuáles son las características de la persona?

La respuesta a la pregunta podría ser: **inteligencia – voluntad – libertad – capacidad de amar**, estas características le permiten al hombre, entre otras cosas, lograr transferir y apropiarse el conocimiento.

Como dice Ortega y Gasset, pensador español de comienzos del siglo XX:

*“...Si no fuera tan barroca la imagen deberíamos representar las generaciones no horizontalmente sino en vertical, unas sobre otras, como acróbatas del circo cuando hacen la torre humana. Uno sobre los hombros de los otros, el que está en lo alto goza la impresión de dominar a los demás, pero debería advertir que es su prisionero. Esto nos llevaría a percatarnos que el pasado no se ha ido sin más ni más, de que no estamos en el aire sino sobre sus hombros, de que estamos en el pasado, en un pasado determinadísimo que ha sido la trayectoria humana hasta hoy...”*

**ORTEGA y GASSET, José**, *En torno a Galileo*, Espasa Calpe, Madrid, 1984, p.60.

Este escrito nos permite tomar conciencia que el avance en el conocimiento está sostenido en reconocer la historia y a partir de ella mejorar el saber y su tecnología.

## 2. DEFINICIÓN DE CONOCIMIENTO Y CIENCIA

Para comenzar el análisis del origen del conocimiento de las ciencias naturales deberíamos definir el concepto de conocimiento y de ciencia.

Conocimiento deriva de la palabra latina “*cognosere*” que significa averiguar la índole, cualidad y relación de las cosas de manera profunda. El conocer surge de unas de las cualidades del ser humano definida por Aristóteles cuando dice todo hombre por naturaleza es curioso. Probablemente la “curiosidad” es el motor para el ejercicio de la inteligencia.



Ciencia se origina de la palabra latina “*scientia*” que se define como: conjunto de conocimientos obtenidos mediante la observación y el razonamiento, sistemáticamente estructurados de los que se deducen principios y leyes generales.

Su definición permite observar que no todo conocimiento es científico. A manera de ejemplo en la producción de un dulce casero la abuela le enseña a la nieta por trayectoria cultural y no principios científicos que necesitan del método para estructurar el resultado científico.

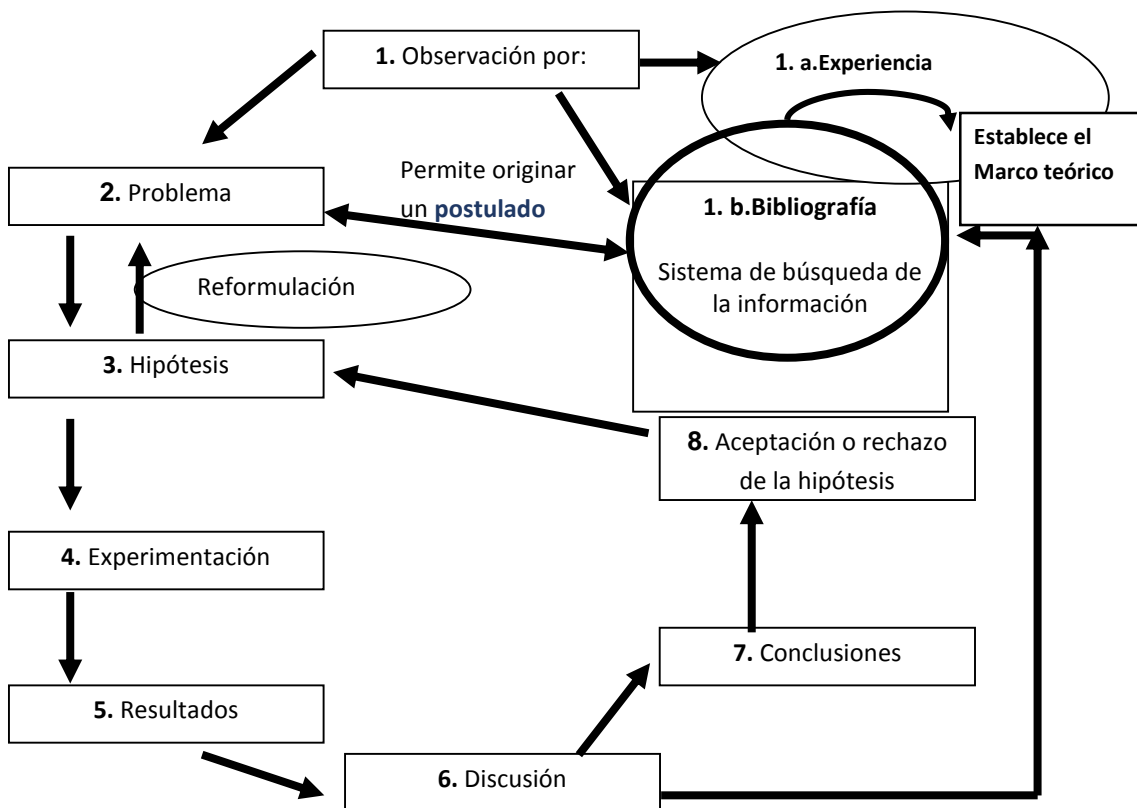
La ciencia como cuerpo de idea o conjunto de conocimientos obtenidos por un método, necesita de dos condiciones, por un lado la observación a partir de un fenómeno teórico o de experiencia y por otro, un razonamiento lógico. De esta manera se define el objeto y/o problema a estudiar, se definirán las hipótesis y los métodos de verificación de donde surgirá el conocimiento científico.

### 3. MÉTODO CIENTÍFICO

¿Cuáles son los pasos del método científico?

Figura 1: Pasos del método científico

Seguramente los recordarán de tus estudios en el ciclo medio. Les proponemos una respuesta posible. (Figura 1)



La palabra “método” se origina de la unión de dos términos griegos: *meta*, que significa más allá y *hodos* que se interpreta como vía o caminos. Entonces se puede decir que método significa: “camino para llegar más allá” de un simple resultado. Figura 1 Método Científico

Podríamos definir al conocimiento profesional como la totalidad de afirmaciones, proposiciones, evidencias, formulaciones, leyes y práctica que sirven de soporte científico y técnico para el desempeño del ejercicio profesional, el cual es un conocimiento científico.

## 4. CLASIFICACIÓN DE LAS CIENCIAS

Existen múltiples formas de Clasificar a las ciencias, en este caso se usará la propuesta del Dr. Mario Bunge que las divide en Formales y Fácticas (ver tabla 1).

Las ciencias formales son aquellas que buscan comprender y destacar la verdad de las cosas. Utilizan la deducción como método de búsqueda de la verdad. El objeto de estudios de las ciencias formales no son las cosas ni los procesos, sino las relaciones abstractas, es decir que en ellas se estudian ideas.

Las ciencias fácticas están basadas en buscar la coherencia entre los hechos y la representación mental de los mismos. Por lo tanto, el objeto de estudio de las ciencias fácticas son los hechos. Su método parte de la observación, es imprescindible definir un “experimento” y el criterio de verificación.

**Tabla 1.**

<b>CLASIFICACIÓN DE LAS CIENCIAS</b>	<b>FORMALES</b>	<b>LÓGICA</b>	
		<b>MATEMÁTICA</b>	
	<b>FÁCTICAS</b>	<b>NATURALES</b>	<b>FÍSICA</b>
			<b>QUÍMICA</b>
			<b>BIOLOGÍA</b>
		<b>CULTURALES</b>	<b>SOCIOLOGÍA</b>
			<b>ECONOMÍA</b>
			<b>CIENCIAS POLÍTICAS</b>

En las ciencias fácticas naturales, como hemos podido establecer, el método científico tiene un diseño experimental, que no se desarrolla habitualmente en las ciencias sociales.

A partir de los conceptos vertidos podemos observar que las ciencias naturales, cualquiera sea el área de desarrollo, se encuentran en las ciencias fácticas e involucra la física, química y biología. La verdad de estas ciencias es provisoria porque las nuevas investigaciones pueden presentar elementos para su refutación. Las ciencias fácticas trabajan con objetos reales que ocupan un espacio y un tiempo. Se subdividen en naturales y sociales. Las primeras se preocupan por la naturaleza y las segundas por el ámbito humano.

En conclusión, las ciencias fácticas investigan hechos de la realidad y se basan en experiencias sensoriales que con el tiempo pueden llegar a esclarecer los fenómenos subyacentes de estos hechos.

## 4.1 - IMPACTO DE LOS DIFERENTES PARADIGMAS EN LA RESOLUCIÓN CIENTÍFICA

Antes de comenzar el análisis de algunos hechos y hallazgos históricos, y las personas involucradas en los mismos, es importante comprender los paradigmas en el cual se desarrollaban sus actividades intelectuales.

Si bien el término paradigma, es usado desde tiempos de Platón, su significado contemporáneo lo estableció en la década de 1960 el historiador y filósofo de la ciencia Thomas Kuhn, quien lo definió como *“el marco de referencia conceptual que utiliza la comunidad científica y sirve de modelo útil para estudiar problemas y elaborar soluciones”*. Otra forma de expresar este concepto, serían las ideas científicas que surgen alrededor de un problema para el cual seguramente hay varias soluciones posibles. Podríamos decir que al mundo se lo puede ver con lentes de diferentes cristales lo que define el color de lo mirado.

Se intentará aplicar esta definición para establecer de alguna manera los distintos periodos que hacen a la manera de pensar de los “científicos” de acuerdo al paradigma predominante.

## 5. ETAPAS EVOLUTIVAS DEL CONOCIMIENTO



### PARA PENSAR Y REFLEXIONAR

Aristóteles afirma que la necesidad de conocimiento es propia de la naturaleza del hombre, de un conocimiento que permita explicar con profundidad los fenómenos a los que el sujeto está expuesto. Por otro lado, se debe reconocer que el hombre es un ser

histórico, razón por la cual el análisis y la profundidad del saber estarán influidos por las posibilidades que otorga el espacio y el tiempo donde se desarrolló. Esta afirmación nos permite dividir la evolución del conocimiento en diferentes etapas de acuerdo al paradigma social predominante.

Podríamos señalar cuatro períodos claramente definidos:

- 1- **Mágico teúrgico**
- 2- **Existencia de leyes naturales**
- 3- **Fundamentado en la autoridad**
- 4- **El conocimiento obtenido desde un método**

El **primer período** uno debería incluir a todas las culturas antiguas, donde los fenómenos vividos en la naturaleza eran explicados por la magia y/o como consecuencia de la obra de dios o dioses (teúrgico). Esta “creencia científica” permitía a la comunidad explicar las adversidades al cual el hombre se veía expuesta y que fueran resueltas por sacerdotes, a través de ofrendas y por magos haciendo magia. La cultura egipcia diferenciaba claramente estos roles, para el Faraón no era los mismo el sacerdotes, el magos y el médicos. Al igual que la cultura Griega, entre otras, necesitaban de muchos dioses para lograr explicación y protección.

Mientras el Universo estuviera bajo el control de unas deidades tan arbitrarias y de relaciones tan imprevisibles, no había posibilidades de comprenderlo; sólo existía la remota esperanza de aplacarlo. Pero, desde el nuevo punto de vista de los pensadores griegos más tardíos, el Universo era una máquina gobernada por leyes inflexibles. Así, pues, los filósofos griegos se entregaron desde entonces al excitante ejercicio intelectual de tratar de descubrir hasta qué punto existían



## PARA SABER MÁS

### PARADIGMA IGNACIANO

Como futuro miembro de una Universidad Jesuita consideramos que es importante conocer lo que se denomina Paradigma Ignaciano. Este fue enunciado por San Ignacio de Loyola en el año 1536. Ignacio de Loyola es fundador de la Compañía de Jesús y uno de los ejes de la Espiritualidad Ignaciana son los Ejercicios Espirituales. En este Libro, en el que invita al “ejercitante” a una experiencia intensa y profunda, desarrolla un paradigma que sirve para la vida. Los núcleos de su paradigma son EXPERIENCIA – REFLEXIÓN – ACCIÓN. (Figura 2).

En la Experiencia, Ignacio incluye la historia vivida, definiéndola como “el sentir y gustar de las cosas internamente”. Este núcleo obliga a una segunda instancia, la Reflexión, que se fundamenta en el discernimiento, el cual es una “reconsideración seria y ponderada” de lo vivido. Por último, la reflexión lleva a la Acción comprometida, para Ignacio lo más importante y decisivo del amor, no es lo que uno dice sino lo que uno hace.

Por lo tanto, el paradigma Ignaciano nos permite hacer que la experiencia universitaria pueda ser profundamente reflexionada con el objeto de comprometer nuestra saber a favor de los otros.

#### PARADIGMA IGNACIANO



Ignacio de Loyola -1536



## PARA SABER MÁS

### ARTES LIBERALES GRIEGAS

La cultura griega entendía por ARTE un saber técnico capaz de ser enseñado y aprendido, concepto que se origina de la palabra griega *Téchne* usada por Aristóteles y el término *Ars* impuesto por Platón. Aristóteles entendía por *Téchne* el conocimiento surgido de la práctica y el conocimiento puro; Platón explicaba el *Ars* como la capacidad de examinar las causas de lo que se realiza y ser capaz de dar explicaciones del efecto.

Las artes griegas liberales eran siete y se dividían en dos grupos, a) TRIVIUM: constituidas por la gramática – dialéctica – retórica; b) QUADRIVIUM: aritmética – geometría- música – astrología. La enseñanza de estos “saberes griegos” se desarrollaba en las escuelas y academias, las cuales no tenían una organización institucional, no otorgaban grados académicos, ni títulos con valor jurídico. Probablemente la más conocida fue la Academia Platónica la cual funcionó 380 años antes de Cristo. En este marco Hipócrates de Cos (c. 460 a. C. - Tesalia c. 370 a. C.), genera lo que puede ser considerado el acontecimiento más importante de la historia universal de la medicina, con un elevado impacto en el futuro científico de todas las áreas del conocimiento, al transformar la práctica de la medicina en un “arte griega”, cuando la define como “la más bella y noble de todas las artes”. Esto implica un cambio paradigmático, los procesos biológicos son cambiantes y esperables, están regidos por leyes naturales.

realmente leyes en la Naturaleza.<sup>1</sup> Es importante señalar el esfuerzo de estas culturas antiguas, griegos, chinos y los científicos y filósofos islámicos, por mantener activa la búsqueda del conocimiento de nuestro mundo durante el periodo en que occidente vive la denominada “edad oscura” de la edad media.

Los mitos griegos figuran entre los más bellos y sofisticados de nuestra herencia literaria y cultural. Pero se da el caso de que los griegos fueron también quienes, a su debido tiempo, introdujeron el camino opuesto de la observación del Universo, a saber, la contemplación de éste como algo impersonal e inanimado. Para los creadores de mitos, cada aspecto de la Naturaleza era esencialmente humano en su imprevisibilidad. A pesar de la fuerza y la majestad de su personificación y de los poderes que pudieron tener Zeus, o Marduk, u Odín, éstos se mostraban, también como simples hombres, frívolos, caprichosos, emotivos, capaces de adoptar una conducta violenta por razones fútiles, y susceptibles a los halagos infantiles.

En el **segundo período**, se fundamenta en que la naturaleza logra equilibrios por leyes estables, las cuales pueden ser estudiadas. Este periodo, también corresponde a la cultura de los antiguos con un pensamiento superador sobre los mitos. Probablemente, la cultura que más admiró el equilibrio de la naturaleza fue la helénica, y los fenómenos adversos se explicaban por ruptura del equilibrio establecido por una fuerza superior y la búsqueda de un nuevo estado de equilibrio. Los objetos de estudios de los griegos eran el mar, el universo y la salud. El primero en afrontar este empeño de

<sup>1</sup> Asimov Isaac, Nueva guía de la Ciencia, España, 1984

poner en evidencia “leyes de la naturaleza”, según la tradición griega, fue Tales de Mileto hacia el 600 a. de J.C. Aunque sea dudoso el enorme número de descubrimientos que le atribuyó la posteridad, es muy posible que fuese el primero en llevar al mundo helénico a desestimar los mitos. Su hazaña más espectacular consistió en predecir un eclipse para el año 585 a. de J.C., fenómeno que se produjo en la fecha prevista<sup>2</sup>. Otro de este “nuevo grupo” de pensadores griegos fue Hipócrates, que permite comprender y explicar que la enfermedad no es consecuencia del “de la arbitrariedad de los dioses” sino que es un fenómeno natural que se dará siempre en casos de que se produzcan desequilibrios o ruptura de las “leyes de la naturaleza”. La gran área de desarrollo de Hipócrates de Cos fue la medicina, donde esta postura permitió transformarla en un arte griego, definido por Hipócrates como la más bella y noble de todas las artes.

Entre la evidencia puesta por Tales de Mileto y la explicación de la enfermedad propuesta por Hipócrates se establece una ruptura paradigmática en la forma de pensar los problemas estableciendo que el conocimiento se centra en la capacidad del hombre de comprender los fenómenos de la naturaleza.

Comprometidos en su ejercicio intelectual, los griegos presumieron, por supuesto, que la Naturaleza jugaría limpio; ésta, si era investigada en la forma adecuada, mostraría sus secretos, sin cambiar la posición o la actitud en mitad del juego. Por otra parte, se creía que las leyes naturales, cuando son halladas, pueden ser comprensibles. Este optimismo de los griegos no ha abandonado nunca a la raza humana<sup>3</sup>.

El **tercer período** se fundamenta en la **autoridad** del que trasmite el conocimiento. Aquí se podrían mencionar muchos hechos y personajes y solo se pondrá algunos ejemplos. Hasta el movimiento renacentista, siglo XV, el fundamento de la “verdad científica” era Aristóteles y la Sagrada Escritura.

Como ejemplo de la autoridad de Aristóteles se señala los movimientos estudiados, como el de caída libre de un objeto, donde se tenía una trayectoria casi rectilínea, se supuso que la dirección de una bala de cañón respondía a la misma ley y se lo tomo, por cientos de años, como verdad aristotélica. Esto fue cierto hasta Galileo, que fue capaz de observar que hay un movimiento combinado en la trayectoria de las balas de cañón, compuesto por un movimiento rectilíneo y otro vertical descendente; dando como resultado una trayectoria curva. Más allá de lo simple que parece la lógica aplicada por Galileo implicó la valentía de refutar a la autoridad de Aristóteles.

Otro ejemplo: cuando se tomó a la Sagrada Escritura como un libro científico se pierde el sentido del mismo, dado que la Biblia es un libro de Fe donde la Gran Verdad es la de Dios Padre – Creador. Si a la Biblia es analizada como libro científico, el relato de la creación del mundo en el primer capítulo del Génesis, parece opuesto a la teoría científica de la evolución de las especies establecida por Charles Darwin y Alfred Wallace en el siglo XIX. El relato del Génesis no se opone a la evidencia científica, intenta explicar

<sup>2</sup> Asimov Isaac, Nueva guía de la Ciencia, España, 1984

<sup>3</sup> Asimov Isaac, Nueva guía de la Ciencia, España, 1984

que existe un Dios que permite la vida humana, que no fue por azar biológico sino que hubo intencionalidad de creación.

También fue un problema para la Iglesia comprender la teoría heliocéntrica propuesta por Nicolás Copérnico (su verdadero nombre Nikolai Koppernigk, nacido en Polonia 1473 y muere en Italia en 1543) y demostrada por Galileo Galilei. Hasta ese momento el centro del universo era la tierra como lo había planteado el egipcio Claudio Ptolomeo de Alejandría en el siglo II quien para aseverar esta verdad se basó en la Astronomía Griega que consideraba que la Tierra era inmóvil y, al mismo tiempo, era el centro del Universo y que era corrupta e imperfecta, mientras que los cielos eran eternos, inmutables y perfectos. Dado que los griegos consideraban el círculo como la curva perfecta, y teniendo en cuenta que los cielos eran también perfectos, dedujeron que todos los cuerpos celestes debían moverse formando círculos alrededor de la Tierra. Con el tiempo, sus observaciones (procedentes de la navegación y del calendario) mostraron que los planetas no se movían en círculos perfectos y, por tanto, se vieron obligados a considerar que realizaban tales movimientos en combinaciones cada vez más complicadas de círculos lo cual fue formulado por Claudio Ptolomeo.

Este supuesto de los griegos tomado como verdad absoluta era coherente con la “interpretación científica” de la Sagrada Escritura, razón por la cual la Iglesia Católica de aquellos tiempos adhirió a este “experimento mental”, cayendo en el error de tomar a la Biblia como “verdad científica” y alejándola de su gran Verdad: un libro escrito para quienes quieren conocer a DIOS PADRE CREADOR.

Otro ejemplo histórico de verdad científica impuesta por autoridad son los conceptos anatómicos de Galeno. Galeno fue un médico romano que vivió en el año 100 después de Cristo y su mérito fue occidentalizar la obra hipocrática que estaba depositada en Alejandría luego de la caída del imperio griego. Esta ciudad se ubica en el delta del río Nilo, costa mediterránea de Egipto y fue depositaria del saber de la época, debido a que era parada obligada de los barcos mercantes desde Asia hacia Europa.

En esa época estaba prohibido el estudio del cuerpo humano en cadáveres, razón por la cual, Galeno estudio la anatomía de los cerdos y transpuso su observación como anatomía humana, esto fue “verdad” hasta el siglo XV cuando aparece Andrés Vesalio. Su nombre es Andreis van Wesel, nació en Bélgica el 31 de diciembre de 1514, estudio en la Universidad de Lovaina y luego se traslada a la Universidad de Padua donde latiniza su nombre, funda la Cátedra de Anatomía y publica en 1543 su mayor obra, el libro “*De Humani Corporis Fabrica*” (Sobre la estructura del cuerpo humano) desarrollado en siete volúmenes. Por el prestigio ganado fue designado Médico de la corte del Rey Carlos I. Tras la abdicación de Carlos, su hijo Felipe II lo mantiene como uno de sus médicos. Luego de varios años en Madrid fue condenado a muerte por la Inquisición por sus trabajos anatómicos realizados en Italia; pero por la intervención de Felipe II se cambia la pena por la obligación de peregrinar a Jerusalén. En su viaje a Tierra Santa pereció en un naufragio el 15 de octubre de 1564.

Andrés Vesalio fue capaz de discutir la verdad galénica basándose en la evidencia de sus trabajos con figuras anatómicas que siguen teniendo vigencia actual, y tuvo la valentía



de investigar el cuerpo humano más allá de las limitaciones que la “ley cultural” establecía.



## PARA PENSAR Y REFLEXIONAR

### La inquisición

**Escucharon o leyeron ¿Qué fue la “Santa Inquisición”? ¿La Inquisición fue positiva o negativa para el desarrollo de la persona humana? ¿Qué opinan?**

La respuesta a la primera pregunta sería que la Inquisición hace referencia a varias instituciones dedicadas a la supresión de la herejía, es decir, todo aquello que estaba en contra del dogma de fe, mayoritariamente en el seno de la Iglesia Católica.

Esta forma de accionar por coerción, va en contra de una de las características de la persona humana, la libertad. Esto obliga a una única forma de pensar y limita el desarrollo de la ciencia. Probablemente el movimiento de la Inquisición fue negativo para la ciencia y el desarrollo de la persona humana.

Los ejemplos señalados ponen en evidencia lo que hoy denominamos falacias de autoridad, para lo cual el hombre debía establecer un sistema ordenado que le permita aprender la forma de determinar las leyes subyacentes a partir de lo observado. Progresar desde un punto hasta otro, estableciendo líneas de argumentación, supone utilizar la “razón”. Un individuo que razona puede utilizar la “intuición” para guiarse en su búsqueda de respuestas, pero para apoyar su teoría deberá confiar, al fin, en una lógica estricta<sup>4</sup>



## UNIR CONCEPTOS

En lógica, una falacia (del latín *fallacia*, ‘engaño’) es un argumento que parece válido, pero no lo es. Algunas falacias se cometen intencionalmente para persuadir o manipular a los demás, mientras que otras se cometen sin intención debido a descuidos o ignorancia. En ocasiones las falacias pueden ser muy sutiles y persuasivas, por lo que se debe poner mucha atención para detectarlas.<sup>5</sup>

Existen diferentes tipos de falacias, entre ellas a manera de ejemplo se pueden señalar:

- De argumento ó lógicas

<sup>4</sup> Asimov Isaac, Nueva guía de la Ciencia, España, 1984

<sup>5</sup> Hansen, Hans Vilhelm (2002). “The Straw Thing of Fallacy Theory: The Standard Definition of Fallacy”. *Argumentation* 16 (2): pp. 133-155



- De autoridad
- Estadísticas



## ACTIVIDAD

**¿Podrían dar algún ejemplo de falacias de argumentación, de autoridad, y estadísticas?**

A continuación se señalan algunos ejemplos donde el error de la observación y por lo tanto de su conclusión, surgen de argumentos que parecen válidos y no lo son.

Un ejemplo de falacia argumentativa sería pensar que si el coñac con agua, el whisky con agua, el vodka con agua o el ron con agua son brebajes intoxicantes, puede uno llegar a la conclusión que el factor intoxicante debe ser el ingrediente que estas bebidas tienen en común, o sea, el agua. Aunque existe cierto error en este razonamiento, el fallo en la lógica no es inmediatamente obvio, y, en casos más sutiles, el error puede ser, de hecho, muy difícil de descubrir.<sup>6</sup>

Los ejemplos de falacia por autoridad podrían ser la anatomía de Galeno que nadie discutió durante 1300 años, simplemente porque lo había dicho Galeno. Algunas “verdades” establecidas por Aristóteles, que nadie se cuestionaba por la autoridad de quien la había establecido. Las falacias estadísticas, sobre todo en biología, pueden ser causa de errores significativos en las conclusiones científicas del problema analizado, a manera de ejemplo generando asociaciones casuales como si fueran causales.

---

El **cuarto periodo** es el conocimiento obtenido desde un método, podríamos decir el conocimiento científico.

El progreso científico se logra paso a paso; y probablemente en la construcción del saber, el más importante desarrollado por el ingenio humano, fue el desarrollo tecnológico.

Se puede constatar que el desarrollo científico del conocimiento comenzó de alguna manera en la cultura helénica pero fue indispensable el desarrollo de la tecnología para poner en evidencia los fenómenos subyacentes que explican la observación realizada.

---

<sup>6</sup> Asimov Isaac, Nueva guía de la Ciencia, España, 1984

## 5. EL RENACIMIENTO

Si uno se preguntara **¿cómo y cuándo comenzó la ciencia moderna?**, probablemente la respuesta tendría varias consideraciones en su reflexión. Con respecto **al cómo**, se podría señalar dos ejes conceptuales, el primero un *cambio de actitud* frente a la observación y el segundo fue el *desarrollo tecnológico*. En lo que se refiere **al cuándo**, se puede afirmar que la ciencia occidental se puso en marcha porque existió el Renacimiento. Una vez que este comenzó, con el impulso que recibió de la tecnología quedó garantizado un progreso continuo que no se detendría.

Las nuevas ideas científicas hicieron que la tecnología siguiera mejorando y la tecnología más avanzada proporcionaba a los científicos los medios necesarios para comprobar sus nuevas teorías cada vez con mayor precisión.



### PARA SABER MÁS

#### EL RENACIMIENTO

Renacimiento es un movimiento socio cultural que se produjo en Europa Occidental entre los años 1400 y finales de los 1600 (siglos XV al XVII). Adquirió mucha importancia el desarrollo del arte y se produjo una renovación en las ciencias, tanto naturales como humanas. Italia fue el lugar de nacimiento y desarrollo de este movimiento, el cual probablemente se inicia como consecuencia de la toma de Constantinopla por los turcos (29 de mayo de 1453) lo que generó un éxodo de muchos eruditos grecoparlantes hacia el oeste con todo su acervo científico.<sup>1</sup>

El Renacimiento fue fruto de la difusión de las ideas del humanismo, que determinaron una nueva concepción del hombre y del mundo. El nombre “renacimiento” se utilizó porque este movimiento retomaba ciertos elementos de la cultura clásica. El término se aplicó originariamente como una vuelta a los valores de la cultura grecolatina y a la contemplación libre de la naturaleza tras siglos de predominio de un tipo de mentalidad más rígida y dogmática establecida en la Europa de la Edad Media.

Esta nueva etapa planteó una nueva forma de ver el mundo y al ser humano, con nuevos enfoques en los campos de las artes, la política y las ciencias, sustituyendo el teocentrismo medieval por cierto antropocentrismo.

## 6. LOS PADRES DE LA CIENCIA MODERNA

Para la ciencia moderna fue necesario la conjunción de una idea y el desarrollo de una tecnología para poner en evidencia la misma. De esta manera se entra en un círculo virtuoso que genera sinergismo, esto explica el porqué de la vertiginosidad del progreso del saber y el tiempo utilizado para tan importantes logros fue muy acotado. Desde el nacimiento de Jesucristo habían pasado 1400 años con un avance del conocimiento lento y en 200 años, estableciendo un período aproximado entre el 1453 y el 1650, se produjo el desarrollo inicial de las ciencias con una gran cantidad de autores que permitieron el avance en el saber y la tecnología.

Se considera “padres de la ciencia moderna”, por sus ideas y los resultados puestos en evidencias a Galileo Galilei (Italia 1564 – 1642) y William Gilbert (Inglaterra 1544 – 1603). Ambos fueron capaces de cambiar el paradigma que se venía utilizando, actitud que puede ser resumida en la expresión de William Gilbert cuando dice:

*“discursean...basándose en unos pocos experimentos vagos y no concluyentes. Es fácil cometer equivocaciones y errores en ausencia de experimentos fiables. Quienesquiera que tenga la intención de realizar los mismos experimentos obtendrá los mismos resultados, porque no hay nada en estos libros que no haya sido investigado, y realizado una y otra vez...”*

Como se puede ver aparece la idea de demostración de las hipótesis y la reproductibilidad de los resultados

Tanto Galilei como Gilbert alejan a las ciencias de un mero discurso teórico, de un simple ejercicio mental y obligan a explicar las causas y efectos últimos de los fenómenos observados, sustituyendo el misticismo por la ciencia, como un medio para comprender el funcionamiento del mundo.



### IMPORTANTE

**Debido a la importancia del concepto, volvemos a definir qué se entiende por ciencia: es el conjunto de conocimientos obtenidos a través de un método desde la observación y el razonamiento, sistemáticamente estructurados de los que se deducen principios y leyes generales.**



## PARA SABER MÁS

### Síntesis de las biografías de Gilbert y Galilei

**William Gilbert:** (El apellido original de la Familia era Gilberd).

Nació en la ciudad de Colchester, Inglaterra un 24 de mayo de 1544. Pertenecía a una familia acomodada del condado de Essex. Estudió en un Instituto local y posteriormente fue a Cambridge en 1558. Terminó su licenciatura de humanidades en 1560, adquirió el grado de doctor en humanidades en 1564 y en 1569 el de doctor en Medicina. Se estableció en Londres, en 1573 fue miembro de la junta de gobierno del Royal College of Physicians. Llegó a ser un famoso y eminente médico de la época que lo llevó a cumplir sus funciones en la Realeza londinense. A pesar de su éxito en la medicina, sus mejores contribuciones científicas las realizó en el campo de la física a través de sus meticulosas investigaciones sobre la naturaleza del magnetismo. Invertió mucho de su fortuna personal en la investigación. Su obra culmine data del año 1600 y fue *De Magnete Magneticisque Corporibus et de Magno Magnete Tellure. (Sobre el magnetismo, los cuerpos magnéticos y el gran imán que es la tierra)*. Este libro fue la primera obra importante que se elaboró en Inglaterra en el campo de las ciencias físicas. Adhirió rápidamente a la teoría copernicana y sus estudios fueron utilizados posteriormente para explicar la órbita de los planetas. Denominó “polo norte” y “polo sur” a los dos extremos de una barra imantada. Falleció en Londres en el año 1603.

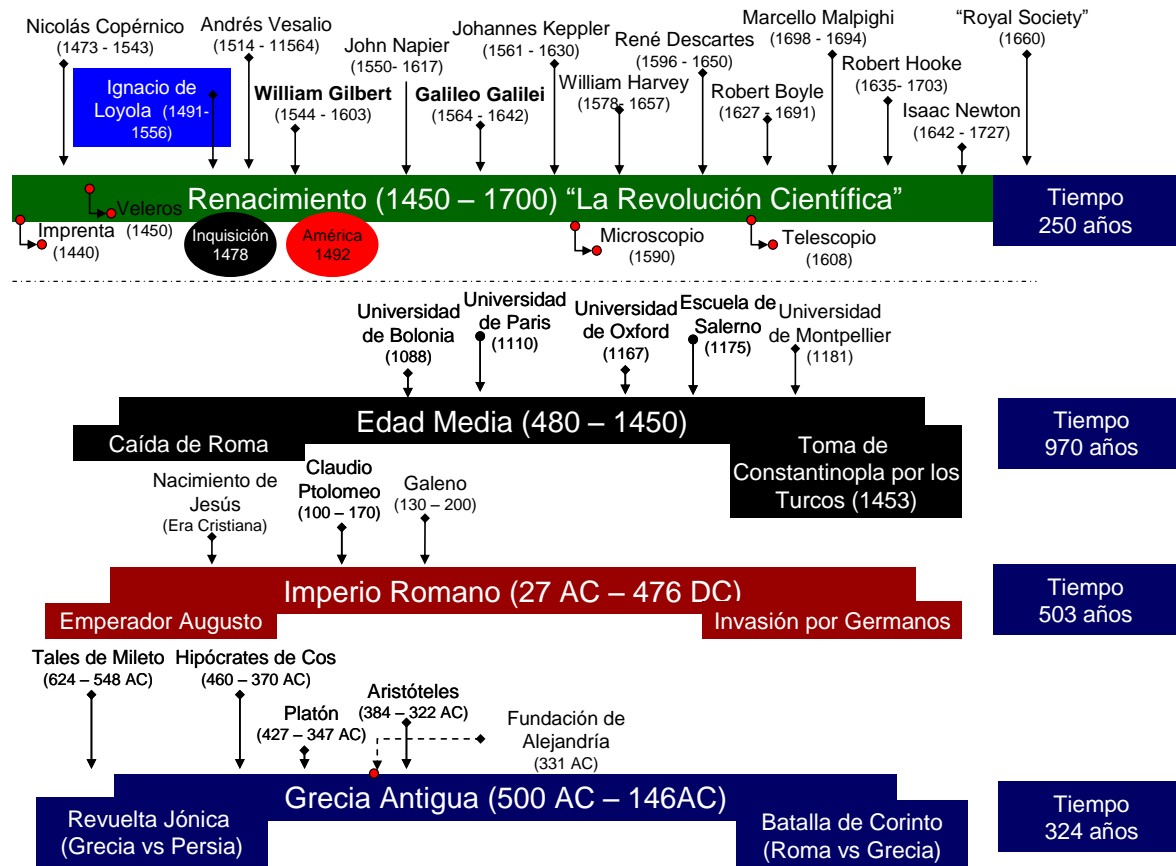
**Galileo Galilei**

Nació en Pisa el 15 de febrero de 1564. Tuvo una vida más sufrida que Gilbert, y menos acomodada. Hasta los 11 años se educó en el seno familiar, a los 15 años ingresó a un monasterio que abandonó luego de 2 años. En 1581 a los 17 años se matriculó como estudiante de medicina en la Universidad de Pisa. Galileo fue un estudiante argumentador y cuestionaba sin miedo la sabiduría aristotélica de aquella época. Recibió el apodo “*el pedenciero*” por su amor a la discusión. En 1583 participó de una clase de matemáticas de la cual quedó fascinado y comenzó a estudiar geometría, abandonando los estudios de medicina. En 1585 volvió a Florencia, sin ningún título, y se ganó la vida a duras penas como profesor particular de matemáticas y filosofía natural. En 1589 fue designado profesor catedrático de matemáticas en la Universidad de Pisa.

Galileo tuvo muchos aportes a las ciencias, pero quizás el más conocido fue la demostración de la teoría heliocéntrica propuesta por Copérnico. Él escribe esta evidencia en el libro *Diálogo sobre los dos sistemas máximos del mundo: Tolmeico y Copernicano*, terminó de escribir 1629, fue aprobado 1630 y publicado en Florencia 1632. El Revisor fue Fraile Dominicano: Niccolo Ricardi y recibió la Aprobación del Papa Urbano VIII por la gestión del Cardenal Francesco Barberini.

A pesar de toda esta gestión, fue un libro que se incluyó en el índice de libros prohibidos de la iglesia católica y llevó a Galileo Galilei al juicio de la Inquisición.

Figura 3. Hitos y personajes de la evolución histórica de la ciencia



## 7. FILOSOFÍA Y CIENCIA

Si bien estudiamos ciencias naturales, el pensamiento científico surge desde la filosofía, razón por la cual buscaremos la definición del concepto filosofía y sus métodos de análisis.

El término Filosofía proviene de la palabra griega *philosophia* voz que significa “amor al conocimiento” o, en una traducción libre, “deseo de conocer”. Por lo tanto se debe considerar a la filosofía como la madre de las ciencias.

Las ciencias naturales actuales usan **métodos** de la filosofía como: a) *la mayéutica* o método socrático que implican en la realización de preguntas sucesivas. Ejercicio que permite delinear el objeto problema a estudiar; b) *la dialéctica* fue el método impuesto por Platón con el objeto de que el individuo acceda al mundo de las ideas y de esta manera se genera contraposición y crítica; c) *la fenomenología*, es una corriente filosófica muy amplia que intenta por el análisis de los fenómenos observados dar una explicación; y por último d) *lógica* ciencia formal que estudia los principios de la demostración e inferencia, es una forma de validar el proceso realizado durante la

investigación. Los métodos de la lógica pueden ser deductivo (análisis) e inductivo (síntesis).



## PARA SABER MÁS

### Definiciones de diferentes aspectos de la Filosofía que hicieron al paradigma

**Filosofía Moral (ética):** es la rama de la filosofía desde la que se intenta proponer una teoría del comportamiento humano y realizar un análisis de las razones que se tienen al actuar. Expresión de esta Filosofía es Platón quién se sentía más profundamente interesado por cuestiones tales como: ¿qué es la justicia?, o ¿qué es la virtud?, antes que por los relativos al hecho de por qué caía la lluvia o cómo se movían los planetas.

**Filosofía Natural (cosmología):** es la rama de la ciencia que hoy conocemos como física e intenta conocer el origen y la constitución de los seres naturales. En la cultura griega el gran Filósofo Natural fue Aristóteles, quién aplicaba lógica y razón para comprender los fenómenos naturales.

**El rol del Cristianismo en la Evolución del pensamiento<sup>7</sup>:** El cristianismo, al centrar la atención sobre la naturaleza de Dios y su relación con el hombre, introdujo una dimensión completamente nueva en la materia objeto de la Filosofía moral, e incrementó su superioridad sobre la Filosofía natural, al conferirle rango intelectual. Desde el año 200 hasta el 1200 de nuestra era, los europeos se rigieron casi exclusivamente por la Filosofía moral, en particular, por la Teología. La Filosofía natural fue casi literalmente olvidada. No obstante, los árabes consiguieron preservar a Aristóteles y Ptolomeo a través de la Edad Media, y, gracias a ellos, la Filosofía natural griega, eventualmente filtrada, volvió a la Europa Occidental. En el año 1200 fue redescubierto Aristóteles. La primera y más natural consecuencia del redescubrimiento de Aristóteles fue la aplicación de su sistema de lógica y razón a la Teología. Alrededor del 1250, el teólogo italiano Tomás de Aquino estableció el sistema llamado “tomismo”, basado en los principios aristotélicos, el cual representa aún la Teología básica de la Iglesia Católica Romana. Pero los hombres empezaron también pronto a aplicar el resurgimiento del pensamiento griego a campos más pragmáticos.

Debido a que los maestros del Renacimiento trasladaron el centro de atención de los temas teológicos a los logros de la Humanidad, fueron llamados “humanistas”, y el estudio de la Literatura, el Arte y la Historia es todavía conocido con el nombre conjunto de “Humanidades”.

<sup>7</sup>

Asimov Isaac, Nueva guía de la Ciencia, España, 1984

## 8. EL SABER Y LA UNIVERSIDAD

Es a partir del siglo XII, durante la edad media, que aparecen en el mundo occidental las primeras universidades y lo hacen dentro del contexto de la Iglesia católica, como dice el Santo Padre Juan Pablo II:

*“Nacida del corazón de la Iglesia, la Universidad Católica se inserta en el curso de la tradición que remonta al origen mismo de la Universidad como institución, y se ha revelado siempre como un centro incomparable de creatividad y de irradiación del saber para el bien de la humanidad”<sup>8</sup>*

Las primeras universidades fueron: Bolonia (año 1088), París (año 1110), Oxford (año 1167), Salerno (año 1175) y Montpellier (año 1181). Estas se desarrollaron en el ámbito de las catedrales y monasterios y fueron el reservorio del saber durante la edad media lo que le permitió a la humanidad lograr salir de un “oscuro” momento socio - cultural.

Como hemos señalado anteriormente la universidad es una comunidad de especialistas y estudiantes que se consagran a la investigación, la enseñanza y a la formación, animados por el mismo amor del saber.

### 8.1 - LA UNIVERSIDAD EN AMÉRICA Y ARGENTINA

Desde la fundación de las primeras universidades, para que pudieran otorgar títulos con validez académica necesitaban de la autorización del Rey y del Papa. En América las primeras universidades autorizadas fueron la Universidad Imperial y pontificia de Santo Domingo (1538) y Universidad de México y Perú (1551).

En Argentina el proceso de fundación de la primera Universidad se inició en la ciudad de Córdoba por el trabajo desarrollado desde la Compañía de Jesús. En el año 1610 se constituye el Seminario de letras y ciencia, en el año 1610 se funda el colegio Máximo a partir del cual el Padre Diego de Torres SJ, autoridad rectora de la compañía de Jesús en el Río de la Plata, solicita las autorizaciones para funcionar como Universidad y recién en el año 1621 se recibe la Bula Papal, firmada por el Papa Gregorio XV y la Real Cédula del Rey Felipe III.

Luego de un largo procesos de intereses políticos un 12 de julio de 1767, los Jesuitas fueron expulsados de las tierras “que pertenecían” al Rey de España y la Universidad de Córdoba pierde su organización. Se hicieron cargo los Padres Franciscanos hasta que es

---

<sup>8</sup> Juan Pablo II, Constitución Apostólica sobre las Universidades Católicas, 1990



transferida a la órbita del gobierno civil de la incipiente Nación. Su primer rector fue el Dr. Gregorio Funes (1808).

La estructura de la institución universitaria fue modificándose a través de los diferentes gobiernos, se pueden resaltar las acciones de los siguientes presidentes que impactaron en la educación superior: el presidente Urquiza nacionaliza la Universidad, Mitre estructura su organización, Sarmiento vincula el saber con el extranjero y funda la Academia Nacional de ciencias y Avellaneda le otorga la fisonomía definitiva.

#### Fundación de las Primeras Universidades Argentinas

- 1621: Universidad de Córdoba
- 1821: Universidad Nacional de Buenos Aires
- 1889: Universidad Nacional de Santa Fe
- 1890: Universidad Nacional de La Plata
- 1912: Universidad Nacional del Tucumán

En Córdoba, durante la crisis socio política de la década de 1950, un grupo de laicos comprometidos con la Iglesia Católica, le solicitan al Obispo, Monseñor Fermin Lafitte, la fundación de una Universidad Católica fundamentándose en la libertad de enseñanza. El obispo le solicita a la Compañía de Jesús la ayuda para la fundación de esta nueva universidad. En 1956 se funda el Instituto Pro Universidad Católica de Córdoba y se designa como su primer Rector al Padre Jorge Camargo, y en 1958 por modificación de la ley se autoriza a su pleno funcionamiento, siendo la Universidad Católica de Córdoba la primera universidad argentina de gestión privada.

La universidad permitió el “reagrupamiento” de los eruditos y sabios y estructuró el sistema de enseñanza y aprendizaje, originando un reconocimiento social en el hacer profesional.

Como se ha señalado para el progreso del conocimiento fue indispensable cambiar la actitud del hombre frente a los fenómenos de la vida y desarrollar tecnología que permita poner en evidencia el saber obtenido. La creación de las universidades, la aparición de los “nuevos científicos” en el siglo XV al XVIII, y la invención de instrumentos, son el trípode que permitieron el avance científico del saber.

## **9. HITOS TECNOLÓGICOS QUE PERMITIERON EL DESARROLLO DEL CONOCIMIENTO CIENTÍFICO.**

Como vimos anteriormente, durante gran parte del Renacimiento, el espíritu mundano y racional y el enorme deseo de aprovechar las fuerzas de la naturaleza en artistas, intelectuales, alquimistas e, incluso, en algunos ricos señores feudales y burgueses, llevaron a que algunos hombres desarrollaran importantes inventos. Señalaremos sólo



cuatro inventos tecnológicos que permitieron el progreso del conocimiento, teniendo siempre en cuenta que lo primero para la evolución del saber fue un cambio de actitud frente al “fenómeno” observado, y esto obligó secundariamente al desarrollo de la tecnología.

- 1- La Imprenta de tipo móvil:** Fue inventada por un orfebre alemán llamado **Johannes Gutemberg** en el año 1440. Su mejor trabajo fue la impresión de la Biblia. El invento tuvo un elevadísimo impacto en la difusión del conocimiento, se puede hacer una analogía con el desarrollo de Internet. Hasta este invento había en toda Europa 30.000 libros y 60 años después de la creación de Gutemberg se contaba con más de 9.000.000 de libros. De esta manera se cumplió con uno de los principios de la ciencia, la necesidad de comunicar los resultados.
- 2- Los Veleros:** si bien se cuenta con antecedentes desde la cultura egipcia, el mayor desarrollo de los barcos a velas en occidente se logró en el siglo XV. Esto permitió el traslado de personas lo que facilitó la comunicación entre pueblos y culturas y la difusión del saber. Por este desarrollo también en este tiempo del renacimiento Cristóbal Colón (Cristóforo Colombo 1436 – 1506) descubre lo que hoy llamamos América, un 12 de octubre de 1492.
- 3- El Telescopio:** se obtiene a través de un largo proceso de transformación que lo inició el Inglés Thomas Digges en 1576, quien describe el universo a través de la observación por un telescopio. Fue recién en 1608 cuando el holandés Hans Lippershey, un fabricante de anteojos, logra un tubo de aumento para visualizar los cielos. A partir de este invento Galileo Galilei desarrolla un instrumento constituido por un tubo y dos lentes, una convexa y otra cóncava, al cual se lo denominó antejo ocular divergente o antejo de Galileo. La evolución del telescopio ha sido de gran ayuda para el desarrollo la astronomía a lo largo de los siglos.
- 4- El Microscopio:** fue inventado por Zacharias Janssen en 1590, es un instrumento óptico que contiene dos o más lentes que permiten obtener una imagen aumentada del objeto y que funciona por refracción. Del mismo modo que el telescopio revolucionó la manera de reflexionar sobre el universo, el microscopio revolucionó el modo en que las personas pensaban en sí mismas. La primera obra importante de las observaciones microscópicas la escribe **Robert Hooke** en el año 1665 denominada *Micrographia*. El primer gran pionero de la microscopía de tejidos vivo fue el italiano **Marcelo Malpighi**.



## ACTIVIDAD

- a. Describe sintéticamente en qué consistía una imprenta de tipo móvil.
- b. Describe qué es una carabela.
- c. Responder: ¿Qué es el telescopio Hubble?
- d. Responder ¿Qué es un microscopio electrónico?

Explicitamos las respuestas posibles al ejercicio planteado, para que te puedas auto-evaluar:

- a) *Imprenta de tipo móvil*: Es un método mecánico de reproducción de texto e imágenes sobre papel, que consiste en aplicar una tinta sobre unas piezas metálicas (tipos) para transferirla al papel por presión.
- b) *Carabela*: una embarcación ligera, alta y larga, que contaba con tres mástiles sobre una sola cubierta. Permitía transportar mucha mercadería lo que hizo posible largas travesías.
- c) *Telescopio Hubble*: también conocido como telescopio orbital, que orbita en el exterior de la atmósfera a 593 km de la tierra. Fue puesto en funcionamiento el 24 de abril de 1990. Está aportando importantes datos sobre la edad, estructura y composición del universo.
- d) *Microscopio Electrónico*: Los microscopios ópticos permiten la visualización de los objetos por la difusión de las ondas luminosas, que pierden definición cuanto más pequeño sea el objeto a observar. En 1932, Ernst Ruska y Max Knoll, de Alemania, construyeron el primer microscopio electrónico rudimentario, que consiste en la posibilidad de visualizar electrones en lugar de fotones o luz visible para formar imágenes de objetos diminutos. Estos microscopios permiten alcanzar ampliaciones hasta 5100 veces más potentes que los mejores microscopios ópticos.

---

## 10. OTROS AUTORES “REVOLUCIONARIOS” DEL PENSAMIENTO

Si bien estamos por comenzar nuestros estudios universitarios en ciencias naturales, en sus explicaciones, se utiliza a la matemática (del latín *mathematica*), la que se emplea para estudiar relaciones cuantitativas y las magnitud de las variables analizadas.

Como estableció Galileo Galilei, la ciencia se escribe en el lenguaje de las matemáticas. Pero este lenguaje estaba lejos de haber llegado a su desarrollo pleno en la época de Galileo, y que hoy día reconocemos automáticamente como matemáticas, tuvo que ser

inventado antes de que los físicos pudieran utilizar ampliamente las matemáticas para describir el mundo en que vivimos<sup>9</sup>.

Los símbolos + (más), - (menos) e = (igual), fueron creados por el inglés Robert Recorde en 1540, quien estudio en la universidad de Oxford y Cambridge, en las cuales obtuvo los títulos en matemáticas y medicina. Por otro lado, la aritmética, parte de la matemática que estudia los números y operaciones que se hacen con ella, fue simplificada por John Napier (nació en Escocia en 1550 y muere en Reino Unido en 1617) cuando inventó los números logarítmicos a principios del siglo XVII al simplificar y agilizar por este método los laboriosos procesos aritméticos que realizaban los astrónomos y otros científicos.



## PARA PENSAR Y REFLEXIONAR

**A manera de ejemplo del uso de los símbolos matemáticos ¿Has visto alguna vez la fórmula  $E = mc^2$ ? ¿Sabes a que se refiere?**

Este fue un aporte de Albert Einstein como expresión de la teoría de la relatividad, lo que explica que tanto el tiempo como el espacio son relativos al estado de movimiento del observador. La fórmula señala que existe una equivalencia entre la masa y la energía

Otro ejemplo del uso del invento aritmético de los números logarítmicos, es lo aportado por **Johannes Kepler**, figura clave en la revolución científica. Astrónomo y matemático alemán fundamentalmente conocido por sus leyes sobre el movimiento de los planetas en su órbita alrededor del sol. Nació en Alemania en 1571 y fallece en 1630. Creó el modelo geométrico del universo y estableció con bastante exactitud la distancia entre los planetas.

Hoy no se considera como descubrimiento científico ningún dato si se mantiene a este en secreto. El químico inglés **Robert Boyle** (nació en Irlanda en 1627 y falleció en Londres 1691) subrayó la importancia de publicar con el máximo detalle todas las observaciones científicas. Una observación o un descubrimiento nuevo no tienen realmente validez, aunque se haya publicado, hasta que por lo menos otro investigador haya repetido y “confirmado” la observación. Hoy la Ciencia no es el producto de los individuos aislados, sino de la “comunidad científica”<sup>10</sup>.

Robert Boyle es considerado el padre de la química moderna y entre sus investigaciones estableció lo que se conoce como la ley de Boyle, que es una de las leyes de los gases que relaciona el volumen y la presión de una cierta cantidad de gas a temperatura constante. Por otro lado, demostraba que tanto el fuego como la vida dependían de algo que estaba en el aire, logrando otro hito fundamental del desarrollo científico de la

<sup>9</sup> John Gribbin. Historia de la Ciencia, España 2002

<sup>10</sup> Asimov Isaac, Nueva guía de la Ciencia, España, 1984

segunda mitad del siglo XVII: la investigación biológica sobre los seres humanos y otros organismos vivos.

Robert Boyle en 1645 es parte del grupo fundador de uno de los primeros grupos en representar a la comunidad científica, la “Royal Society of London for Improving Natural Knowledge” (Real Sociedad de Londres para el Desarrollo del Conocimiento Natural), conocida en todo el mundo, simplemente, por “Royal Society”. En 1660, la “Society” fue reconocida formalmente por el rey Carlos II de Inglaterra.

Al grupo inicial de la “Royal Society” pertenecía Robert Hooke, quien asumió en 1662 el cargo de director de experimentación en la Sociedad Real de Londres, de la cual llegó a ser también secretario en 1677. Pese al prestigio que alcanzó en el ámbito de la ciencia, sus restos yacen en una tumba desconocida, en algún punto del norte de Londres. En los últimos años, algunos historiadores y científicos han puesto gran empeño en reivindicar a este “genio olvidado”.

Robert Hooke nació en Inglaterra en 1635 y fallece en Londres en 1703 a la edad de 67 años. Su principal obra se denominó *Micrographia*, considerado el primer libro sustancial sobre microscopía escrito por un científico importante.

Hooke no fue el primer microscopista. En la década de 1660 eran unas cuantas las personas que habían seguido la línea inicialmente marcada por Galileo, pero los informes suministrados a la comunidad científica realizados con este “nuevo instrumento” por autores como Malpighi y Van Leeuwenhoek entre otros, se entregaban por separado de cada una de las observaciones; a medida que se iban realizando, lo que lo diferenciaba de la obra publicada por Hooke. En su libro *Micrographia*, se relatan observaciones microscópicas con detallados dibujos y contiene por primera vez la palabra célula y en él se apunta una explicación plausible acerca de los fósiles. Hooke descubrió las células observando en el microscopio una lámina de corcho, dándose cuenta de que estaba formada por pequeñas cavidades poliédricas que recordaban a las celdillas de un panal. Por ello, a cada cavidad la denominó célula. No supo demostrar lo que estas celdillas significaban como constituyentes de los seres vivos. Lo que estaba observando eran células vegetales muertas con su característica forma poligonal.



## ACTIVIDAD

- 1- ¿Dónde podemos observar diariamente la validez de la ley de Boyle? ¿A qué elemento se refería Robert Boyle cuando afirma que tanto el fuego como la vida dependen de algo que estaba en el aire?
- 2- ¿Cómo definirías el concepto de célula?

Compartimos las respuestas a las consignas planteadas para que puedan autoevaluarse.

En la primera consigna, las respuestas son:

- la utilización del gas metano como combustible para los vehículos en forma de gas natural comprimido. La segunda es el oxígeno, elemento químico de número atómico 8 y representado por el símbolo O.
- En la segunda consigna, se define (del latín *cellula*, diminutivo de *cella*, 'hueco') como la unidad morfológica y funcional de todo ser vivo. De este modo, puede clasificarse a los organismos vivos según el número de células que posean: si sólo tienen una, se les denomina unicelulares; si poseen más, se les llama pluricelulares. Existen dos grandes tipos celulares: las procariontas y las eucariontas, tema que se desarrollaremos y profundizaremos en las próximas clases de Biología.

---

Robert Boyle para sus investigaciones biológicas toma los trabajos que había realizado **William Harvey** sobre la circulación y las propiedades de la sangre al ser distribuida por todo el cuerpo a través del bombeo cardíaco. Harvey fue un médico inglés, estudió en la Universidad de Cambridge, y trabajó en la Universidad de Padua, en la cátedra de Anatomía de Andres Vesalio (quien nació en Reino Unido en 1578 y falleció en Londres-1657). La observación de Harvey sobre la circulación se termina de explicar por las investigaciones del Italiano **Marcelo Malpighi**, quién descubre los capilares pulmonares, comunicación arterio-venosa, en 1691.

Malpighi nació en Bolonia, Italia en el año 1628 y falleció en Roma en el año 1694. Fue un anatomista y biólogo considerado el fundador de la histología, ciencia que estudia los tejidos orgánicos. Tuvo una gran capacidad de observación, fue un estudioso de plantas, insectos, tejidos animales, embriones y órganos humanos al microscopio.

El filósofo, matemático y físico francés **René Descartes**, también llamado Renatus Cartesius, fue uno de los hombres más destacados de la revolución científica, considerado el padre de la geometría analítica y de la filosofía moderna.

Descartes nació en Francia en 1596 y murió en Suecia en 1650. Su gran preocupación fue desterrar de su pensamiento todo vestigio de fuerza mística, e insistir en que tanto el mundo en que vivimos como todas las criaturas materiales que lo habitan, pueden entenderse como entidades físicas básicas que obedecen a leyes susceptibles de ser determinadas mediante experimentos y observación. Es el fundador de un método de pensamiento dentro de las ciencias al publicar *Discurso del método* (1637) cuyos fundamentos se sintetizan en los siguientes principios:

- método de la duda como contraposición de la época antigua que se partía desde lo concreto.
- parte de una realidad concreta: "yo pienso".

- Cuestiona todo lo que no es racional y se crea la ciencia positiva (explicar/comprobar), como contraposición a la filosofía de la antigüedad y la teología de la edad media.



## ACTIVIDAD

### Actividad: ¿Cuál crees que son los aportes positivos y negativos de la propuesta de Descartes?

Una respuesta posible para la autoevaluación, es la invitación de René Descartes a dudar para confirmar lo que uno piensa, probablemente no dudemos de lo que pensamos, pero si se considera científico debemos ponerlo en evidencia. Lo negativo de tomar este pensamiento de forma absoluta y en todos los campos del desarrollo humano, son las consecuencias que impactan en la educación como por ejemplo el enciclopedismo, el positivismo y el economicismo.

Por último, es imposible hablar de la historia de las ciencias naturales sin mencionar a **Isaac Newton** (Inglaterra 1642 – 1727) fue un físico, filósofo, teólogo, inventor, alquimista y matemático inglés, autor del libro los Principios Matemáticos de la Filosofía Natural (*Philosophiae naturalis principia mathematica*), donde describió la ley de la gravitación universal y estableció las bases de la mecánica clásica mediante las leyes que llevan su nombre. Entre sus otros descubrimientos científicos se destacan los trabajos sobre la naturaleza de la luz y la óptica (que se presentan principalmente en su obra *Opticks*) y el desarrollo del cálculo matemático.

Newton fue el primero en demostrar que las leyes naturales que gobiernan el movimiento en la Tierra y las que gobiernan el movimiento de los cuerpos celestes son las mismas. Es a menudo calificado como el científico más grande de todos los tiempos, y su obra como la culminación de la revolución científica.

Los miembros de la “Royal Society” se reunían para discutir abiertamente sus hallazgos y descubrimientos, escribían artículos —más en inglés que en latín— y proseguían animosamente sus experimentos. Sin embargo, se mantuvieron a la defensiva hasta bien superado el siglo XVII. La actitud de muchos de sus contemporáneos eruditos

podría ser representada con un dibujo, en cierto modo de factura moderna, que mostrase las sublimes figuras de Pitágoras, Euclides y Aristóteles mirando altivamente hacia abajo, a unos niños jugando y cuyo título fuera: “La *Royal Society*”. Esta mentalidad cambió gracias a la obra de Isaac Newton, el cual fue nombrado miembro de la “Society”.

A partir de las observaciones y conclusiones de Galileo, del astrónomo danés Tycho Brahe y del astrónomo alemán Johannes Kepler —quien había descrito la naturaleza elíptica de las órbitas de los planetas— Newton llegó, por inducción, a sus tres leyes simples de movimiento y a su mayor generalización fundamental: ley de la gravitación universal. El mundo erudito quedó tan impresionado por este descubrimiento, que Newton fue idolatrado, casi deificado en vida. La revolución que iniciara Galileo a principios del siglo XVII, fue completada, espectacularmente, por Newton a finales del mismo siglo.

## 11. PREMIOS NOBEL EN ARGENTINA

Como expresión de la evolución científica aparecen en el mundo a partir de 1901 los denominados Premios Nobel. Estos fueron instaurados por decisión de su fundador el **Ing. Alfred Nobel**, quien fue un químico, ingeniero, inventor y fabricante de armas sueco, famoso principalmente por la invención de la dinamita y por crear los premios que llevan su nombre. En su testamento firmado el 27 de noviembre de 1895 en el Club

Sueco-Noruego de París, Nobel instaura con su fortuna un fondo con el que se premiaría a los mejores exponentes en la Literatura, Fisiología o Medicina, Física, Química y la Paz.

Los **Premios Nobel Argentinos vinculados a las ciencias naturales** son:

- a. *Dr. Bernardo A. Houssay*: fue médico y fisiólogo, se destacó en modo ejemplar como científico en el campo de la investigación y también de la docencia. En **1947 obtuvo el Premio Nobel de Fisiología y Medicina**, por su descubrimiento del significado del metabolismo de los hidratos de carbono en relación con el lóbulo anterior de la hipófisis. Estos permitieron avanzar grandemente en la lucha contra la diabetes.
- b. *Dr. Luis Federico Leloir*: fue un médico y bioquímico argentino que recibió el **Premio Nobel de Química en 1970**. Su investigación más relevante, y por la cual obtuvo la distinción que le otorgó fama internacional, se centra en los nucleótidos de azúcar, y el rol que cumplen en la fabricación de los hidratos de carbono. Tras su hallazgo se lograron entender de forma acabada los pormenores de la enfermedad congénita galactosemia.



- c. *Dr. Cesar Milstein*: fue un químico argentino nacionalizado británico, ganador del *Premio Nobel de Medicina en 1984*, otorgado por su trabajo sobre anticuerpos monoclonales. La creación de esta biotecnología ha permitido el avance en el diagnóstico y tratamiento de muchos diferentes grupos de enfermedades.

## A MODO DE CIERRE

*Para expresar la síntesis de este relato histórico, utilizaremos lo expresado por Isaac Asimov (1984) cuando dice:*

***“Sería agradable poder afirmar que la Ciencia y el hombre han vivido felizmente juntos desde entonces. Pero la verdad es que las dificultades que oponían a ambos estaban sólo en sus comienzos. Mientras la Ciencia fue deductiva, la Filosofía natural pudo formar parte de la cultura general de todo hombre educado. Pero la Ciencia inductiva representaba una labor inmensa, de observación, estudio y análisis. Y dejó de ser un juego para aficionados. Así, la complejidad de la Ciencia se intensificó con las décadas. Durante el siglo posterior a Newton, era posible todavía, para un hombre de grandes dotes, dominar todos los campos del conocimiento científico. Pero esto resultó algo enteramente impracticable a partir de 1800. A medida que avanzó el tiempo, cada vez fue más necesario para el científico limitarse a una parte del saber, si deseaba profundizar intensamente en él. Se impuso la especialización en la Ciencia, debido a su propio e inexorable crecimiento”.***

*La ciencia tiene sentido en tanto nos sirva para lograr vivir mejor y lograr hacer a la sociedad más “humana”. Desde el pensamiento Ignaciano el saber adquiere su verdadero sentido en cuanto nos permite servir mejor al otro/a, y es en este servir desde cualquier campo del saber, donde nos enriquecemos como personas y encontramos el verdadero sentido de nuestro existir.*

*¡Hasta la próxima clase!*



# CLASE 2

## **CARACTERÍSTICAS GENERALES y ESTRUCTURALES DE LOS SERES VIVOS**

*Estimado grupo:*

*Nos encontramos en esta segunda clase para seguir adentrándonos en la esencia de las ciencias naturales.*

*Nuestra invitación la anunciábamos al cerrar la clase anterior: saber más para poder hacer ciencia pensando en que todos podamos vivir mejor.*

*Con ese espíritu están planteados los contenidos que trabajaremos. Al final, encontrarán ejercitación sobre los temas que contiene este encuentro. Hemos pensando las actividades de modo que cada uno/a tenga la posibilidad de autorregular su saber, por ello encontrarán las respuestas; y de ese modo ser conscientes de su propio proceso aprendizaje.*

*Iniciemos entonces el camino de la Clase 2. ¿Listos para comenzar a andar?*

### **Objetivos Específicos:**

- Diferenciar entre los seres vivos y los objetos inanimados al describir las características propias de los primeros.
- Construir una jerarquía de organización biológica que incluya los niveles individual y ecológico.
- Usar el vocabulario básico de material y energía.
- Distinguir entre propiedades químicas y físicas y entre cambios químicos y físicos.
- Reconocer las diferentes formas de materia: mezclas homogéneas y heterogéneas, sustancias, compuestos y elementos
- Describir las dimensiones de la materia.
- Describir las propiedades de electrones, protones y neutrones como determinantes de la estructura atómica.

### **Contenidos de la clase:**

- 1- Características de los seres vivos.
- 2- Niveles de organización de los seres vivos.
- 3- Características estructurales de los seres vivos.
- 4- Materia y energía
- 5- Dimensiones de la Materia.
- 6- Sustancias, compuestos, elementos y mezclas.
- 7- Átomos y moléculas
- 8- Configuración electrónica

## 1. CARACTERÍSTICAS GENERALES DE LOS SERES VIVOS

En un ecosistema los seres vivos pueden reconocerse por características que son comunes a todos y los distinguen de los componentes abióticos.

En la naturaleza se observa una inmensa variedad de seres vivientes pertenecientes a los distintos reinos, sin embargo, todos ellos tienen las siguientes características: **organización, metabolismo, homeostasis, movimiento, irritabilidad, crecimiento, reproducción, adaptación.**

- **Organización:** los seres vivos son complejos y altamente organizados. Presentan distintos niveles estructurales, cada uno de ellos depende del nivel previo y es la base del nivel superior.
- **Metabolismo:** es la suma de todas las actividades químicas de un organismo; las reacciones químicas se cumplen en forma continua y absolutamente reguladas acorde a las necesidades de los organismos.
- **Homeostasis:** es la tendencia de los seres vivientes de mantener su ambiente interno relativamente estable aunque intercambian constantemente materiales con el medio externo. El equilibrio se sostiene a través de diversos mecanismos de regulación.
- **Movimiento:** es una propiedad que no implica únicamente la locomoción (movimiento de un sitio a otro). Los organismos se mueven al interactuar con el ambiente, los animales, por ejemplo, nadan, corren, vuelan y las plantas orientan sus hojas hacia el sol. En el interior de la célula la materia está en continuo movimiento.
- **Respuesta a estímulos o Irritabilidad:** los seres vivos responden a los más diversos estímulos. En la naturaleza se puede observar que diferentes organismos responden a estímulos muy distintos. La capacidad de responder es una característica esencial y casi universal de la vida.
- **Crecimiento y Desarrollo:** El *crecimiento* biológico comprende los procesos que aumentan el volumen de materia viva en un organismo. El *desarrollo* involucra los cambios que ocurren durante la vida de un organismo.
- **Reproducción:** la capacidad de reproducirse es una característica que puede considerarse la esencia misma de la vida y justifica uno de los principios fundamentales de la biología que indica que la vida proviene sólo de seres vivos. La continuidad de la vida sucede porque los organismos se reproducen y dan origen a descendientes de la misma especie. Los rasgos que caracterizan a los individuos de una determinada especie pasan de una generación a otra a través de una "huella genética" contenida en el Ácido Desoxirribonucleico (ADN). La reproducción puede ser: **asexual**, es decir, sin participación de sexo o **sexual** que depende de células sexuales o gametos masculinos y femeninos que se unen para formar el huevo fecundado a partir del cual se desarrolla un nuevo organismo.

- **Adaptación:** Los organismos están obligados a vivir en un mundo cambiante y la supervivencia depende de la capacidad de adaptarse adecuadamente a los cambios. El éxito biológico de cada ser vivo depende de un conjunto de adaptaciones coordinadas que son la resultante de los procesos evolutivos. Los procesos de adaptación pueden ser **temporales** o **permanentes**.

## 2. NIVELES DE ORGANIZACIÓN DE LOS SERES VIVOS

Los seres vivos presentan varios niveles de organización que se cumplen de acuerdo a un orden jerárquico de menor a mayor complejidad, cada uno de ellos depende del nivel previo y es la base del nivel superior.

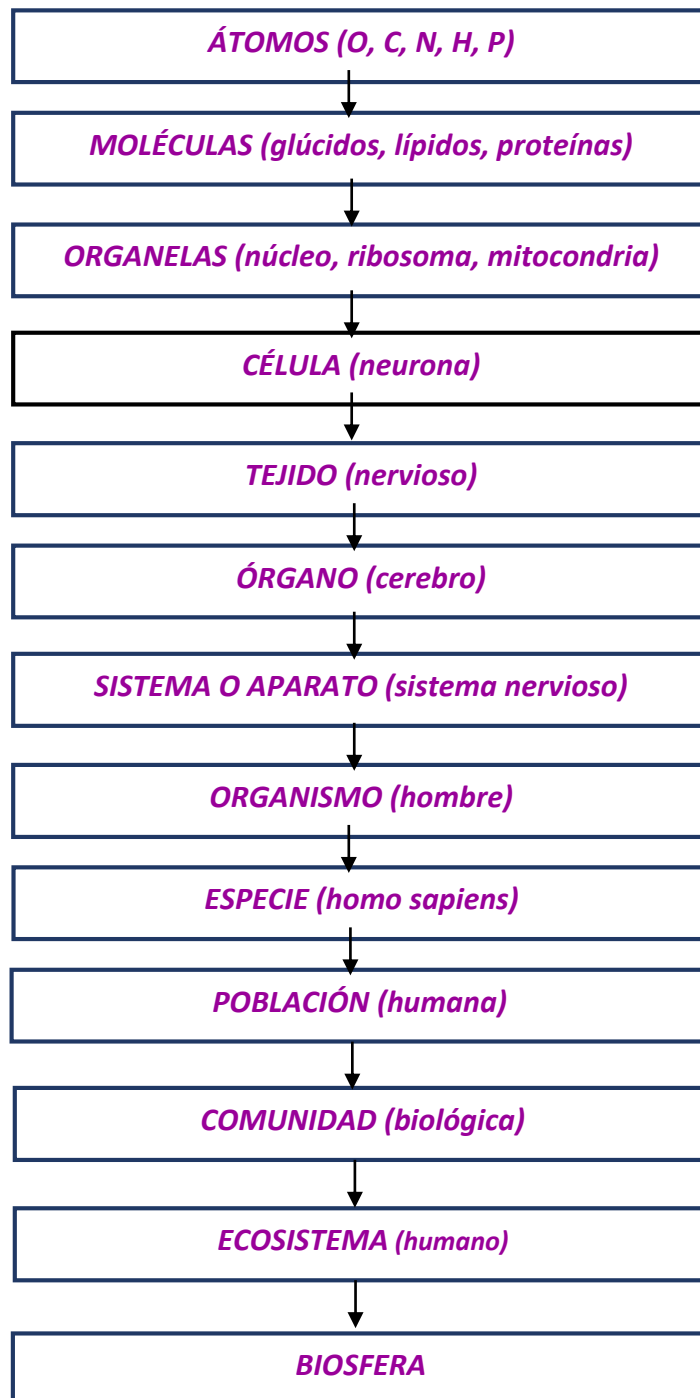
La materia viviente y no viviente está constituida por *átomos* que pueden presentarse como elementos químicos (Hidrógeno, Oxígeno, Carbono, Nitrógeno, Fósforo, Calcio, Sodio, Cloro, Hierro, Iodo, Selenio y muchos otros) o combinarse distintos átomos y formar *moléculas* de sustancias simples como el agua y el dióxido de carbono o más complejas como suelen serlo las sustancias orgánicas como los glúcidos, lípidos, proteínas, ácidos nucleídos. Estos compuestos orgánicos tienen como constituyente obligatorio uno o muchos átomos de carbono y pueden ser moléculas de tamaño relativamente pequeño (ejemplo: el glúcido denominado glucosa) o de gran tamaño, estas últimas llamadas macromoléculas (ejemplo: proteínas, ácidos nucleídos). Las moléculas pueden organizarse y formar estructuras complejas que originan *componentes subcelulares, organelas u organoides*. El conjunto de estos componentes subcelulares forma la *célula* que es el primer nivel de organización en el cual se presentan todas las características de los seres vivos.

Hay *organismos unicelulares*, compuestos por una sola célula, que alcanzan hasta el nivel celular de organización Ej. Las bacterias, las levaduras (hongos unicelulares), el paramecio (protistanimaloide).

Otros organismos son *multicelulares*, constituidos por muchas células, y tienen niveles estructurales superiores. En estos organismos, las células del mismo tipo se agrupan y forman un *tejido* que realiza una función particular; algunos tejidos se combinan para formar una unidad estructural llamada *órgano* y un grupo coordinado de órganos que realizan una función determinada conforman un *sistema o aparato*. Todos los sistemas que funcionan de manera conjunta originan un ser vivo individual que es un *organismo*. Ej. Las algas (protistas), los hongos de sombreros, las plantas (reino vegetal), los insectos, los reptiles, el hombre (animales).

## 2.1 - NIVELES JERÁRQUICOS DE ORGANIZACIÓN

El estudio de la vida se extiende desde la escala microscópica de las moléculas y las células que constituyen los organismos hasta la escala global del planeta vivo en su totalidad. Podemos dividir esta enorme categoría en diferentes niveles de organización biológica:



### 3. CARACTERÍSTICAS ESTRUCTURALES DE LOS SERES VIVOS

Todo lo que existe en la Tierra se compone de átomos y moléculas. En los seres vivos, estos componentes básicos están organizados de manera muy específica. Al fin de entender los procesos biológicos, en primer término hay que conocer los principios básicos de la química. Esta es la razón por la cual comenzamos el estudio de la vida con el aprendizaje de sus componentes más sencillos, los átomos y las moléculas. La comprensión que se tiene de los organismos vivos aumenta de manera impresionante a medida que se aprende más acerca de las moléculas de importancia biológica, reacciones metabólicas y el código genético. De esto han surgido dos generalizaciones importantes:

- 1- Aunque los seres vivos son muy diversos, su composición química y procesos metabólicos son notablemente similares.
- 2- Los principios físicos y químicos que rigen a los sistemas vivos son los mismos que gobiernan a los sistemas abióticos.

La materia se compone de elementos químicos. La materia del universo se forma de 92 elementos naturales, desde el hidrógeno hasta el uranio. Casi el 98% de la masa de un organismo se compone de apenas 6 elementos: O<sub>2</sub>, C, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Ca y P. Además de estos, hay otros 14 elementos presentes en los seres vivos, denominado oligoelementos por estar presentes en cantidades ínfimas.

### 4. MATERIA Y ENERGÍA

La Ciencia en general y la Química en particular es un instrumento del que disponemos para comprender a la naturaleza y dentro de ella, los animales y las plantas, para conocer y controlar de manera responsable al mundo que nos rodea. Por otro lado, hay que destacar que no tiene carácter de verdad absoluta, sino que sus teorías y modelos son siempre susceptibles de revisión.

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.

Todo el universo está constituido por materia. La Tierra, un auto, una planta, etc. Estos a su vez pueden estar constituidos por distintos tipos de materia. Si comparamos una lata de arvejas y un lata de gaseosa (coca cola), son cuerpos similares pero de distintos materiales.



## IMPORTANTE

**La materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio, por ello impresiona nuestros sentidos.**

**La masa es la medida de la cantidad de materia contenida en una muestra de cualquier material.**

### 4.1- ESTADOS DE LA MATERIA

La materia se presenta en tres estados, aun cuando algunos sistemas materiales no se ajusten completamente a cualquiera de las tres categorías.

- En el **estado sólido** las sustancias son rígidas y tienen una forma y volumen definido. El volumen de los sólidos “no varía” con los cambios de temperatura y presión; en algunos sólidos denominados cristalinos, las partículas individuales que los conforman ocupan posiciones definidas en la estructura cristalina. Por ejemplo, los fertilizantes como el superfosfato.
- En el **estado líquido** las partículas individuales están confinadas en un volumen dado. Los líquidos fluyen y toman la forma del recipiente que los contiene, sin que su volumen varíe ya que son difíciles de comprimir. Por ejemplo los herbicidas en su gran mayoría se encuentran en éste estado.
- El **estado gaseoso** es menos denso que el líquido y sólido. Un gas ocupa todo el recipiente que lo contiene; las partículas individuales están bastante separadas por ello hay grandes espacios vacíos.

Los “factores” que determinan que la materia esté en un estado u otro son:

- 1- En los sólidos: las unidades que conforman el mismo se unen entre sí debido a que las fuerzas de atracción son más fuertes que las de movimiento. Las unidades ocupan un lugar definido esto hace al alto ordenamiento.
- 2- En los gases, las fuerzas de atracción son despreciables, lo que hace que puedan ocupar sus unidades grandes espacios sin chocarse, predomina el movimiento esto origina un alto desorden.
- 3- Y en el estado líquido es un paso intermedio. Sus unidades tienen cierta libertad de movimiento hay atracción entre las partículas por ello tienden a un cierto agrupamiento sin ocupar posiciones fijas.

## 4.2- TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

Según esta teoría, toda la materia consiste en partículas extremadamente pequeñas que están en constante movimiento.

- 1- **En el estado sólido:** esas partículas están muy juntas y en una formación regular. Éstas vibran alrededor de sus posiciones promedio, pero casi nunca una partícula de un sólido logra escurrirse entre sus vecinos inmediatos para entrar en contacto con un nuevo grupo de partículas, dado que las partículas están muy juntas y en una formación tan regular, por eso un sólido es rígido, su volumen es fijo.
- 2- **En el estado líquido:** las partículas están dispuestas en forma más aleatoria que en los sólidos, no están confinados a posiciones específicas, sino que pueden moverse entre los demás. Dado que las partículas están más separadas en el líquido que en el sólido correspondiente, el volumen es ligeramente mayor, y también es definido. Ninguna partícula llega muy lejos sin toparse con otra, las partículas en el líquido interactúan unas con otras constantemente.
- 3- **En el estado gaseoso:** las partículas están muy lejanas unas de otras y se mueven a gran velocidad. Una partícula choca con otra con cierta frecuencia, pero casi todo el tiempo es independiente de las demás. Las partículas se mueven en todas direcciones llenando el recipiente que los contiene; por ello los gases no tienen forma, ni volumen definidos.

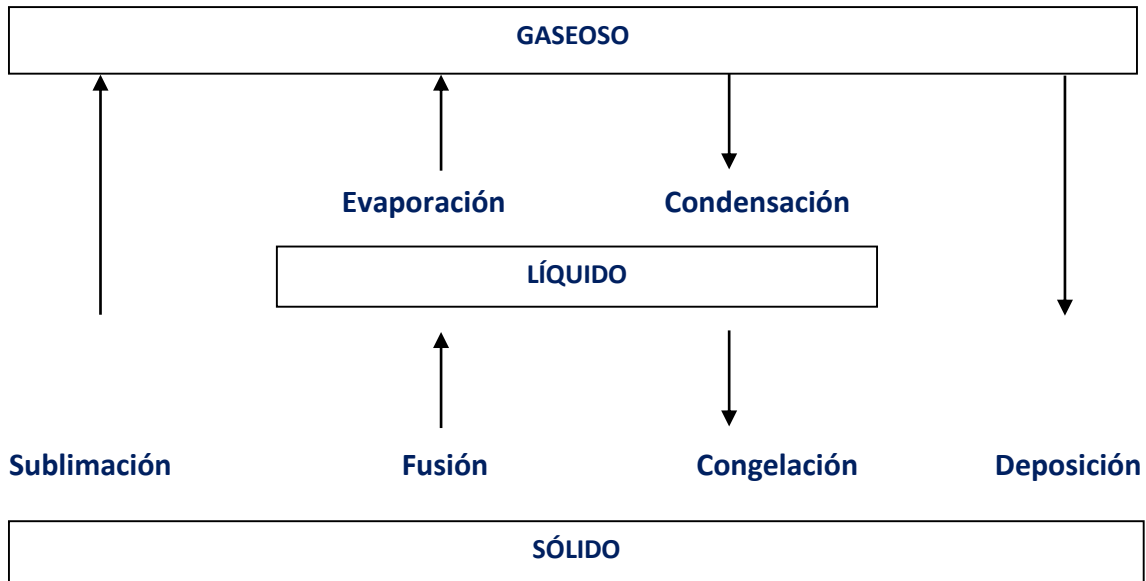
Además debemos tener en cuenta que la teoría incluye el concepto que cuanto más alta es la temperatura, más activas son las partículas. Un sólido funde cuando su temperatura se eleva hasta el punto en que las partículas vibran con la suficiente rapidez y a la distancia suficiente como para quitarse mutuamente del camino y salir de sus posiciones que estaban a intervalos regulares. Cuando a un líquido se le eleva la temperatura, las partículas se mueven cada vez con mayor rapidez, hasta que pueden escapar de las “garras” de sus compañeras y se vuelven independientes.

## 4.3- CAMBIOS DE ESTADO

Si se modifican las condiciones de presión y temperatura se produce un **cambio de estado**. Por ejemplo, si comprimimos un gas en un cilindro es posible que se transforme en líquido (GLP). El derretimiento de los hielos de la Antártida debido al calentamiento global.

Observemos en el siguiente gráfico el proceso de los cambios de estado de sólido a gaseoso y viceversa:





## 4.4- PROPIEDADES QUÍMICAS Y FÍSICAS

De la misma manera que cada animal o planta tiene su propia apariencia, cada sustancia pura tiene sus propiedades que las distinguen de otras. Las propiedades de las sustancias puras se dividen en **físicas** y **químicas**.

- **Propiedades físicas:** son aquellas que se pueden observar sin cambiar la composición de la sustancia, como lo son el color, olor, sabor, solubilidad, densidad, punto de fusión y ebullición. Por ejemplo la densidad de un suelo, es útil conocerla para conocer el grado de porosidad que dependerá de la estructura también.
- **Temperatura:** Dos propiedades físicas muy útiles de los elementos y compuestos químicos puros son las temperaturas a las que un sólido se derrite (su punto de fusión) y un líquido hierve (su punto de ebullición). La temperatura es la propiedad de la materia que determina si puede haber una transferencia de energía en forma de calor de un cuerpo a otro, y en qué dirección se efectúa dicha transferencia: la energía se transfiere espontáneamente sólo de un objeto más caliente a otro más frío.
- **Propiedades químicas:** son aquellas que pueden observarse solo cuando una sustancia sufre un cambio en su composición. Incluyen el hecho de que el hierro se oxide, que el metabolismo de un animal produzca energía y ésta se utilice para crecer, que las plantas respiren y produzcan  $\text{CO}_2$  y que el agua reaccione violentamente con el sodio.

Algunas de las propiedades físicas del agua, hidrógeno y oxígeno.

Materia / Estado	Agua	Hidrógeno	Oxígeno
Físico	líquido	gas	gas
Punto de ebullición	100°C	-253°C	-183°C
Combustible	No	Si	No

Las propiedades de la materia también se las pueden clasificar como propiedades intensivas y extensivas.

- Las **propiedades intensivas** no dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo, el punto de ebullición del agua es de 100 ° C.
- Las **propiedades extensivas** dependen de la cantidad de material examinado. El volumen y la masa de una muestra son propiedades extensivas porque dependen de y son directamente proporcionales a la cantidad de materia.

## IMPORTANTE

### *Cambios químicos y físicos*

Los **cambios físicos** son modificaciones que se presentan sin un cambio en la composición de la sustancia. Los cambios de estado en el agua entre hielo y líquido (fusión y congelación) son ejemplos de cambios físicos.

Se debe diferenciar entre un cambio físico y una propiedad física; un cambio es una conversión de una forma a otra y una propiedad distingue una sustancia de otra.

El punto de ebullición es una propiedad física de una sustancia, pero el proceso de la transformación de un líquido en sus vapores, es un cambio físico.

Los **cambios químicos** son modificaciones que se pueden observar solo cuando se presenta un cambio en la composición de la sustancia. Se produce una nueva sustancia y las propiedades de ésta son diferentes a las de la sustancia anterior.

## 5. DIMENSIONES DE LA MATERIA

### 5.1- MAGNITUDES FÍSICAS Y SU MEDIDA

**Magnitud:** Es toda propiedad de los cuerpos que se puede medir. Por ejemplo: temperatura, velocidad, masa, peso, etc.

**Medir:** Es comparar la magnitud con otra similar, llamada unidad, para averiguar cuántas veces la contiene.

**Unidad:** Es una cantidad que se adopta como patrón para comparar con ella cantidades de la misma especie. Ejemplo: Cuando decimos que un objeto mide dos metros, estamos indicando que es dos veces mayor que la unidad tomada como patrón, en este caso el metro.

#### Sistema internacional de unidades:

Para resolver el problema que suponía la utilización de unidades diferentes en distintos lugares del mundo, en la XI Conferencia General de Pesos y Medidas (París, 1960) se estableció el Sistema Internacional de Unidades (SI). Para ello, se actuó de la siguiente forma:

- En primer lugar, se eligieron las magnitudes fundamentales y la unidad correspondiente a cada magnitud fundamental. Una magnitud fundamental es aquella que se define por sí misma y es independiente de las demás (masa, tiempo, longitud, etc.).
- En segundo lugar, se definieron las magnitudes derivadas y la unidad correspondiente a cada magnitud derivada. Una magnitud derivada es aquella que se obtiene mediante expresiones matemáticas a partir de las magnitudes fundamentales (densidad, superficie, velocidad).
- En el cuadro siguiente puedes ver las magnitudes fundamentales del SI, la unidad de cada una de ellas y la abreviatura que se emplea para representarla:

Magnitud fundamental	Unidad	Abreviatura
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	K

Magnitud fundamental	Unidad	Abreviatura
Intensidad de corriente	amperio	A
Intensidad luminosa	candela	cd
Cantidad de sustancia	mol	mol

Múltiplos y submúltiplos de las unidades del SI					
	Símbolo	Prefijo	Prefijo	Símbolo	Potencia
giga	G	$10^9$	deci	d	$10^{-1}$
mega	M	$10^6$	centi	c	$10^{-2}$
kilo	k	$10^3$	mili	m	$10^{-3}$
hecto	h	$10^2$	micro	$\mu$	$10^{-6}$
deca	da	$10^1$	nano	n	$10^{-9}$

En la siguiente tabla aparecen algunas magnitudes derivadas junto a sus unidades:

Magnitud	Unidad	Abreviatura	Expresión SI
Superficie	metro cuadrado	$m^2$	$m^2$
Volumen	metro cúbico	$m^3$	$m^3$
Velocidad	metro por segundo	m/s	m/s
Fuerza	newton	N	$Kg \cdot m/s^2$
Energía, trabajo	julio	J	$Kg \cdot m^2/s^2$
Densidad	kilogramo/metro cúbico	$Kg/m^3$	$Kg/m^3$

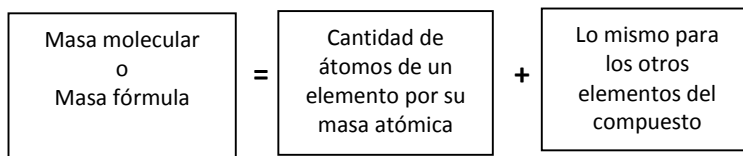
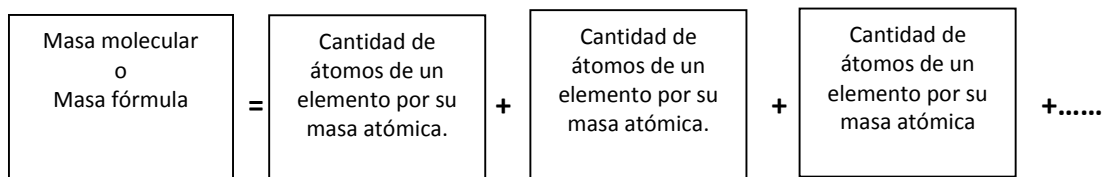
## 5.2- MAGNITUDES QUÍMICAS

En el siglo XIX a pesar de no tener conocimiento respecto a las partículas subatómicas, se sabía que los átomos de los elementos diferentes tienen masas diferentes. Por ejemplo, encontraron que cada 50 g de agua contienen 5,55 g de hidrógeno y 44,45 g de oxígeno. Así, el agua contiene  $44,45/5,55 = 8$  veces más de oxígeno, en masas, que de hidrógeno, por lo que se llegó a la conclusión de que el átomo de oxígeno debe pesar  $2 \times 8 = 16$  veces más que el hidrógeno. Al hidrógeno, se le asignó arbitrariamente una masa relativa de 1 (sin unidades), y las masas atómicas de los otros elementos se determinaron en relación a esta cifra.

Ahora podemos medir las masas de los átomos individuales con un alto grado de exactitud.

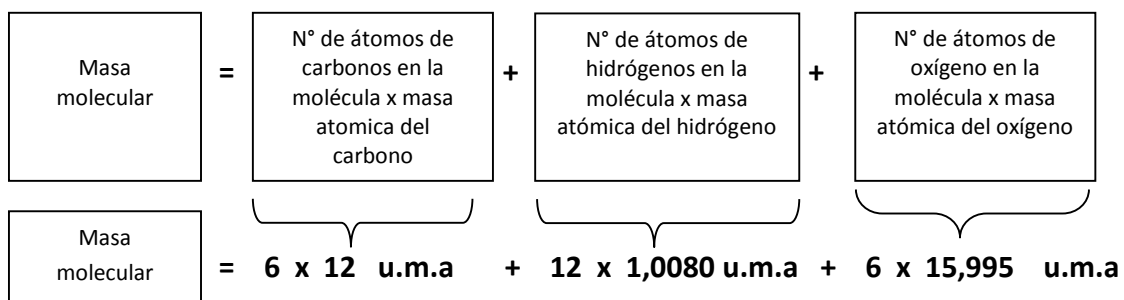
- **UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u.m.a)** se asigna una masa exactamente de 12 u.m.a al isótopo  $^{12}\text{C}$  de carbono. En estas unidades la masa del átomo de hidrógeno<sup>1</sup> es 1,0080 u.m.a y la del átomo de oxígeno<sup>16</sup> es de 15,995 u.m.a.
- **MASA ATÓMICA:** la escala se basa en un valor arbitrario de exactamente 12 unidades de masa atómica (u.m.a) para un átomo de carbono<sup>12</sup>. Por tanto, una unidad de masa atómica en esta escala equivale a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono<sup>12</sup>.
- **MASA MOLECULAR Y MASA FÓRMULA:** para calcular la masa molecular se debe multiplicar la cantidad de átomos de un mismo elemento por su masa atómica y sumarlo al producto de la cantidad de átomos de otro elemento de la misma molécula multiplicado por su masa atómica y repetir la operación como tantos elementos tenga dicha molécula.

Aunque son idénticos los cálculos para la masa de la fórmula y la masa molecular, el término “masa molecular” solo se aplica a los compuestos que existen como moléculas y que están unidos con enlaces covalentes. El término masa fórmula se utiliza para describir los compuestos que existen como iones con enlaces iónicos, porque estos compuestos se expresan en *fórmulas unitarias*.



## PARA PENSAR Y REFLEXIONAR

Analicemos el siguiente ejemplo: la molécula de la glucosa es  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , su masa molecular es:



Masa molecular = 180,066 u.m.a

### 5.3- MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO

La materia está formada por átomos, iones o moléculas, aún las muestras más pequeñas con las cuales podamos trabajar en el laboratorio contienen gran cantidad de ellos. Por ejemplo una cucharita de té (alrededor de 5 ml) contiene  $2 \times 10^{23}$  moléculas de agua. Es conveniente tener una unidad especial para describir números grandes. En la vida diaria acostumbramos a tratar con unidades grandes que incluyan a las más pequeñas, como por ejemplo contar unidades como docenas (12 objetos). En química, la unidad que utilizamos para tratar con átomos, iones y moléculas es el **mol**. Para calcular las masas atómicas, utilizamos como patrón el  $^{12}\text{C}$  y también se utiliza dicho patrón, para definir el **mol**.



#### IMPORTANTE

El mol es la cantidad de una sustancia que contiene la misma cantidad de átomos, unidades fórmula, moléculas o iones como átomos hay en exactamente 12 g de  $^{12}\text{C}$ .

Pero, ¿cuántos átomos de  $^{12}\text{C}$  hay en exactamente 12 g de carbono<sup>12</sup>?

Los experimentos químicos demostraron que hay  $6,02 \times 10^{23}$  átomos en exactamente 12 g de carbono<sup>12</sup>, es decir, en 1 mol de átomos de  $^{12}\text{C}$  hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos, y esta

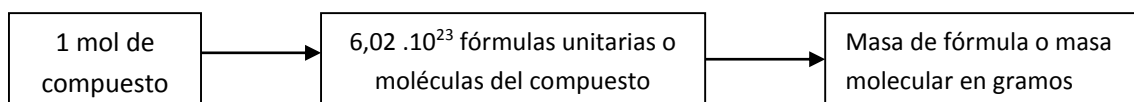
cantidad de átomos tiene una masa de exactamente 12 g. A esta cantidad se la llama número de Avogadro en honor al físico y químico Amadeo Avogadro.

1 mol de átomos de  $^{12}\text{C} = 6,02 \times 10^{23}$  átomos de C

1 mol de moléculas de  $\text{H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua

1 mol de iones  $\text{NO}_3^- = 6,02 \times 10^{23}$  iones de  $\text{NO}_3^-$

### 5.4- MASA MOLAR Y VOLUMEN MOLAR



La masa atómica, masa de la fórmula o masa molecular expresada en gramos tiene un nombre especial, *masa molar*.



## IMPORTANTE

La masa molar es la masa expresada en gramos de un mol de cualquier sustancia, elemento o compuesto.

El volumen molar de un gas es el volumen que ocupa un mol de moléculas de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT). Dicho volumen corresponde a 22,4 L

Se ha determinado en forma experimental que, para cualquier gas,  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas o 1 mol de moléculas de gas ocupan un volumen de 22,4 L en CNPT, es decir a una Temperatura de  $0^\circ \text{C}$  (273 K) y una presión de 760 mmHg (1 atm.).

## 6. SUSTANCIAS, COMPUESTOS, ELEMENTOS Y MEZCLAS

Una **SUSTANCIA** es cualquier tipo de materia cuyas muestras tienen composición idéntica, y en condiciones iguales, propiedades idénticas. Una sustancia puede ser un elemento o un compuesto.

Los **COMPUESTOS** son sustancias puras formadas por dos o más elementos diferentes combinados en una proporción constante. Todos los compuestos pueden originar sustancias más simples, ya sean elementos o compuestos más sencillos. Por ejemplo el agua se puede descomponer en sus elementos constituyentes por medio de la electricidad, hidrógeno y oxígeno. Siempre estarán en la misma proporción éstos en el agua 11,1 % de  $\text{H}_2$  y 88,9 % de  $\text{O}_2$ , esto se relaciona con la **Ley de las proporciones definidas**: *Muestras diferentes de cualquier compuesto puro contienen los mismos elementos constituyentes en la misma proporción de masas.*

Los **ELEMENTOS** son sustancias que no se pueden descomponer en otras más simples mediante cambios químicos. Ejemplos son: nitrógeno, plata, aluminio, etc.

Para representar los elementos se utilizan **SÍMBOLOS**, consisten en una letra mayúscula o una mayúscula y luego una minúscula, como F (flúor) o Na (sodio).

Las **MEZCLAS** son sistemas formados por dos o más sustancias puras, en las que cada sustancia retiene su propia composición y propiedades. La composición de las mezclas puede ser muy diferente.

Las mezclas se clasifican en **HOMOGÉNEAS** y **HETEROGÉNEAS**.

Si se analiza a simple vista una muestra de agua y cloruro de sodio (sal de mesa) y otra de agua y arena, hay diferencias entre ellas. La que contiene la mezcla de agua y arena tiene dos partes diferentes: la arena por un lado y el agua por el otro, a cada una de ellas se las llama **fase**. Por otro lado la muestra de agua y sal se presenta como un “todo homogéneo”.



## IMPORTANTE

Una **MEZCLA HOMOGÉNEA** en cualquier porción de la misma que se analice, está formada por una sola fase.

Algunos ejemplos son, las soluciones nutritivas para vegetales, el suero fisiológico y algunas aleaciones, las cuales son mezclas homogéneas de metales en estado sólido.

Las **MEZCLAS HETEROGÉNEAS** son aquellas en las que presentan 2 o más fases.

Por ejemplo, el aire con neblina, una sopa de verduras, arena y agua, el perfil del suelo, un rodeo de animales, etc.

## 7. ÁTOMOS, MOLÉCULAS, IONES, FÓRMULAS

La partícula más pequeña de un elemento que mantiene su identidad química a través de todos los cambios químicos y físicos se llama **átomo**.

En casi todas las moléculas, dos o más átomos se unen entre sí formando unidades discretas muy pequeñas (partículas) que son eléctricamente neutras. Una **molécula** es la partícula más pequeña de un compuesto o elemento que tiene existencia estable e independiente.

Algunos compuestos están formados por **iones**, como el cloruro de sodio. Un **ión** es un átomo o grupo de átomos que posee carga eléctrica. Los iones con carga positiva como el  $\text{Na}^+$  se los denomina cationes, y los iones con carga negativa como el  $\text{Cl}^-$  se los denomina aniones.



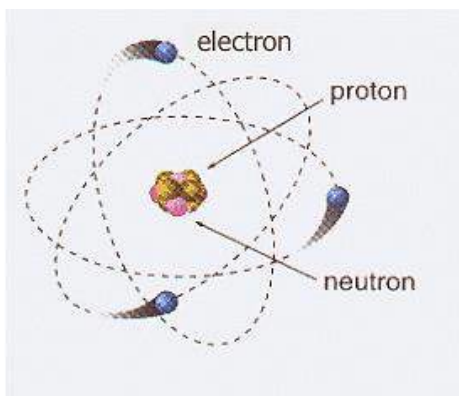


## IMPORTANTE

La **fórmula** de una sustancia indica su composición química. Representa los elementos que contiene y la relación en que se encuentran los átomos.

El subíndice que acompaña al símbolo del elemento indica el número de átomos en una molécula.

Los átomos constan de partículas subatómicas: protones, neutrones y electrones. Cada protón tiene una unidad de carga eléctrica positiva, los neutrones son partículas sin carga cuya masa es igual a la de los protones. Estos dos se concentran en el núcleo de un átomo. Cada electrón tiene una carga eléctrica negativa. Los electrones se comportan como si giraran alrededor del núcleo atómico. Y por su carga eléctrica son atraídos por la carga positiva de los protones del núcleo.



*Los átomos de cada tipo de elementos poseen un número característico de electrones alrededor del núcleo que en un átomo neutro es igual al número de protones.*

## 8. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

### 8.1- ELECTRONES

Para formar compuestos químicos, los electrones de los elementos que se combinan se reacomodan para dar arreglos más estables.

Para comprender esto, es necesario conocer donde están inicialmente los electrones del átomo.

Todos los átomos, al tener un número igual de protones y de electrones, son neutros. Así el número atómico, que es igual al número de protones, también es igual al número de electrones.

***Número atómico = número de protones = número de electrones***

Para averiguar el número de electrones en un átomo, se debe observar el número atómico del átomo en la tabla periódica. Por ejemplo los átomos de helio tienen 2 electrones, los átomos de carbono tienen 6 electrones, los de potasio tienen 19.

Los electrones de un átomo no se encuentran distribuidos al azar en un espacio cercano al núcleo. Éstos se hallan ubicados en patrones ya definidos lo que se conoce como la "Configuración electrónica" de los átomos.

Los electrones son partículas escurridizas, por lo tanto no se puede conocer en un momento determinado la ruta y la localización exacta de éste. Siempre existe una incertidumbre acerca de la posición y la energía exacta de un electrón y esta es una manera de expresar lo que se denomina ***Principio de incertidumbre de Heisenberg***. Debido a ello los científicos pueden únicamente indicar las regiones del espacio donde hay una mayor probabilidad de encontrar a los electrones. Estas regiones del espacio se denominan orbitales.

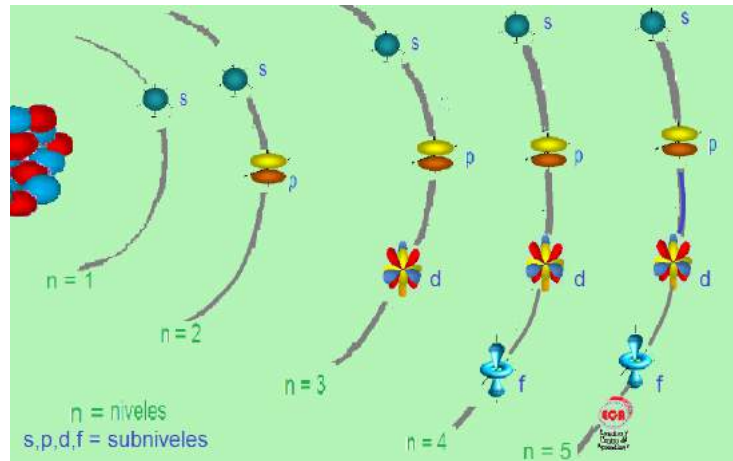
Un orbital es una región del espacio alrededor del núcleo donde hay una alta probabilidad de encontrar electrones. El número máximo de electrones que puede contener un orbital es de dos. Los orbitales pueden estar vacíos (sin electrones), llenos un 50% (1 electrón) o completamente llenos (2 electrones).

La descripción de la localización de los electrones es similar a cuando se da la dirección de una persona. Una dirección indica la ciudad, la calle y el número en donde vive una persona o un grupo de personas. Para describir la posición de un electrón en un átomo, los químicos especifican los niveles de energía, los subniveles y los orbitales en donde se encuentran los electrones.

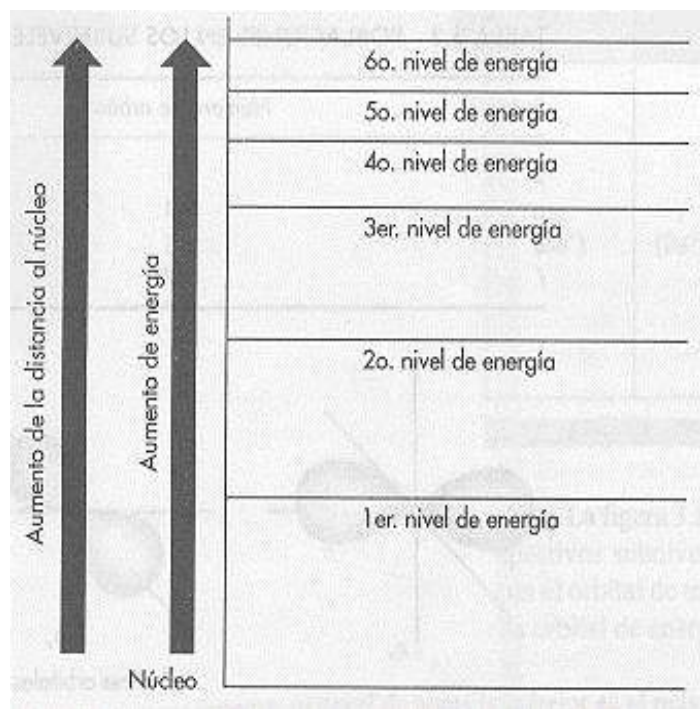
Los orbitales se encuentran organizados en niveles de energía (número cuántico principal). Un nivel de energía es un grupo de orbitales que está aproximadamente a la misma distancia promedio del núcleo. Los electrones más cercanos al núcleo están en niveles de energía inferiores.



## COMPLEMENTO



Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:  
<http://quimicadeliciosa.blogspot.com.ar/2015/03/niveles-y-subniveles-de-energia.html>



Los niveles de energía superiores están localizados, en promedio, progresivamente más lejos del núcleo. Por ejemplo el primer nivel de energía es el más cercano al núcleo y el segundo está localizado después del primero.



## IMPORTANTE

No todos los electrones pueden agruparse dentro del nivel 1. Cada nivel de energía principal tiene un límite en su número de electrones que se puede calcular mediante una fórmula:

$$\text{Número de electrones por nivel de energía} = 2 n^2$$

Esta fórmula se aplica para valores de  $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$  en donde  $n$  es número de nivel de energía correspondiente.

Número del nivel principal	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de electrones que se observan en la naturaleza	2	8	18	32	32	18	8

(En teoría en los niveles 5, 6 y 7 se podrían acomodar respectivamente 50, 72 y 98 electrones).

Cada nivel de energía se divide en subniveles. Un subnivel está compuesto de orbitales que tienen las mismas características dentro de un nivel de energía. El número de subniveles que se encuentra dentro del nivel de energía corresponde al nivel de energía. Por lo que, el primer nivel de energía contiene únicamente un subnivel; el segundo nivel de energía posee dos, el tercero tres y así sucesivamente. Cada subnivel se denota con una letra: **s** (corresponde al subnivel de energía más bajo); **p** (es el siguiente subnivel con un poco más de energía); **d** (tiene una energía mayor que **p**) y **f** (subnivel con la mayor energía de los cuatro).

Cada subnivel tiene un número definido de orbitales atómicos donde se encuentran los electrones. La tabla siguiente nos muestra el número máximo de orbitales y de electrones de cada subnivel.

Subnivel	Número de orbitales	Número máximo de electrones
<b>s</b>	1	2
<b>p</b>	3	6
<b>d</b>	5	10
<b>f</b>	7	14

Todos los subniveles **s** tienen un solo orbital con un máximo de dos electrones; el subnivel **p** está compuesto de tres orbitales y por lo tanto solo puede contener seis electrones. Los subniveles **d** y **f** tienen cinco y siete orbitales y pueden contener diez y catorce electrones respectivamente.

De acuerdo a la forma de los orbitales de cada subnivel veremos que: un orbital **s** tiene forma esférica. El subnivel **p** tiene una forma más compleja, cada uno de los tres orbitales **p** se distribuyen a lo largo de cada uno de los tres ejes del sistema de coordenadas tridimensional. Los diagramas de los subniveles **d** y **f** son distribuciones más complejas.

El núcleo está en el centro del átomo. La región más cercana al núcleo es el primer nivel de energía, el cual está compuesto de un orbital **s** que puede tener un máximo de dos

electrones. Más allá del primer nivel de energía se encuentra el segundo, el cual está compuesto de un orbital **s** y tres orbitales **p**. El segundo nivel de energía puede estar ocupado por ocho electrones. En el exterior del segundo nivel de energía se encuentra el tercer nivel, el cual está compuesto de un orbital **s**, tres orbitales **p** y cinco orbitales **d**. En el tercer nivel de energía puede haber un máximo de 18 electrones.

Para aumentar la complejidad de la configuración electrónica, debemos saber que los electrones son partículas giratorias. Pueden girar alrededor de un eje, y pueden de girar en dos direcciones opuestas. Cuando un orbital atómico tiene dos electrones, éstos solo pueden estar ahí si un electrón gira en dirección opuesta a la del otro. En parte, esto se debe a que los electrones que giran actúan como pequeños imanes. Al girar en sentidos opuestos, los dos pequeños imanes presentan una atracción magnética entre ellos. Esto ayuda a superar la repulsión eléctrica entre los dos electrones con la misma carga cuando estos se encuentran ocupando el mismo espacio. Esta regla se denomina **principio de exclusión de Pauli: que indica que en un orbital atómico solo pueden ubicarse como máximo 2 electrones.**

## 8.2- LLENADO DE ORBITALES Y REGLA DE HUND

Existen dos maneras de indicar la configuración electrónica de un átomo. En los diagramas de orbitales, cada orbital está indicado por una raya y cada electrón está representado por una flecha, ya sea hacia arriba: ↑ para indicar una dirección del spin del electrón, o dirigida hacia abajo: ↓ para representar la dirección opuesta.

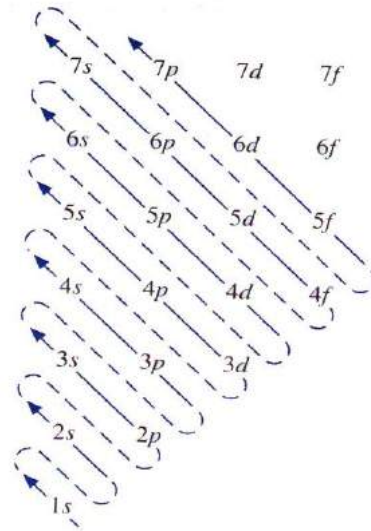
En las notaciones electrónicas, la configuración electrónica de un átomo está resumida en una forma ligeramente diferente. Los símbolos 1s, 2s, 2p y así sucesivamente, se usan para indicar los subniveles y los exponentes indican el número de electrones en cada subnivel.

A partir del siguientes esquema se puede predecir las configuraciones electrónicas de la mayoría de los elementos, salvo los más pesados, en donde los subniveles más alejados al núcleo tienen energías muy parecidas, con lo cual un electrón puede saltar con facilidad desde un orbital a otro de otro nivel y de energía parecida.



#### COMPLEMENTO

Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:  
<http://conocimientoselectronicbands.blogspot.com.ar/2010/02/metales-metal-se-denomina-los-elementos.html>



Los electrones de un átomo se ubican en los orbitales atómicos disponibles de menor energía, dispersándose entre los orbitales de misma energía. Para aprender a conocer la configuración electrónica de un átomo se utiliza el número atómico y las llamadas reglas de Aufbau (construcción en alemán).



#### IMPORTANTE

Podemos resumir las reglas de la siguiente manera:

- El número atómico indica cuantos electrones hay para distribuir.
- Los electrones se colocan en los orbitales disponibles con menor energía.
- No puede haber más de dos electrones dentro del mismo orbital y, en tal caso, solo si tienen espín opuesto (principio de exclusión de Pauli).
- Los electrones se dispersan tanto como sea posible, conservando el mismo espín, cuando los orbitales del mismo subnivel están abiertos (regla de Hund).

### 8.3- FÓRMULAS DE PUNTOS: ESTRUCTURAS DE LEWIS

Las configuraciones electrónicas del último nivel energético de un átomo determinan la mayoría de las propiedades de los elementos. Las fórmulas de puntos (estructuras de Lewis) se utilizan para mostrar las configuraciones electrónicas exteriores (del último nivel energético) de los elementos.



## IMPORTANTE

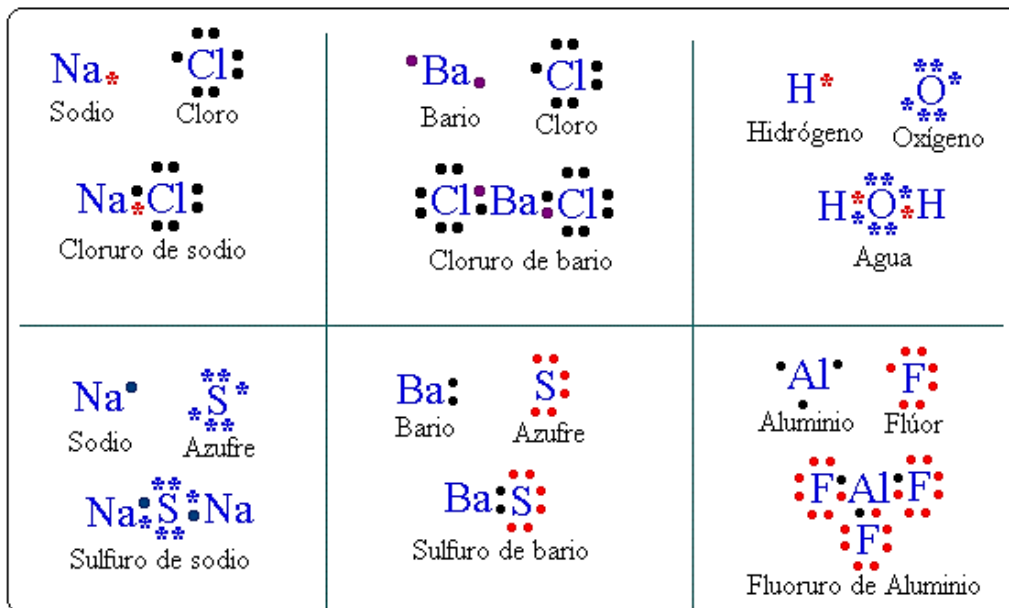
Siguiendo las siguientes reglas se puede escribir las fórmulas de punto de un átomo.

- **Regla 1: escribir el símbolo del átomo**
- **Regla 2: alrededor del símbolo, coloque un punto para cada electrón que esté en el último nivel de energía.**

Los electrones del nivel de energía inferior no se muestran en las fórmulas de puntos. Todos los átomos pertenecientes a un grupo de la tabla periódica tienen el mismo número de puntos alrededor de sus símbolos como resultado de tener el mismo número de electrones exteriores. Por ejemplo, los átomos en el grupo VIIA poseen todos siete electrones en la capa exterior.

Las siguientes figuras ilustran las fórmulas de punto para los átomos de los elementos representativos en la tabla periódica.

GRUPO # electrones de Valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8
E L E M E N T O S	H <sup>•</sup>	Be <sup>••</sup>	B <sup>•••</sup>	C <sup>••••</sup>	N <sup>•••••</sup>	O <sup>••••••</sup>	F <sup>•••••••</sup>	Ne <sup>••••••••</sup>
	Li <sup>•</sup>	Mg <sup>••</sup>	Al <sup>•••</sup>	Si <sup>••••</sup>	P <sup>•••••</sup>	S <sup>••••••</sup>	Cl <sup>•••••••</sup>	Ar <sup>••••••••</sup>
	Na <sup>•</sup>	Ca <sup>••</sup>	Ga <sup>•••</sup>	Ge <sup>••••</sup>	As <sup>•••••</sup>	Se <sup>••••••</sup>	Br <sup>•••••••</sup>	Kr <sup>••••••••</sup>
	K <sup>•</sup>	Sr <sup>••</sup>	In <sup>•••</sup>	Sn <sup>••••</sup>	Sb <sup>•••••</sup>	Te <sup>••••••</sup>	I <sup>•••••••</sup>	Xe <sup>••••~•••••</sup>
	Rb <sup>•</sup>	Ba <sup>••</sup>	Ta <sup>•••</sup>	Pb <sup>••~•••</sup>	Bi <sup>•••••</sup>	Po <sup>••~••••</sup>	At <sup>••~•••••</sup>	Rn <sup>••~••••~••••</sup>



<http://elfisicoloco.blogspot.com.ar/2012/11/estructuras-de-lewis.html>

En la formación de los enlaces químicos participan los electrones más externos de los átomos, llamados también electrones de valencia.





## ACTIVIDAD INDIVIDUAL

- 1) La suma de todas las actividades químicas de un organismo es su \_\_\_\_\_
- 2) La tendencia de los organismos a mantener el ambiente interno constante se denomina \_\_\_\_\_
- 3) La división de un organismo unicelular en dos es un ejemplo de \_\_\_\_\_
- 4) La población debe \_\_\_\_\_ a los cambios en su ambiente para sobrevivir.
- 5) Relacione los términos de la columna A con la Columna B

COLUMNA A	COLUMNA B
1- Átomo	a) Grupos de tejidos dispuestos en una estructura funcional
2- Célula	b) Combinación de dos o más átomos
3- Molécula	c) La partícula más pequeña de un elemento que posee las propiedades características de éste.
4- Órgano	d) Estructura especializada de una célula
5- Sistema o aparato de Orgánico	e) Asociación de células similares para llevar a cabo una función específica.
6- Organela	f) Unidad estructural y funcional de los seres vivos
7- Tejido	g) Grupos de órganos que funcionan conjuntamente para llevar a cabo una o más de las funciones conjuntamente para llevar a cabo una o más de las funciones biológicas principales.

- 6) ¿Cómo explicaría los dientes y garras afilados de los tigres con base a la selección natural?
- 7) Mencione los seis elementos que componen casi 98% de la masa de muchos organismos.
- 8) Los tres tipos de partículas subatómicas son:

9) ¿Cuál es la relación entre:

- Átomos y moléculas.
- Moléculas y compuestos.
- Átomos e iones.

10) ¿Qué relación guarda la capacidad de combinación química de un átomo con la configuración de sus electrones?

11) Escriba las configuraciones electrónicas completas para cada uno de los siguientes átomos / iones: (utilizando la tabla periódica)

12) a) C b) N c) O d) He e) S f) Cl<sup>-</sup> g) Fe h) Mn i) K j) Na<sup>+</sup>

13) Escriba los símbolos y números atómicos para los elementos que tienen las siguientes configuraciones electrónicas (utilizando la tabla periódica):

a-  $1s^2 2s^2 2p^1$ :

b-  $1s^2 2s^2 2p^6$ :

c-  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  :

d-  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ :

e-  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ :

f-  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ :

## A MODO DE CIERRE

*Estimados/as estudiantes:*

*Llegamos al final de la Clase 2. Cualquier duda que surja, la salvaremos entre todos en el próximo encuentro. Seguiremos en la próxima clase, profundizando saberes sobre las ciencias naturales.*

***¡Buen tiempo de estudio!***

# CLASE 3

## QUÍMICA INORGÁNICA

*Queridos/as estudiantes:*

*Estimado grupo:*

*En esta clase 3 haremos un recorrido por las propiedades periódicas de los elementos químicos presente en la naturaleza, y las diferentes formas que tienen para relacionarse entre ellos en busca de una mayor estabilidad formando diferentes tipos de compuesto que aprenderemos a nombrarlos.*

*Como lo venimos haciendo, tendremos actividades para aplicar los temas, y así poder ir afianzando el proceso de estudio; es por eso que acompañamos las mismas con las respuestas, para que poder realizar autoevaluación.*

*Demos inicio entonces a este tercer encuentro.*

### **Objetivos Específicos:**

1. Diferenciar las propiedades químicas de los elementos químicos de acuerdo a su ubicación en la tabla periódica
2. Comprender los diferentes tipos de enlace químico, como así también las diferentes fuerzas intermoleculares.
3. Describir los diferentes tipos de compuesto de la química inorgánica.
4. Diferenciar los diferentes tipos de nomenclatura

### **Contenidos de la Clase:**

1. Tabla periódica
2. Enlace Químico
3. Fuerzas intermoleculares.
4. Compuestos de la química inorgánica
5. Nomenclatura de los compuestos inorgánicos

## 1. LA TABLA PERIÓDICA

En 1869 el químico ruso Dimitri Mendeleev y el químico alemán, Lothar Meyer, publicaron en forma independiente ordenamientos de los elementos conocidos, que son muy similares a la tabla periódica que se usa en la actualidad. La clasificación de Mendeleev se basó principalmente en la masa atómica de los elementos, mientras que la de Meyer se basó principalmente en propiedades físicas. Las tabulaciones fueron sorprendentemente similares. Ambos indicaron la periodicidad o repetición periódica regular de propiedades al incrementar el peso atómico.

Debido a que el ordenamiento se había realizado según sus pesos atómicos es que se presentaban algunos errores. La resolución del problema de algunos elementos mal ubicados tuvo solución con el desarrollo del concepto de número atómico. Entonces pudo formularse la ley periódica prácticamente en la forma que se conoce en la actualidad: Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

La ley periódica indica que si se ordenan los elementos conforme aumenta su número atómico, se encuentran en forma periódica elementos con propiedades físicas y químicas similares.

Las columnas verticales se conocen como grupos o familias y las líneas horizontales como períodos. Los elementos de un grupo tienen propiedades químicas y físicas similares, y los que se encuentran dentro de un período tienen propiedades que cambian en forma progresiva a través de la tabla.

Diversos grupos de elementos tienen nombres comunes que se emplean con tal frecuencia que es conveniente conocerlos. Los elementos del grupo IA, con excepción del hidrógeno se conocen como metales alcalinos y los elementos del grupo IIA se llaman tierras alcalinas o metales alcalinotérreos. Los elementos del grupo VIIA se llaman halógenos que significa "formador de sales" y los elementos del grupo 0 se llaman gases nobles (o raros).

A continuación se da una clasificación muy útil de los elementos:

- **Gases nobles:** Durante muchos años, los elementos del grupo 0 se conocieron como gases inertes, porque se creía que no participaban en reacciones químicas. En la actualidad se sabe que los miembros más pesados forman en su mayoría compuestos con el flúor y oxígeno. Con excepción del helio estos elementos tienen ocho electrones en el nivel de energía superior ocupado. Sus estructuras pueden representarse como  $ns^2np^6$

- **Elementos representativos:** Los elementos del subgrupo A de la Tabla Periódica se llaman elementos representativos. Sus niveles de energía más altos están parcialmente ocupados. Su último electrón entra en un orbital s o p.
- **Elementos de transición d:** Los elementos del subgrupo B (con excepción del IIB) se conocen como elementos de transición d o metales de transición. Se consideraban como transiciones entre los elementos alcalinos (que forman bases) de la izquierda y los que forman ácidos en la derecha. Todos ellos son metales y se caracterizan porque tienen electrones en los orbitales d. Los elementos del grupo IIB (zinc, cadmio y mercurio) se diferencian porque sus últimos electrones penetran a orbitales s. Se los estudia junto con los metales de transición d porque algunas de sus propiedades químicas son similares.
- **Elementos de transición interna:** Son elementos en los que se añaden electrones en los orbitales f. Todos son metales y se localizan entre los grupos IIIB y IVB de la tabla periódica. Está formado por el grupo de los lantánidos y los actínidos.

GRUPO		PERÍODO																18 VIIIA							
1 IA		2 IIA												13 IIIA		14 IVA		15 VA		16 VIA		17 VIIA		18 VIIIA	
1	1.0079													4.0026											
1	H													He											
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne							
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar							
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr							
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe							
6	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn							
7	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo							

LANTÁNIDOS														
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
LANTANO	CERIO	PRASEODIMIO	NEODIMIO	PROMETIO	SAMARIO	EUROPIO	GADOLINIO	TERBIO	DISPROSIO	HOLMIO	ERBIO	TULIO	YTERBIO	LUTECIO

ACTÍNIDOS														
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
ACTINIO	TORIO	PROTACTINIO	URANIO	NEPTUNIO	PLUTONIO	AMERICIO	CURIO	BERKELIO	CALIFORNIO	EINSTEINIO	FERMIO	MENDELEVIO	NOBELIO	LAWRENCEIO

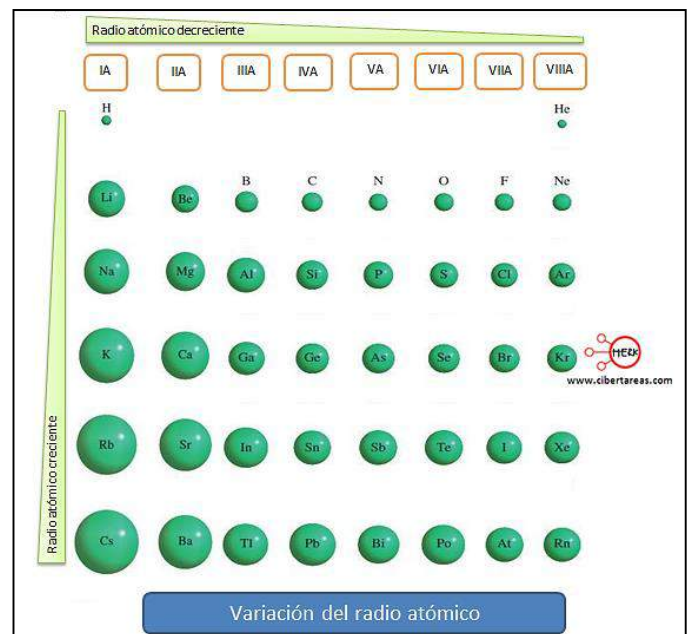
<http://www.quimicafisica.com/node/237>

## PROPIEDADES PERIÓDICAS

### 1.1 - RADIO ATÓMICO

El tamaño de un átomo depende del medio inmediato, es decir de su interacción con los átomos circundantes. Por lo tanto no puede decirse que el átomo tenga un tamaño constante.

Al ir de izquierda a derecha atravesando un período en la tabla periódica, los radios atómicos de los elementos representativos disminuyen en forma regular a medida que se agregan electrones a determinado nivel de energía. Al aumentar el número de protones y añadirse electrones al mismo nivel de energía principal, el aumento de carga nuclear atrae a la nube electrónica más cerca de núcleo. Al descender por un grupo, se observa que los radios atómicos aumentan cuando se añaden más electrones a los orbitales de gran tamaño en niveles de energía altos.



<http://cibertareas.info/radio-atómico-química-1.html>

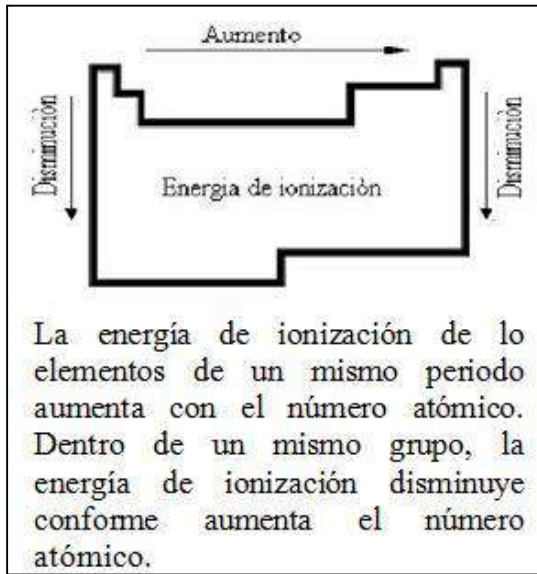
### 1.2- ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La primera energía de ionización (EI1) también llamado primer potencial de ionización es la mínima cantidad de energía necesaria para separar el electrón menos fuertemente unido de un átomo gaseoso aislado, para formar un ion con carga +1.



Las energías de ionización miden cuán fuertemente están unidos los electrones a los átomos. Energías de ionización bajas indican facilidad para la separación de electrones y por tanto fácil formación del ion positivo o catión.





Fuente: <http://www.edukativos.com/downloads-file-2318-recurso.html>

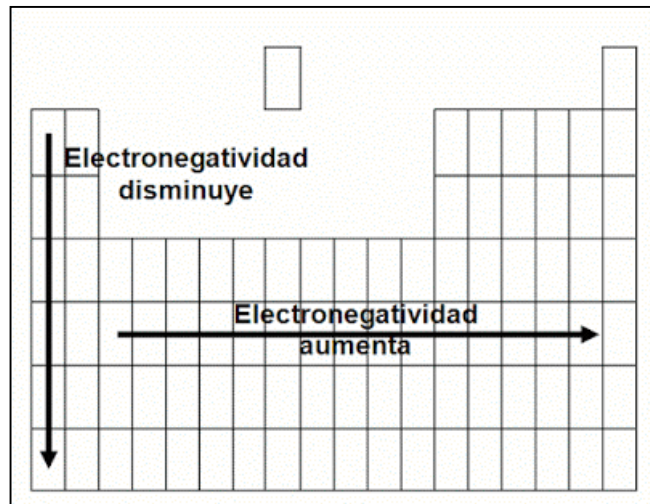
El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización nos ayuda a predecir si es probable que un elemento forme compuestos iónicos o moleculares (covalentes). Los elementos con energías de ionización bajas generalmente forman compuestos iónicos al perder electrones para formar cationes (iones cargados positivamente). Los elementos con energías de ionización intermedias generalmente forman compuestos moleculares compartiendo electrones con otros elementos. Los elementos con muy altas energías de ionización, a menudo ganan electrones para formar aniones (iones cargados negativamente).

### 1.3- ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad de un elemento es una medida de la tendencia relativa de un átomo para atraer los electrones cuando está químicamente combinado con otro átomo.

Los elementos con altas electronegatividades (no metales) a menudo ganan electrones para formar aniones. Los elementos con bajas electronegatividades (metales) de manera seguida pierden electrones para formar cationes.

Las electronegatividades de los elementos se expresan en una escala algo arbitraria. La electronegatividad del flúor es la mayor (4,0) siguiendo la del oxígeno.



Fuente: <http://fiscoquimicaterceroiem.blogspot.com.ar/2013/04/electronegatividad-y-enlace-quimico.html>



Para los elementos representativos, las electronegatividades habitualmente aumentan de izquierda a derecha a través de los períodos y de abajo hacia arriba en los grupos.

La escala de electronegatividad podemos utilizarla para hacer predicciones acerca del tipo de enlace. Dos elementos con electronegatividades completamente diferentes (un metal y un no metal) tienden a reaccionar uno con otro para formar compuestos iónicos. El elemento menos electronegativo da su(s) electrón(es) al elemento más electronegativo. Dos elementos con electronegatividades similares tienden a formar enlaces covalentes uno con otro, es decir comparten sus electrones.

## 1.4- METALES, NO METALES Y METALOIDES

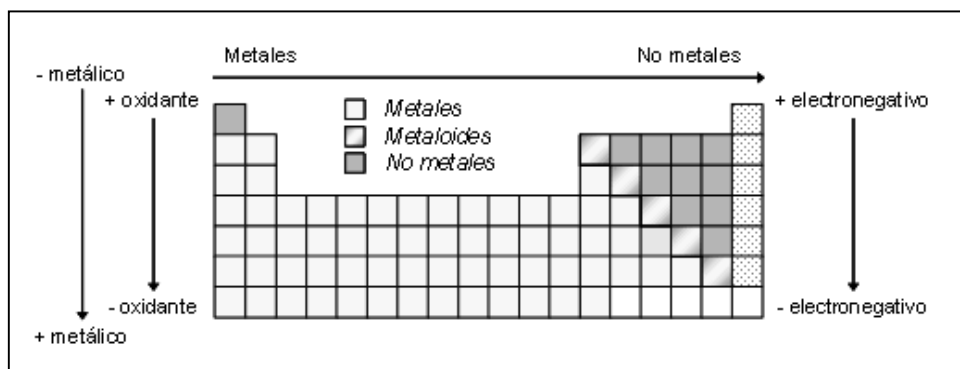
La figura muestra una tabla periódica en la que se clasifican los elementos como metales, no metales y metaloides. Observe que los ocho metaloides bordean una línea en zigzag que comienza en el lado izquierdo del boro (B) y termina entre el Po y el At, ésta línea separa los elementos metálicos de los no metálicos.

Los metales y los no metales presentan propiedades químicas diferentes. Los metales tienen un número pequeño de electrones en el último nivel y tienden a perder estos electrones durante los cambios químicos. Excluyendo los gases nobles, los no metales tienen niveles exteriores casi completos y tienden a ganar electrones en los cambios químicos.

Los metales generalmente son elementos sólidos de color gris plateado. Generalmente tienen puntos de fusión y de ebullición altos. Los metales también tienen densidades altas y son excelentes conductores del calor y la electricidad. También son maleables. Las sustancias maleables se pueden laminar para darles muchas formas diferentes.

Los no metales presentan propiedades opuestas a la de los metales. Un gran porcentaje de los no metales son gases.

Los elementos localizados en el lado izquierdo de la tabla periódica tienen mayor carácter metálico y los elementos localizados en el lado derecho de la tabla periódica tienen mayor carácter no metálico.



Fuente: <http://www2.inecc.gob.mx/publicaciones/libros/459/cap2.html>

## 2. ENLACES QUÍMICOS

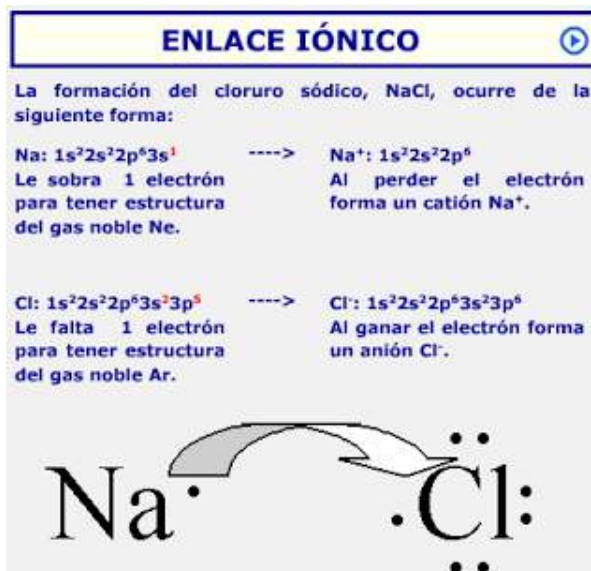
Los enlaces químicos son las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos. Estos enlaces se producen cuando los núcleos y los electrones de átomos diferentes interactúan y producen átomos enlazados o iones que son más estables que los átomos mismos. Cuando se forma un enlace químico se libera energía, esa energía que se libera es la misma que hay que entregar si queremos que los átomos se separen.

Una de las fuerzas impulsoras en la naturaleza es la tendencia de la materia a alcanzar el estado de energía más bajo posible. Generalmente un estado de energía más bajo implica mayor estabilidad. Cuando algo es estable, opone más resistencia al cambio que algo menos estable. Los elementos se clasifican con base en su grado de estabilidad.

Los elementos como el sodio y el flúor son muy reactivos (inestables); tienden a sufrir cambios químicos de manera espontánea. Cuando el sodio entra en contacto con el agua, arde en llamas. El gas flúor reacciona con muchas sustancias en forma explosiva. Las sustancias reactivas como el sodio y el flúor, después de sufrir un cambio químico, generalmente se vuelven más estables. Los elementos muy estables no sufren cambio alguno y no reaccionan aún bajo condiciones extremas. Los gases nobles, Helio, Neón, Argón, entre otros, son los elementos más estables.

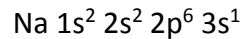
### 2.1 - ENLACE IÓNICO

Cuando los electrones se transfieren de un metal a un no metal, resulta un enlace iónico. Los metales tienen energía de ionización y electronegatividades bajas por lo que tienden a perder electrones. Cuando un metal pierde uno o más electrones se convierten en un catión, es decir un ión cargado positivamente. Los no metales tienen altas electronegatividades y elevadas afinidades electrónicas por lo que tienden a ganar electrones. Cuando un no metal adquiere o gana electrones se convierte en un anión, un ión con carga negativa.



Fuente: <http://imaginaycrea10-3.blogspot.com.ar/2013/09/enlaces-entre-atomos->

Si consideramos al cloruro de sodio, NaCl, como un compuesto iónico representativo. El sodio es un metal alcalino con un electrón externo:



La estructura electrónica de puntos para el sodio es: Na

La configuración electrónica del cloro es: Cl  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Cuando un átomo de sodio se aproxima a un átomo de cloro, el electrón externo ligeramente retenido ( $3s^1$ ) del Na es atraído por el átomo de cloro que es más electronegativo. Se producen dos iones después de la transferencia del electrón. El sodio pierde un electrón y se convierte en catión sodio, mientras que el cloro gana este electrón y se convierte en el anión cloruro.

Tanto el  $\text{Na}^+$  como el  $\text{Cl}^-$  tienen algo en común: ambos poseen una configuración electrónica de un gas noble más estable. Un in  $\text{Na}^+$  contiene 10 electrones y tiene la misma configuración electrónica que el Ne. El  $\text{Na}^+$  es isoelectrónico con el Ne. El término isoelectrónico significa que dos o más especies químicas tienen la misma configuración electrónica. ¿Con que elemento será isoelectrónico el anión  $\text{Cl}^-$  ?

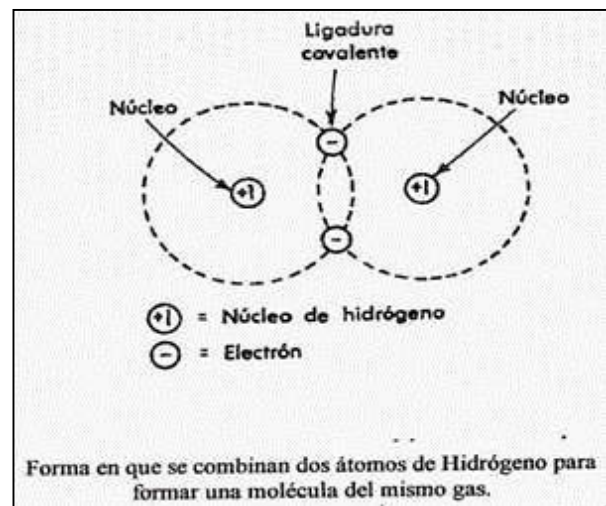


## IMPORTANTE

Un enlace iónico se produce por la fuerza de atracción entre iones con cargas opuestas.

## 2.2- ENLACE COVALENTE

A diferencia de los enlaces iónicos, los enlaces covalentes se forman cuando los átomos comparten sus electrones. La unidad más pequeña de un compuesto covalente formada por este enlace es una molécula. Los compuestos que tienen enlaces covalentes tienen propiedades muy diferentes a los de los compuestos que tienen enlaces iónicos. Los compuestos covalentes tienen puntos de ebullición relativamente inferiores (menos de  $300^\circ\text{C}$ ) y no conducen la corriente eléctrica como lo hacen los compuestos iónicos en las soluciones líquidas o acuosas.

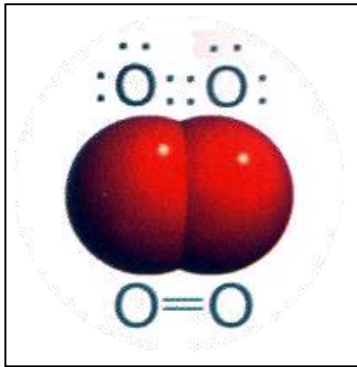


Fuente: <http://www.mailxmail.com/curso-electricidad-fundamentos/tipos-enlace-quimico>

La molécula de hidrógeno ( $H_2$ ) es un ejemplo sencillo de un compuesto covalente.

Como se ve en la figura, un átomo de hidrógeno aislado es relativamente inestable ya que solo contiene un electrón de valencia. Al compartir este electrón de valencia con otro átomo de hidrógeno, los dos completan su nivel principal de energía y la molécula alcanza una configuración estable.

## 2.3- ENLACE COVALENTE MÚLTIPLE



<http://esacademic.com/diic.nsf/eswiki/287305>

El oxígeno y nitrógeno existen en su estado libre como moléculas diatómicas.

Hasta ahora hemos analizado la formación de enlaces sencillos, es decir aquellos en que se comparten un solo par de electrones entre los átomos, como en el hidrógeno. Algunos elementos del sistema periódico tienen la particularidad de poder establecer uniones covalentes en las que se comparten varios electrones formándose enlaces covalentes múltiples. Este es el caso, por ejemplo, de las moléculas de oxígeno y nitrógeno. En efecto, el oxígeno es un elemento que se encuentra en la sexta columna del sistema periódico por lo que tiene seis electrones de valencia y le faltan dos para completar la configuración más estable

(regla de los ocho).

La formación de la molécula de  $O_2$ , se puede explicar así por la compartición de dos electrones de valencia aportados por cada átomo formándose un enlace covalente doble entre los átomos de oxígeno.

Los elementos que se presentan como moléculas diatómicas son: hidrógeno, cloro, flúor, bromo, yodo, oxígeno y nitrógeno.

## 2.4- ENLACES COVALENTES Y ELECTRONEGATIVIDAD

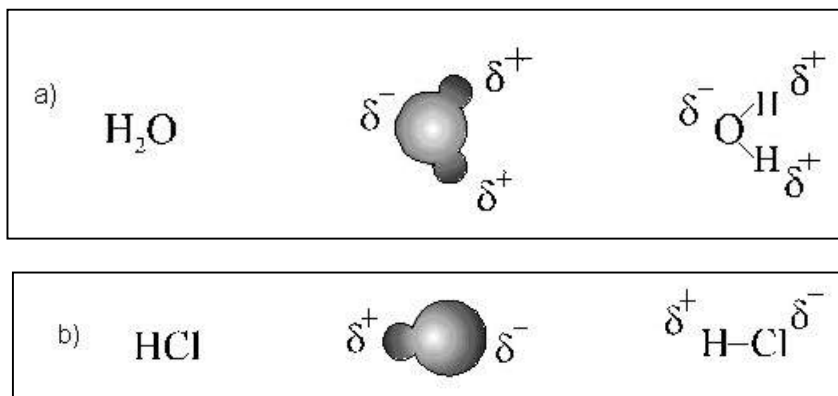
En los ejemplos anteriores, supusimos que los átomos comparten sus electrones por igual. Este hecho de compartir por igual casi no ocurre en las moléculas que contienen átomos diferentes porque algunos átomos ejercen una atracción mayor sobre los electrones que otros.

(Recordemos el concepto de electronegatividad visto en el capítulo anterior).

## 2.5- ENLACES POLARES

La diferencia en la electronegatividad hace que en un enlace covalente los átomos compartan sus electrones en forma desigual. En efecto, mientras mayor sea la diferencia en los valores de electronegatividad, más desigual será la forma en que se compartan los electrones en un enlace covalente.

Un ejemplo típico de este enlace polar o enlace covalente polar, es el cloruro de hidrógeno gaseoso. La electronegatividad del hidrógeno es 2,1, la del cloro es 3,0. En consecuencia, en una molécula de cloruro de hidrógeno gaseoso, el átomo de cloro que es más electronegativo, ejerce mayor atracción sobre el par de electrones del enlace covalente que se forma con el átomo de hidrógeno. Esta forma desigual de compartir los electrones en un enlace covalente se acostumbra a señalar colocando el símbolo  $\delta^-$  (letra griega delta minúscula que significa carga parcial) sobre el átomo más electronegativo y el símbolo  $\delta^+$  sobre el átomo menos electronegativo.



<http://quimicazzz.blogspot.mx/2011/12/46-estructuras-de-lewis.html>

Como se ve en la figura, la forma desigual de compartir electrones en un enlace polar es una situación intermedia entre las que presentan los electrones compartidos por igual en un enlace covalente y la unión totalmente iónica que ocurre cuando es muy grande la diferencia entre la electronegatividad de los átomos (diferencia mayor a 1,7).



Fuente:

<http://www.monografias.com/trabajos98/propiedad-materiales-enlaces>

## 2.6 - ENLACE COVALENTE COORDINADO

Cuando el par de electrones compartidos pertenece solo a uno de los átomos se presenta un enlace covalente coordinado o también llamado dativo. El átomo que aporta el par de electrones se llama donador y el que los recibe receptor o aceptor.

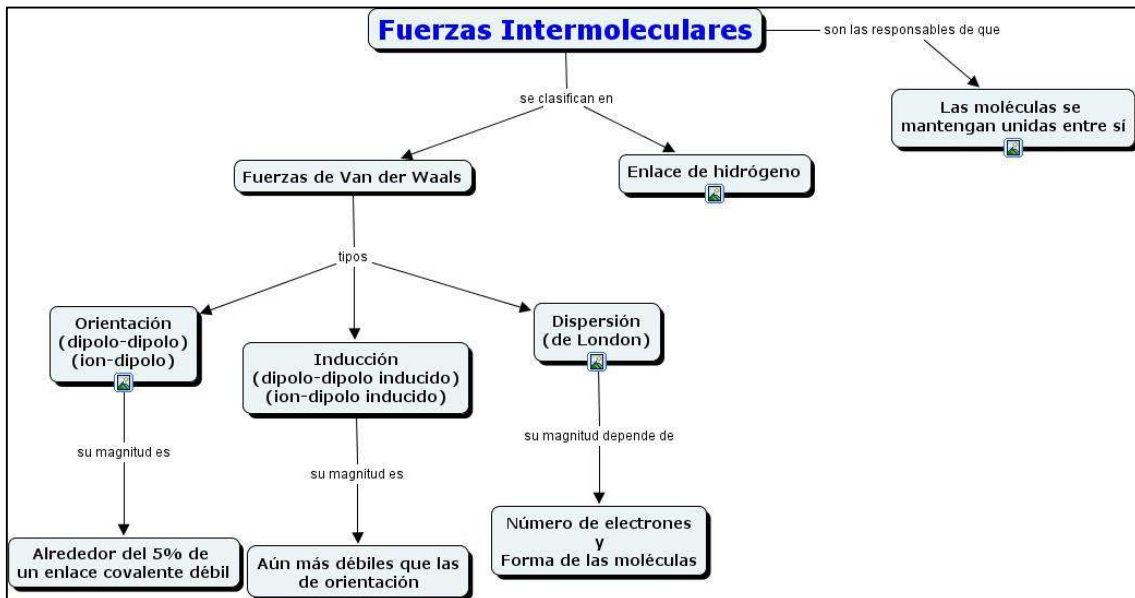
El donador será siempre el elemento menos electronegativo, tal como se muestra en el ejemplo entre el oxígeno y el azufre, que puede dar lugar a las moléculas correspondientes a distintos óxidos de azufre. Este enlace una vez formado no se diferencia para nada del enlace covalente normal. Sin embargo debido a cómo se origina se le puede denominar enlace covalente dativo o coordinado. Conviene tener en cuenta que no siempre las moléculas que teóricamente se podrían formar utilizando este tipo de enlace, existen en la realidad, ya que en ello intervienen también otros factores que aquí no hemos tenido en cuenta, como por ejemplo, el tamaño de los átomos que van a enlazarse y la propia geometría o forma de las moléculas.

## 3. FUERZAS INTERMOLECULARES

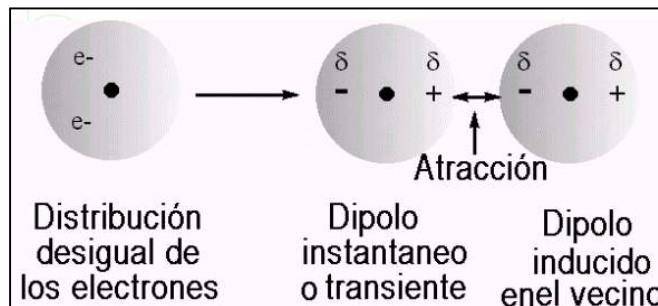
Los átomos al unirse mediante enlaces covalentes pueden formar moléculas. Así, por ejemplo, sabemos que cuando el hidrógeno reacciona con el oxígeno se obtiene agua y que cada molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos mediante enlaces covalentes. Sin embargo el agua es una sustancia que además de encontrarse en estado líquido puede presentarse como vapor de agua (estado gaseoso) y como hielo (estado sólido), de modo que se nos plantea la cuestión de cuál es el mecanismo mediante el que las moléculas de agua se unen entre sí, ya que si no existiera ninguna fuerza de atracción entre ellas el agua siempre se encontraría en estado gaseoso. El mismo tipo de razonamientos podría hacerse para el caso de otras sustancias covalentes como por ejemplo, el  $I_2$ , que en condiciones ordinarias se encuentra en estado sólido.

Por otra parte, sabemos que muchas sustancias covalentes que a temperatura y presión ambiente se hallan en estado gaseoso, cuando se baja la temperatura lo suficiente pueden licuarse o solidificarse. De esta forma se puede obtener, por ejemplo, dióxido de azufre sólido enfriando  $SO_2$  a una temperatura inferior a  $-76^\circ C$ .





Fuente: <http://www.eis.uva.es/~galisteo/fqi/enlace/intermoleculares.htm>



Fuente: <http://agregaciondelamateria.blogspot.com.ar/>

### 3.1- NOMENCLATURA QUÍMICA

Se han identificado millones de compuestos químicos. Cada compuesto tiene un nombre y una estructura específica.

Los nombres de los compuestos químicos surgen ante la necesidad de identificar sustancias obtenidas luego de sucesivos procesos de purificación, siendo necesaria la utilización de un método explícito, sistemático y reconocible en todo ámbito químico. Con este objetivo estudiaremos lo que denominamos nomenclatura química: un sistema de nombrar y escribir las fórmulas de los compuestos químicos.

Existen dos clasificaciones principales de los compuestos químicos:

- Compuestos inorgánicos: Grupo de compuestos que no contiene carbono salvo excepciones.
- Compuestos orgánicos: Grupo de compuestos que contienen carbono (azúcar, derivados del petróleo, etc.).

## 4. COMPUESTOS DE LA QUÍMICA INORGÁNICA

Durante décadas los químicos nombraban simplemente a los compuestos a su voluntad. En ocasiones el nombre era pintoresco como por ejemplo gas hilarante  $N_2O$ . Esta manera de nombrar los compuestos creaba dificultades de identificación y llevaban a confusión cuando tratándose del mismo compuesto se lo denominaba de diferentes modos, entorpeciendo y haciendo más lenta la difusión del conocimiento científico.

De acuerdo con las reglas de la IUPAC, los nombres de los compuestos inorgánicos están contruidos de tal forma que a cada compuesto se le puede dar un nombre a partir de su fórmula y a cada fórmula un nombre específico.

La porción más positiva: el metal, el ion poliatómico positivo, el ion hidrógeno y los no metales menos electronegativos se escriben primero y se nombran al final.

La porción más negativa: el no-metal más electronegativo o el ion poliatómico negativo, se escriben al último y se nombran al comienzo.

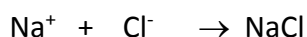


### IMPORTANTE

#### ¿Cómo escribir o formular los compuestos químicos?

1. Escribir el símbolo del catión monovalente o polivalente indicando su carga neta.
2. Escribir al lado del catión, el anión monovalente o polivalente con su carga neta.
3. Aplicar el principio de electroneutralidad de los compuestos mediante la expresión algebraica cuya suma algebraica resulte igual a cero.

Ejemplo:



$$(1+) + (1-) = 0$$



$$(3+) + (1-) = 2+ \text{ error}$$

$$(3+) + 3x(1-) = 0 \text{ correcto}$$



### 3.1- COMPUESTOS BINARIOS

Son compuestos formados por dos elementos. Pueden resultar de la combinación de:

- No metal + Hidrógeno = hidruro no metálico
- Metal + Hidrógeno = hidruro metálico
- No metal + Oxígeno = Oxido ácido
- Metal + Oxígeno = Oxido básico
- Metal + No metal = Sal Haloidea o binaria



#### IMPORTANTE

¿Cómo nombrar un compuesto binario?

Las proporciones en que se encuentran los elementos en una fórmula química se indican:

- Por medio de prefijos griegos (mono, di, tri, tetra, penta, etc.) que se corresponden con los subíndices, tal como lo indica la nomenclatura sistemática.
- Entre paréntesis y en número romano después del elemento, el número de oxidación del metal, como lo indica la nomenclatura stock, cuando el mismo posee más de un estado de oxidación que le permita combinarse.
- Respetando las terminaciones “oso” menor número de oxidación e “ico” mayor como lo indica la nomenclatura clásica.

#### A – Compuestos binarios con hidrógeno

Los compuestos binarios con hidrógeno pueden dividirse en:

1. Hidruros metálicos
2. Hidruros no metálicos



#### IMPORTANTE

**Hidruros metálicos:** Pertenecen a este grupo las combinaciones de un metal con el hidrógeno

Para escribir un compuesto binario metal-hidrógeno:

- Escribir primero el símbolo del metal y después el del hidrógeno.
- Colocar como subíndice del hidrógeno el número de oxidación del metal para que se cumpla el principio de electroneutralidad.

¿Cómo nombrar un compuesto binario metal-hidrógeno?

-**Nomenclatura clásica:** colocar la palabra hidruro seguida del nombre del metal; Cuando el mismo posee más de un estado de oxidación, si actúa con el menor se utiliza el sufijo “oso” y si actúa con la mayor con el sufijo “ico” que le permita formar estos compuestos

-**Nomenclatura Stock:** colocar la palabra “hidruro” seguido del nombre del metal y finalmente el número de oxidación de éste en números romanos y entre paréntesis, cuando el mismo posee más de un estado de oxidación que le permita formar estos compuestos.

- **Nomenclatura Sistemática:** colocar la palabra hidruro precedido del prefijo griego que indique el número de hidrógenos que hay en la fórmula y a continuación el nombre del metal.

Ejemplos:

Formul a	N. Clásica	N. Stock	N.Sistemática
KH	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio	Monohidruro de potasio
FeH <sub>2</sub>	Hidruro Ferroso	Hidruro de Hierro (II)	Dihidruro de hierro
PbH <sub>4</sub>	Hidruro plúmbico	Hidruro de plomo (IV)	Tetrahidruro de plomo

## Hidruros no metálicos:

Los compuestos que forma el hidrógeno con elementos más electronegativos de la tabla periódica (flúor, cloro, bromo, yodo, azufre, selenio y telurio) se llaman hidrácidos y producen soluciones ácidas cuando se disuelven en agua.



## IMPORTANTE

### ¿Cómo escribir un compuesto binario no-metal – hidrógeno?

- Escribir primero el símbolo del hidrógeno y después el del no metal.
- Colocar como subíndice del hidrógeno el número de oxidación del no-metal para que se cumpla el principio de electroneutralidad.

### Para nombrar un compuesto binario no-metal-hidrógeno:

**-Nomenclatura clásica:** nombrar el elemento más electronegativo terminado en “uro” seguido del nombre del hidrógeno. Si estos se encuentran en solución acuosa, son capaces de donar protones al medio actuando así como ácidos. En este caso, se nombran con la palabra ácido seguida de una palabra que comienza con la raíz del nombre del elemento no metálico y termina en hídrico.

**-Nomenclatura sistemática:** nombrar el elemento más electronegativo terminado en uro seguido del nombre del hidrógeno.

Ejemplo:

HF: Fluoruro de hidrógeno o ácido fluorhídrico si estuviera en solución acuosa.

HCl: Cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico si estuviera en solución acuosa.

## Compuestos no comprendidos en la nomenclatura IUPAC

Estos compuestos se clasifican aparte porque a pesar de las reglas de nomenclatura y formulación IUPAC, conservan los nombres triviales, debido a su uso habitual en el laboratorio y a que la mayoría de los químicos del mundo los utilizan respetando su origen alquímico. Ellos son:

NH<sub>3</sub>: Amoníaco

PH<sub>3</sub>: Fosfina

AsH<sub>3</sub>: Arsenamina

SbH<sub>3</sub>: Estibina

CH<sub>4</sub>: Metano

SiH<sub>4</sub>: Silano

## B– COMPUESTOS BINARIOS CON OXÍGENO.

Están constituidos por la combinación del oxígeno con otros elementos.

Se clasifican en:

1. Óxidos básicos o metálicos
2. Óxidos ácidos
3. Óxidos anfóteros
4. Óxidos neutros
5. Peróxidos
6. Superóxidos

### B.1- Óxidos básicos

Son las sustancias binarias resultantes de las combinaciones de metales con oxígeno y que se caracterizan porque tratadas con agua, originan soluciones de un compuesto ternario de reacción alcalina o básica, entendiéndose por tal, aquellas que tienen la propiedad de hacer virar al azul un papel de tornasol (el papel de tornasol es un papel impregnado de un colorante vegetal que toma un color rojo si el medio es ácido y azul si es alcalino).



### IMPORTANTE

¿Cómo escribir un compuesto binario metal – oxígeno?

- Se escribe primero el símbolo del metal y después el del oxígeno.
- Colocar como subíndice del metal el número de oxidación del oxígeno.
- Se coloca como subíndice del oxígeno el número de oxidación del metal
- Se simplifican los subíndices si son divisibles entre sí, salvo excepciones.

¿Cómo nombrar un compuesto binario metal – oxígeno?

-Nomenclatura clásica o antigua: los óxidos se nombran con la palabra genérica **óxido** seguida por la específica tomada del metal. Si son dos los óxidos que forma el mismo metal, se adjetiva con la terminación “oso” cuando el metal posee el menor número de oxidación, y con la terminación “ico” cuando actúa con el mayor.

-Nomenclatura Stock: colocar la palabra **óxido** seguido del nombre del metal y finalmente el número de oxidación de éste en número romano y entre paréntesis, cuando el mismo posee más de un estado de oxidación que le permita formar estos compuestos.

**-Nomenclatura Sistemática:** Colocar la palabra óxido precedido del prefijo griego que indique el número de oxígenos que hay en el compuesto y a continuación el nombre del metal precedido a su vez por el prefijo griego que indique el número de átomos de él presentes en el compuesto.

Ejemplos:

Fórmula	N. Clásica	N. Stock	N.Sistemática
K <sub>2</sub> O	Óxido de potasio	Óxido de potasio	Monóxido de dipotasio
CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio	Monóxido de calcio
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido de Aluminio	Óxido de aluminio	Trióxido de dialuminio
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)	Monóxido de hierro
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro

## B.2- Óxidos ácidos

Son las sustancias binarias resultantes de la combinación de algunos no metales con el oxígeno y que se caracterizan porque sus soluciones acuosas tienen carácter ácido (enrojecen el papel de tornasol). El compuesto ternario que resulta de la combinación del óxido ácido con el agua se denomina oxácido.



### IMPORTANTE

¿Cómo escribir un compuesto binario no metal – oxígeno?

- Se escribe primero el no metal y luego el oxígeno (salvo en el caso del flúor que es más electronegativo que el oxígeno).
- Se coloca como subíndice del no metal el número de oxidación del oxígeno.
- Se coloca como subíndice del oxígeno el número de oxidación del no metal.
- Se simplifican los subíndices si son divisibles entre sí, salvo excepciones.

## ¿Cómo nombrar un compuesto binario no-metal-oxígeno?

**Nomenclatura stock y nomenclatura sistemática:** igual que en el caso de los óxidos metálicos.

**-Nomenclatura clásica o antigua:** Se nombran con la palabra genérica “anhídrido” seguida del nombre del no metal con el sufijo “oso” o “ico” según el número de oxidación del mismo, como se verá en los siguientes ejemplos. Esta nomenclatura ya prácticamente ha dejado de utilizarse. Si forman con un mismo elemento más de dos anhídridos, al de menor número de oxidación se le antepone el prefijo “hipo” y al de mayor el prefijo “per” o “hiper”.

Ejemplos:

Fórmula	N. Clásica	N. Stock	N.Sistemática
SO <sub>2</sub>	Anhídrido sulfuroso	Óxido de azufre (IV)	Dióxido de azufre
SO <sub>3</sub>	Anhídrido sulfúrico	Óxido de azufre (VI)	Trióxido de azufre
Cl <sub>2</sub> O	Anhídrido hipocloroso	Óxido de cloro (I)	Oxido de dicloro
Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anhídrido cloroso	Óxido de cloro (III)	Trióxido de dicloro
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anhídrido clórico	Óxido de cloro (V)	Pentóxido de dicloro
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anhídrido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptaóxido de dicloro

### B.3- Óxidos anfóteros

Son las sustancias binarias resultantes de la combinación de algunos elementos con el oxígeno, y que se caracterizan porque al reaccionar con el agua originan compuestos que pueden actuar tanto como ácidos o como bases.

Ejemplo:

ZnO Óxido de cinc

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Óxido de aluminio

Los óxidos anfóteros se escriben igual y se nombran igual que los óxidos básicos.

## B.4- Óxidos neutros

Son combinaciones binarias de algunos elementos con el oxígeno, que no reaccionan con el agua, ni con los ácidos ni con las bases.

Ejemplo: Monóxido de carbono (CO) – Monóxido de nitrógeno (NO)

## B.5- Peróxidos.

Son combinaciones binarias del ion peróxido ( $O_2^{2-}$ ) con un catión metálico.



### IMPORTANTE

¿Cómo escribir un compuesto binario metal –anión peróxido?

- Se escribe primero el símbolo del catión metálico seguido del símbolo del oxígeno.
- Se coloca los subíndices aplicando el principio de electroneutralidad.
- Nunca simplificar el subíndice característico del ion peróxido

¿Cómo nombrar un compuesto binario metal – anión peróxido?

Se nombran colocando la palabra peróxido seguido del nombre del metal.

Ejemplo:

$Na_2O_2$ : Peróxido de sodio

$H_2O_2$ : Agua oxigenada o peróxido de hidrógeno

## B.6- Superóxidos

Son compuestos binarios que contienen al ion superóxido ( $O_2^-$ ) y un catión metálico. Se formulan siguiendo el principio de electroneutralidad.

Ejemplo:  $KO_2$ : Superóxido de potasio

Compuestos binarios metal – no metal.

**Sales binarias:** Son compuestos donde se sustituyen todos los hidrógenos de los hidrácidos por un metal.



## IMPORTANTE

### ¿Cómo escribir un compuesto binario metal – no metal?

- Se escribe primero el símbolo del metal y luego el del no metal (primero el catión y luego el anión).
- Se coloca como subíndice del metal el número de oxidación del no-metal para que se cumpla el principio de electroneutralidad

### Para nombrar un compuesto binario metal – no metal (sales haloideas):

- Nomenclatura antigua: colocar la raíz del nombre del no-metal terminado en “uro”, seguida del nombre del metal con el sufijo correspondiente, teniendo en cuenta el número de oxidación del metal.
- Nomenclatura Stock: colocar la raíz del nombre del no-metal terminada en “uro” seguida del nombre del metal y finalmente el número de oxidación de éste en número romano y entre paréntesis, en el caso de presentar más de un número de oxidación.
- Nomenclatura sistemática: colocar la raíz del nombre del no-metal terminado en “uro”

## 3.2 -COMPUESTOS TERNARIOS

Son compuestos formados por tres elementos diferentes. Se dividen en:

- Hidróxidos o bases
- Oxácidos
- Oxosales

### LOS HIDRÓXIDOS

Son sustancias que se obtienen por la reacción entre los óxidos básicos y agua: fundamentalmente los hidróxidos son sustancias que en soluciones acuosas producen los aniones ( $\text{OH}^-$ ) o iones hidróxido.

La fórmula general de estos compuestos resulta de la combinación del anión “hidróxido” ( $\text{OH}^-$ ) con cationes metálicos aplicando el principio de electroneutralidad.





## IMPORTANTE

### ¿Cómo escribir compuestos ternarios (hidróxidos)?

- Se escribe primero el catión metálico seguido del anión hidróxido.
- Se coloca como subíndice del anión oxidrilo, el número de oxidación del catión metálico para que se cumpla el principio de electroneutralidad.

### Para nombrar compuestos ternarios (hidróxidos):

**-Nomenclatura antigua:** Si son dos los hidróxidos de un mismo metal, la terminación oso se usa cuando el metal actúa con la menor valencia y la terminación ico cuando actúa con la mayor valencia.

**-Nomenclatura stock:** El nombre del compuesto se forma con la palabra hidróxido seguido del nombre del catión metálico con su número de oxidación entre paréntesis y en número romano, si el mismo presenta más de un estado de oxidación que le permita formar estos compuestos.

**-Nomenclatura sistemática:** Colocar la palabra hidróxido precedido del prefijo griego que indique el número de hidróxidos que hay en la fórmula y a continuación el nombre del catión metálico.

Formula	N. Clásica	N. Sistemática	N. Stock
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Ca(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de calcio	Dihidroxido de calcio	Hidróxido de calcio
Fe(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido ferroso	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)
Fe(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido férrico	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)

## OXÁCIDOS

Son compuestos que surgen de la combinación de un óxido no metálico con agua según:



El conocimiento de las sustancias ácidas forma parte al igual que el conocimiento de las sustancias básicas de los conceptos de mayor antigüedad de la química. Las sustancias ácidas eran conocidas en la época del imperio romano y las sustancias básicas o bases o hidróxidos fueron utilizadas por los árabes.

La observación de las propiedades de los ácidos determinó las propiedades características de los mismos, como son: el sabor agrio y que en su reacción con los metales, producían el desprendimiento de hidrógeno hecho que demostraba que los ácidos poseían el elemento hidrógeno. Por otra parte los ácidos volvían roja la tintura azul de tornasol y el papel de tornasol.



## IMPORTANTE

### ¿Cómo escribir Oxoácidos?

- Se escribe primero el símbolo del hidrógeno, luego el no-metal y finalmente el oxígeno. Se puede escribir la fórmula haciendo una ecuación, sumando y simplificando si fuese necesario. La otra posibilidad es la escritura directa y se procede de la siguiente manera:
- Si el número de oxidación del no-metal es impar:
  - Número de átomos de hidrógeno = 1 (excepto en el caso de fósforo, arsénico y boro)
  - Número de átomos del no-metal = 1
  - Número de átomos de oxígeno = al número de oxidación del no-metal + 1 dividido 2
 Ej:  $\text{HNO}_3$
- Si el número de oxidación del no-metal es par:
  - Número de átomos de hidrógeno = 2
  - Número de átomos del no-metal = 1
  - Número de átomos de oxígeno = al número de oxidación del no-metal + 2 dividido 2
 Ej:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

### Para nombrar Oxácidos:

**-Nomenclatura antigua:** Se coloca la palabra ácido seguida de la raíz del nombre del elemento central con una terminación que depende del número de oxidación que presenta: cuando el número es más positivo (mayor) la terminación será “ico”, mientras que cuando es menos positivo (menor), “oso”. Cuando el átomo central posee más de dos estados de oxidación posibles, anteponer el prefijo “hipo” a la raíz

del nombre del elemento central terminada en “oso”, para el estado de menor oxidación. Para el estado de mayor oxidación anteponer el prefijo “per” a la raíz del nombre del elemento central terminada en “ico”. Los estados de oxidación intermedios quedan sin cambios.

**-Nomenclatura Stock:** Se coloca el nombre del elemento central terminado en “ato”, seguido de su número de oxidación entre paréntesis y en número romano (si posee más de uno que le permita formar estos compuestos) y finalmente el nombre del hidrógeno.

**-Nomenclatura Sistemática:** Se indica primero la cantidad de oxígenos presentes en la fórmula mediante prefijos griegos, seguida de la palabra “oxo”. Luego nombrar el elemento central terminado siempre en “ato” y, finalmente, el hidrógeno precedido del prefijo griego que indique el número de ellos presente en la fórmula.

Ejemplo:

Fórmula	N. Antigua	N. Stock	N. Sistemática
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Ácido sulfuroso	Sulfato (IV) de hidrógeno	Trioxosulfato de dihidrógeno
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ácido sulfúrico	Sulfato (VI) de hidrógeno	Tetraoxosulfato de dihidrógeno
HClO	Ácido hipocloroso	Clorato (I) de hidrógeno	Monoxoclorato de hidrógeno
HClO <sub>2</sub>	Ácido cloroso	Clorato (III) de hidrógeno	Dioxoclorato de hidrógeno
HClO <sub>3</sub>	Ácido clórico	Clorato (V) de hidrógeno	Trioxoclorato de hidrógeno
HClO <sub>4</sub>	Ácido Perclórico	Clorato(VII)de hidrógeno	Tetraoxoclorato de hidrógeno

## CASOS ESPECIALES

Algunos elementos forman tres oxácidos diferentes en cada uno de sus estados de oxidación, los cuales se distinguen por el grado de hidratación, o sea el número de moléculas de agua que reaccionan con el óxido ácido para dar el oxácido.

Se forman así:

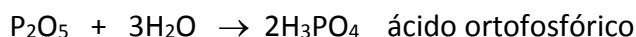
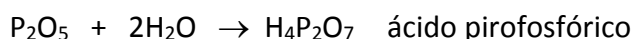
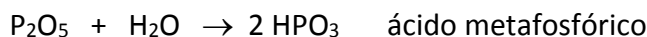
Ácido meta se forma con óxido ácido más una molécula de agua

Ácido piro se forma con óxido ácido más dos moléculas de agua

Ácido orto se forma con óxido ácido más tres moléculas de agua

Esta situación se da con el fósforo, el arsénico, el antimonio y el boro.

Ejemplo:



Ácidos monopróticos y polipróticos: se llaman ácidos monopróticos aquellos ácidos que tienen un solo átomo de hidrógeno y polipróticos aquellos que tiene más de un átomo de hidrógeno.

## SALES

### Sales neutras u oxosales.

Son compuestos que resultan de la unión de una o más especies catiónicas, con una o más especies aniónicas poliatómicas. Dichos compuestos son denominados “sales de oxoácidos” u “oxosales”.

Estos compuestos provienen de reemplazar todos los hidrógenos presentes por un metal en los oxácidos. Los compuestos donde se reemplazan solo algunos de los hidrógenos presentes son compuestos cuaternarios y reciben el nombre de “sales ácidas de oxosales”.



### IMPORTANTE

#### ¿Cómo escribir sales ternarias (oxosales)?

- Se escribe primero el catión y después el anión poliatómico.
- Se coloca como subíndice del catión el número de oxidación del anión poliatómico, esto es, número de cargas negativas que presenta.
- Se coloca como subíndice del anión poliatómico, el número de oxidación del catión, para que se cumpla el principio de electroneutralidad.

Para nombrar sales ternarias u oxosales:

**Nomenclatura antigua:** se coloca la raíz del nombre del elemento central terminada en “ito” si se encuentra en el menor estado de oxidación o en “ato” si se encuentra en el estado de mayor número de oxidación. Se usan los prefijos “hipo” y “per” como en el caso de los oxácidos. Finalmente se nombra el catión. Si el mismo más de un estado de oxidación, se coloca la raíz del nombre terminado en “oso” si se encuentra en el estado de menor número de oxidación o en “ico” si se encuentra en el estado de mayor número de oxidación.

**Nomenclatura Stock:** se coloca el nombre del elemento central terminado siempre en “ato”, indicando el número de oxidación del mismo en número romano y entre paréntesis (si presenta más de un estado de oxidación), y finalmente, el nombre del catión indicando el número de oxidación en número romano y entre paréntesis si presenta más de un estado de oxidación.

**Nomenclatura sistemática:** se indica primero la cantidad de oxígenos presentes en la fórmula mediante prefijos griegos seguida de la palabra “oxo”, luego la raíz del nombre del elemento central terminada siempre en “ato”, precedida del prefijo griego que indique la cantidad de ellos presentes en la fórmula, y, finalmente, el nombre del catión precedido del prefijo griego que indique la cantidad presente en la molécula.

Ejemplos:

Fórmula	N. Antigua	N. Stock	N. Sistemática
$\text{KNO}_2$	Nitrito de potasio	Nitrato (III) de potasio	Dioxonitrato de potasio
$\text{KNO}_3$	Nitrato de potasio	Nitrato (V) de potasio	Trioxonitrato de potasio
$\text{FeSO}_3$	Sulfito ferroso	Sulfato (IV) de hierro (II)	Trioxosulfato de monohierro
$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$	Sulfito férrico	Sulfato(IV) de hierro (III)	Tri-trioxosulfato de dihierro
$\text{FeSO}_4$	Sulfato ferroso	Sulfato (VI) de hierro (II)	Tetraoxosulfato de monohierro.



## ACTIVIDAD INDIVIDUAL

1) En que se diferencian los grupos A y B de la tabla periódica.

2) Clasifique cada uno de los siguientes elementos como un gas noble, un elemento representativo, un elemento de transición o un elemento de transición interna.

- |       |       |      |       |       |       |
|-------|-------|------|-------|-------|-------|
| a) Na | b) N  | c) O | d) Ne | e) Fe | f) Ca |
| g) In | h) Ne | k) S | l) Cl | m) Na |       |

2.1 Establezca si el elemento es un metal o un no metal. Justifique su clasificación mediante la configuración electrónica del elemento.

3) ¿Cómo varían las propiedades de los elementos dentro de un grupo? Mencione ejemplos. ¿y dentro de un período?

4) Ordene los siguientes grupos de elementos según sus electronegatividades :

- 1) Li, F, O, Be
- 2) Be, Ba, Ca, Mg.

3) ¿Cuál es la ubicación (período y grupo) de los átomos que tienen la siguiente estructura electrónica?

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

¿Son metales o no metales?

4) ¿Por qué la molécula de HF es polar mientras que la de F<sub>2</sub> es apolar?

5) Escriba la fórmula e indique nombre de las sales que se pueden formar con los siguientes pares de iones :

	OH <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Na <sup>+</sup>						
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>						
Ca <sup>2+</sup>						
Fe <sup>2+</sup>						
Cu <sup>2+</sup>						
Zn <sup>2+</sup>						
Fe <sup>3+</sup>						
Cr <sup>3+</sup>						

6) Escriba la fórmula de los siguientes compuestos :

- |                            |                             |
|----------------------------|-----------------------------|
| a) Carbonato de calcio:    | h) Fosfato de aluminio:     |
| b) Cloruro de bario:       | i) Bromuro de cobre (II):   |
| c) Sulfato de magnesio:    | j) Cianuro de níquel (II):  |
| d) Hidróxido de bario:     | k) Nitrato de amonio:       |
| e) clorato de níquel (II): | l) Sulfato de amonio:       |
| f) Nitrato de aluminio:    | m) Fosfato de hierro (III): |
| g) Sulfato de aluminio:    | n) Bromuro férrico:         |
|                            | o) Perclorato de sodio:     |

## A modo de cierre:

*Queridos/as estudiantes: Cerramos esta clase 3 renovando la invitación a compartir dudas e inquietudes que se les presenten durante las actividades que les compartimos en este encuentro; de ese modo afrontaremos más seguros/as la instancia evaluativa.*

*¡Nos encontramos en la clase 4!*

# CLASE 4

## BIOMOLÉCULAS



*Estimado grupo:*

*Queridos/as estudiantes:*

*En esta clase cuatro, trabajaremos la estructura de todos los seres vivos. Todo ser vivo está organizado por un grupo de moléculas que se las denomina Biomoléculas. Las mismas son: agua, hidratos de carbonos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos. En este tramo describiremos las principales características de cada una de ellas.*

*Como lo venimos haciendo, desarrollaremos actividades para aplicar los temas aquí propuestos, y así lograr ir afianzando el proceso de estudio; es por eso que acompañamos tales actividades con las respuestas, con la intención de que cada uno realice su propia autoevaluación.*

*Demos inicio entonces a este cuarto encuentro.*

### **Objetivos específicos:**

- Analizar las propiedades de la molécula de agua y su importancia en los seres vivos.
- Describir las propiedades del carbono que lo hacen ser el constituyente central de los compuestos orgánicos.
- Identificar los grupos funcionales principales de los compuestos orgánicos.
- Diferenciar entre monosacáridos, disacáridos y polisacáridos y discutir su importancia en los seres vivos.
- Diferenciar entre grasas neutras, fosfolípidos y esteroides, y describir la composición, características, y funciones biológicas de cada grupo.
- Describir las funciones y estructura química de las proteínas.
- Describir la estructura química de los nucleótidos y ácidos nucleicos, así como analizar la importancia de estos compuestos en los organismos vivos.

### **Contenidos de la clase**

- 1- Agua
- 2- Compuestos orgánicos
- 3- Hidratos de carbono: Monosacáridos, disacáridos y polisacáridos
- 4- Lípidos: Grasas, aceites, ceras, fosfolípidos y esteroides
- 5- Aminoácidos y proteínas
- 6- Nucleótidos y ácidos nucleicos

## 1. AGUA

Ya habíamos mencionado que la estructura de todos los seres vivos está formada por un grupo de moléculas que se las llama **Biomoléculas**. Estas son: **agua, hidratos de carbonos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos**. A continuación describiremos las principales características de cada una de ellas.

El **agua**, extraordinariamente abundante en la tierra, es indispensable para la vida, a pesar de tener propiedades poco comunes. Los organismos vivos contienen entre un 60 y un 90% de agua, y toda la vida depende íntimamente de las propiedades que contiene la misma. El agua, interactúa con muchas otras moléculas en abundantes reacciones químicas que ocurren en los seres vivos. Es un excelente "disolvente": puede disolver sustancias como proteínas, sales y azúcares. El agua que contiene sustancias disueltas forma soluciones.

Las sustancias que se disuelven en agua son hidrófilas (iones y moléculas polares) Ej: azúcares, aminoácidos, sales, oxígeno, dióxido de carbono.

Las moléculas que no tienen carga y no son polares, como las grasas y los aceites, por lo regular no se disuelven en agua, y se las denomina hidrófobas.

La forma de la molécula de agua, su naturaleza polar y su capacidad para formar puentes de hidrógeno, le confieren al agua propiedades inusuales:

1. Es un solvente excelente.
2. Posee fuerza cohesiva y adhesiva.
  - ⇒ Tensión superficial
  - ⇒ Acción capilar
3. Ayuda a conservar estable la temperatura.
4. Densidad máxima a 4°C



Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:

<http://www.educarchile.cl/ech/p/ro/app/detalle?id=136351>

Molécula de Agua

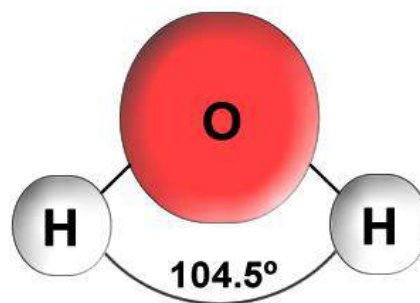
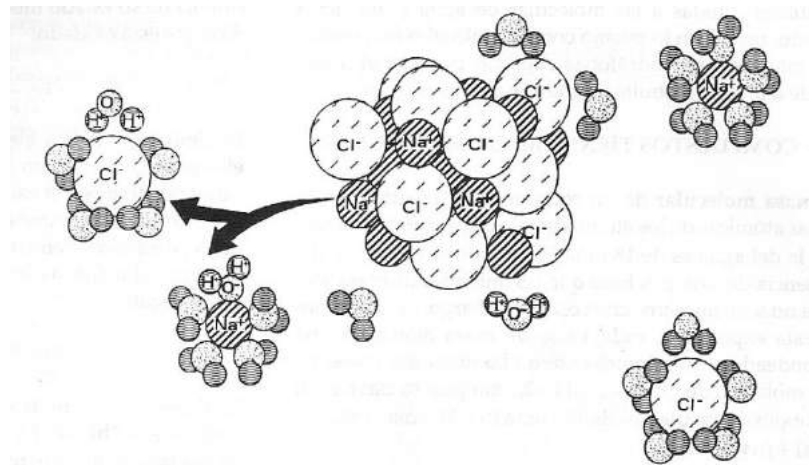


Imagen extraída de:  
Solomon, Berg. Martin,  
Vilsee "Biología de Vilsee"  
Editorial Interamericana



## 2. COMPUESTOS ORGÁNICOS

Una célula contiene aproximadamente 10.000 clases diferentes de moléculas, la mayoría de estos compuestos están formados por **C, H, O, N, P, S**.

Estos compuestos químicos -presentes en los seres vivos- contienen una estructura a base de átomos de carbono, unidos por enlaces covalentes.

El C tiene 4 electrones en su capa más externa y forma cuatro enlaces. Los átomos de carbono se concatenan para formar cadenas largas, cadenas ramificadas y anillos.

Dos átomos de carbono pueden compartir entre sí un par de electrones (formación de enlaces simples), dos pares de electrones (formación de enlaces dobles), o tres pares de electrones (formación de enlaces triples).

Los compuestos orgánicos -que sólo consisten en carbono e hidrógeno- se denominan **HIDROCARBUROS**.

- **HIDROCARBUROS SATURADOS:**

Sólo tienen enlaces sencillos. Cada átomo de carbono está enlazado con otros 4 átomos más. Cada átomo de H se halla enlazado con un átomo de C.

- **HIDROCARBUROS NO SATURADOS:**

1. Alquenos
2. Alquinos
3. Hidrocarburos aromáticos.

Sin embargo las moléculas orgánicas son mucho más que complicados esqueletos de átomos de carbono. A la cadena vertical de carbonos se unen grupos de átomos llamados **GRUPOS FUNCIONALES**.

Las propiedades químicas específicas de una molécula orgánica derivan principalmente de los grupos de átomos conocidos como **GRUPOS FUNCIONALES**.

Estos grupos están unidos al esqueleto de carbono, reemplazando uno o más de los hidrógenos que estarían presentes en un hidrocarburo.

Una propiedad importante de los grupos funcionales, presentes en **moléculas biológicas**, es su solubilidad en agua.

Algunos grupos funcionales importantes Biológicamente son: (ver figura)

- Alcoholes
- Aldehídos y cetonas
- Ácidos carboxílicos
- Aminas
- Éter
- Ester

A modo ilustrativo en el cuadro siguiente se muestra la estructura química de cada grupo funcional

Grupo funcional	Fórmula estructural	Clase de compuestos caracterizados por el grupo	Ejemplo	Descripción
Hidroxilo	$R-OH$	Alcoholes	$\begin{array}{c} H & H \\   &   \\ H-C & -C-OH \\   &   \\ H & H \end{array}$ Etanol (alcohol de las bebidas alcohólicas)	Compuesto polar porque el oxígeno electronegativo capta electrones de átomos covalentes
Amino	$R-NH_2$	Aminas	$\begin{array}{c} NH_2 & O \\   &    \\ R-C & -C-OH \end{array}$ Aminoácido	Iónico; el grupo amino actúa como base
Carboxilo	$R-C(=O)OH$	Ácidos carboxílicos (orgánicos)	$\begin{array}{c} NH_2 & O \\   &    \\ R-C & -C-OH \end{array}$ Aminoácido	Iónico; el hidrógeno puede disociarse como hidrogenión
Ester	$R-C(=O)O-R$	Esteres	$\begin{array}{c} H & O & H \\   &    &   \\ H-C & -C-O & -C-H \\   & &   \\ H & & H \end{array}$ Metilacetato	Relacionado con el grupo carboxilo, pero tiene un grupo de hidrocarburo en lugar del hidrógeno del hidroxilo; polar
Carbonilo	$R-C(=O)H$	Aldehídos	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-C-H \end{array}$ Formaldehído	Carbono de carbonilo enlazado con al menos un átomo de hidrógeno; polar
	$R-C(=O)R$	Cetonas	$\begin{array}{c} H & O & H \\   &    &   \\ H-C & -C & -C-H \\   & &   \\ H & & H \end{array}$ Acetona	Grupo carbonilo enlazado con otros dos átomos de carbono; polar
Metilo	$R-CH_3$	Componente de muchos compuestos orgánicos	$\begin{array}{c} H \\   \\ H-C-H \\   \\ H \end{array}$ Metano	No polar
Fosfato	$R-O-P(=O)(OH)_2$	Fosfatos orgánicos	$\begin{array}{c} O \\    \\ HO-P-O-R \\   \\ OH \end{array}$ Ester de fosfato (como ocurre en el ATP)	Forma disociada del ácido fosfórico; el ion fosfato se enlaza en forma covalente, por medio de uno de sus átomos de oxígeno, con uno de los átomos de carbono; iónico
Sulfhidrilo	$R-SH$	Tioles	$\begin{array}{c} CH_2-CH-C(=O)OH \\   &   \\ SH & NH_2 \end{array}$ Cisteína	Ayuda a estabilizar la estructura interna de proteínas

### 3. HIDRATOS DE CARBONO

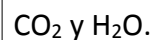
También designados como **hidratos de carbono o glúcidos**.

Los Carbohidratos son moléculas formadas por *Carbono, Hidrógeno y Oxígeno*, en una proporción de 1:2:1. Todos los carbohidratos son azúcares pequeños, solubles en agua (por ejemplo glucosa y fructosa), o bien cadenas, como el almidón y la celulosa, que se elaboran enlazando subunidades de azúcar.

Si un carbohidrato se compone de una sola molécula de azúcar, se la denomina como **monosacárido**. Si se enlazan dos o más monosacáridos, forman un **disacárido** o un **polisacárido**.

Los carbohidratos, como los azúcares y almidones, son fuentes importantes de energía para casi todos los organismos. Otros carbohidratos, como la celulosa y moléculas similares, forman parte de diversas estructuras de las células vivas, proporcionando soporte estructural a células individuales o incluso al cuerpo entero de organismos tan diversos como plantas, hongos, bacterias e insectos.

Los vegetales tienen la capacidad de sintetizar hidratos de carbono a partir de



En la alimentación humana, los glúcidos constituyen el principal aporte desde el punto de vista energético. En una dieta equilibrada, entre el 50% y el 60% del total de calorías debe ser provisto como hidrato de carbono.

#### 3.1- MONOSACÁRIDOS

También denominados y/o conocidos como **Azúcares simples**. Están constituidos solo por un polihidro-aldehído o polihidroxi-cetona. Son solubles en agua.

Los glúcidos se denominan agregando a su nombre el sufijo "osa" (aldosa, cetosa, triosa, tetrosa, pentosa, hexosa).

Cuando los monosacáridos están en solución, como el citoplasma de la célula, el grupo aldehído o cetona tiene tendencia a reaccionar con uno de los grupos hidroxilo, produciendo una estructura en anillo.

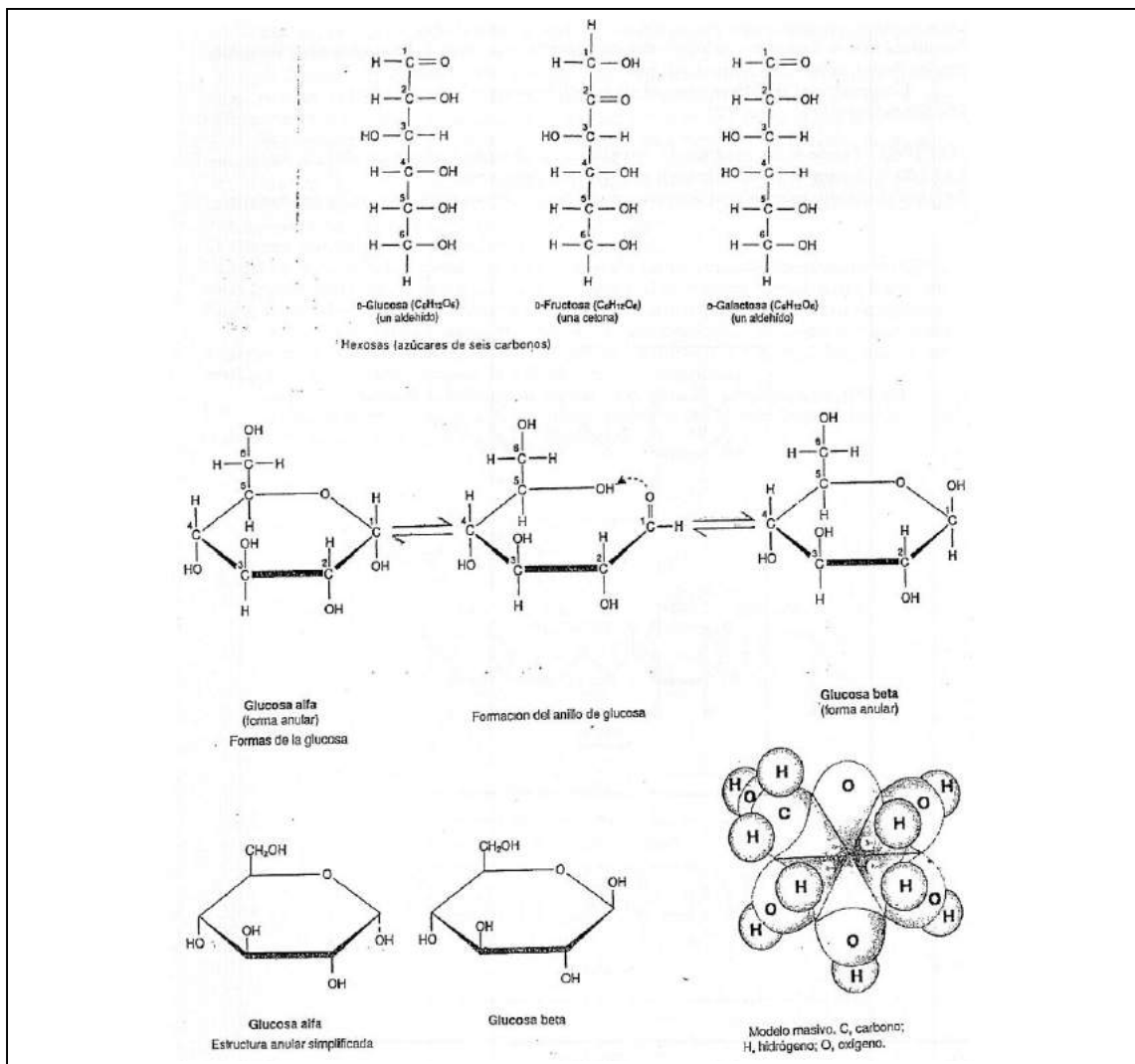
Hay diversos monosacáridos con estructuras ligeramente distintas:

- **GLUCOSA (O Dextrosa)**: Principal combustible utilizado por las Células. Se la encuentra libre en los frutos maduros y también en la sangre y líquidos orgánicos de

los vertebrados. La unión de muchas moléculas de glucosa forma polisacáridos como el almidón, la celulosa, el glucógeno.

- **GALACTOSA:** Lo común es encontrarla unida en moléculas más complejas. Asociada a la glucosa forma el disacárido lactosa o azúcar de leche. Es un isómero de la glucosa, difiere en el carbono 4.
- **MANOSA:** Es un isómero de la glucosa, difiere en el carbono 2.
- **FRUCTOSA (Ciclohexosa):** Forma cíclica pentagonal.
- **RIBOSA Y LA DESOXIRIBOSA:** Forman parte de los ácidos nucleicos.

Los *monosacáridos*, en especial la glucosa y sus moléculas relacionadas, tienen una vida relativamente corta en las células. Casi todos se descomponen para liberar su energía química, la cual se usa en diversas actividades celulares o se encadenan mediante síntesis por deshidratación para formar disacáridos o polisacáridos.





## 3.2- DISACÁRIDOS

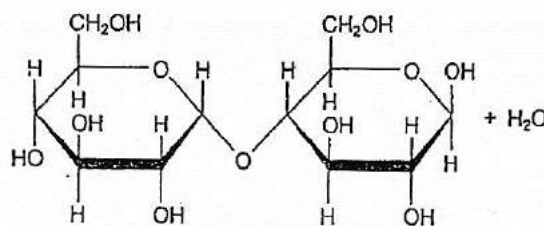
Los monosacáridos pueden también establecer *unión glicosídica* entre sí.

Los disacáridos se forman por la unión de dos monosacáridos, a través de una unión glicosídica, con pérdida de una molécula de agua, donde participa el carbono hemiacetálico.

Los disacáridos se utilizan a menudo para almacenar energía a corto plazo.

Los disacáridos más comunes son:

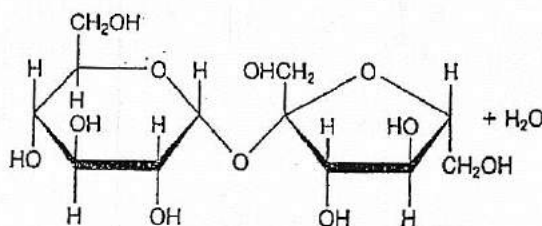
- **MALTOSA:** Es uno de los productos de degradación del almidón. Formada por dos glucosas.
- **LACTOSA:** Azúcar de la leche, formada por glucosa más galactosa.
- **SACAROSA:** Es el azúcar que utilizamos para endulzar. Formada por una glucosa y una fructosa.



Maltosa



Para saber más sobre este tema te invitamos a consultar: Solomon, Berg. Martin, Ville. "Biología de Villee". Editorial Interamericana



Sacarosa

### 3.3- POLISACÁRIDOS

Los monosacáridos -casi siempre la glucosa- se juntan para formar **polisacáridos** (como el almidón o glucógeno) donde se almacena energía a largo plazo.

El almidón comúnmente se forma en las raíces y en las semillas de las plantas. Se presenta en forma de cadenas enrolladas, no ramificadas, de hasta 1000 subunidades de glucosa, o más comúnmente, con enormes cadenas ramificadas de hasta medio millón de monómeros de glucosa.

El glucógeno, almacenado como fuente de energía en el hígado y los músculos de animales, entre ellos los seres humanos, es similar al almidón pero más ramificado.

Muchos organismos utilizan también polisacáridos como materiales estructurales. Uno de los más importantes es la celulosa, que integra la mayor parte de las paredes celulares de las plantas, y aproximadamente la mitad de la masa del tronco de un árbol.

La celulosa consiste en cadenas glucosas, sin ramificaciones.

La mayoría de los animales puede digerir fácilmente el almidón, pero solo unos cuantos microbios, como los que habitan en el tracto digestivo de las vacas o de las termitas, pueden digerir la celulosa. Para la mayoría de los animales, la celulosa es fibra (material que pasa por el tracto digestivo sin digerirse).

Las cubiertas externas duras de los insectos (exoesqueleto), cangrejos y arañas, están formadas de quitina, un polisacárido es el que las subunidades de glucosa han sufrido una modificación química por la adición de un grupo funcional nitrogenado.

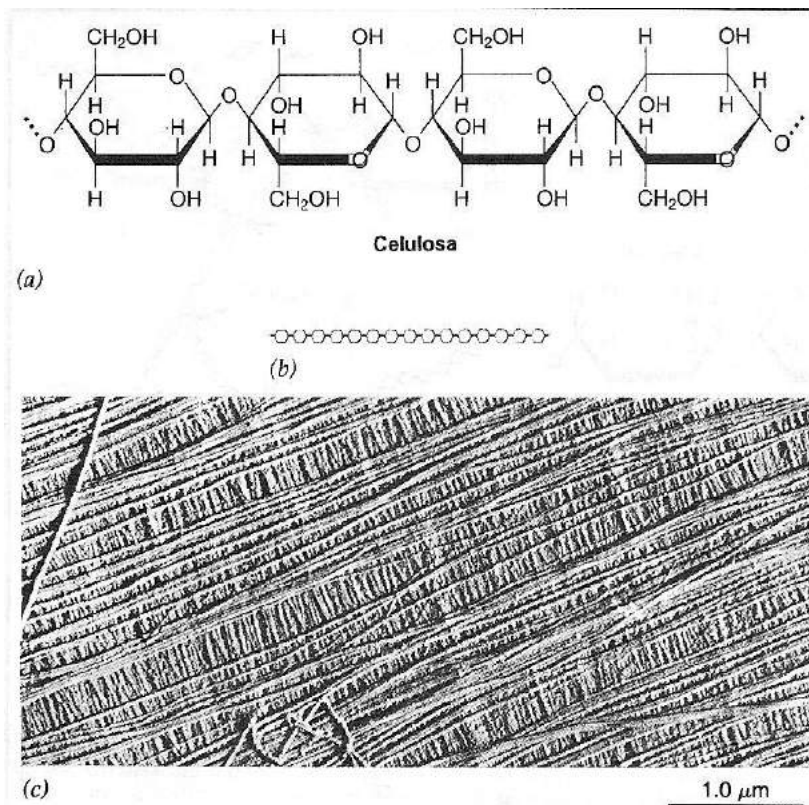
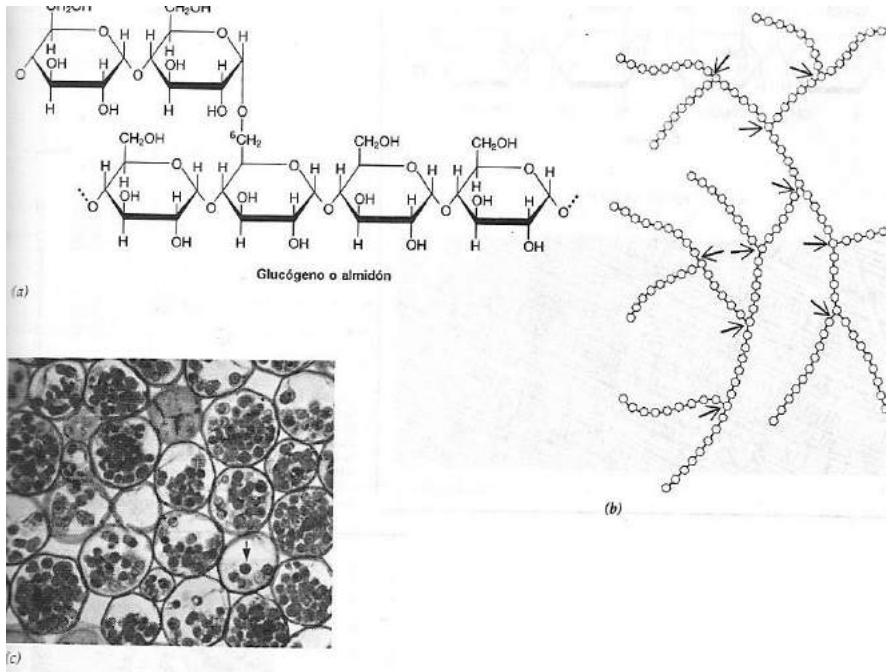
Las paredes celulares de las bacterias contienen otros tipos de polisacáridos modificados.



#### PARA SABER MÁS

Muchas otras moléculas, incluido el moco, moléculas de la membrana plasmática y los ácidos nucleicos, se componen parcialmente de carbohidratos.





Imágenes extraídas de: Solomon, Berg. Martin, Ville. "Biología de Villee". Editorial Interamericana

## 4. LÍPIDOS

Los **lípidos** son un grupo de moléculas, todas las cuales tienen dos características importantes:

1. Los lípidos tienen regiones extensas formadas casi exclusivamente por hidrógeno y carbono, con enlaces carbono-carbono o carbono-hidrógeno no polares.
2. Estas regiones no polares hacen que los lípidos sean hidrófobos e insolubles en agua.

Algunos lípidos son moléculas almacenadoras de energía, otras forman cubiertas impermeables en los cuerpos de plantas o de animales, algunas integran la membrana plasmática de todas las células; otras son hormonas.

Los lípidos se clasifican en tres grupos principales:

- **Aceites- grasas- ceras (lípidos simples):** que contienen estructuras similares y sólo contienen carbono, hidrógeno y oxígeno.
- **Fosfolípidos (lípidos complejos):** estructuralmente similares a los aceites, aunque también contienen fósforo y nitrógeno.
- **La familia de los esteroides** (sustancias asociadas a lípidos)

Los **aceites, grasas y ceras** tienen 3 cosas en común:

- Sólo contienen carbono, hidrógeno y oxígeno.
- Contienen una o más subunidades de ácidos grasos, formados por largas cadenas de carbono e hidrógeno con un grupo carboxilo en un extremo.
- Generalmente no tienen estructura cíclica.

### 4.1- GRASAS Y ACEITES

Las grasas y aceites se forman mediante síntesis por deshidratación a partir de tres subunidades de ácidos grasos, y una molécula de glicerol, molécula corta de tres carbonos, que tienen un grupo hidróxido (-OH) en cada carbono.

Esta estructura de tres ácidos grasos unidos a una molécula de glicerol da a las grasas y aceites su nombre químico de **“triglicéridos”**.

Las *grasas y aceites* tienen una alta concentración de energía química, cerca de 9,3 calorías por gramo, en comparación con 4,1 en el caso de azúcares y proteínas (una caloría equivale a 1000 calorías). La misma se usa para medir el contenido energético de los alimentos. Las grasas y aceites se utilizan como almacén de energía a largo plazo, tanto en plantas como en animales.



## 4.2- CERAS

Las **ceras** son químicamente similares a las *grasas*. Están altamente saturadas, por lo que son sólidas a temperatura ambiente. Forman un recubrimiento impermeable en las hojas y tallos de las plantas terrestres. Los animales sintetizan las ceras como impermeabilizantes para el pelo de los mamíferos y los exoesqueletos de los insectos.

## 4.3- FOSFOLÍPIDOS

Los **Fosfolípidos**, son similares a los *aceites* con la excepción de que uno de sus tres ácidos grasos es reemplazado por un grupo fosfato que tiene unido una molécula polar, que generalmente tiene Nitrógeno. A diferencia de las dos colas de ácidos grasos que son insolubles en agua, la cabeza de fosfato es polar, es decir tiene carga eléctrica, y es soluble en agua. La presencia de dos colas apolares y una cabeza polar es crucial para la estructura y la función de la membrana plasmática.

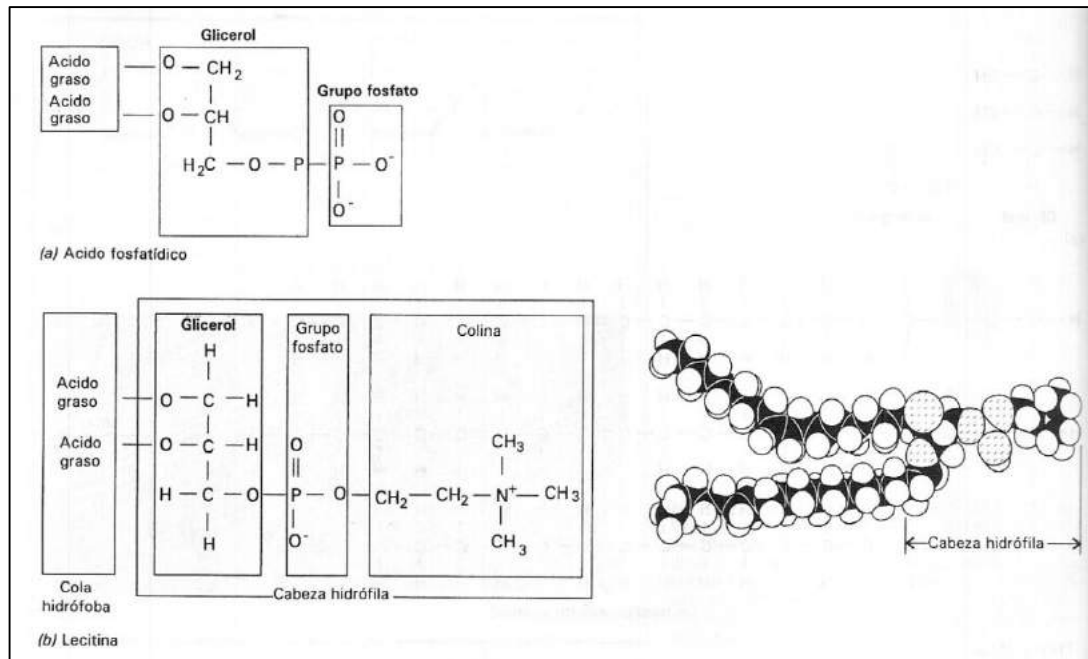


Imagen extraída de: Solomon, Berg, Martin, Ville. *Biología de Villee*. Editorial Interamericana

## 4.4- ESTEROIDES

Los **esteroides** son estructuralmente diferentes a todos los demás lípidos. Todos los esteroides se componen de cuatro anillos de carbono fusionados, de los cuales se proyectan diversos grupos funcionales. El más conocido de éstos es el colesterol, que es

uno de los componentes vitales de la membrana plasmática. También es la estructura base de las hormonas sexuales masculinas y femeninas.

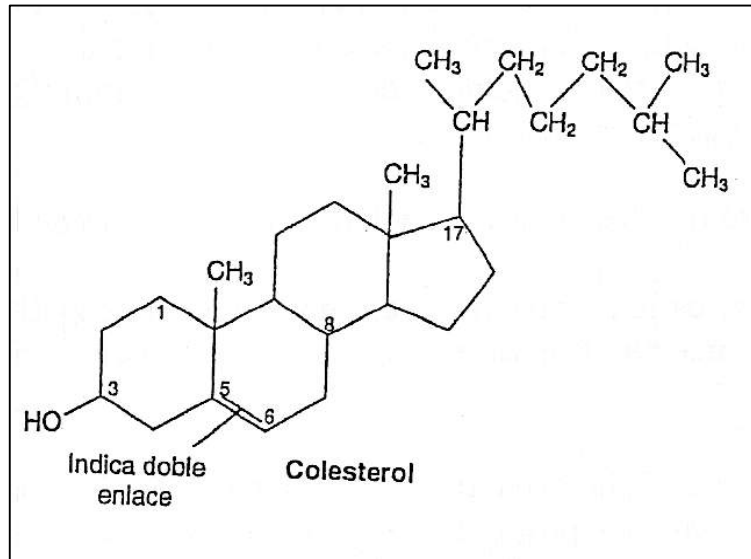


Imagen extraída de: Solomon, Berg, Martin, Ville. *Biología de Villee*. Editorial Interamericana

## 5. PROTEÍNAS Y AMINOÁCIDOS

Las **proteínas** son moléculas compuestas de una o más cadenas de aminoácidos y desempeñan muchas funciones; esta diversidad de funciones son posibles debido a la variedad de estructuras proteínicas. Las enzimas son proteínas que dirigen casi todas las reacciones químicas que se llevan a cabo dentro de las células. Cada célula posee cientos de enzimas distintas. Otros tipos de proteínas se utilizan para fines estructurales, como la **elastina**, que confiere elasticidad a la piel; o la **queratina**, que es la principal proteína del pelo, y se encuentra también en los cuernos de los animales y en las uñas. Existen también proteínas que se usan para almacenar energía (como la albumina de la clara de huevo), y como transporte (como la hemoglobina, portadora de oxígeno en la sangre).



### IMPORTANTE

Algunas hormonas como la insulina y hormona del crecimiento son anticuerpos y ayudan a combatir enfermedades e infecciones; y muchos venenos (como el veneno del cascabel) también son proteínas.



FUNCIÓN	EJEMPLOS
Estructura	Colágeno en la piel, queratina en pelo, uñas y cuernos.
Movimiento	Actina y Miosina en los músculo
Defensa	Anticuerpos en el torrente sanguíneo
Almacenamiento	Clara de huevo
Señales	Hormona de crecimiento
Catálisis	Enzimas: catalizan casi todas las reacciones químicas en las células.

Las **proteínas** son polímeros de **aminoácidos**. Todos los aminoácidos tienen la misma estructura fundamental, que consiste en un carbono central unido a cuatro grupos funcionales distintos:

1. grupo amino (-NH<sub>2</sub>);
2. grupo carboxilo (-COOH);
3. hidrógeno;
4. grupo variable (R).

El *grupo R* difiere entre los aminoácidos y confiere a cada uno sus propiedades distintivas. En las proteínas de los organismos se hallan comúnmente 20 aminoácidos.

Los **aminoácidos** se combinan químicamente entre sí, mediante el enlace del carbono del grupo carboxilo de una molécula, con el nitrógeno del grupo amino de otra. Este enlace covalente de los dos aminoácidos se denomina enlace peptídico. Se forma un dipéptido cuando se combinan dos aminoácidos, y un polipéptido cuando lo hace un mayor número. La palabra **proteína** se reserva para las cadenas largas, digamos de 50 o más aminoácidos de longitud, y se usa polipéptido para referirse a cadenas más cortas.

Se reconocen **cuatro niveles de organización** en la estructura de las **proteínas**:

- **Estructura primaria:** es la secuencia de aminoácidos que constituye a la proteína. Los genes codifican esta secuencia. Los diferentes tipos de proteínas tienen distintas secuencias de aminoácidos.
- **Estructura secundaria:** Esta dada por los puentes hidrógenos que se forman entre los enlaces peptídicos. Muchas proteínas, como la del

cabello (queratina) tienen una estructura enrollada, similar a un resorte, llamada hélice. Otras proteínas (como la seda) consiste en muchas cadenas proteínicas, dispuestas una al lado de la otra, y puentes de hidrógeno que mantienen juntas cadenas adyacentes en una disposición de lámina plegada, que es otro tipo de estructura secundaria.

- **Estructura terciaria:** Esta estructura tridimensional de la cadena polipeptídica depende de las interacciones entre los grupos R (cadenas laterales) de los aminoácidos pertenecientes a la misma cadena polipeptídica.
- **Estructura cuaternaria:** Es la interacción específica entre dos o más polipéptidos para formar la molécula de proteína con actividad biológica.

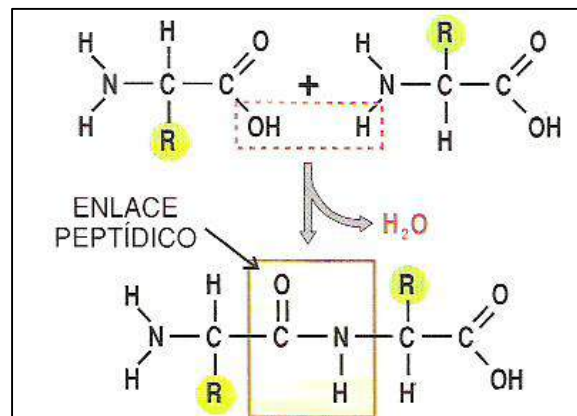
Una proteína se desnaturaliza cuando se alteran las estructuras secundarias, terciarias y cuaternarias de una proteína, sin romper los enlaces peptídicos entre los aminoácidos.



PARA SABER MÁS

Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:

<http://sociadademente.wordpress.com/tag/isoelctrico/>



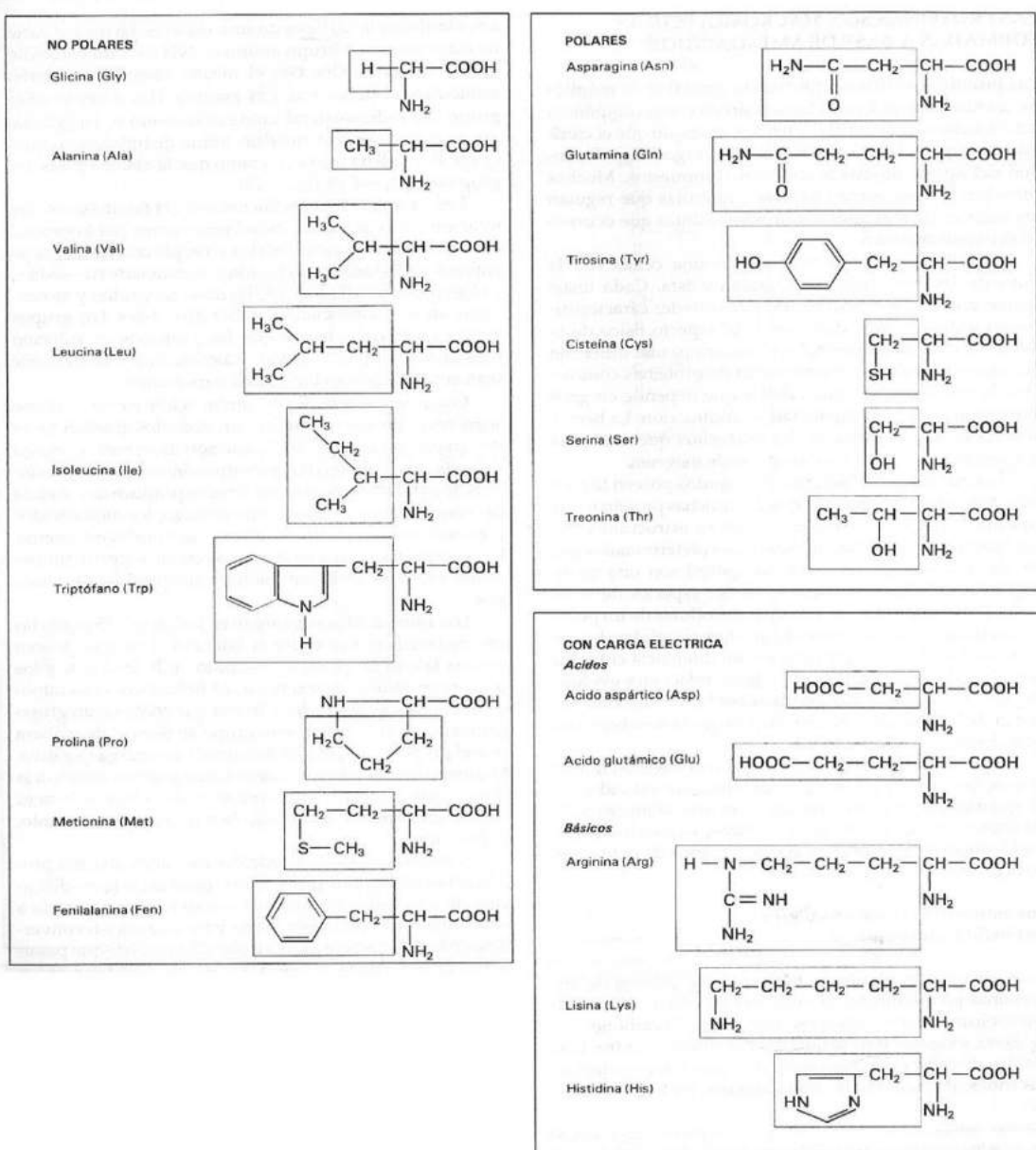


Imagen extraída de: Solomon, Berg, Martin, Ville. *Biología de Villee*. Editorial Interamericana

## 6. ÁCIDOS NUCLEICOS

Los **ácidos nucleicos** transmiten información hereditaria y determinan qué proteína produce la célula. Hay dos tipos, el *ácido ribonucleico (ARN)* y el *ácido desoxirribonucleico (ADN)*.

El **ADN** compone los genes, que son el material hereditario de las células, y contiene instrucciones para la síntesis de todas las proteínas que necesita el organismo.



El **ARN** participa en la síntesis de proteínas.

Ambos son *polímeros de nucleótidos*, unidades moleculares consistentes en:

1. Un azúcar de cinco carbonos, sea la ribosa o la desoxirribosa.
2. Un grupo fosfato, que hace ácida la molécula.
3. Una base nitrogenada, que puede ser purina (un doble anillo) o pirimidina (un solo anillo).



## IMPORTANTE

El **ADN** contiene las purinas adenina y guanina y las pirimidinas citocina y timina. El **ARN** contiene uracilo en lugar de timina, y ribosa en lugar de desoxirribosa.

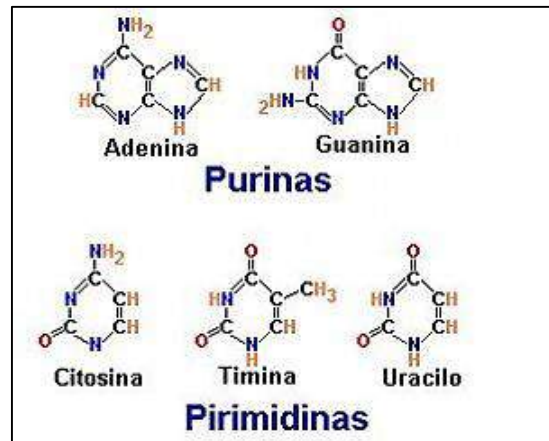
Las **moléculas de ácidos nucleicos** se componen de cadenas lineales de nucleótidos unidos por enlaces fosfodiéster, cada uno consistente en un grupo fosfato, y los enlaces covalentes que lo unen a las azúcares de nucleótidos adyacentes.

La información específica del ácido nucleico se codifica en la secuencia única de los cuatro tipos de nucleótidos presentes en la cadena. El ADN se compone de dos cadenas de nucleótidos mantenidas juntas por enlaces de hidrógeno y enrolladas uno alrededor de la otra en una doble hélice.



## PARA SABER MÁS

Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:  
<http://www.quimicayalgomas.com/quimica-organica/acidoss-nucleicos/>



 PARA SABER MÁS

Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:  
<http://www.quimicayalgomas.com/wp-content/uploads/2013/07/nucleotido.jpg>

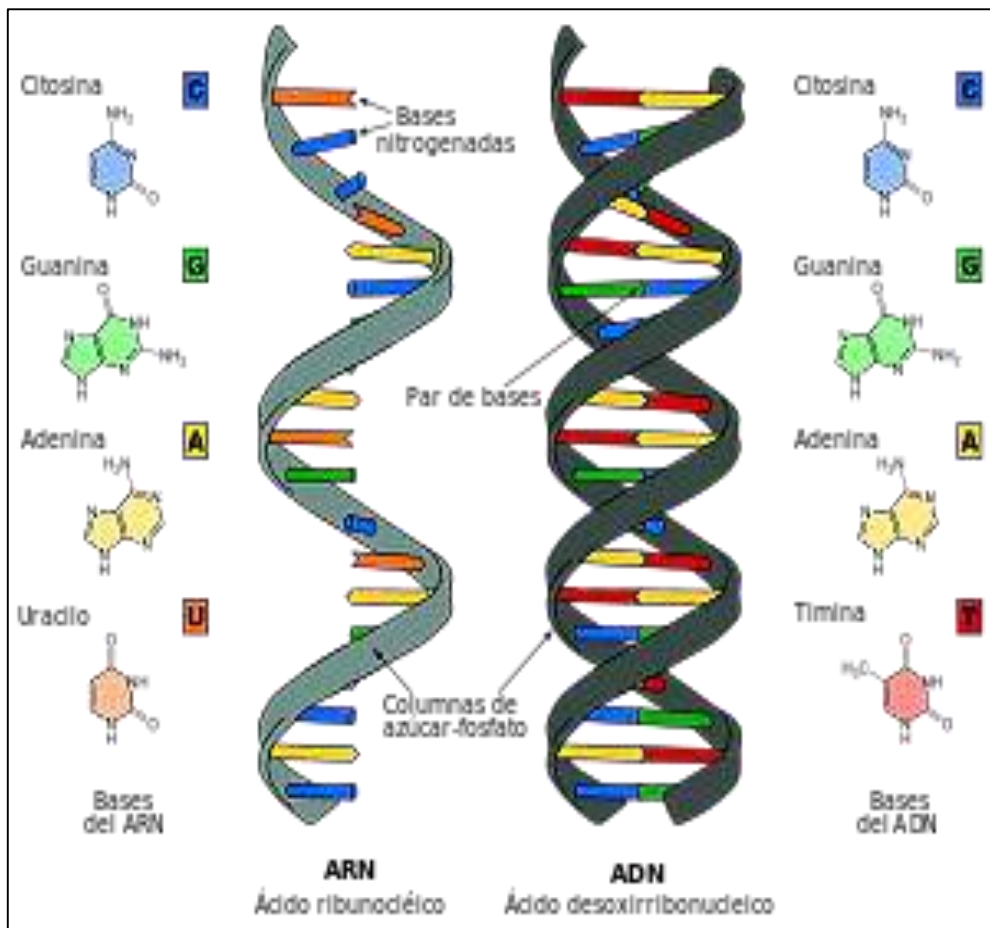
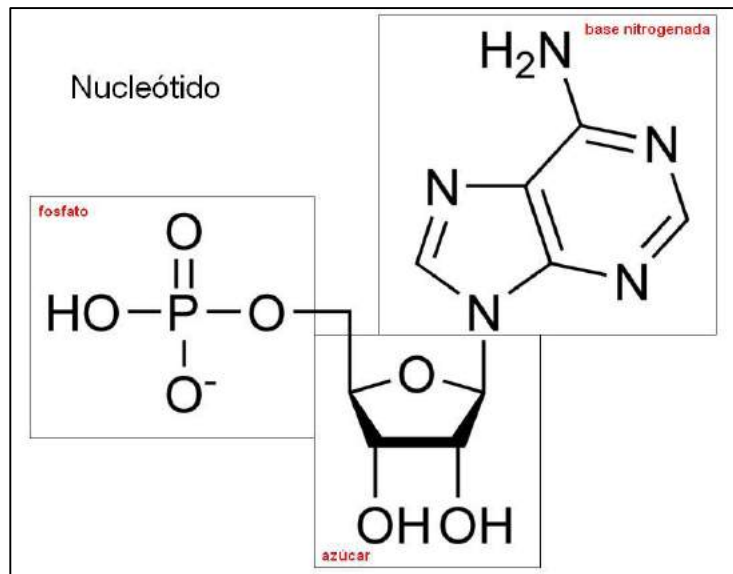


Imagen extraída de: [https://es.wikipedia.org/wiki/An%C3%A1logos\\_de\\_%C3%A1cidos\\_nucleicos](https://es.wikipedia.org/wiki/An%C3%A1logos_de_%C3%A1cidos_nucleicos)

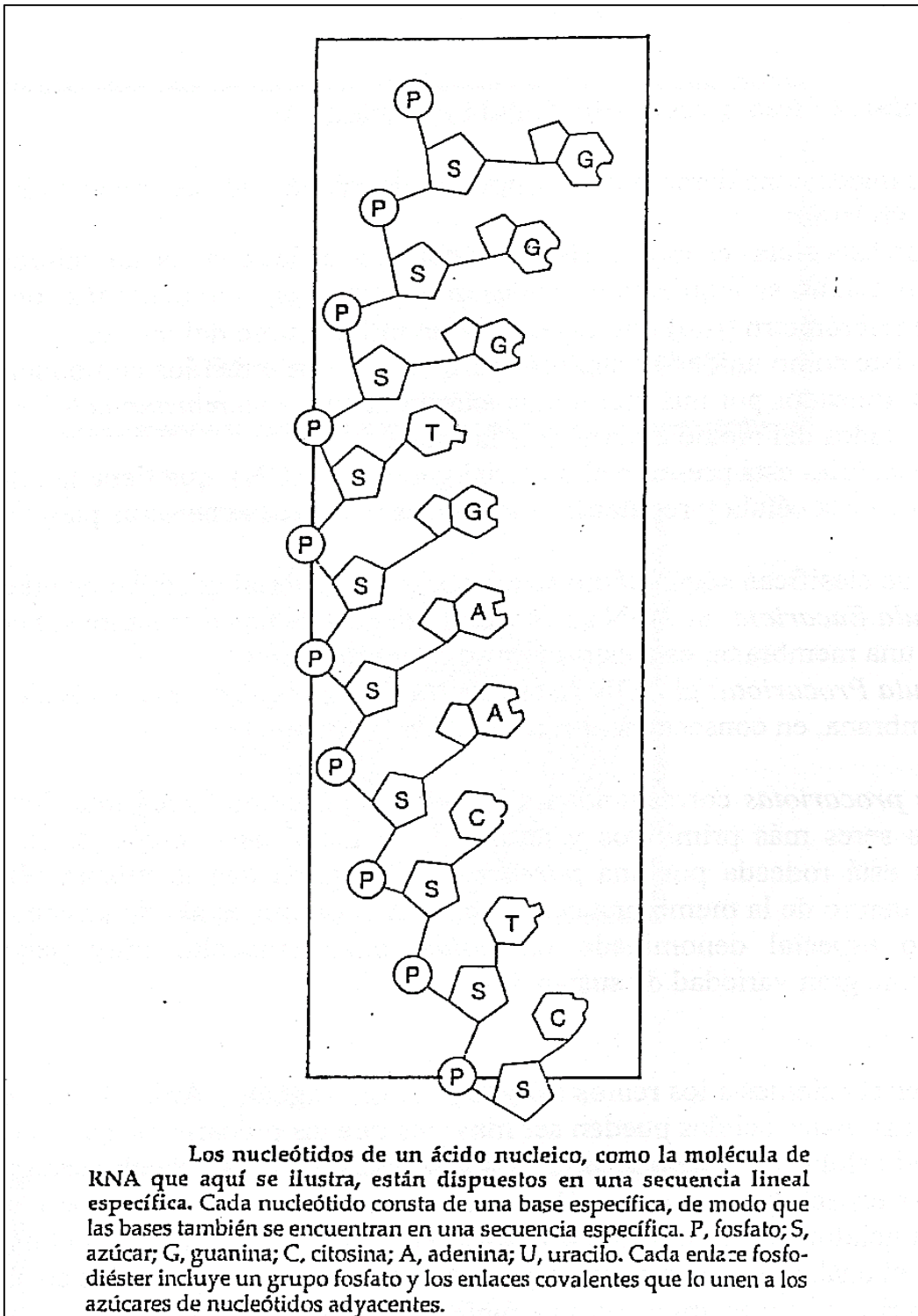


Imagen extraída de: Solomon, Berg, Martin, Ville. *Biología de Villee*. Editorial Interamericana



**PARA SABER MÁS**

Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:  
<http://hnnbiol.blogspot.com.ar/2008/01/acidos-nucleicos.html>

	<b>A D N</b>	<b>A R N</b>
<b>ESTRUCTURA</b>	Hilera doble helicoidal	Hilera simple
<b>POLINUCLEÓTIDOS</b>	2	1
<b>UBICACIÓN</b>	Núcleo Cromosomas Mitocondrias Cloroplastos	Núcleo Ribosomas
<b>PENTOSA</b>	Desoxirribosa	Ribosa
<b>BASES NITROGENADAS</b>	Adenina Citosina Guanina Timina	Adenina Citosina Guanina Uracilo
<b>FUNCIÓN</b>	Almacena la información genética	-Permite la expresión de la información genética -Síntesis de proteínas

<b>ARN mensajero</b>	-Actúa como molde y transporta la información para la síntesis de proteínas. -Presenta codones, grupo de 3 nucleótidos.
<b>ARN de transferencia</b>	-Transporta los aminoácidos hacia los ribosomas para la síntesis proteica. -Está en el citoplasma -Contiene anticodones.
<b>ARN ribosómico</b>	-Recibe la información genética -Traduce las proteínas. -Se ubica en el ribosoma, organela donde se sintetizan las proteínas
<b>ARN heteronuclear</b>	Es el precursor de los ARN



## ACTIVIDAD INDIVIDUAL

- 1) Muchos mamíferos regulan su temperatura corporal mediante el sudor: ¿Qué propiedad del agua participa en la capacidad de sudar para bajar la temperatura corporal?
  - a. El cambio de la densidad del agua cuando se condensa.
  - b. La capacidad del agua para disolver moléculas en el aire.
  - c. La liberación de calor mediante la ruptura de puentes de hidrógeno.
  - d. La absorción de calor mediante la ruptura de puentes de hidrógeno.
  - e. La alta tensión superficial del agua.
  
- 2) *Los enlaces que se rompen cuando el agua se evapora, entonces son:*
  - a. Enlaces iónico.
  - b. Enlace entre moléculas de agua
  - c. Enlace entre átomos dentro de moléculas individuales de agua.
  - d. Enlaces covalentes polares.
  - e. Enlaces covalentes no polares.
  
- 3) De los siguientes compuestos ¿Cuál es un ejemplo de una sustancia hidrófoba?
  - a) Jugo de naranja
  - b) Sal de mesa
  - c) Cera
  - d) Azúcar
  - e) Leche
  
- 4) ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos tiene un doble enlace en su esqueleto carbonado?:
  - a)  $C_3H_8$
  - b)  $C_2H_6$
  - c)  $CH_4$
  - d)  $C_2H_4$
  - e)  $C_2H_2$
  
- 5) ¿ Por qué tiene importancia biológica cada uno de los siguientes tipos de compuestos:
  - a) Esteroides
  - b) Fosfolípidos
  - c) Polisacáridos
  - d) Ribosa
  - e) Aminoácidos
  
- 6) Cuando se hidroliza la sacarosa, se forma \_\_\_\_\_

- 7) Los animales almacenan glucosa en la forma de \_\_\_\_\_
- 8) La \_\_\_\_\_ celulosa es un componente importante de la pared celular en vegetales.
- 9) La estructura de un fosfolípido consiste en: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- 10) Los enlaces peptídicos unen \_\_\_\_\_
- 11) La estructura primaria de una proteína depende de la secuencia de sus \_\_\_\_\_
- 12) Los tres grupos funcionales que componen a un aminoácido son los grupos R, \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_
- 13) Los tres componentes de los nucleótidos son:

## A MODO DE CIERRE

*Estimado grupo:*

*Hemos llegado al final de esta clase. Les recordamos nuevamente la importancia de llevar al día el estudio, y en caso que les surjan dudas o inquietudes, aprovechen los encuentros para que las podamos ir salvando. Llevar al día los contenidos que vamos trabajando, les facilitará la instancia de evaluación final.*

*¡Hasta la próxima clase!*

# CLASE 5

## LA CÉLULA COMO UNIDAD

*Estimados/as estudiantes:*

*Estamos en la clase 5, y hemos recorrido más de la mitad del camino de esta incipiente vida universitaria.*

*En este encuentro nos abocaremos a la descripción estructural de la célula y a las diversas funciones que desarrollan las células.*

*Como en las clases anteriores, reforzaremos el contenido con ejercicios de aplicación y la posibilidad de hacer cada uno/a su autoevaluación.*

*¿Comenzamos?*

### **Objetivos específicos:**

1. Discutir las características generales de las células, procariotas y eucariotas.
2. Describir las estructuras y funciones de las organelas principales de la célula eucariota.
3. Describir la estructura y función de: la membrana plasmática, el núcleo, los ribosomas, el citoesqueleto, los peroxisomas, el sistema de endomembrana, los cloroplastos y las mitocondrias.
4. Describir, comparar y diferenciar los diferentes mecanismos de transporte de micro y macromoléculas a través de la membrana plasmática.
5. Diferenciar la estructura y la función entre retículo endoplasmático liso y rugoso, y comentar la relación entre esta parte de la célula y otras membranas internas de la célula.
6. Describir las estructuras de los tipos principales de fibras que componen el citoesqueleto, y explicar la importancia de éste para la célula.
7. Describir la estructura de cilios y flagelos.
8. Comprender las reacciones de la fotosíntesis y mostrar el origen y destino de cada sustancia participante.
9. Comparar y diferenciar los mecanismos aerobios y anaerobios.
10. Esbozar el flujo de la información genética en las células, desde el ADN hasta las proteínas.
11. Esquematizar el proceso de iniciación, alargamiento y terminación de la cadena en la síntesis proteica.
12. Identificar las fases del ciclo celular; explicar la importancia de la mitosis y la meiosis.
13. Mencionar los diferentes mecanismos de movilidad celular.



**Contenidos de la Clase:**

1. Generalidades de célula
2. Diferencia entre célula procariota y eucariota
3. Membrana plasmática
4. Organelas: núcleo, ribosomas, sistema de endomembrana, citoesqueleto, mitocondrias, cloroplastos, peroxisomas, vacuolas, cilios y flagelos.
5. Funciones celulares:
  1. Transporte a través de la membrana plasmática.
  2. Uniones Celulares
  3. Fotosíntesis
  4. Respiración celular
6. Mecanismos de transmisión de la información genética
7. Ciclo celular
8. División celular: Mitosis y Meiosis
9. Movilidad celular

## 1- ESTRUCTURA CELULAR: CÉLULA PROCARIOTA - CÉLULA EUCARIOTA

La *célula* se puede considerar la menor porción de materia que cumple con las funciones vitales de los seres vivos. El tamaño de las células es muy variable, la mayoría de las células son microscópicas, por lo tanto, para medir las células se requieren unidades muy pequeñas, la unidad más conveniente y usada es la *micra* o *micrómetro* ( $\mu\text{m}$ ) que equivale a un millonésimo del metro.

La célula existe como unidad estructural porque contiene todos los componentes subcelulares juntos, rodeados por una membrana externa llamada *membrana celular* o *plasmática* que los mantiene aislados del medio externo que los rodea.

En todas las células está presente el material genético (ADN) que tiene la información necesaria para construir la célula y regular las reacciones químicas necesarias para la vida y la reproducción.

Las células se clasifican según cómo se encuentra el material genético en ellas:

- **Célula Eucariota:** el ADN se encuentra dentro de una estructura subcelular limitada por una membrana, esta estructura se denomina *núcleo*.
- **Célula Procariota:** el ADN se encuentra libre porque no está rodeado por una membrana, en consecuencia esta célula no tiene núcleo.

Las **células procariotas** corresponden a individuos del reino Procariota (las bacterias). Los procariotas son los seres más primitivos y antiguos. La membrana celular de la mayoría de las células procariotas está rodeada por una *pared celular* externa que la misma célula elabora. El material contenido dentro de la membrana celular es el *citoplasma* en el que se encuentran: el ADN libre en un sitio especial denominado *nucleoide*, unas organelas muy pequeñas llamadas *ribosomas*, agua, y una gran variedad de sustancias.

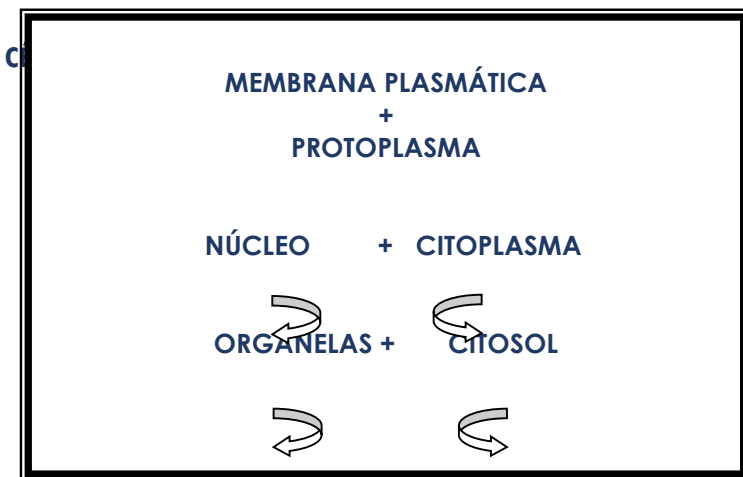
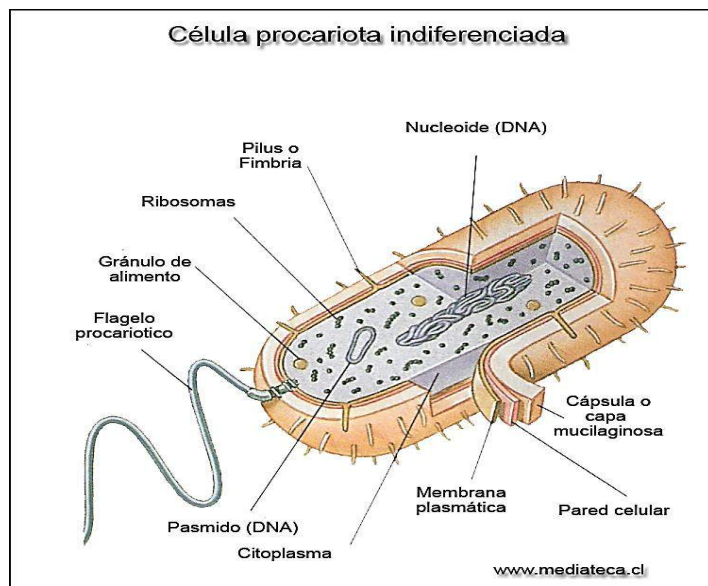
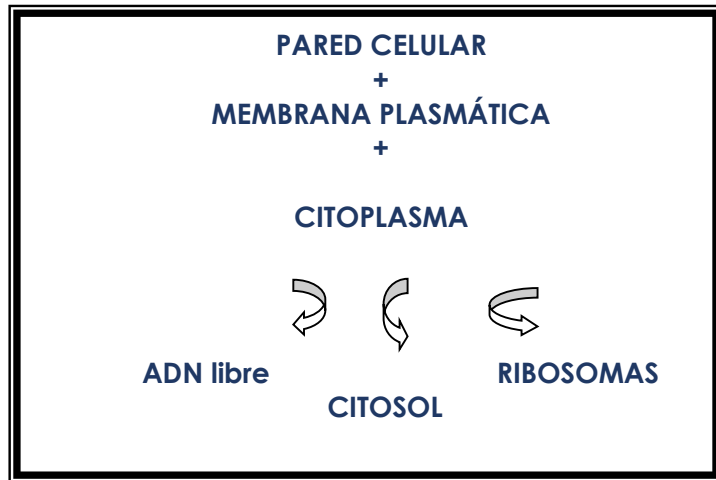
Los seres pertenecientes a los reinos Protista, Fungi, Vegetal y Animal están constituidos por **células eucariotas**. Estas células pueden ser mayores que las procariotas, son más complejas, algunas tienen pared celular y otras no y contienen diversas organelas subcelulares que cumplen funciones biológicas específicas. En estas células el material contenido dentro de la membrana celular es una masa gelatinosa denominada *protoplasma*, en la cual se encuentra el núcleo; el resto es el *citoplasma*, en el cual se encuentran las organelas subcelulares suspendidas en el *citósol*, que es un medio acuoso rico en iones, moléculas pequeñas y macromoléculas.



**PARA SABER MÁS**

Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:  
<http://www.imagenesi.net/celula-procariota/celula-procariota-2/>

**CÉLULA PROCARIOTA**



## CÉLULA ANIMAL



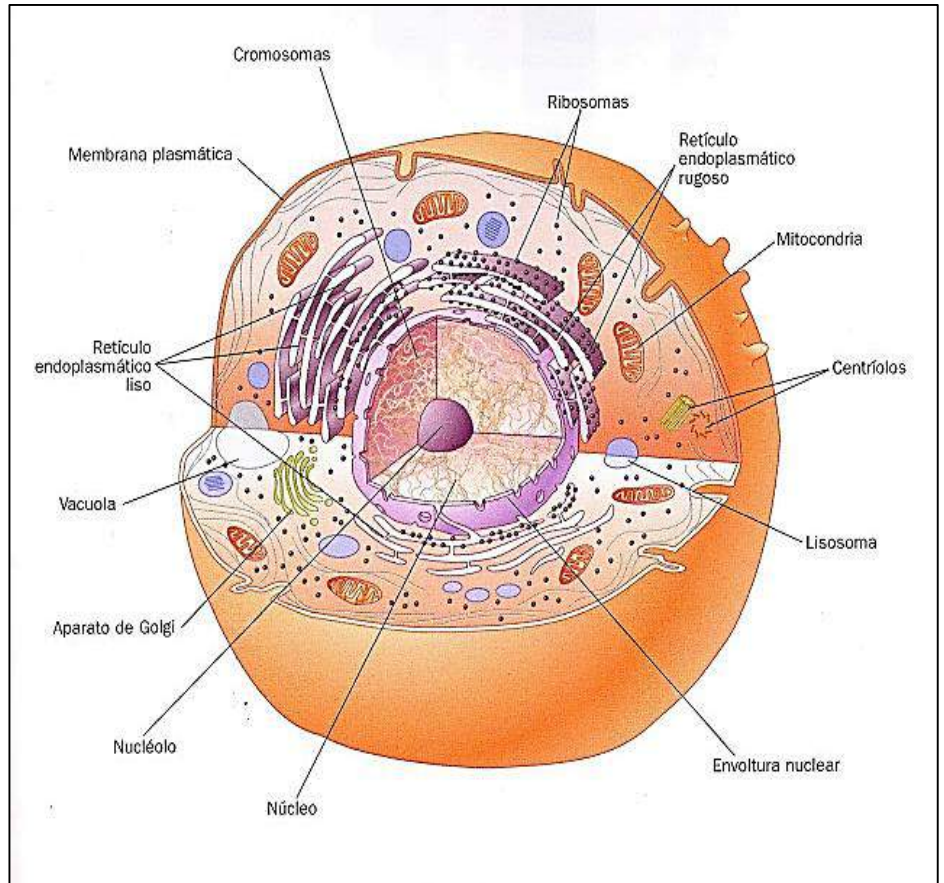
PARA SABER MÁS

Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:

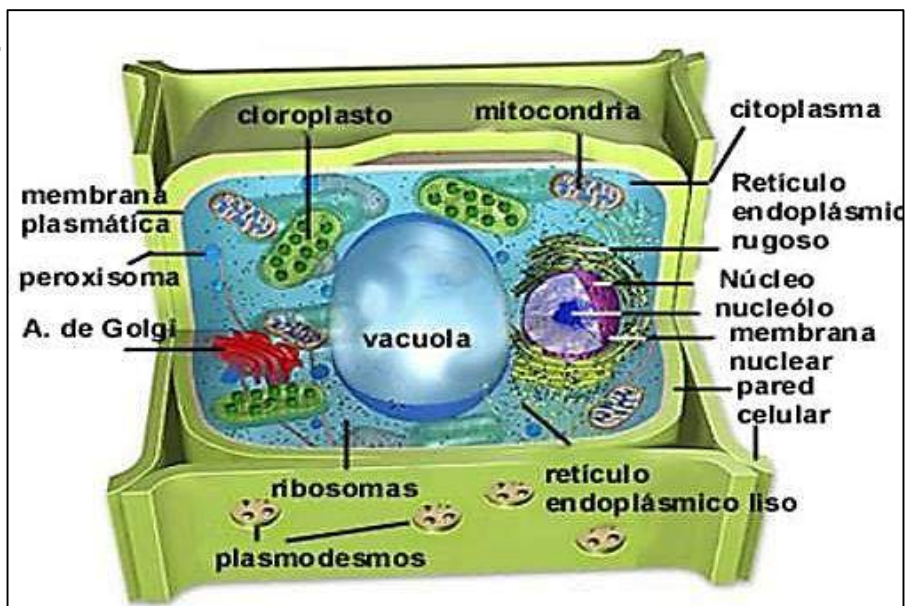
<http://biomundociencia.blogspot.com.ar/2013/12/celulas-y-organulos-al-iscroscopio.html>

**Celula vegetal:**

<http://www.profesorenlinea.cl/imagenciencias/celulavegetal01A.jp>



## 2- CÉLULA VEGETAL



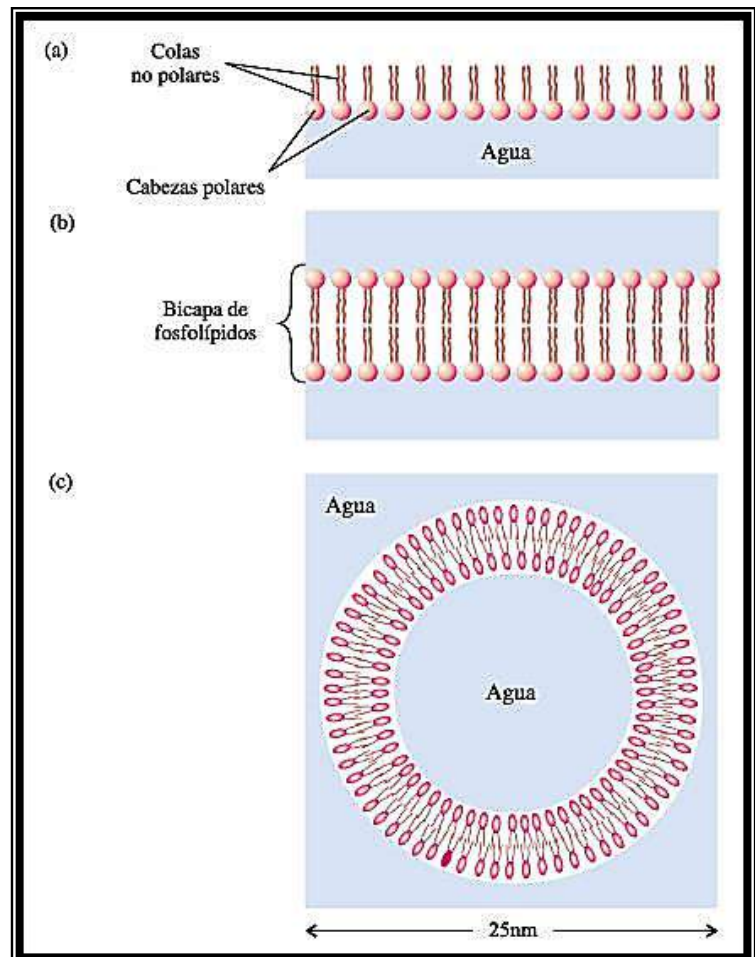
## 2. MEMBRANAS BIOLÓGICAS

### 2.1- MEMBRANAS BIOLÓGICAS

Las moléculas que constituyen esta estructura subcelular son moléculas orgánicas con propiedades fisicoquímicas adecuadas para formar tanto la membrana plasmática que rodea el contenido celular como las membranas que delimitan las distintas organelas presentes en la célula. Estas moléculas que cumplen una función estructural en las biomembranas son:

**Fosfolípidos:** lípidos complejos que se caracterizan por ser insolubles en agua y poseer una zona de la molécula hidrófila o cabeza polar (afinidad por el agua) y otra hidrófoba o colas apolares (rechazo al agua). Forman una bicapa en la cual una capa (monocapa) lipídica enfrenta su zona hidrófoba con la zona hidrófoba de la otra, quedando una zona hidrófila expuesta hacia el exterior de la célula o del organoide y la otra zona hidrófila hacia el interior.

**Esteroides:** sustancias asociadas a los lípidos, insolubles en agua, que se ubican en la bicapa lipídica. Un ejemplo es el *Colesterol*, los *esteroides* se encuentra en las membranas de las células de los animales.



#### COMPORTAMIENTO DE LOS FOSFOLÍPIDOS EN SOLUCIONES ACUOSAS

Fuente: Curtis H., Barnes N.S. *Biología*. Editorial Panamericana. 7ta Edición 2008



**Proteínas:** Son *macromoléculas* que se forman por la unión de muchas moléculas más pequeñas llamadas *aminoácidos*. Las propiedades fisicoquímicas de las proteínas le permiten a estas macromoléculas cumplir múltiples funciones biológicas, entre ellas la de estar en la bicapa lipídica como un importante constituyente de las biomembranas.

**Glúcidos o Hidratos de Carbono:** moléculas polares que se presentan en las membranas unidos a lípidos formando *Glucolípidos*, o a proteínas formando *Glucoproteínas*.

**Membrana Plasmática o Celular:** Todas las células tienen una membrana plasmática o celular que es la que permite que la célula exista como una entidad individual y tiene un diseño y composición molecular muy similar en las células procariontas y eucariotas. Esta membrana regula el pasaje de sustancias entre el medio y la célula, las biomembranas son *selectivas* porque dejan pasar libremente algunas sustancias y otras no.

### MODELO DE UNA MEMBRANA CELULAR

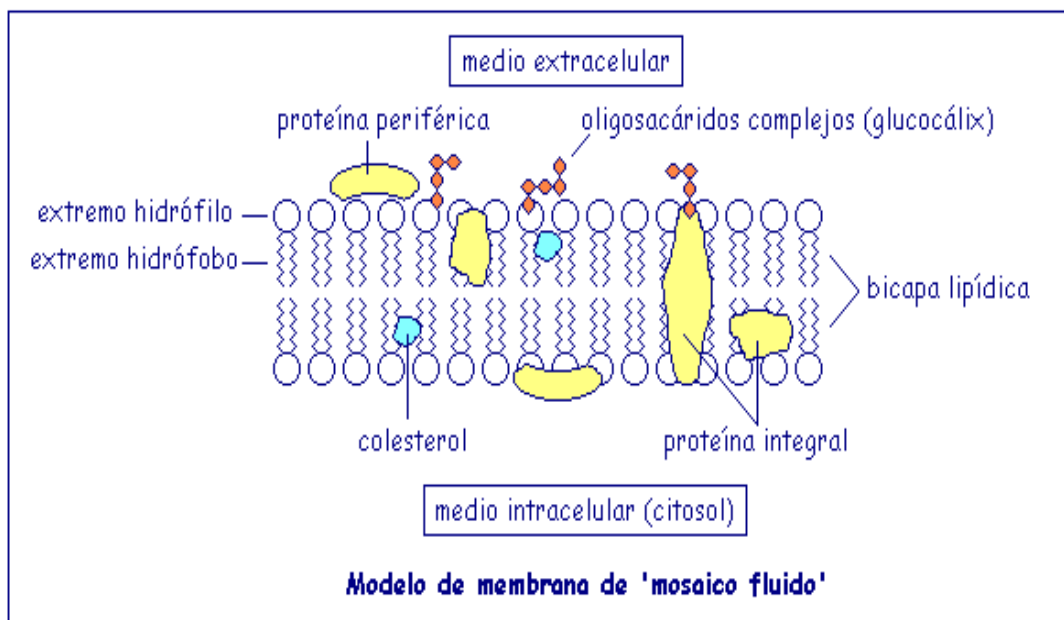


Imagen extraída del sitio: [http://www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml\\_get\\_138a6c5e-c845-11e0-834c-e7f760fda940/index.htm](http://www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml_get_138a6c5e-c845-11e0-834c-e7f760fda940/index.htm)

### 3. ORGANELAS U ORGANOIDES

Las organelas son diversas estructuras subcelulares que tienen una constitución y función definidas.

**Núcleo:** suele ser la organela más prominente, generalmente es esférico u oval. Está rodeado por dos membranas que se fusionan a intervalos frecuentes, en los puntos de fusión se originan los *poros nucleares* a través de los cuales intercambian sustancias el núcleo y el citoplasma.

Casi la totalidad del ADN de la célula se localiza en el núcleo, este ácido nucleico se combina con proteínas (denominadas histonas) y forma la *cromatina*. La cromatina se observa como una maraña irregular de cadenas muy finas cuando la célula no se está dividiendo y en el momento de la división celular se condensa organizadamente en estructuras llamadas *cromosomas*. Según el número de cromosomas las células pueden ser:

- **Haploides:** las que tienen una sola copia de cada cromosoma o sea un solo conjunto de cromosomas (n).
- **Diploides:** las que tienen dos copias de cada cromosoma o sea dos conjuntos de cromosomas (2n).

Un segmento determinado de la larga cadena de ADN constituye un *gen*, en consecuencia, los conjuntos de genes de un individuo se encuentran en los cromosomas. Cada gen tiene la información codificada para la síntesis de una proteína y determina un carácter del individuo (ejemplo: color de ojos, grupo sanguíneo).

En el núcleo se encuentra una estructura compacta, no limitada por una membrana, que es el *nucléolo*, sitio donde se construyen las subunidades de los ribosomas.

El núcleo cumple importantísimas funciones biológicas: es el portador del código genético y regula la actividad de la célula promoviendo la síntesis de moléculas en cantidad y tiempos adecuados a los requerimientos biológicos.

**Ribosomas:** Generalmente son las organelas más numerosas de las células, están constituidos por proteínas ribosómicas y el Ácido Ribonucleico Ribosomal (ARNr). Estas organelas constan de dos partes, una subunidad grande y otra pequeña, que luego de ser sintetizadas en el nucléolo pasan al citoplasma donde se ensamblan para formar el ribosoma completo. La función de los ribosomas es participar activamente en la síntesis de proteínas. En las células procariotas se mencionó la presencia de ribosomas, éstos son más pequeños que los de las células eucariotas.

**Retículo endoplásmico (SRE):** Es una red de membranas internas que envuelven al núcleo y se extiende por el citoplasma.

Hay dos tipos de SRE:

- **SRE rugoso (SRE r)** tiene ribosomas adheridos a él y se continúa con la capa externa de la envoltura nuclear que también tiene ribosomas. El (SRE r) participa en la síntesis de proteínas.
- **SRE liso (SRE l)** no tiene ribosomas adheridos. Su función es participar en la síntesis de lípidos y en el transporte de sustancias desde el (SRE r) hacia otra estructura subcelular denominada Complejo de Golgi.

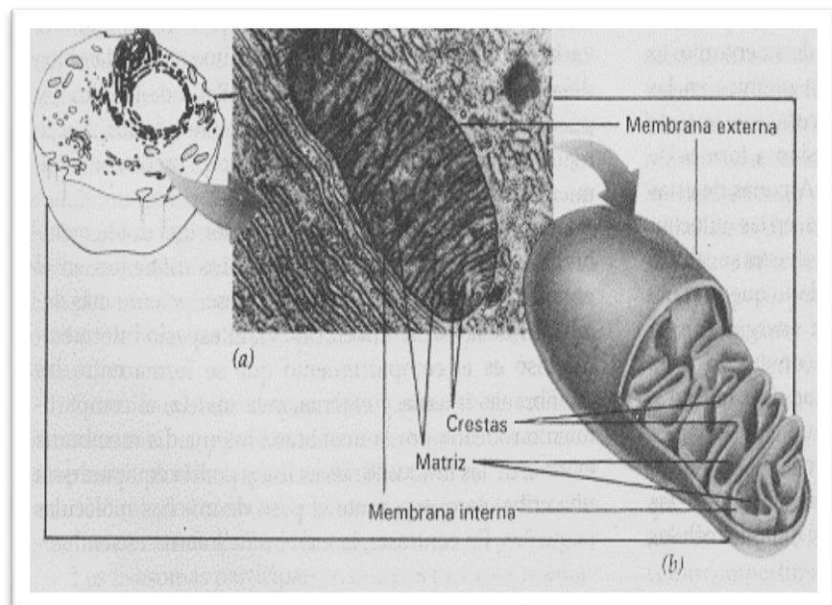
**Complejo de Golgi:** También suele llamárselo *Aparato o Cuerpos de Golgi*. Está formado por un conjunto de sacos membranosos aplanados y apilados unos sobre otros. Su función es ser envase y distribución de sustancias, especialmente sustancias formadas en (SRE r). En el complejo de Golgi se modifican químicamente algunas moléculas, por ejemplo, algunas proteínas se unen a glúcidos formando glucoproteínas.

**Lisosomas:** están dispersos en el citoplasma de la célula. Son pequeñas bolsas membranosas en cuyo interior se encuentran sustancias que actúan como catalizadores biológicos (*enzimas*) y degradan moléculas complejas de origen intra o extracelular. Si los *lisosomas* se abren, las sustancias del lisosoma destruyen compuestos vitales para la célula.

**Peroxisomas:** son organelas que contienen, dentro de una envoltura membranosa, sustancias que degradan el peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ) que se forma en algunos procesos del metabolismo celular.

### **Mitocondrias:**

generalmente son esféricas o alargadas. Tienen dos membranas, una interna (con numerosos pliegues que forman las crestas mitocondriales) y otra externa lisa; la membrana interna encierra un espacio que es la matriz mitocondrial. En las mitocondrias se cumple el *proceso de respiración celular*.



### **Mitocondrias**

- a) Micrografía electrónica de una mitocondria  
b) Diagrama de una mitocondria.

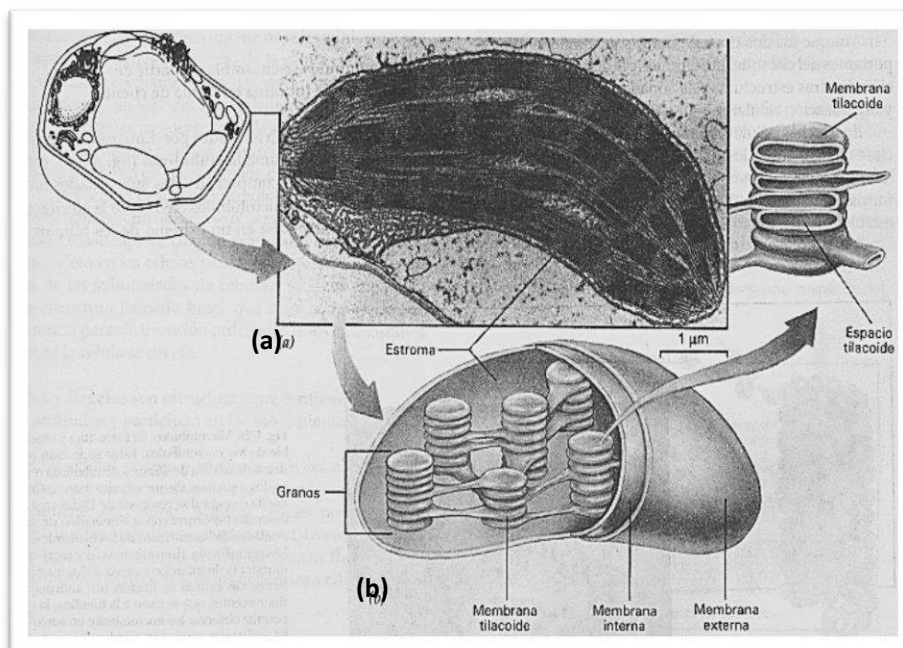
Imagen extraída de: Solomon, Berg, Martin, Ville. *Biología de Villee*. Editorial Interamericana.



**Plástidos:** son organelas que producen y almacenan sustancias. Son organelas típicas de células de vegetales y algas.

Hay tres tipos de plástidos:

- **Cloroplastos:** son estructuras relativamente complejas; están constituidas por dos membranas, una externa y otra interna. La interna se repliega formando un conjunto de sacos aplanados que reciben el nombre de *tilacoide*, éstos están superpuestos en pilas llamadas *grana*. En la membrana tilacoide se encuentra la clorofila que es el pigmento que da el color verde a las hojas. El espacio rodeado por la membrana interna es el *estroma*.
- **Leucoplastos:** son plástidos que reservan sustancias no pigmentadas. Los amiloplastos reservan almidón (blanco) en las células vegetales.
- **Cromoplastos:** contienen pigmentos que dan color a flores y frutos



### Cloroplastos

- Micrografía electrónica de un cloroplasto.
- Diagrama de un Cloroplasto

*Imagen extraída de:  
Solomon, Berg, Martin,  
Ville. Biología de Villee.  
Editorial Interamericana*

**Citoesqueleto:** Las organelas no flotan en el citoplasma de manera casual, la mayoría de ellas están unidas a una red de estructuras filamentosas de naturaleza proteica de distintas longitudes y diámetro que constituyen el *citoesqueleto*. Esta estructura subcelular mantiene la configuración de la célula, le permite moverse, fija sus organelas y dirige la circulación interna de las sustancias.

## CITOESQUELETO

Los componentes del citoesqueleto son:

**Microfilamentos:** son haces de 7 nm aproximadamente de diámetro, pueden tener varios cm de longitud. Están comprometidos en la contracción muscular, en la división del citoplasma de células animales durante la división celular, en cambios de la forma celular y otros procesos.

**Filamentos intermedios:** son haces de 8 a 10 nm de diámetro, de 10 a 100  $\mu\text{m}$  de longitud. Son los encargados de mantener la forma celular entre otras funciones.

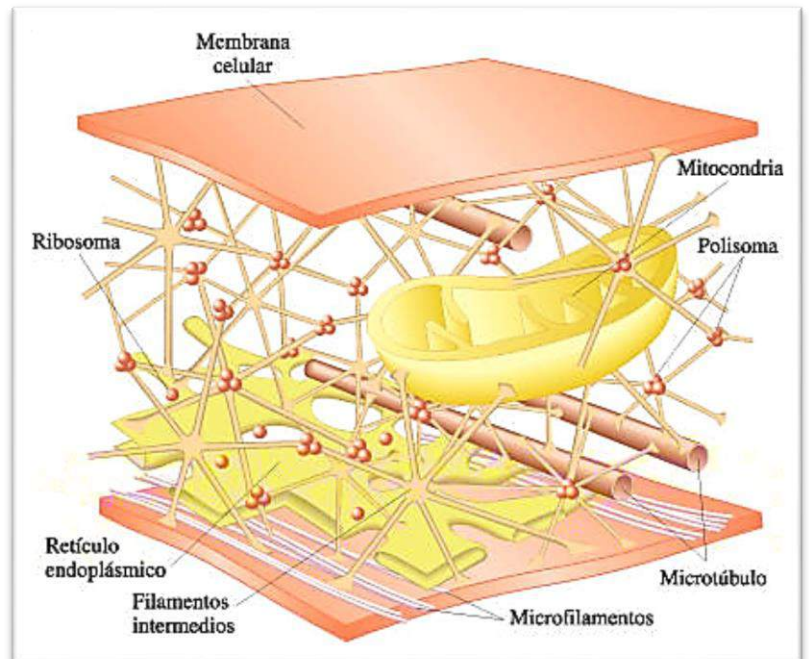
**Microtúbulos:** son tubos huecos de 25 nm de diámetro aproximadamente y 50  $\mu\text{m}$  de longitud. Las funciones que cumplen son los movimientos de cromosomas en la división celular, de organelas dentro del citoplasma y de los cilios y flagelos.

**Cilios y Flagelos:** son extensiones delgadas de la membrana plasmática y están formados por un conjunto de microfilamentos. Mueven a las células o a los fluidos que pasan por ella. Los cilios son cortos y numerosos, y los flagelos son más largos; generalmente hay uno o son escasos.

**Centriolos:** Organillos pequeños y cilíndricos que se ubican cerca del núcleo en el citoplasma de células animales y de algunas de protistas y plantas. Actúan durante el proceso de división celular.

**Vacuolas:** son sacos rodeados de una membrana única, tienen múltiples funciones, entre otras las de soporte, almacenamiento y eliminación de alimentos y desechos.

**Vesículas:** estos sacos membranosos tienen la función de contener y transportar moléculas.



Fuente de la imagen:

<http://bios10.blogspot.com.ar/2010/10/citoesqueleto.html>

Algunos elementos celulares son comunes a todas las células, pero otros son característicos de determinadas células y se relacionan íntimamente con la función específica que éstas tienen.

Las similitudes y diferencias observadas en las figuras de células animal y vegetal justifican que ambas cumplan con ciertas funciones biológicas (ejemplo: síntesis de proteínas), pero sólo la célula del reino vegetal realiza el proceso de fotosíntesis que caracteriza a los seres autótrofos y les permite cumplir el rol de productores dentro de un ecosistema.

## 4. FUNCIONES CELULARES

### 4.1 RELACIONES CON EL ENTORNO: TRANSPORTE DE SUSTANCIAS A TRAVÉS DE MEMBRANAS

#### ENDOCITOSIS. EXOCITOSIS - UNIONES INTERCELULARES

Las células mantienen una estrecha relación con el entorno en el que se encuentran, se produce un constante intercambio de sustancias que permite la salida de desechos y de compuestos sintetizados por la célula y el ingreso de nutrientes que le aporta el medio.



#### IMPORTANTE

**Transporte de sustancias a través de membranas:** Las membranas biológicas son selectivas, permiten el pasaje de ciertas sustancias y de otras no. En general, las biomembranas son más permeables a moléculas pequeñas ( $H_2O$ ,  $CO_2$ ) y a las moléculas solubles en lípidos que pueden atravesar la bicapa lipídica que constituye a las membranas.

El pasaje de sustancias al interior o exterior de la célula puede cumplirse por distintos mecanismos:

1. **Difusión:** las moléculas pasan desde el medio en el que hay mayor concentración de las mismas hacia el medio de menor concentración. Es un transporte a favor de *gradiente de concentración*, es un proceso pasivo porque no requiere gasto de energía.

Hay dos tipos de pasaje de sustancia a favor de gradiente:

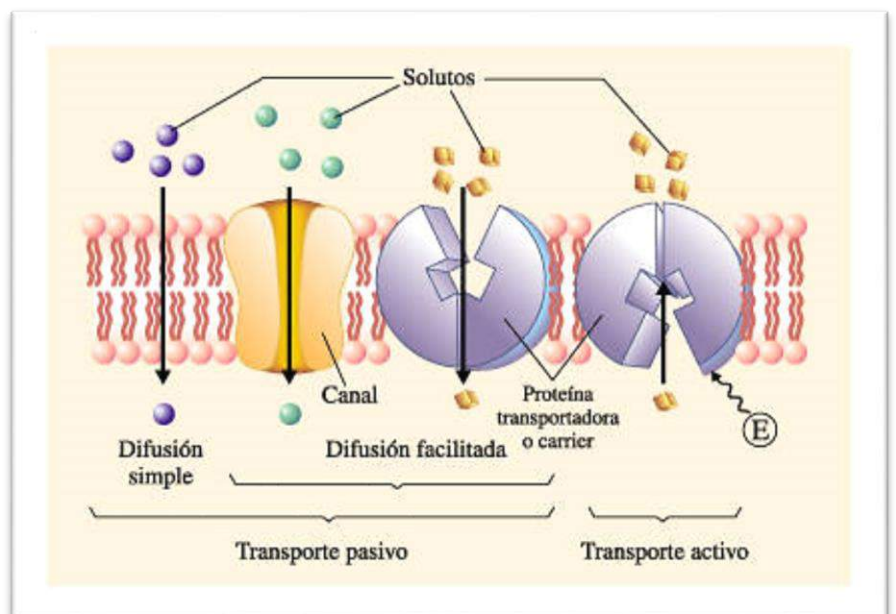
- *Difusión Simple:* se produce cuando la sustancia atraviesa libremente la membrana. Ejemplo H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>.
  - *Difusión Facilitada:* se cumple cuando la sustancia requiere unirse temporalmente a una proteína de la membrana para ingresar o egresar de la célula. Estas proteínas pueden formar canales para el pasaje de la sustancia, o son de transporte, o portadoras. Ejemplo: ingreso de glucosa al glóbulo rojo.
2. **Diálisis:** es la difusión de un soluto a través de una membrana semipermeable.
  3. **Ósmosis:** es la difusión de agua (u otro solvente) a través de una membrana semipermeable.



## IMPORTANTE

**Transporte Activo:** se produce cuando la sustancia atraviesa la membrana unida a una proteína transportadora y contra su gradiente de concentración. Este proceso requiere energía. Ejemplo: la bomba Na<sup>+</sup>/K<sup>+</sup> es el pasaje del ión sodio del interior de la célula (baja concentración) hacia el exterior (alta concentración) y del ión potasio en el sentido inverso y también contra gradiente.

*Diferentes modos de transporte a través de la membrana celular*



Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:

[http://www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml\\_get\\_138a6c5e-c845-11e0-834c-](http://www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml_get_138a6c5e-c845-11e0-834c-)  
<http://bios10.blogspot.com.ar/2010/10/citoesqueleto.html>

## 1.2- ENDOCITOSIS

En este tipo de transporte la sustancia que debe ingresar a la célula se une a un sitio receptor de la membrana celular, en el cual se provoca una invaginación de la membrana hacia el interior. Cuando la sustancia queda totalmente envuelta, se fusionan los extremos de contacto de la membrana y se forma una vesícula que encierra el compuesto, y éste queda en el interior de la célula.

Cuando la sustancia captada es sólida, el proceso se denomina *Fagocitosis*; si ingresa un líquido es *Pinocitosis*.

Exterior de la célula

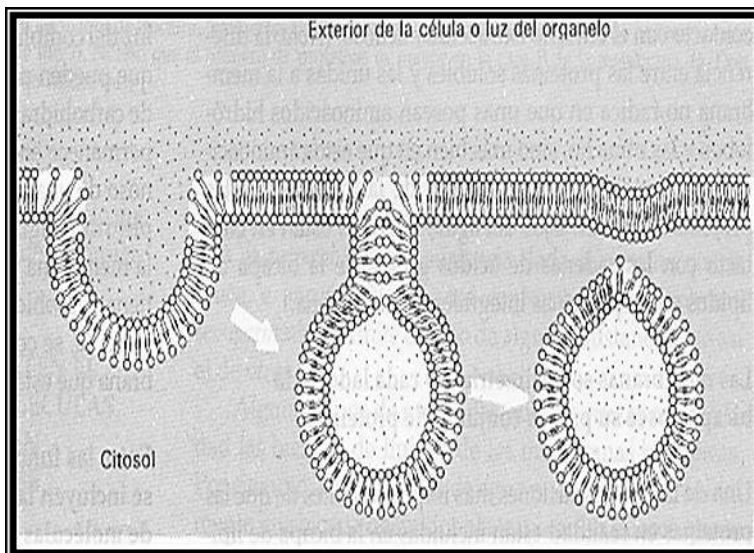


Imagen extraída: De Robertis (h),  
Hib,Ponzio, *Biología celular y molecular*.  
Editorial El Ateneo. 15ª edición. 2005

## 1.3- EXOCITOSIS

Es prácticamente un mecanismo inverso al anterior. En el interior de la célula un compuesto queda encerrado en pequeñas vesículas formadas por el aparato de Golgi, estas vesículas se fusionan con la membrana y libera el material hacia el exterior. De esta manera salen de la célula sustancias producidas en ella, como las hormonas o productos de desecho.



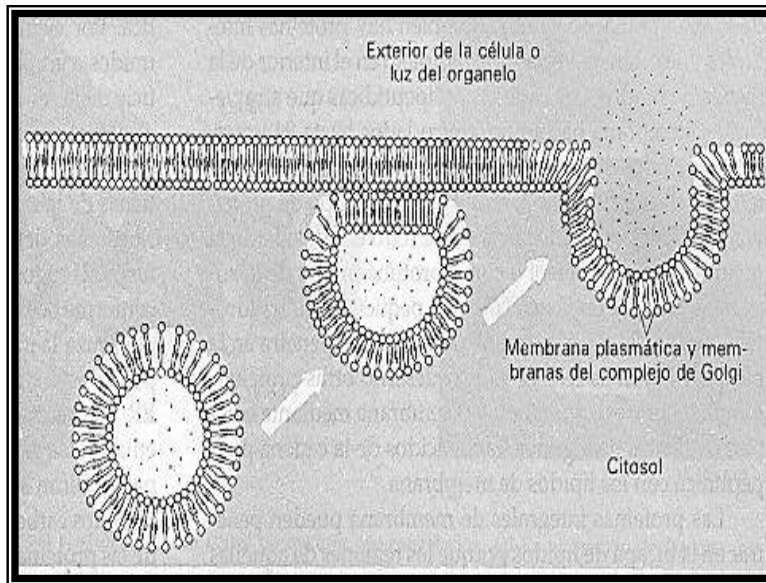


Imagen extraída: De Robertis (h), Hib, Ponzio, *Biología celular y molecular*. Editorial El Ateneo. 15ª edición. 2005

## 4.2 UNIONES INTERCELULARES

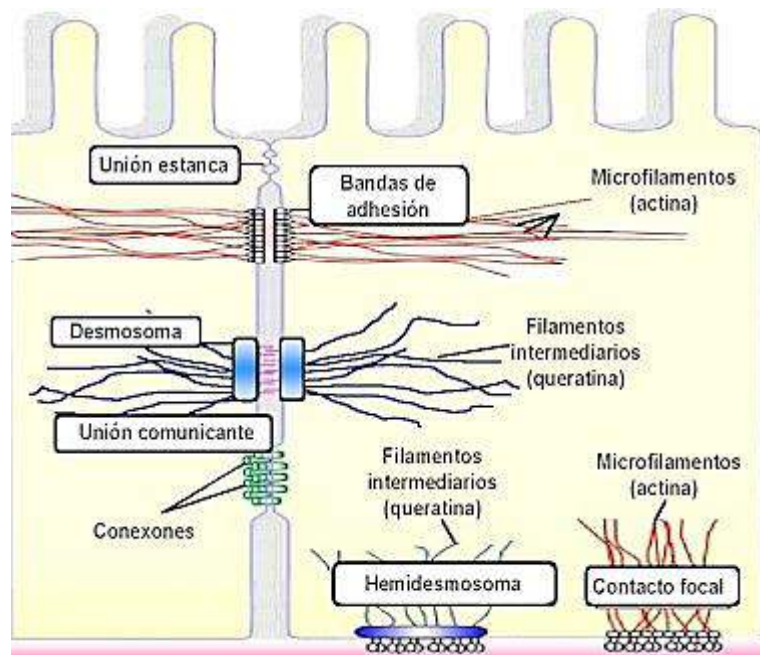
Las células que están en estrecho contacto entre sí establecen uniones entre ellas en las que se compromete la membrana plasmática y otros componentes, especialmente proteínas.

Hay distintos tipos de uniones intercelulares, la diferencia está relacionada con las características de las células que unen:

- Uniones de células animales:
  - **Desmosomas:** tienen función mecánica dando resistencia a un grupo de células unidas, unas a otras, en un punto determinado. Ejemplo: células epiteliales de la capa superior de la piel.
  - **Uniones estrechas:** sellan cavidades corporales que deben conservar su contenido sin pérdida de agua. Ejemplo: vejiga urinaria, revestimiento intestinal.
  - **Uniones de abertura o Nexos:** conectan los citoplasmas de células adyacentes. Ejemplo: células del músculo cardíaco.
- Uniones de células vegetales:
  - **Plasmodesmos:** Conectan los citoplasmas de las células.



Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:  
<http://www.javeriana.edu.co/Facultad/Ciencias/neurobioquimica/libros/celular/citoesqueleto>



### 4.3- CAPTACIÓN DE LA ENERGÍA LUMINOSA: FOTOSÍNTESIS

La **Fotosíntesis** es un proceso en el cual se capta y transforma la energía luminosa en energía química.

Los organismos autótrofos eucariotas, como los vegetales y las algas, tienen los elementos y condiciones celulares necesarios para realizar la fotosíntesis. Este proceso se cumple en los Cloroplastos, estas organelas se caracterizan por tener la membrana tilacoidal, en la cual se encuentra la clorofila, pigmento que absorbe luz.

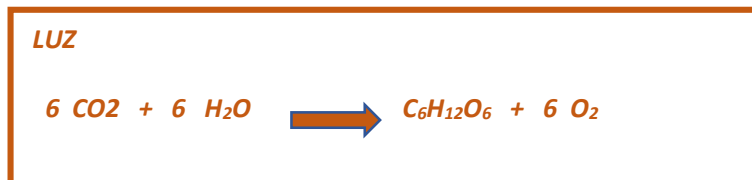
En una etapa de la fotosíntesis -denominada *etapa o fase Fotodependiente o dependiente de la luz*- una parte de la energía lumínica absorbida sirve para descomponer moléculas de  $H_2O$  en una reacción química llamada *Fotólisis*. Los átomos de oxígeno del agua son liberados a la atmósfera como moléculas de oxígeno y los hidrógenos participan como ión  $H^+$  (protón) en una secuencia de reacciones químicas posteriores.

En el *estroma* del cloroplasto se cumple la siguiente etapa, que es *fotoindependiente*, porque no necesita la presencia de luz. En esta fase de la fotosíntesis el dióxido de carbono ( $CO_2$ ), que ingresa al vegetal desde el aire, se combina con los iones de hidrógeno ( $H^+$ ) resultantes de la etapa anterior y a través de un ciclo de varias reacciones químicas sintetiza glucosa, utilizando el resto de energía lumínica absorbida en la etapa fotodependiente. De esta forma las moléculas de glucosa conservan parte de la energía luminosa como energía química. Cuando se han formado muchas moléculas de glucosa se acumulan uniéndose entre sí, originando una macromolécula que es el almidón.



## IMPORTANTE

La reacción química que resume el proceso de fotosíntesis es:



En los ecosistemas los productores sintetizan las moléculas orgánicas que reservan la energía y los consumidores ingresan esas moléculas mediante los alimentos y la degradan hasta convertirlas en  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  para aprovechar parte de esa energía para realizar funciones biológicas que requieren energía y eliminar otra parte como calor.

## 4.4- RESPIRACIÓN CELULAR

La respiración celular involucra una serie de reacciones químicas de las cuales algunas ocurren en el citoplasma y otras en la mitocondria. En las reacciones citoplasmáticas se forman compuestos, derivados de la glucosa o de ácidos orgánicos o grasos (constituyentes de lípidos), que ingresan a la **mitocondria** en cuya membrana interna se realiza el proceso denominado **cadena oxidativa, respiratoria, o de transporte de electrones**.

Las sustancias que ingresan a la mitocondria desencadenan un ciclo de reacciones químicas en las cuales se liberan  $\text{CO}_2$  e hidrógenos, estos hidrógenos se transforman en iones  $\text{H}^+$  (protón) por pérdida de su electrón; estos electrones son transportados a través de la **cadena respiratoria o de transporte de electrones** por una serie de componentes de la cadena, los **citocromos**, que finalmente entregan los electrones al oxígeno presente en el medio y el  $\text{O}^{2-}$  (grupo óxido) se combina con 2 de los  $\text{H}^+$  liberados y se forma  $\text{H}_2\text{O}$ . Como consecuencia de este proceso se consume oxígeno y glucosa, los ácidos grasos u otras sustancias se transforman en  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

En el transcurso de la cadena respiratoria se libera energía que la célula luego utiliza para cualquier actividad que requiera energía (ejemplo: transporte activo a través de membrana, síntesis de proteínas, movimiento muscular). La energía contenida en las moléculas de glucosa u otras sustancias se libera al degradarse la molécula hasta  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  en presencia de oxígeno.

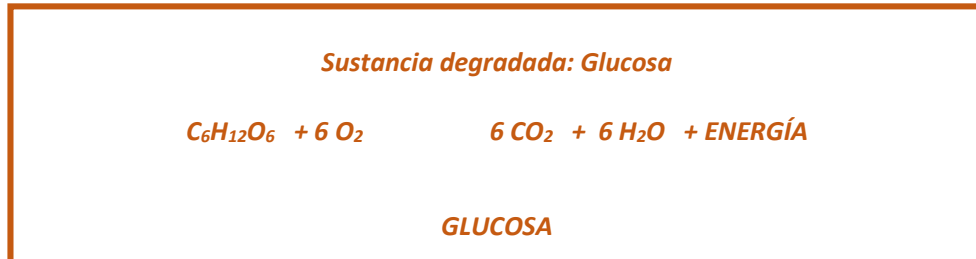
Este es un proceso **aeróbico** porque se requiere la existencia de oxígeno en la mitocondria para que se cumpla completo





## IMPORTANTE

La reacción química que resume el proceso de *respiración celular aeróbica* es:



Algunos seres vivos, por ejemplo ciertas bacterias, están adaptados a ambientes con baja concentración o carentes de oxígeno. Las células de estos organismos realizan otro tipo de proceso llamado *respiración celular anaeróbica* porque no requiere oxígeno. En este caso sólo se puede degradar glucosa, el producto final del proceso no es CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O y el organismo obtiene menor cantidad de energía.

En el acto de respirar, al inspirar se capta O<sub>2</sub> que ingresa por difusión simple al citoplasma celular, y luego pasa a mitocondria para ser utilizado en la respiración celular aeróbica donde se forma el CO<sub>2</sub>, que es eliminado al expirar.

Esquema de la relación entre la respiración celular y la fotosíntesis:

# FOTOSÍNTESIS      RESPIRACIÓN



De día las plantas realizan la fotosíntesis y la respiración, pero desprenden más oxígeno que dióxido de carbono.



De noche, las plantas realizan sólo la respiración y desprenden únicamente dióxido de carbono.

**FOTOSÍNTESIS:** cogen dióxido de carbono y expulsan oxígeno. Únicamente por el DÍA.

**RESPIRACIÓN:** cogen oxígeno y expulsan dióxido de carbono. De DÍA y de NOCHE.

Fuente: <http://escuelabloguera.blogspot.com.ar/2012/12/fotosintesisrespiracion-de-las-plantas.html>

## 5. TRANSMISIÓN DE LA INFORMACIÓN GENÉTICA: SÍNTESIS DE PROTEÍNAS

La traducción es el proceso por el cual la información transportada por el ARN-m se utiliza para la síntesis de proteína.

La especificidad funcional de las proteínas reside en su secuencia de aminoácidos que determina su estructura primaria, secundaria y terciaria. De manera, que los aminoácidos libres que hay en el citoplasma tienen que unirse para formar los polipéptidos y la secuencia lineal de aminoácidos de un polipéptido depende de la secuencia lineal de ribonucleótidos en el ARN que a su vez está determinada por la secuencia lineal de bases nitrogenadas en el ADN.

La información se halla cifrada por un alfabeto nucleótido de cuatro letras. Y la información se encuentra en un lenguaje donde las palabras se hallan formadas por un triplete de bases denominados *codones*, y el conjunto de todos los codones constituye el Código Genético.

1ª	2ª BASE								3ª	
	U	C	A	G	U	C	A	G		
U	UUU	Phe	UCU	Ser	UAU	Tyr	UGU	Cys	U	
	UUC		UCC		UAC		UGC		C	
	UUA		UCA		UAA		UGA		Stop	A
	UUG		UCG		UAG		UGG		Tyr	G
C	CUU	Leu	CCU	Pro	CAU	His	CGU	Arg	U	
	CUC		CCC		CAC		CGC		C	
	CUA		CCA		CAA		CGA		A	
	CUG		CCG		CAG		CGG		G	
A	AUU	Ile	ACU	Thr	AAU	Asn	AGU	Ser	U	
	AUC		ACC		AAC		AGC		C	
	AUA		ACA		AAA		AGA		A	
	AUG		ACG		AAG		AGG		G	
G	GUU	Val	GCU	Ala	GAU	Asp	GGU	Gly	U	
	GUC		GCC		GAC		GGC		C	
	GUA		GCA		GAA		GGA		A	
	GUG		GCG		GAG		GGG		G	

Fuente: [http://www.lourdes-luengo.org/actividades/13-4caracteristicas\\_codigo\\_genetico.htm](http://www.lourdes-luengo.org/actividades/13-4caracteristicas_codigo_genetico.htm)

Los elementos que intervienen en el proceso de traducción son fundamentalmente: *los aminoácidos, los ARN-t (ARN transferentes), los ribosomas, ARN-r (ARN ribosómico y proteínas ribosomales), el ARN-m (ARN mensajero), enzimas, factores proteicos y energía en forma de nucleótidos trifosfato (ATP, GTP).*

El primer paso que tiene que producirse es la activación de los aminoácidos y formación de los complejos de transferencia. Los aminoácidos por sí solos no son capaces de reconocer los tripletes del ARN-m de manera que necesitan unirse al *ARN transferente*.

## 6. ESTRUCTURA DE LOS ARN TRANSFERENTES (ARN-T)

Las moléculas encargadas de transportar los aminoácidos hasta el ribosoma y de reconocer los codones del ARN mensajero durante el proceso de traducción son los ARN transferentes (ARN-t). Los ARN-t tienen una estructura en forma de hoja de trébol con varios sitios funcionales, siendo los más importantes:

- **Extremo 3':** lugar de unión al aminoácido (contiene siempre la secuencia ACC).
- **Lazo del anticodón:** lugar de reconocimiento de los codones del mensajero.

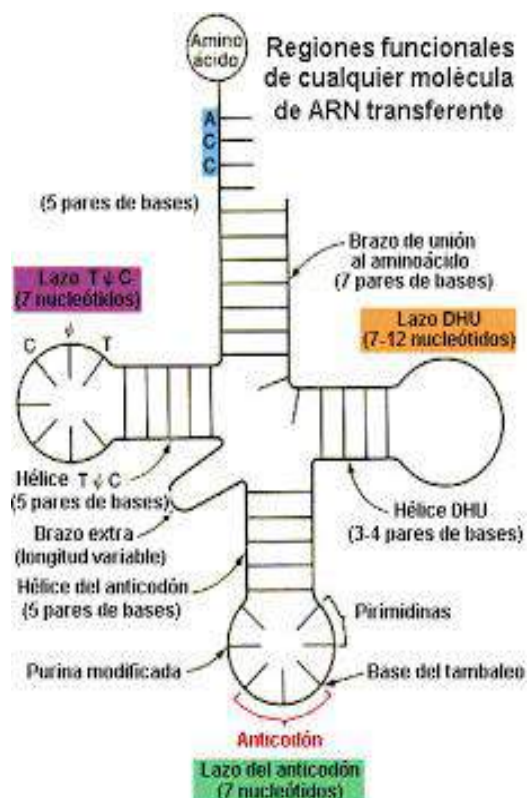
El que realiza el reconocimiento del codón correspondiente del ARN-m es el anticodón del ARN-t y no el aminoácido.



### COMPLEMENTO

Para saber más sobre este tema te invitamos a visitar el siguiente sitio:

<http://aprenderasbiologia.blogspot.com.ar/2011/01/sintesis-de-proteinas-traduccion-del.html>



## LOS RIBOSOMAS (ARN RIBOSÓMICO Y PROTEÍNAS RIBOSOMALES)

El reconocimiento entre los tripletes del mensajero y los anticodones de los ARN-t

Cargados con su correspondientes aminoácidos, así como el establecimiento de los enlaces peptídicos entre dos aminoácidos sucesivos tiene lugar en los ribosomas.

Los ribosomas son unas estructuras o partículas citoplásmicas formadas por ribonucleoproteínas (unión de ARN ribosómicos con proteínas ribosomales).

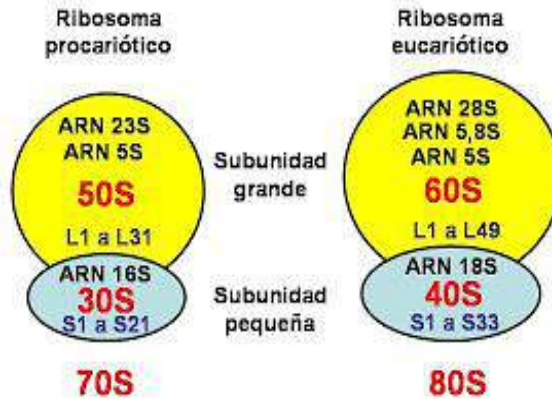


Imagen extraída del sitio:

<http://aprenderasbiologia.blogspot.com.ar/2011/01/sintesis-de-proteinas-traduccion-del.html>

La estructura general de los ribosomas procarióticos y eucarióticos consta de una subunidad pequeña, una subunidad grande y dos sitios, el sitio aminoacídico (Sede A) lugar de entrada de los ARN-t cargados con un aminoácido (aminoacil-ARN-t) y el sitio peptídico (Sede P) lugar en el que se encuentran los ARN-t cargados con un péptido (peptidil-ARN-t).

## 7. INCORPORACIÓN DE LOS AMINOÁCIDOS A LA CADENA POLIPEPTÍDICA

Una vez activados los aminoácidos y formados los complejos de transferencia (ARN-t cargados con el aminoácido correspondiente) ya puede comenzar la síntesis de la cadena polipeptídica y la incorporación de los aminoácidos. En este proceso se pueden distinguir tres fases diferentes:

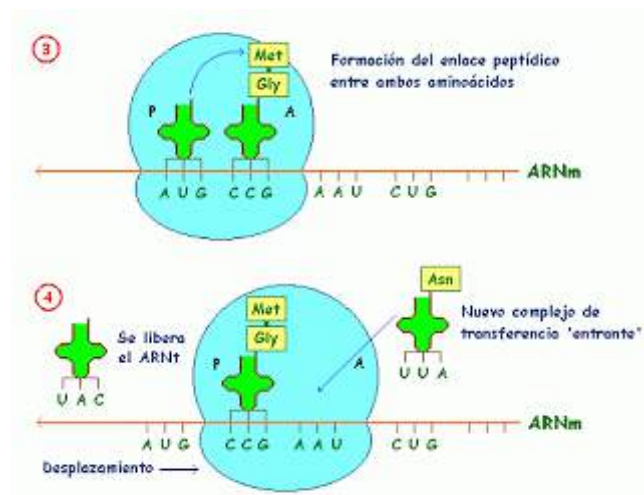
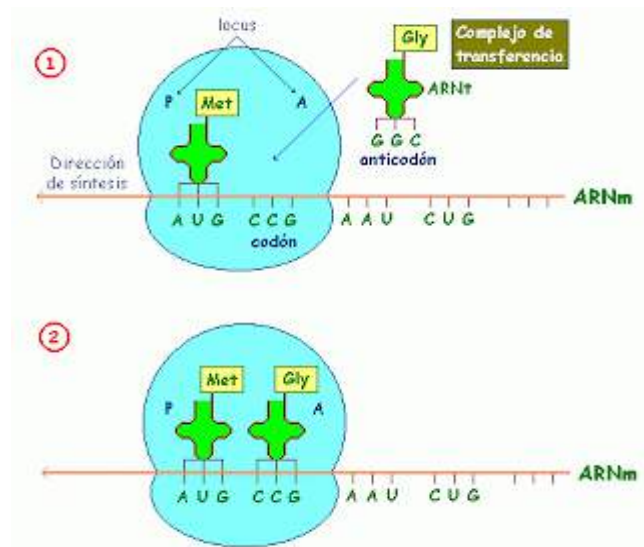
1. Iniciación de la cadena polipeptídica
2. Elongación de la cadena polipeptídica
3. Terminación de la cadena polipeptídica





PARA SABER MÁS

Te invitamos a consultar el sitio de donde obtuvimos las imágenes <http://aprenderasbiologia.blogspot.com.ar/2011/01/sintesis-de-proteinas-traduccion-del.html>



## 8. DIVISIÓN CELULAR DE PROCARIOTAS Y EUCARIOTAS- CICLO CELULAR: MITOSIS- MEIOSIS

La reproducción celular consiste, básicamente, en la división de una célula en dos células hijas. En los seres unicelulares este proceso permite aumentar el número de individuos de una población. En los multicelulares es el recurso por el cual un organismo crece a partir de una sola célula, y también es el que permite reparar o reponer tejidos lesionados o desgastados.

### 8.1- DIVISIÓN CELULAR DE PROCARIOTAS

En los procariotas la división celular también significa la reproducción del organismo unicelular completo. Mediante un proceso denominado *fisión binaria*, la célula crece en tamaño, duplica su ADN y luego se divide en dos nuevas células con características iguales a la que les dió origen. Este tipo de reproducción se cumple con notable velocidad, pero está controlado por la concentración de nutrientes y productos de desecho del medio ambiente.

### 8.2- DIVISIÓN CELULAR DE EUCARIOTAS

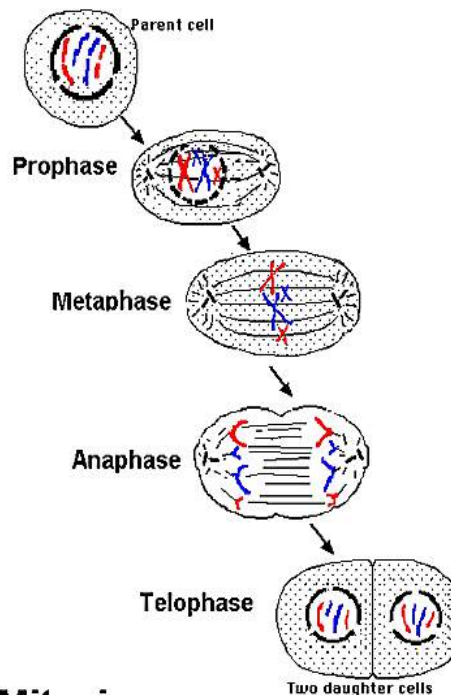
Cuando una célula alcanza un determinado estado metabólico se divide en dos células hijas, que tienen aproximadamente la mitad del material celular de la progenitora; éstas crecen hasta alcanzar las condiciones para iniciar una nueva división. Para que cada célula hija reciba todos los elementos imprescindibles para su funcionamiento, es obligatoria la duplicación de los componentes celulares. Cada célula cumple un *ciclo celular* que involucra:

- **Interfase:** Se cumple la duplicación de compuestos, organelas y material genético (ADN)
- **Mitosis o Meiosis:** Período de división del núcleo de la célula madre en núcleos hijos.
- **Citocinesis:** División del citoplasma, con una distribución equitativa de todos los componentes entre las células hijas.

El *ciclo celular* está regulado por el núcleo, ya que éste actúa como programador de la formación, el crecimiento, el funcionamiento y la reproducción celular.

En la reproducción de células eucariotas se pueden presentar dos tipos diferentes de división del núcleo:

**Mitosis:** Es un proceso complejo de división nuclear que se cumple en cuatro etapas o fases sucesivas (*profase, metafase, anafase y telofase*) y conduce a la formación de dos núcleos hijos, cada uno con un conjunto de cromosomas idénticos al del núcleo original. Esto significa que los núcleos hijos tienen igual material genético y número de cromosomas que el núcleo de la célula madre, en consecuencia, se producen dos células iguales a la progenitora.



## Mitosis

Imagen obtenida del sitio:

<http://www.accessexcellence.org/RC/VL/GG/mitosis2.php>



## IMPORTANTE

Este proceso se cumple en células haploides ( $n$ ) y en diploides ( $2n$ ) y se forman células haploides y diploides respectivamente.

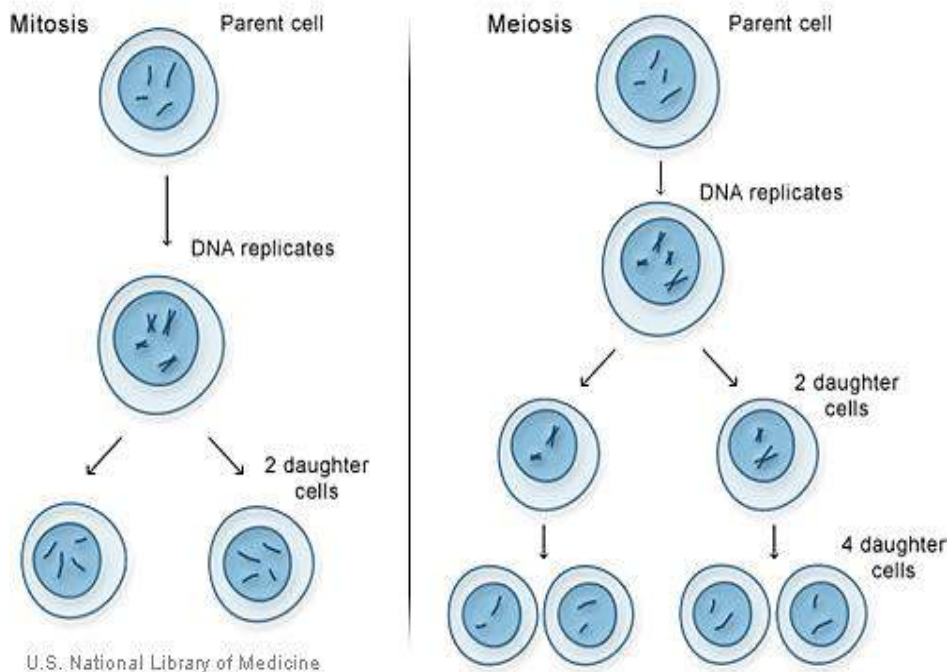
**Meiosis:** división de un núcleo diploide para producir cuatro células hijas haploides. Se produce un sólo ciclo de duplicación del ADN y dos divisiones nucleares sucesivas, por lo tanto cada célula hija queda con la mitad del material genético de la progenitora.

## IMPORTANTE



Este proceso provoca la variabilidad genética observada, por ejemplo, en los miembros de una familia (hermanos, primos, etc.).





Fuente de la imagen: <http://ghr.nlm.nih.gov/handbook/howgeneswork/cellsdivide>

En el ser humano las células sexuales, óvulo y espermatozoide son haploides ( $n$ ) y se originan por meiosis de células diploides ( $2n$ ) de los aparatos reproductores femenino y masculino respectivamente; a diferencia de las que forman distintos tejidos (ejemplo tejido epitelial) que se originan por mitosis de células diploides y, en consecuencia, son  $2n$ .

## 9. MOVILIDAD CELULAR

Tanto las células como la materia viva que está en su interior, siempre presentan algún tipo de movimiento.

Hay células que tienen un movimiento ameboide que es un lento deslizamiento provocado, en algunos casos, como la Entamoeba histolytica (parásito intestinal), por proyecciones del citoplasma llamadas pseudópodos. Otras se movilizan mediante cilios o flagelos.

En el interior celular las organelas se adhieren a una red de microtúbulos para ser transportadas a diversos sitios.



## ACTIVIDAD INDIVIDUAL

- 1) Las proteínas que van a ser secretadas de la célula se sintetizan en los ribosomas unidos al \_\_\_\_\_
- 2) El material hereditario \_\_\_\_\_ está presente en el \_\_\_\_\_
  - a. de las células procarióticas. En células eucarióticas, es parte de complejos con proteínas para formar \_\_\_\_\_, que se convierte en estructuras muy enrolladas llamadas \_\_\_\_\_, en las células en división.
- 3) Potentes enzimas hidrolíticas se encuentran en \_\_\_\_\_ para digerir cuerpos extraños intracelulares y/o organelas viejas.
- 4) Las organelas membranosas que desdoblan el peróxido de hidrógeno se denomina \_\_\_\_\_
- 5) Los pliegues de la membrana mitocondrial interna llamadas \_\_\_\_\_ son el sitio de síntesis del \_\_\_\_\_
- 6) Los \_\_\_\_\_ son organelas donde se sintetizan las moléculas de glucosa.
- 7) La clorofila, que se localiza en la membrana \_\_\_\_\_ de los cloroplastos, se utiliza para captar \_\_\_\_\_
- 8) La estructura flexible del citoplasma, llamada citoesqueleto, se compone principalmente de \_\_\_\_\_
- 9) Los filamentos citoplasmáticos cilíndricos huecos llamados movimientos \_\_\_\_\_ participan en el control de la forma y movimiento celulares.
- 10) Los \_\_\_\_\_ y los \_\_\_\_\_ son estructuras móviles a manera de látigos, que se proyectan de la superficie celular. Sirven para el movimiento de las células en el líquido circundante o para el desplazamiento de

líquidos a través de la superficie celular. El centro de cada una de esas estructuras se compone de una disposición de 9+2 de \_\_\_\_\_ con \_\_\_\_\_ en el centro y \_\_\_\_\_ pares alrededor de la circunferencia.

- 11) Además de poseer membrana plasmática, las células vegetales están rodeadas por una \_\_\_\_\_, formada principalmente de fibras del polisacárido \_\_\_\_\_
- 12) Las \_\_\_\_\_ son compartimientos membranosos de las células vegetales que sirven para el almacenamiento de agua y productos de desecho.
- 13) Los ribosomas se encargan de \_\_\_\_\_

#### **Respecto del apartado "Funciones celulares"**

- 14) Realice un esquema mencionando todos los componentes de la Membrana Plasmática.
- 15) Diferencie claramente entre osmósis y diálisis.
- 16) Prevea las consecuencias que tendría, para una célula vegetal, colocarla en ambiente: a) isotónico; b) hipotónico; c) hipertónico. ¿Tendría que modificarse esta predicción para célula animal?
- 17) ¿En que son similares y en qué se diferencian el transporte activo y la difusión facilitada?
- 18) La bomba de Sodio-Potasio es un sistema de \_\_\_\_\_
- 19) El proceso de desdoblamiento de moléculas grandes en otras más pequeñas es un aspecto del metabolismo llamado \_\_\_\_\_
- 20) La síntesis de moléculas complejas a partir de moléculas más simples, se denomina \_\_\_\_\_
- 21) Un proceso químico en que una sustancia acepta electrones se llama \_\_\_\_\_
- 22) El mecanismo por el que la glucosa se degrada en piruvato se denomina \_\_\_\_\_

- 23) El aceptor final de electrones en la cadena de transporte de electrones es el \_\_\_\_\_
- 24) El proceso anaerobio en que se produce alcohol o lactato como resultado de la glucólisis se denomina \_\_\_\_\_
- 25) El proceso por el cual la información se copia del DNA al MRNA se denomina \_\_\_\_\_
- 26) Un aminoácido es especificado en el código genético como una secuencia \_\_\_\_\_, llamada \_\_\_\_\_
- 27) El tipo de molécula de RNA que descodifica la información contenida en un codón y la traduce en un aminoácido es el \_\_\_\_\_
- 28) La máquina que facilita la formación de enlaces peptídicos entre aminoácidos durante la traducción es el \_\_\_\_\_
- 29) La secuencia de nucleótidos de la molécula de RNAt que es complementaria al codón apropiado en el RNAm se denomina \_\_\_\_\_
- 30) Realice un esquema del proceso de síntesis de proteínas.

## A modo de cierre

*Estimado grupo:*

*Concluimos la clase 5, en las próximas clases notarán que el contenido se orienta hacia la física. Continuaremos entonces, abriendo nuevos caminos, revisando y sumando saberes, y así sentar buenas bases para su ingreso a la universidad.*

*¿Seguimos avanzando?*

# CLASE 6

## **ELECTROSTÁTICA** **CARGAS- CAMPOS ELÉCTRICOS Y POTENCIALES**

*Estimado Grupo:*

*Ya nos va quedando menos para concluir este recorrido. Como lo hemos expresado antes, los invitamos a intentar sostener un ritmo de estudio constante, y a no quedarse con las dudas que se les vayan presentando, tanto en las lecturas, como en la realización de los ejercicios.*

*Vamos entonces a transitar un tramos más; juntos. ¡Demos comienzo a la clase 6!*

### **Objetivos**

- a) Valorar la importancia de la Física en carreras de Ciencias de la Salud.
- b) Generar una actitud intelectual que les permita a los alumnos aplicar los conocimientos de las leyes básicas aprendidas a la resolución de problemas
- c) Fomentar una predisposición de búsqueda e investigación científica.
- d) Interpretar el concepto básico de la modelización y su uso.

### **Contenidos**

- 1. Conductores, aisladores.
  - 1.1 Carga por contacto e inducción.
- 2. Ley de Coulomb.
  - 2.1 Unidades de carga eléctrica.
  - 2.2 Unidades de la constante k.
- 3. Campo eléctrico.
  - 3.1 Cálculo del campo eléctrico
  - 3.2 Unidades de campo eléctrico
- 4. Líneas de fuerza.
- 5. Potencial eléctrico.
  - 5.1 Diferencia de potencial en un campo eléctrico uniforme
  - 5.2 Potencial eléctrico de una carga puntual
- 6. Capacitores.
  - 6.1 Capacitadores en combinaciones en serie y en paralelo

## INTRODUCCIÓN

En el siglo VII A. de C. los antiguos griegos describían la propiedad del ámbar, el cual atraía ciertos cuerpos livianos al ser frotado con lana. Más tarde en el año 1600, a este fenómeno lo estudió Gilbert, y observó que la misma propiedad la adquieren otros cuerpos -como el vidrio- al ser frotado con seda. Hoy los cuerpos que adquieren esta propiedad se los denomina “electrizados”, es decir que están “cargados eléctricamente” o que poseen “carga eléctrica”. En este capítulo de **electrostática** estudiaremos las *propiedades y la acción de las cargas eléctricas en reposo*.



### PARA PENSAR Y REFLEXIONAR

*mayor, y mucho menos ligado al núcleo; este electrón se conoce como electrón de valencia.*

En la Figura 6.1 se muestra el modelo del átomo de litio. El núcleo tiene tres protones, cada uno con una carga igual en magnitud a la de un electrón, pero de signo positivo. Este núcleo está rodeado por tres electrones cargados negativamente, y el sistema completo es eléctricamente neutro. Dos de los electrones se mantienen en órbitas bastante cercanas al núcleo; esos electrones están ligados firmemente al núcleo, y se denominan electrones internos. El tercer electrón está en una órbita con un radio promedio mucho

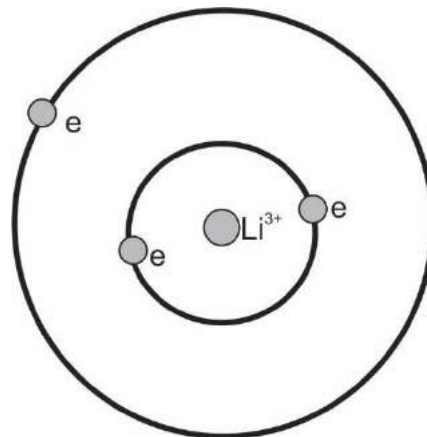


Figura 6.1

Gran cantidad de experimentos han confirmado ciertos atributos fundamentales de la **carga**; la carga está *cuantizada*, *se conserva* y *es invariante*.

Cuando se dice que la carga está cuantizada significa que puede aparecer solamente como *múltiplos enteros de una unidad fundamental* indivisible. Esta unidad es la **carga electrónica e**. Una determinada carga macroscópica *de signo negativo*, simplemente significa que se ha depositado un número excesivo de electrones en el objeto que adquiere esta carga negativa; recíprocamente, *una carga positiva* neta implica una remoción de cierto número finito y entero de electrones de este objeto.

Por **conservación de carga** se entiende que la carga total de un sistema aislado debe permanecer constante. Estudiaremos cómo se pueden producir partículas cargadas mediante el empleo de cierta energía, y también el proceso inverso: aniquilar partículas cargadas mediante el desprendimiento adecuado de energía. Sin embargo, en cada uno de esos procesos se producen o se destruyen iguales cantidades de cargas positivas o de cargas negativas, y la carga total, o neta, permanece constante.



Finalmente, el **concepto de invariancia** se aplica a objetos bajo condiciones relativistas, esto es, a velocidades que se aproximan a la *velocidad de la luz*

$$c = 3.0 \times 10^8 \text{ (m/s)}.$$

Por ejemplo, la *masa inercial* de un objeto depende de su velocidad en el marco de referencia en el que se mide la masa. Sin embargo, la carga es invariante: la carga de un electrón o de un protón o de cualquier otra partícula permanece igual, sin importar la velocidad del movimiento.

Estas tres propiedades fundamentales de la carga -*su naturaleza cuantizada, su conservación y su invariancia*- tienen implicaciones teóricas importantísimas en la física de partículas elementales.

## 1. CONDUCTORES, AISLADORES

Algunos materiales: como el cobre, el aluminio y otros metales, conducen electricidad. Mientras que otro grupo de materiales -que incluyen al vidrio y la mayoría de los plásticos- se usan ampliamente como aisladores eléctricos.

Lo que distingue a estos dos tipos de sustancias con respecto a sus características eléctricas es que en los **conductores**, *los electrones externos, los llamados electrones de valencia*, pueden moverse con relativa libertad en el interior del material, aunque no pueden liberarse fácilmente de él; en contraste con los **aisladores**, hasta los electrones de valencia están firmemente ligados a sus respectivos núcleos.

La descripción exacta de los electrones en los sólidos es un tema sutil, que necesita de la teoría cuántica y de la solución de ecuaciones diferenciales mediante técnicas matemáticas sofisticadas. Sin embargo, la generalización que se expuso, antes es una buena aproximación a la situación real.

### 1.1- CARGA POR CONTACTO E INDUCCIÓN

#### EL ELECTROSCOPIO

La palabra electroscopio está formado de raíces griegas y significa *aparato para detectar cargas eléctricas*. Permite estudiar si un cuerpo (conductor o aislante) posee carga eléctrica. Sus componentes léxicos son: *elektron* (electricidad) y *scopio* (observar)

Está constituido por un anillo con pie que permite a través de un soporte aislante ubicar una placa conductora en posición vertical. Ésta, aloja una placa delgada (conductor móvil) que puede girar sobre su eje horizontal. La placa conductora termina con forma esférica o cilíndrica. (Figura 6.2)

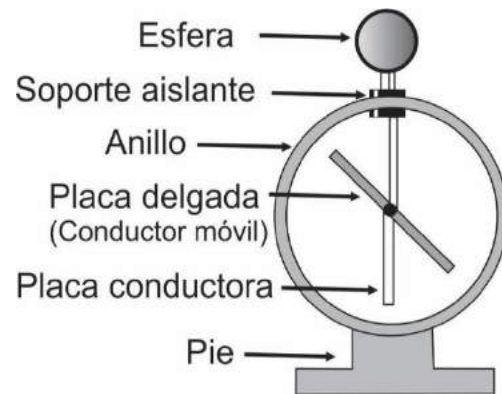


Figura 6.2

Se puede estudiar si un **objeto** (conductor o aislante) está **cargado**, acercándolo a la esfera del *electroscopio*. Si el **objeto** está en **equilibrio electrostático** (objeto descargado o sin cargas) el conductor móvil del *electroscopio* quedará en posición vertical (Figura 6.3.a)

En cambio, si el objeto está cargado, el conductor móvil gira como resultado de la repulsión entre cargas de igual signo (Figura 6.3.b). Supongamos ahora que el objeto está más cargado (dispone del doble de la cantidad de cargas) el conductor móvil gira más, formando un mayor ángulo con respecto a la placa conductora (Figura 6.3.c).



Figura 6.3.a



6.3.b



6.3.c



## IMPORTANTE

**Carga por contacto:** Si sobre la esfera depositamos cargas negativas. Esta se distribuye sobre las placas, y como las cargas de igual signo se repelen, el conductor móvil se separará de la placa conductora, y el ángulo formado dependerá de la cantidad de carga depositada sobre el electroscopio (Figura 6.4).

En la carga por contacto por el conductor se carga con el mismo signo que el objeto que lo carga.



Figura 6.4



## IMPORTANTE

**Carga por inducción:** Al acercar un objeto cargado positivamente a una determinada distancia (sin hacer contacto eléctrico) de la esfera del electroscopio, induce cargas negativas sobre ésta. En la placa conductora se ubicará el equivalente de cargas positivas; el conductor móvil gira como resultado de la repulsión entre cargas de igual signo (**Figura 6.5.a**). La carga neta entre la esfera y la placa conductora debe ser igual a cero. Si se aleja el objeto cargado del *electroscopio*, este volverá a su estado inicial de equilibrio eléctrico (conductor móvil en posición vertical, que demuestra que no hemos cargado al electroscopio).

Considerando, la serie mostrada en la **Figura 6.5.a, b y c**. Si conectamos un alambre a tierra a la placa conductora, ésta alcanzará el equilibrio eléctrico (conductor móvil en posición vertical) **sin mover el objeto cargado positivamente (Figura 6.5.b)**. Si alejamos el objeto cargado positivamente de la esfera las cargas inducidas en esta se redistribuyen en toda la placa. El conductor móvil gira como resultado de la repulsión entre cargas de igual signo (**Figura 6.5.c**).

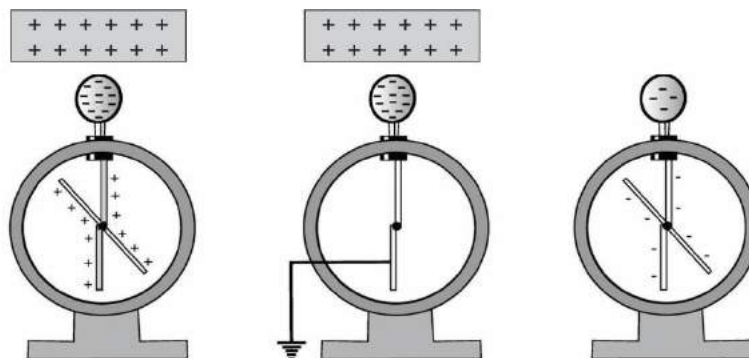


Figura 6.5.a

6.5.b

6.5.c



## RELACIONAR CONCEPTOS

Observemos que cuando un conductor se carga por *inducción*, su carga es de signo opuesto al del objeto que lo carga. También hay que considerar la ventaja de cargar por inducción: al objeto que carga no se le acaba su carga, y el proceso se puede repetir un sinnúmero de veces.

Si observamos a un electroscopio justo antes del contacto real entre el objeto cargado y la esfera, se produce -sobre ésta y la placa conductora- una distribución no uniforme de las cargas (Figura 6.5.a).

Si la distribución de cargas positiva y negativa es igual, y están separadas por cierta distancia, se trata de un *dipolo eléctrico*, o un momento dipolar eléctrico. El dipolo es una *cantidad vectorial*, a diferencia de la carga, que es un escalar. **La fuerza, o magnitud del dipolo, se define como el producto de las cargas separadas por la distancia entre la carga positiva y la negativa. La dirección del dipolo eléctrico se define como la dirección desde la carga negativa hacia la carga positiva.**

En el caso descrito, la presencia del objeto cargado positivamente “induce un dipolo” en la placa conductora del electroscopio. Si el objeto cargado se quita sin tocar el electroscopio, las cargas se distribuyen uniformemente y el dipolo desaparece.

**No todos los dipolos son inducidos.** Muchas *moléculas* llevan un dipolo permanente, no obstante que cada una sea eléctricamente neutra. Por ejemplo, un dipolo molecular sencillo se forma cuando se combinan los átomos de sodio y cloro para integrar una molécula de sal común, NaCl. El átomo de sodio cede uno de sus electrones, el electrón de valencia, que se pasa al átomo de cloro, y como resultado, el átomo de sodio, que ahora es un ion, queda cargado positivamente, y el ion de cloro queda cargado negativamente (Figura 6.6.a).

La molécula polar más común es el agua, su dipolo es muy grande y explica muchas de las propiedades importantes de este líquido, como la de servir de disolvente para una gran cantidad de sustancias químicas (Figura 1.6.b).

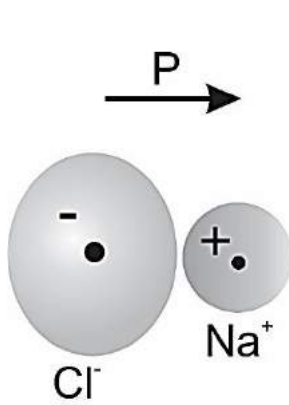
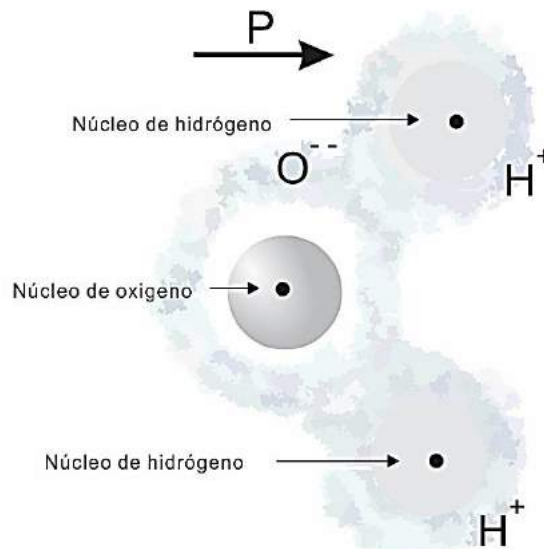


Figura 6.6.a



6.6.b

La formación de un dipolo produce una atracción neta entre un objeto cargado y uno neutro. Si una carga  $+Q$  se acerca a una esfera neutra metálica, los electrones móviles se redistribuirán para que la parte más cercana a la carga  $Q$  tenga una carga negativa, mientras que la parte alejada de  $Q$  tendrá una carga positiva. Aunque la esfera metálica en su totalidad permanezca neutra, este dipolo inducido y la carga  $Q$  se atraerán entre sí, debido a que la parte cargada negativamente de la esfera metálica está más cerca de  $+Q$  que la parte positiva.

Si la carga aislada fuera negativa, en lugar de positiva, la interacción seguirá siendo una atracción. En este caso, el dipolo inducido estaría dirigido en sentido contrario (Figura 6.6.c).

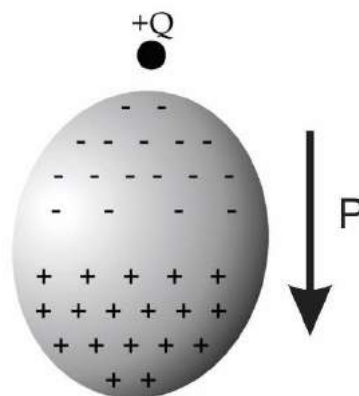


Figura 6.6.c

Se dice que una sustancia está *polarizada* si sus dipolos moleculares están orientados. Los aisladores pueden estar polarizados aun cuando no contengan dipolos moleculares permanentes. En estos materiales, la distribución de carga -atómica o molecular- generalmente es esféricamente simétrica; pero la fuerza electrostática -debido a alguna

carga externa desbalanceada- origina una pequeña distorsión de las órbitas electrónicas y por lo tanto un pequeño dipolo inducido.

Estudiando la dependencia de la polarización, con respecto a la temperatura en una substancia, se puede saber si la polarización se debe al alineamiento de dipolos permanentes, o a dipolos inducidos. Esa información proporciona un conocimiento valioso de la estructura de un material a nivel atómico (Figura 6.6.d).

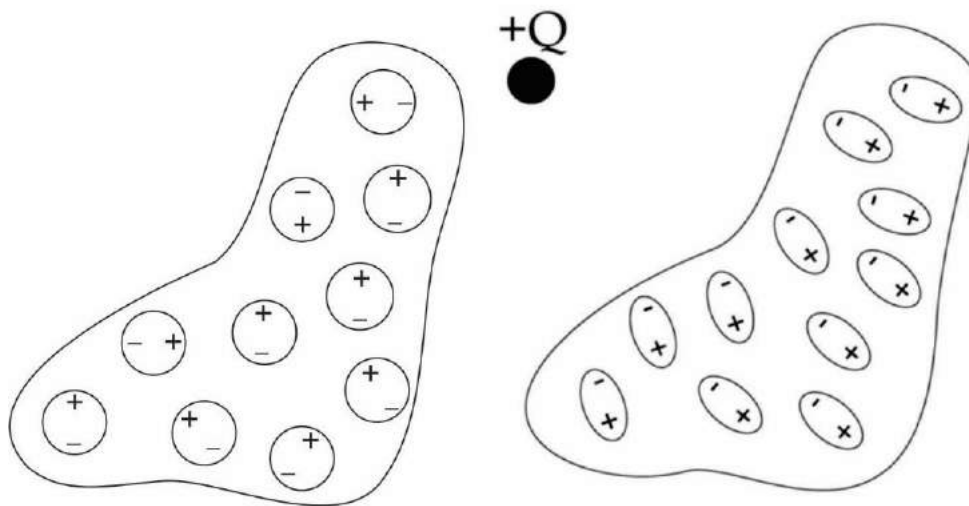


Figura 6.6.d

## 2. LEY DE COULOMB

Entre dos cargas eléctricas, existe una fuerza de atracción o repulsión, según si las cargas son de diferente signo o del mismo signo. La acción recíproca de las cargas se debe a que cada una crea (en el espacio que la rodea) un campo electrostático, y este campo actúa sobre la carga con una fuerza determinada. El físico francés *Charles Coulomb* a finales del siglo XVIII hizo un estudio cuantitativo sobre dichas fuerzas, usando una balanza de torsión semejante a la utilizada por Cavendish para verificar la ley de gravitación universal de Newton. Después de varios experimentos llegó al enunciado denominado ley de Coulomb.

**Nota:** se entiende por cargas puntuales, a los cuerpos cargados cuyas dimensiones son pequeñas en comparación con la distancia entre los mismos.



## IMPORTANTE

De acuerdo con el enunciado de la ley de Coulomb, se comprende que:

$$\|\vec{F}\| = K \frac{|q_1||q_2|}{r^2}$$

La magnitud de la fuerza  $\vec{F}$  es mayor cuanto mayores sean las cargas  $q_1$  o  $q_2$ ; y disminuye cuando la separación ( $r$ ) entre ellas aumenta.

$K$  es una constante de proporcionalidad, cuyo valor depende del medio en el cual se encuentran las cargas, y del sistema de unidades escogido.

La fuerza  $\vec{F}$  de atracción o repulsión entre dos cargas eléctricas puntuales es directamente proporcional al producto de las magnitudes de las cargas ( $q_1$  y  $q_2$ ) e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia ( $r$ ) entre ellas, y dirigida a lo largo de la línea que une a estas cargas (Figura 6.7.1).

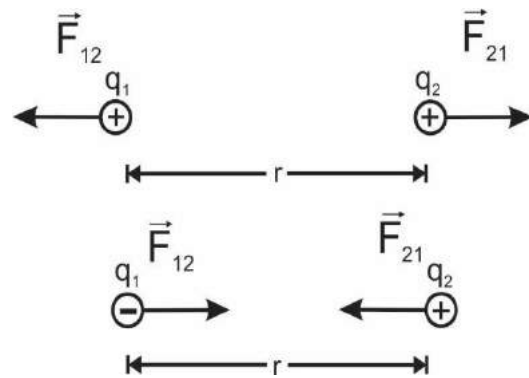


Figura 6.7.1

## 2.1- UNIDADES DE CARGA ELÉCTRICA

La unidad de carga eléctrica en el Sistema internacional (de ahora en adelante S.I.) es el **Coulomb (C)** que se define como *la carga que colocada a un metro de distancia de otra carga igual en el vacío, la repele con una fuerza de  $9 \times 10^9$  Newtons.* (Figura 6.8)

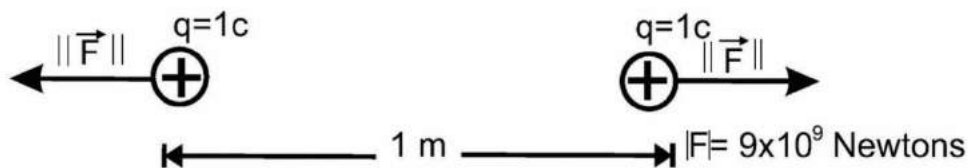


Figura 6.8



## 2.2- UNIDADES DE LA CONSTANTE $K$

Sabiendo que la fuerza de repulsión entre dos cargas idénticas de 1 C situadas en el vacío a una distancia de 1 m es igual a  $9 \times 10^9$  N.

Entonces:

$$[K] = \left[ \frac{F \cdot r^2}{q_1 \cdot q_2} \right] = 9 \times 10^9 \frac{N \cdot m^2}{C^2}$$



### ACTIVIDADES

A continuación les proponemos ejercicios para afianzar lo visto. Al igual que en clases anteriores, cada actividad tiene su respuesta para que puedan auto-evaluarte.

1. ¿Cuántos electrones ( $n^{\circ}e$ ) se deben quitar a un cuerpo para que adquiera una carga de 1C?

Solución:

Como se sabe que:  $e = 1.6 \times 10^{-19} C$ ; entonces establecemos una regla de tres directa:

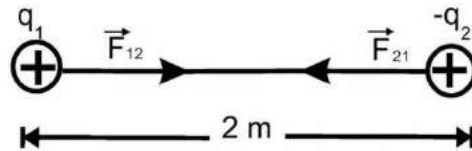
$$1e \longrightarrow 1.6 \times 10^{-19} C$$

$$N^{\circ}e \longrightarrow 1C$$

En donde  $n^{\circ}e = \frac{1e \cdot 1C}{1.6 \times 10^{-19} C} = 6.24 \times 10^{18} e$

o sea:  $1C = 6.24 \times 10^{18} e$

2. Calcular el valor de la fuerza electrostática entre las cargas  $q_1 = 2 \times 10^{-4} C$  y  $q_2 = -0.8 \times 10^{-4} C$  si se encuentran a una distancia de 2 cm.



**Solución:**

Se sabe que:  $q_1 = 2 \times 10^{-4} \text{C}$ ;  $q_2 = -0.8 \times 10^{-4} \text{C}$ ;  $r = 2 \text{ m}$ ;  $K = 9 \times 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}$

De acuerdo con la ley de Coulomb:

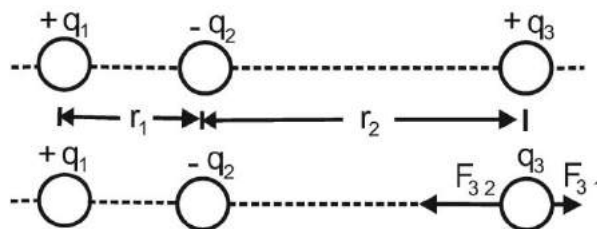
$$F = k \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

$$F = \frac{\left(9 \times 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}\right) \cdot (2 \times 10^{-4} \text{C}) \cdot (-0.8 \times 10^{-4} \text{C})}{(2 \times 10^{-2} \text{m})^2}$$

donde  $F = -3.6 \times 10^5 \text{N}$

El signo menos (-) indica que es una fuerza de atracción.

3. Tres cargas  $q_1$ ,  $q_2$  y  $q_3$  se encuentran sobre una misma recta como indica la figura abajo. Calcular la fuerza electrostática sobre  $q_3$ : si  $q_1 = 3 \times 10^{-7} \text{C}$ ,  $q_2 = -2 \times 10^{-7} \text{C}$ ,  $q_3 = 4 \times 10^{-7} \text{C}$ ,  $r_1 = 0.1 \text{m}$  y  $r_2 = 0.2 \text{m}$ .



**Solución:**

Para la solución de este problema se debe tener en cuenta que cuando una carga está sujeta a la acción de otras cargas, cada una de ellas ejerce su acción sobre la primera, independientemente de las otras cargas. De esta forma, la carga estará sujeta a una fuerza igual a la resultante de las fuerzas que ejercen cada una de las otras cargas.

$F_{31}$  Representa la fuerza que actúa sobre la carga  $q_3$  debido a la carga  $q_1$ ; y  $F_{32}$  la fuerza que actúa sobre la carga  $q_3$  debida a la carga  $-q_2$ .

$F_{31}$  Es una fuerza de repulsión y  $F_{32}$  es de atracción. La fuerza resultante ( $F_r$ ) que actúa sobre  $q_3$  será:

$$\vec{F}_r = \vec{F}_{31} + \vec{F}_{32}$$

Pero  $F_{31} = K \frac{q_3 \cdot q_1}{(r_1 + r_2)^2}$

$$F_{31} = \frac{\left(9 \times 10^9 \frac{N \cdot m^2}{C^2}\right) \cdot (4 \cdot 10^{-7} C) \cdot (3 \times 10^{-7} C)}{(0.3m)^2}$$

$$F_{31} = 1.2 \times 10^{-2} N$$

Ahora,  $F_{32} = K \frac{q_3 \cdot q_2}{(r_2)^2}$

$$F_{32} = \frac{\left(9 \times 10^9 \frac{N \cdot m^2}{C^2}\right) \cdot (4 \cdot 10^{-7} C) \cdot (-2 \times 10^{-7} C)}{(0.2m)^2}$$

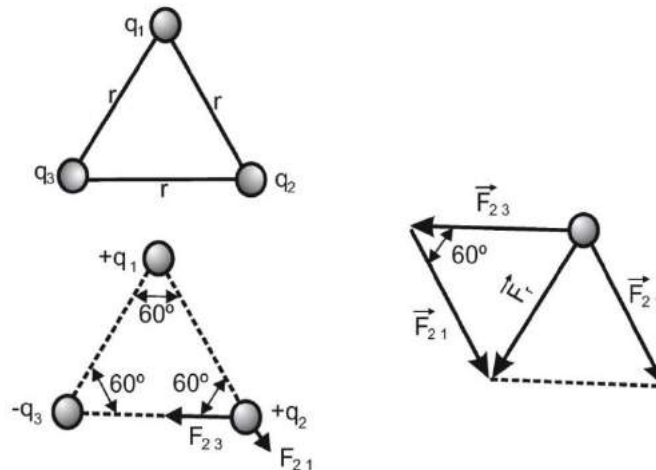
$$F_{32} = -1.8 \times 10^{-2} N$$

$$\vec{F}_r = \vec{F}_{31} + \vec{F}_{32} = 1.2 \times 10^{-2} N + (-1.8 \times 10^{-2} N) \text{ de donde, } F_r = -0.6 \times 10^{-2} N.$$

4. Tres cargas  $q_1$ ,  $q_2$  y  $q_3$  están colocadas en los vértices de un triángulo equilátero. Calcular la fuerza resultante que actúa sobre la carga  $q_2$ ; si  $q_1 = 2 \times 10^{-6} C$ ,  $q_2 = 3 \times 10^{-6} C$ ;  $q_3 = -3 \times 10^{-6} C$  y  $r = 1m$ .

Solución:

La figura muestra las fuerzas  $\vec{F}_{21}$  y  $\vec{F}_{23}$  que actúan sobre la carga  $q_2$  debidas a  $q_1$  y  $q_3$  respectivamente.



La fuerza resultante ( $F_r$ ) que actúa sobre  $q_2$  será:

$$\vec{F}_r = \vec{F}_{21} + \vec{F}_{23}$$

Pero  $F_{21} = K \frac{q_2 \cdot q_1}{r^2}$

$$\vec{F}_{21} = \frac{\left(9 \times 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}\right) \cdot (3 \times 10^{-6} \text{C}) \cdot (-3 \times 10^{-6} \text{C})}{(1 \text{m})^2}$$

De donde  $F_{21} = -81 \times 10^{-3} \text{N}$

Como las fuerzas no se encuentran en la misma línea de acción, la fuerza resultante estará orientada a lo largo de la diagonal del paralelogramo formado por ellas. Su magnitud se obtiene utilizando el teorema del coseno:

$$F_r^2 = (F_{21})^2 + (F_{23})^2 - 2 \cdot (F_{23})(F_{21})\cos 60^\circ$$

Reemplazando se tiene:

$$F_r^2 = (81 \times 10^{-3} \text{N})^2 + (54 \times 10^{-3} \text{N})^2 - 2(81 \times 10^{-3} \text{N})(54 \times 10^{-3} \text{N})\cos 60^\circ$$

De donde  $F_r = 7.14 \times 10^{-2} \text{N}$

$$= 0.0714 \text{N}$$

### 3. CAMPO ELÉCTRICO

Cuando un cuerpo está situado en el campo de gravitación terrestre, se halla sometido a una fuerza (peso del cuerpo) ejercida por dicho campo. De la misma forma, el **campo eléctrico es una región del espacio perturbada por cargas en reposo**. Dicha región ejerce fuerza sobre cualquier carga que a ella se lleve.

*Un campo eléctrico tiene como características importantes la dirección, el sentido y la intensidad.*

- **Dirección y sentido de un campo eléctrico**

La *dirección y sentido* de un campo eléctrico en un punto, se define como la dirección y sentido de la fuerza que se ejerce sobre una carga puntual y positiva (carga de prueba  $q_0$ ) situada en dicho punto.

La Figura 6.9.1 muestra el vector  $\vec{E}$  si la carga  $q$  que genera el campo es positiva.

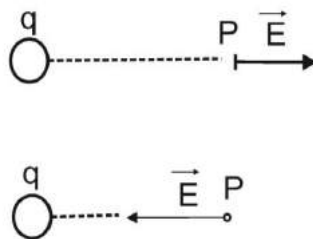


Figura 6.9.1

Si la carga  $q$  que genera el campo es negativa, el vector  $\vec{E}$  apunta hacia la carga.

- **Intensidad del campo eléctrico**

Para comprobar si en una región del espacio existe un campo eléctrico, utilizamos una carga  $q_0$  de prueba. Si en dicha región esta carga experimenta una fuerza ( $\vec{F}$ ), se define el campo eléctrico ( $\vec{E}$ ) en tal punto como:

$$\vec{E} = \frac{\vec{F}}{q_0}$$

La magnitud del vector  $\vec{E}$  se denomina intensidad del campo eléctrico.

$$\|\vec{E}\| = \frac{\|\vec{F}\|}{q_0}$$



## IMPORTANTE

Por definición, la dirección y el sentido de  $E$  son los mismos que los de la fuerza ( $\vec{F}$ ) que actúa sobre la carga de prueba ( $q_0$ ).

La figura muestra al vector campo ( $\vec{E}$ ) apuntando hacia la derecha, debido a que la carga  $q_0$  queda sometida a una fuerza hacia la derecha. Podemos ver que si se conoce el campo eléctrico se puede determinar la fuerza eléctrica sobre una carga.

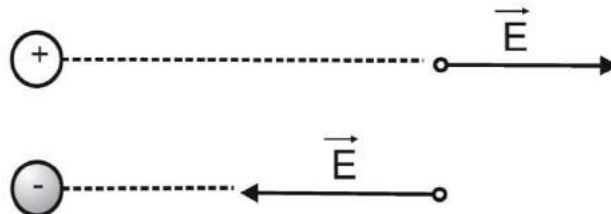


Figura 6.9.2

La Figura 6.9.2 muestra al vector campo ( $\vec{E}$ ) hacia la izquierda, ya que la fuerza ejercida sobre la carga de prueba va dirigida en dicha dirección.

## 3.1- CÁLCULO DEL CAMPO ELÉCTRICO

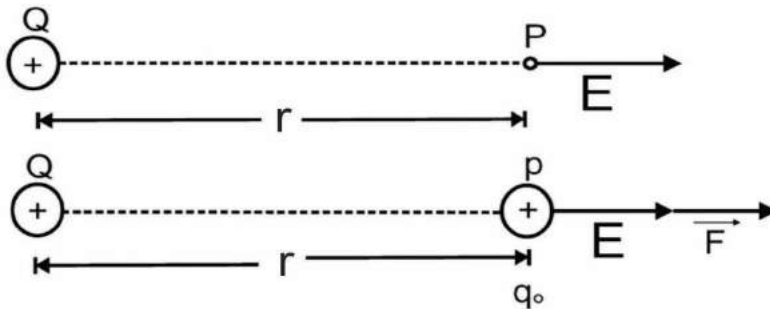
Encontraremos una expresión matemática para *calcular el campo eléctrico* en cada punto. Llamaremos ( $Q$ ) la carga puntual que genera el campo y ( $r$ ) la distancia entre la carga que genera el campo y el punto ( $P$ ) donde se quiere determinar la intensidad del

campo. Si suponemos la carga de prueba ( $q_0$ ) colocada en ( $P$ ) ésta experimentará una fuerza ( $F$ ) dada por:

$$F = K \frac{Q \cdot q_0}{r^2}$$

Se sabe que el valor del campo en  $P$  viene dado por:

$$E = \frac{F}{q_0}$$



Si la fuerza dada en la primera expresión se reemplaza en la segunda se tiene:

$$E = K \frac{Q}{r^2}$$



## IMPORTANTE

La anterior expresión sirve para calcular el campo eléctrico generado por  $Q$  a una distancia  $r$  de ésta. Se puede observar que el campo depende de la carga que lo genera y de la distancia de la carga al punto donde se calcula.

## 3.2- UNIDADES DE CAMPO ELÉCTRICO

Sistema internacional (S.I.)

De acuerdo con la expresión  $\vec{E} = \frac{\vec{F}}{q}$

$$[E] = \frac{1\text{Newton}}{1\text{Coulomb}} = \frac{1N}{1C} = 1 \frac{N}{C}$$

- **Campo eléctrico generado por varias cargas**

Cuando el campo en un punto ( $P$ ) es generado por varias cargas puntuales  $Q_1, Q_2, Q_3 \dots Q_n$  se determinarán los vectores  $\vec{E}_1, \vec{E}_2, \vec{E}_3 \dots \vec{E}_n$ , en dicho punto y luego se suman vectorialmente (Figura 6.9.3). El campo resultante ( $\vec{E}_r$ ) será:

$$\vec{E}_r = \vec{E}_1 + \vec{E}_2 + \vec{E}_3 + \dots + \vec{E}_n$$

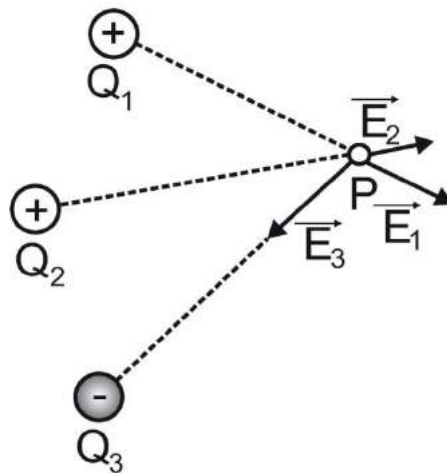


Figura 6.9.3

## 4. LÍNEAS DE FUERZA

Una forma de representar el campo electrostático en forma gráfica es mediante las *líneas de fuerza*. Una línea de fuerza es una línea que se traza en un campo eléctrico tangente al vector campo en cualquier punto. El campo más intenso, es aquel donde las líneas de fuerza están más próximas; y el más débil, donde están más separadas.

La Figura 6.10.a muestra las líneas de fuerza del campo de una carga puntual positiva. Si la carga puntual es negativa, las líneas de fuerza cambian de sentido (Figura 6.10.b).

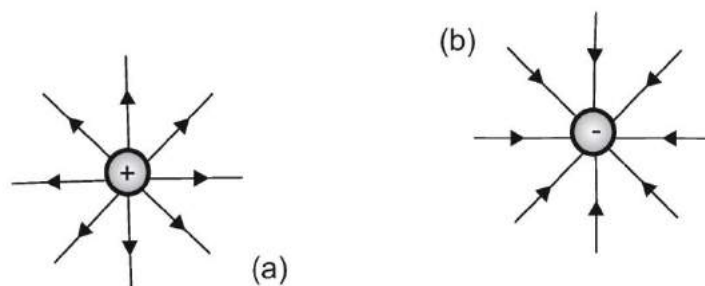


Figura 6.10.a – 6.10.b



Se puede observar que las líneas de campo de la carga positiva divergen a partir de la carga, y en la carga negativa convergen hacia ella. A medida que nos alejamos de las cargas, la intensidad de campo va disminuyendo puesto que las líneas se van separando cada vez más. En Figura 6.10.c se representan las líneas de fuerza del campo generado por dos cargas puntuales de igual magnitud y de signos contrarios.

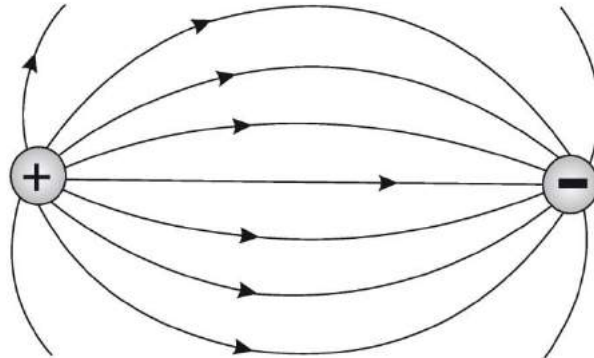


Figura 6.10.c

- **Campo uniforme**

Un campo uniforme es aquel en el cual el vector  $\vec{E}$  en cualquier punto tiene la misma magnitud, dirección y sentido. Se puede obtener un campo uniforme al cargar dos placas planas paralelas con cargas iguales y contrarias y colocarlas a una distancia muy pequeña una de otra.

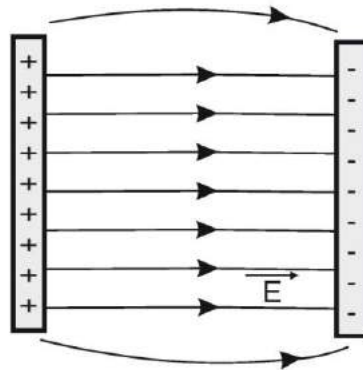


Figura 6.10.d



## IMPORTANTE

Las líneas de fuerza se caracterizan porque nunca se cortan entre sí y además se inician en cargas positivas y llegan a cargas negativas.



## ACTIVIDADES

1. En un punto **P** del espacio, existe un campo eléctrico **E** vertical, de  $2 \times 10^4$  N/C dirigido hacia arriba.

a). Si una carga de prueba positiva de  $10^{-6}$  C, se coloca en **P**, ¿Cuál será el valor de la fuerza eléctrica que actúa sobre ella?

b) ¿En qué sentido se moverá la carga de prueba?

Solución:

a). Se sabe que:  $E = 2 \times 10^4 \frac{\text{N}}{\text{C}}$  y  $q_0 = 10^{-6} \text{C}$

La fuerza eléctrica que actúa sobre la carga de prueba es:

$$F = q_0 E = 10^{-6} \text{C} \cdot 2 \times 10^4 \frac{\text{N}}{\text{C}}$$

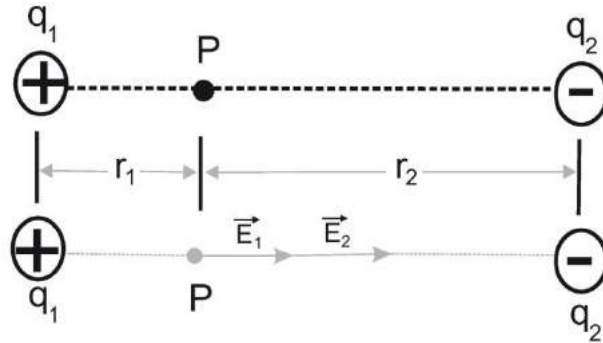
O sea,  $F = 2 \times 10^{-2} \text{N}$

b). La carga de prueba se moverá en el mismo sentido de **E**, ya que la dirección y el sentido de **E** son los mismos que los de la fuerza que actúa sobre la carga de prueba.



2. En la Figura la carga  $q_1 = 5 \times 10^{-6} \text{C}$ ;  $q_2 = -2.5 \times 10^{-6} \text{C}$   $r_1 = 0.1 \text{m}$  y  $r_2 = 0.2 \text{m}$ . Calcular el campo resultante en el punto P.

Solución:



La figura muestra los vectores  $\vec{E}_1$  y  $\vec{E}_2$  que representan a los campos producidos por  $q_1$  y  $q_2$  respectivamente. Estos vectores llevan la misma dirección de la fuerza que actúa sobre una carga de prueba colocada en **P**.

En el punto **P** el campo resultante será:

- $\vec{E}_r = \vec{E}_1 + \vec{E}_2$  actúan sobre la misma línea de acción la magnitud de  $\vec{E}_r$  será:
- $\vec{E}_r = \vec{E}_1 + \vec{E}_2$ , pero  $E_1 = K \frac{q_1}{r_1^2} =$

$$E_1 = 9 \times 10^9 \frac{N \cdot m^2}{C^2} \cdot \frac{5 \times 10^{-6} C}{(0.1 m)^2} = 4.5 \times 10^6 \frac{N}{C}$$

$$y \ E_2 = K \frac{q_2}{r_2^2} = 9 \times 10^9 \frac{N \cdot m^2}{C^2} \cdot \frac{2.5 \times 10^{-6} C}{(0.2 m)^2}$$

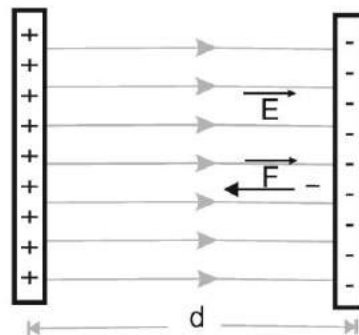
$$E_2 = 0.562 \times 10^6 \frac{N}{C}$$

$$E_r = E_1 + E_2 = 4.5 \times 10^6 \frac{N}{C} + 0.562 \times 10^6 \frac{N}{C}$$

$$\text{Entonces } E_r = 5.06 \times 10^6 \frac{N}{C}$$

3. El campo eléctrico entre dos placas paralelas vale  $E = 1.5 \times 10^6 \frac{N}{C}$ . La distancia entre ellas es de  $8 \times 10^{-3} m$ . Si un electrón parte del reposo de la placa negativa hacia la positiva (Ver Figura). Calcular:

- La aceleración del electrón.
- La velocidad del electrón al llegar a la placa positiva.



Solución:

a). Se sabe que:  $E = 1.5 \times 10^6 \frac{\text{N}}{\text{C}}$

$m_e = 9.1 \times 10^{-31} \text{Kg}$  (Masa del electrón)

$d = 8 \times 10^{-3} \text{m}$

$q_e = 1.6 \times 10^{-19} \text{C}$  (Carga del electrón)

Como la carga del electrón es negativa queda sometida a una fuerza **F** hacia la izquierda.

Como el campo es uniforme la fuerza **F** es constante y tiene valor de:

$$F = q_e \cdot E = 1.6 \times 10^{-19} \text{C} \cdot 1.5 \times 10^6 \frac{\text{N}}{\text{C}}$$

$$F = 2.4 \times 10^{-13} \text{N}$$

La fuerza F produce una aceleración (a) constante igual a:

$$a = \frac{F}{m} = \frac{2.4 \times 10^{-13} \text{N}}{9.1 \times 10^{-31} \text{Kg}} = 2.63 \times 10^{17} \text{ m/s}^2$$

b). Al llegar a la placa positiva, el electrón recorre una distancia de  $8 \times 10^{-3} \text{m}$ . Entonces su velocidad será:

$$v_f = \sqrt{v_0^2 + 2ad}$$

$$= \sqrt{0 + 2(2.63 \times 10^{17} \text{ m/s}^2) \cdot (8 \times 10^{-3} \text{m})}$$

De donde  $v_f = 6.48 \times 10^7 \text{ m/s}$

## 5. POTENCIAL ELÉCTRICO

A continuación estudiaremos el trabajo que debe realizar la fuerza ejercida por un campo eléctrico para llevar una carga desde un punto a otro dentro del campo.

- **Diferencia de potencial**

Cuando se coloca una carga eléctrica (+q) dentro de un campo eléctrico, ésta experimentará una fuerza (**F**) ejercida por el campo que hará que se desplace de un punto a otro dentro de éste. La fuerza eléctrica realizará un trabajo sobre la carga **q**, para transportar la carga desde el punto **A** hasta el punto **B** (Figura 6.12).

Se define la diferencia de potencial ( $V_A - V_B$  ó **V**) como: *el trabajo que realiza el campo eléctrico por unidad de carga que se desplaza A y B.*

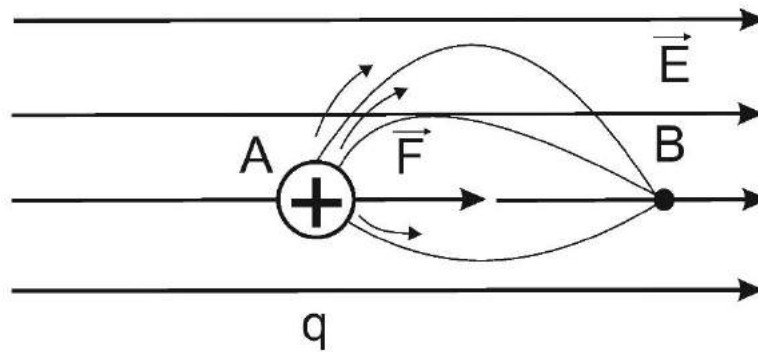


Figura 6.12

El trabajo para llevar la carga de **A** a **B** no depende de la trayectoria.

En símbolos se tiene:  $V = V_A - V_B = \frac{T_{AB}}{q}$

La diferencia de potencial o voltaje es una cantidad escalar debido a que el trabajo ( $T_{AB}$ ) y la carga ( $q$ ) son magnitudes escalares.

Se puede observar que la diferencia de potencial depende sólo de los puntos A y B, ya que el trabajo realizado por la fuerza eléctrica al trasladar la carga, no depende de la trayectoria de desplazamiento de ésta.

- **Unidades de diferencia de potencial**

Sistema internacional (S.I.)

De acuerdo con la definición

$$[V] = \frac{[T]}{[q]} = \frac{1 \text{ joule}}{1 \text{ coulomb}} = \frac{1J}{1C} = 1 \text{ Voltio} = 1V$$

La diferencia de potencial de 1 voltio entre dos puntos, indica que el campo realiza un trabajo de *1 julio* sobre cada coulomb que se desplaza entre los dos puntos.

## 5.1 DIFERENCIA DE POTENCIAL EN UN CAMPO ELÉCTRICO UNIFORME

Para encontrar la diferencia de potencial entre dos puntos, basta con determinar el trabajo que puede realizar el campo sobre la carga de prueba, cuando se desplaza entre los dos puntos.

El trabajo que realiza el campo para llevar la carga  $+q$  y  $x$  es la distancia entre **A** y **B** (Figura 6.13).

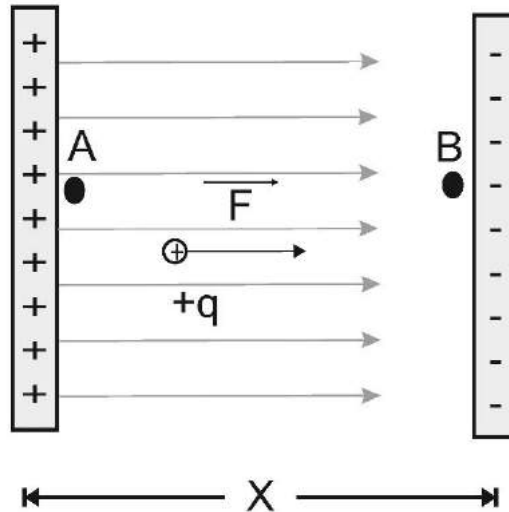


Figura 6.13

La magnitud de la fuerza ( $F$ ) ejercida por el campo es:  $F = qE$ . El trabajo  $T_{AB}$  está dado por:

$$T_{AB} = q \cdot E \cdot x$$

La diferencia de potencial entre las placas será:

$$V_A - V_B = \frac{T_{AB}}{q}, V_A - V_B = \frac{q \cdot E \cdot x}{q}$$

De donde  $V_A - V_B = E \cdot x$

La diferencia de potencial entre **A** y **B** depende de la intensidad del campo ( $E$ ) y de la distancia ( $x$ ) entre las placas.

## 5.2- POTENCIAL ELÉCTRICO DE UNA CARGA PUNTUAL

Consideremos dos puntos **A** y **B** dentro del campo que genera una carga puntual  $Q$ . El trabajo que realiza el campo para llevar una carga  $q$  desde **A** hasta **B** (Figura 6.14) es igual a:

$$T_{AB} = F_m \cdot (r_B - r_A)$$

Donde  $F_m$  es la fuerza de repulsión tomada en un punto medio ( $r_m$ ) debido a que esta fuerza varía mientras la carga ( $q$ ) se desplaza de **A** a **B**.

Su magnitud viene dada por:

$$F_m = K \frac{Q \cdot q}{r_m^2}$$

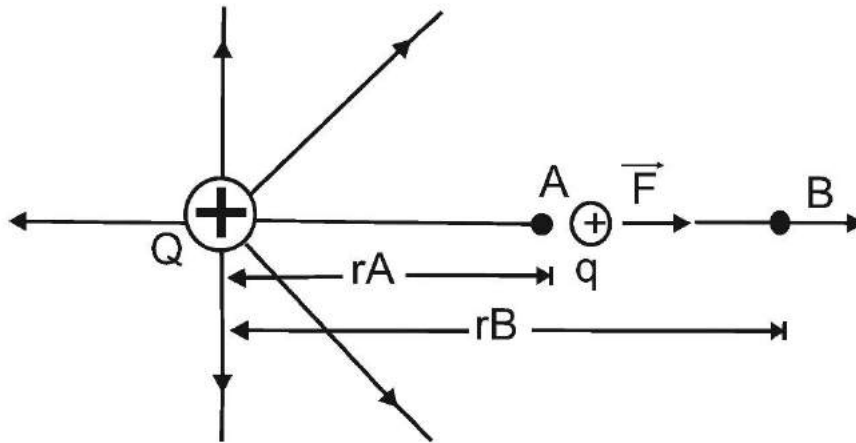


Figura 6.14

$r_A$  y  $r_B$  representan las distancias de **A** y **B** a la carga **Q**. De este modo el trabajo está dado por:

$$T_{AB} = K \frac{Q \cdot q}{r_m^2} \cdot (r_B - r_A)$$

Si  $r_A$  y  $r_B$  se diferencian poco entre sí; o sea, que la distancia entre **A** y **B** es muy pequeña se puede considerar que:  $r_m^2 = r_A \cdot r_B$

$$T_{AB} = K \frac{Q \cdot q}{r_A r_B} (r_B - r_A) = KQq \left( \frac{1}{r_A} - \frac{1}{r_B} \right)$$

De esta forma la diferencia de potencial entre **A** y **B** será:

$$V_A - V_B = \frac{T_{AB}}{q} = \frac{KQq \left( \frac{1}{r_A} - \frac{1}{r_B} \right)}{q}$$

$V_A - V_B = KQ \left( \frac{1}{r_A} - \frac{1}{r_B} \right)$ . Esta expresión se podrá utilizar para calcular la diferencia de potencial entre el punto **A** y un punto **B** que se encuentra en el infinito. Haciendo  $r_B = \infty$  y  $V_B = V_\infty = 0$  se obtiene:

$V_A = K \frac{Q}{r_A}$  Que representa el potencial del punto **A** con relación al infinito. En general, para un punto (**P**) situado a una distancia (**r**) de una carga puntual positiva (**Q**), el potencial relativo a un nivel en el **infinito** o **potencial absoluto** está dado por la expresión:  $V = K \frac{Q}{r}$  Si la carga **Q** es negativa, el potencial en **P** es dado por un número negativo.



• **POTENCIAL EN UN PUNTO, DEBIDO A VARIAS CARGAS PUNTUALES**

Como el potencial es una cantidad escalar, el valor de  $V$  en un punto ( $P$ ) estará dado por la suma algebraica de los potenciales debidos a cada carga. Así, pues, si los potenciales de las cargas  $q_1, q_2, q_3 \dots q_n$  en el punto  $P$  son  $V_1, V_2, V_3 \dots V_n$  respectivamente, el potencial total en el punto  $P$  será igual a la suma algebraica:

$$V = V_1 + V_2 + V_3 + \dots V_n$$

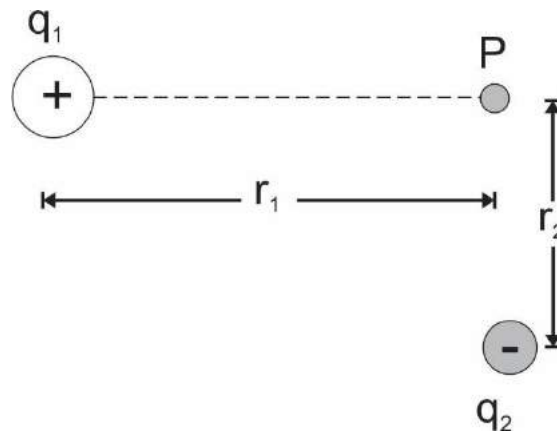
 **ACTIVIDADES**

*¿Afianzamos más conceptos?*

1. Determinar el potencial en el punto  $P$  debido a la configuración de cargas puntuales mostradas en la figura, si

$$q_1 = 2 \times 10^{-6} \text{C}; q_2 = -1.5 \times 10^{-6} \text{C},$$

$$r_1 = 0.08 \text{m} \text{ y } r_2 = 0.05 \text{m}$$



Solución:

La carga  $q_1$  genera, en  $P$ , un potencial:

$$V_1 = K \frac{q_1}{r_1} = \left( 9 \times 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \right) \cdot \frac{(2 \times 10^{-6} \text{C})}{0.08 \text{m}}, V_1 = 2.25 \times 10^5 \text{V}$$

El potencial de  $P_1$  debido a  $q_2$  es:

$$V_2 = K \frac{q_2}{r_2} = \left( 9 \times 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \right) \cdot \frac{(-1.5 \times 10^{-6} \text{C})}{0.05 \text{m}}, V_2 = -2.7 \times 10^5 \text{V}$$

Luego el potencial de **P** es:

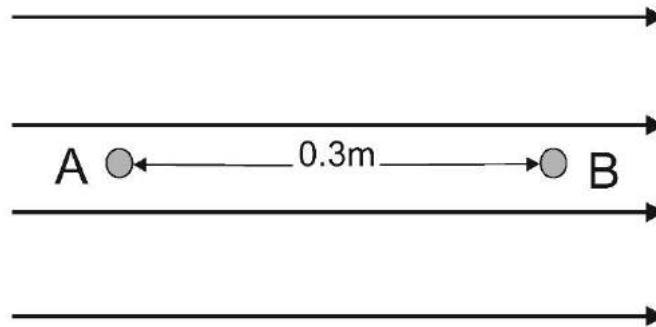
$$V_p = V_1 + V_2 = 2.25 \times 10^5 \text{V} + (-2.7 \times 10^5 \text{V})$$

De donde  $V_p = -4.5 \times 10^4 \text{V}$

6. Un campo eléctrico homogéneo tiene una intensidad  $E = 60 \text{ N/C}$ .

Determinar:

- El trabajo requerido para llevar una carga  $q = +2 \times 10^{-6} \text{C}$  de **A** y **B**.
- La diferencia de potencial entre **A** y **B**.



Solución:

- La fuerza que ejerce el campo para llevar la carga de **A** a **B** es:

$$F = q \cdot E$$

El trabajo será entonces:

$$T_{AB} = q \cdot E \cdot x = 2 \times 10^{-6} \text{C} \cdot 60 \text{ N/C} \cdot 0.3 \text{m}$$

O sea,  $T_{AB} = 3.6 \times 10^{-5} \text{J}$

- La diferencia de potencial es:

$V_A - V_B = E \cdot x = 60 \text{ N/C} \cdot 0.3 \text{m}$ , o sea

$$V_A - V_B = 18 \text{V}$$

## 6. CAPACITORES

El capacitor más sencillo, consiste de dos placas metálicas planas y paralelas, separadas por una corta distancia  $x$ . La región entre las placas puede ser el vacío (o el aire, que tiene prácticamente las mismas propiedades eléctricas) u otro material no conductor como aceite, vidrio o mica. Supongamos que se toma un capacitor de aire, descargado en sus placas, y se conecta con una batería, como se muestra en la Figura 6.15. Antes de cerrar el interruptor, las dos placas del capacitor están al mismo potencial, y la región entre ellas está libre de campo eléctrico. Si se cierra el interruptor  $S$ , la diferencia de potencial entre las dos placas, que llamaremos  $V$ , será igual al potencial que está entre las terminales de dicha batería.

Si hay una diferencia de potencial  $V$  entre las placas  $A$  y  $B$ , debe haber un campo eléctrico  $E$  en la región entre las placas. En la sección 6.13 se comentó que la magnitud del campo entre dos superficies paralelas equipotenciales es:

$$E = \frac{V}{x}$$

6.1

Donde  $V$  es la diferencia de potencial entre las superficies y  $x$  es su separación.

Las líneas de campo eléctrico entre las dos placas son perpendiculares a dichas placas (Figura 6.15) y su densidad es uniforme. Esas líneas de campo deben originarse en cargas positivas y terminar en cargas negativas. Por consiguiente; la existencia de un voltaje  $V$  y de un campo  $E$ , indican la presencia de una carga positiva  $+Q$  en la superficie de la placa  $A$ , y una carga negativa igual a  $-Q$  en la superficie de la placa  $B$ . *La magnitud de esas cargas es proporcional a la densidad de las líneas de campo, esto es, a la intensidad del campo  $E$ ; por tanto. Pero como  $V = Ex$ , la carga  $Q$  también debe ser proporcional a la diferencia de potencial  $V$ .*

Definición: La capacitancia  $C$  es la constante de proporcionalidad que relaciona  $Q$  con  $V$ :

$$Q = CV$$

o bien

$$C = \frac{Q}{V} \quad 6.2$$

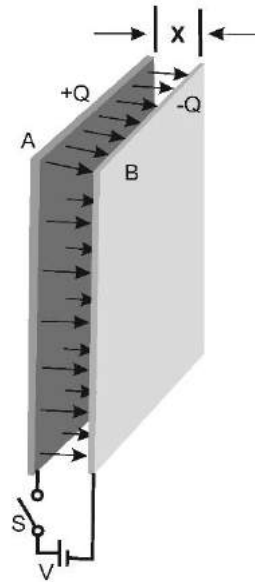


Figura 6.15

En la ecuación 2.2  $V$  es el voltaje a través del capacitor, y  $Q$  es la carga de una placa (no la carga neta de las dos placas, que sería cero en el caso que estamos considerando). La unidad de capacitancia, el coulomb por volt, se llama *farad* ( $F$ ), en honor del científico inglés *Michael Faraday* (1791 - 1867), quien introdujo el concepto de capacitancia e hizo otras numerosas contribuciones a la electricidad y el magnetismo. Sabemos que un *coulomb* es una cantidad muy grande de carga, según los estándares de laboratorio. Como un capacitor de  $1 F$  acumula una carga de  $1 C$  cuando se tiene tan sólo un volt a través de las placas, no nos sorprende que los capacitores típicos de laboratorio tengan capacitancias que van entre fracciones de picofaradio ( $1 pF = 10^{-12} F$ ), y unos pocos miles de microfaradios ( $1 \mu F = 10^{-6} F$ ) para las unidades relativamente grandes.

Se puede demostrar que:

$$\epsilon_0 EA = Q \quad 6.3$$

Siendo  $A$  el área de la placa del capacitor. Usando la definición, la ecuación 6.2 y la ecuación 6.1 se obtiene ahora

$$C = \frac{Q}{V} = \frac{Q}{Ed} = \epsilon_0 \frac{A}{d} \quad 6.4$$

Siendo  $\epsilon_0 = 8.85 \times 10^{-12} F/m$  permitividad del espacio vacío.

Observemos que  $C$  es proporcional al área  $A$  e inversamente proporcional a la separación  $d$ . Esas dependencias tienen lógica. Si el voltaje  $V$  y la separación  $d$  se mantienen constantes,  $E$  queda fijo. La carga total  $Q$  es entonces proporcional al área  $A$  y por tanto,  $C = Q/V$  también debe ser proporcional a  $A$ . Si, por otro lado, el área  $A$  y la carga  $Q$  se mantienen constantes, de nuevo  $E$  queda determinado de acuerdo a la *ley de Gauss*; el voltaje  $V$  entonces es proporcional a la separación  $d$ , y por consiguiente  $C = Q/V$  es inversamente proporcional a  $d$ . Se concluye que para alcanzar una gran capacitancia el área de la placa se debe hacer tan grande como sea posible y reducir la separación de las placas al mínimo compatible con las condiciones mecánicas y eléctricas.

## 6.1- CAPACITORES EN COMBINACIONES EN SERIE Y EN PARALELO

Se dice que dos o más capacitores están conectados:

- **en serie** si el voltaje total a través de la combinación es la suma algebraica de la diferencia de potencial a través de los capacitores individuales de la combinación. En la Figura 6.16.1 se muestran tres capacitores conectados en serie.
- **en paralelo** si sus placas están conectadas a modo de formar un par de superficies equipotenciales. En la Figura 6.16.2 se muestra una combinación de tres capacitores en paralelo.

En las combinaciones en paralelo, la diferencia de potencial es igual a través de la combinación, que a través de cada uno de los capacitores.

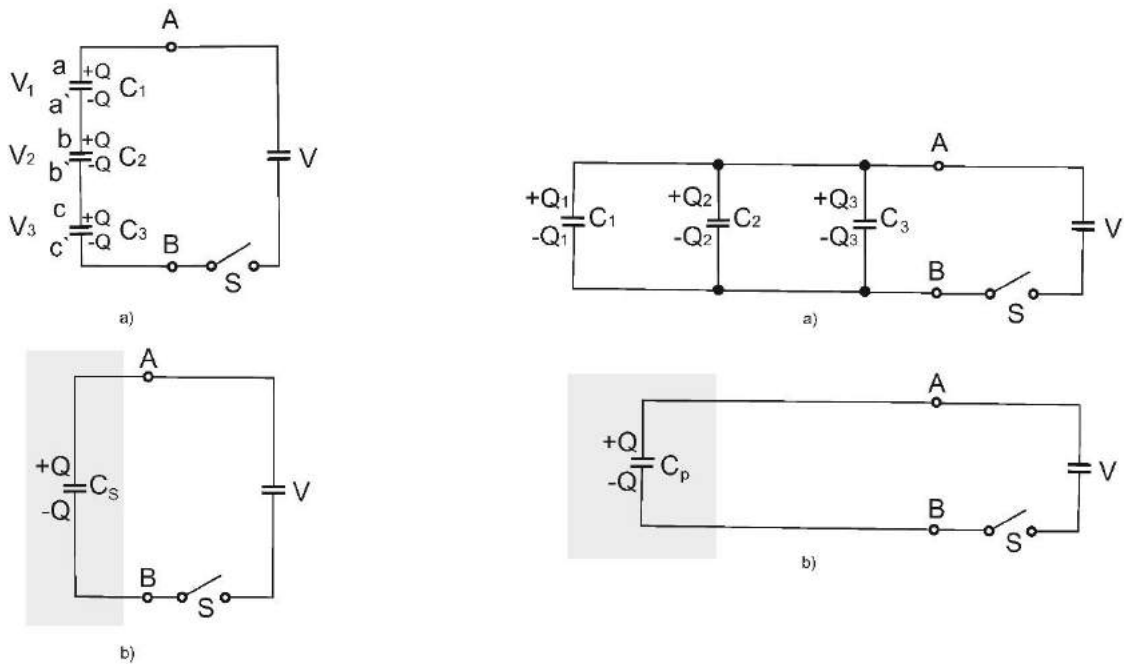


Figura 6.16.1 a) Combinación de tres capacitores en serie. b) Capacitancia equivalente de esta combinación.

Figura 6.16.2 a) Combinación de tres capacitores en paralelo. b) Capacitancia equivalente de esta combinación.

Para cualquier combinación de capacitores, siempre es posible encontrar una *capacitancia equivalente*, esto es, un capacitor único de capacitancia adecuada para que la relación de voltaje contra carga en las terminales de la combinación sea la misma que la relación de voltaje contra carga del capacitor equivalente. El capacitor equivalente responde a un voltaje aplicado como lo hace la combinación, y acumula la misma energía para una diferencia de potencial determinada que la combinación. Como es mucho mejor utilizar un elemento sencillo en los cálculos que varias capacitancias de diferentes valores, hay que saber cómo reducir las combinaciones en serie o en paralelo a sus equivalentes.

En la figura 6.16.2.a, las placas conectadas a la terminal positiva de la batería se conectan entre sí; las placas conectadas a la terminal negativa de la batería también están conectadas entre sí. Entonces:

$$V_1 = V_2 = V_3 = V$$

La carga en cada capacitor se determina por la ecuación 6.2:

$$Q_1 = C_1 V$$

$$Q_2 = C_2 V$$

$$Q_3 = C_3 V$$

Si se quiere reemplazar esos tres capacitores por un capacitor único que almacene la misma carga total  $Q = Q_1 + Q_2 + Q_3$  cuando el potencial entre las terminales es  $V$ , la capacitancia de ese capacitor debe ser:

$$C_p = \frac{Q}{V} = \frac{Q_1 + Q_2 + Q_3}{V} = C_1 + C_2 + C_3$$

En general, para una combinación de  $N$  capacitores conectados en paralelo

$$C_p = \sum_{i=1}^N C_i$$

6.5

A continuación analizaremos la combinación en serie. Suponemos que los tres capacitores de la Figura 6.16.1.a inicialmente están descargados, de modo que el voltaje a través de cada uno de ellos, así como a través de la combinación, es cero antes de cerrar el interruptor  $S$ . De nuevo, queremos determinar cuál capacitor único podría conectarse entre las terminales  $A$  y  $B$  de la Figura 6.16.1.b, para que el acumulador suministre la misma carga a este capacitor equivalente que cuando la suministra a la combinación en serie de la Figura 6.16.1.a.

Supongamos que la batería deposita una carga  $+Q$  sobre la placa  $a$  del capacitor  $C_1$  después de cerrar el interruptor. Esta carga inducirá otra igual, pero opuesta  $-Q$  en la placa  $a'$  de  $C_1$ . Sin embargo, como la carga total de cualquier superficie eléctricamente aislada debe permanecer constante, la carga total sobre la superficie equipotencial que comprende a la placa  $a'$  de  $C_1$  y la placa  $b$  de  $C_2$  debe ser cero. Por consiguiente, debe aparecer una carga positiva  $+Q$  en la placa  $b$  de  $C_2$ . Siguiendo el mismo razonamiento, vemos que la carga en el capacitor  $C_3$  también debe ser  $Q$ .

Así, la condición que debe satisfacerse por la combinación en serie es

$$Q_1 = Q_2 = Q_3 = Q$$

El voltaje total entre las terminales de A y B es:

$$V = V_1 + V_2 + V_3 = \frac{Q_1}{C_1} + \frac{Q_2}{C_2} + \frac{Q_3}{C_3} = \frac{Q}{C_1} + \frac{Q}{C_2} + \frac{Q}{C_3} = \frac{Q}{C_s}$$

El capacitor único que almacenaría una carga  $Q$  cuando se aplicara una diferencia de potencial  $V$  entre sus placas, debe cumplir con la condición:

$$\frac{1}{C_s} = \frac{1}{C_1} + \frac{1}{C_2} + \frac{1}{C_3}$$

En general, para N capacitores combinados en serie, la capacitancia equivalente  $C_s$  se determina por

$$\frac{1}{C_s} = \sum_{i=1}^N \frac{1}{C_i}$$

En este caso, aunque la carga en cada uno de los capacitores en serie es la misma, sin importar el valor de la capacitancia, el voltaje total se divide entre los componentes en serie en proporción *inversa* a sus capacitancias; el voltaje mayor aparece a través del capacitor con la menor capacitancia.



## ACTIVIDAD INDIVIDUAL

*Compartimos una serie de problemas, con sus respectivas respuestas para que veamos la aplicación de los conceptos que venimos trabajando.*

1. Un capacitor de placas paralelas se construye con dos hojas metálicas de 7 x15 m, separadas por una capa de aire de 0.50 cm de espesor. ¿Cuál es la capacitancia de ese sistema y qué voltaje debe aplicarse para que el capacitor adquiera una carga de 0.010C?

Solución:

Observe que las placas metálicas aproximadamente son del tamaño de un salón de clase para 30 a 40 estudiantes.

$$C = \frac{\epsilon_0 A}{D}$$

$$= \frac{(8.85 \times 10^{-12} \text{ F/m})(7.0 \text{ m})(15.0 \text{ m})}{5.0 \times 10^{-3} \text{ m}} = 1.86 \times 10^{-7} \text{ F} \approx 0.2 \mu\text{F}$$

Para adquirir una carga de 0.010 C hay que aplicar un voltaje de

$$V = \frac{Q}{C} = \frac{10^{-2} \text{ C}}{2 \times 10^{-7} \text{ F}} = 50000 \text{ V}$$

El campo eléctrico entre las placas sería entonces  $10^7 \text{ V/m}$ , que rebasa el valor al cual comienza el arqueo en el aire. En otras palabras, este capacitor no puede mantener una carga de 0.010C.

2. El interruptor S al principio está abierto y el capacitor de  $0.8 \mu\text{F}$  tiene una carga de  $240 \mu\text{C}$ ; el capacitor de  $4.0 \mu\text{F}$  está descargado. Encontrar la carga en cada capacitor después de cerrar el interruptor S.

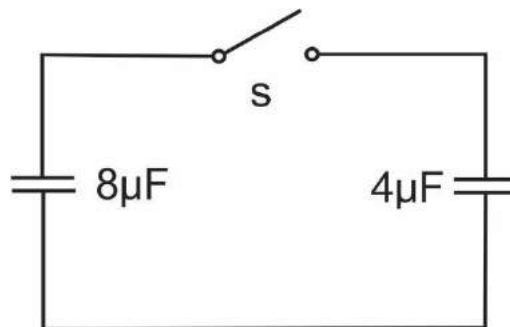
Solución:

Después de cerrar el interruptor S, los dos capacitores están conectados en paralelo. Como al cerrar el interruptor no cambia la carga total en el sistema, esta carga se distribuirá de modo que el voltaje de cada uno de los dos capacitores sea el mismo.

La capacitancia de la combinación en paralelo de  $0.8 \mu\text{F}$  y de  $4.0 \mu\text{F}$  es de  $12.0 \mu\text{F}$ . Como la carga total en ese capacitor de  $12.0 \mu\text{F}$  es de  $240 \mu\text{C}$ , el voltaje a través de esa combinación es



$$V = \frac{Q}{C} = \frac{240\mu C}{12.0\mu F} = 20V$$



Entonces la carga en el capacitor de  $8.0\mu F$  será

$$Q_8 = (20V)(8.0\mu F) = 160\mu C$$

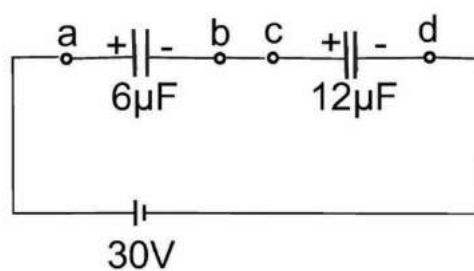
Y la carga en el capacitor de  $4.0\mu F$  será

$$Q_4 = (20V)(4.0\mu F) = 80\mu C$$

3. Un capacitor de  $12.0\mu F$  y otro de  $6.0\mu F$  se conectan en serie con las terminales de una batería de  $30V$ . Determinar la capacitancia equivalente de esa combinación en serie, la carga en cada capacitor y el voltaje en cada uno de los capacitores.

Solución:

La capacitancia equivalente de la combinación en serie se determina por la ecuación 6.6, siendo  $N = 2$ , es decir:



$$\frac{1}{C_s} = \frac{1}{C_1} + \frac{1}{C_2} = \frac{1}{12.0\mu F} + \frac{1}{6.0\mu F} = \frac{1}{4.0\mu F}$$

La capacitancia equivalente de esta combinación en serie de  $12.0\mu F$  y  $6.0\mu F$  es un capacitor de  $4.0\mu F$ .

La carga que se depositaría en este capacitor equivalente mediante la batería de  $30V$  se determina por la ecuación 6.2.

$$Q = CV = (4.0 \times 10^{-6} F)(30V) = 120\mu C$$

Esta es también la carga que fluye en cada uno de los capacitores en serie; los voltajes correspondientes son entonces

$$V_{12} = \frac{120\mu\text{C}}{12.0\mu\text{F}} = 10\text{V}$$

$$V_6 = \frac{120\mu\text{C}}{6.0\mu\text{F}} = 20\text{V}$$

Observen que el voltaje total a través de la combinación se divide en proporción inversa a la capacitancia; esto es, para la combinación de dos capacitores en serie

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2}{C_1}$$

## A modo de cierre

*Estimado grupo:*

*Hemos concluido la clase 6. Estamos en los albores de concluir este recorrido que nos ha adentrado en las Ciencias Naturales. Nos queda sólo una clase, también con contenido de Física, como lo ha sido este encuentro.*

*¡Continuemos entonces, renovando el ánimo, para la próxima y última clase!*

# CLASE 7

## CORRIENTES ELÉCTRICAS CONTINUAS

Contenidos

*Estimado grupo:*

*Llegamos al final del camino compartido en esta aproximación a las carreras que Uds. anhelan como parte de su proyecto de vida.*

*Deseamos que haya podido ser una aproximación íntegra y a la vez llevadera.*

*Como en cada clase, cuentan con ejercicios para ayudarlos a estudiar los temas que trabajaremos en esta clase.*

*Vamos entonces, a transitar el tramo final como lo hemos hecho desde la clase 1: juntos.*

### **Objetivos**

1. Valorar la importancia de la Física en carreras de Ciencias de la Salud.
2. Generar una actitud intelectual que les permita a los alumnos aplicar los conocimientos de las leyes básicas aprendidas a la resolución de problemas y además fomentar una predisposición de búsqueda e investigación científica.
3. Interpretar el concepto básico de la modelización y su uso.

### **Contenidos:**

1. Fuentes de fuerza electromotriz: pilas y baterías
2. Corriente eléctrica
3. Resistencia y resistividad.

## 7.1 FUENTES DE FUERZA ELECTROMOTRIZ: PILAS Y BATERÍAS.

Se define a la pila como un dispositivo que mantiene una diferencia de potencial especificada entre sus dos terminales. En la Figura 7.1 se muestra dicho dispositivo de manera completamente esquemática.

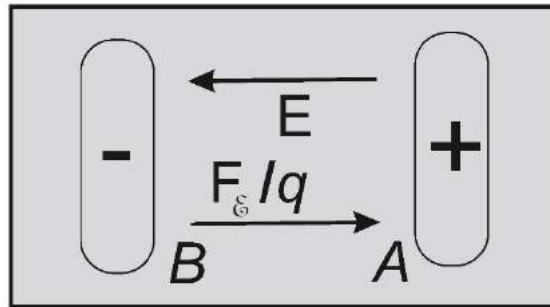


Figura 7.1

La terminal (+) A y la terminal (-) B debe haber un campo eléctrico  $E$  que señale como se indica, de derecha a izquierda.

En este campo, las cargas móviles fluirían hacia la terminal de signo contrario (los electrones cargados negativamente fluirían hacia la terminal positiva) y neutralizarían el desequilibrio de cargas que debe existir para originar un campo eléctrico, y el voltaje entre las terminales disminuiría, por tanto, a cero. En otras palabras, la energía del sistema, incluyendo la energía acumulada en el campo electrostático por unidad de volumen es:

$$\frac{1}{2} K \epsilon_0 E^2$$

Siendo  $K$  constante dieléctrica.

Evidentemente, alguna fuerza dentro del sistema contrarresta la fuerza electrostática  $qE$ . Esta fuerza de compensación, que representaremos por  $F_\epsilon$ , debe igualar en magnitud a  $qE$  y tener dirección contraria; es decir,  $F_\epsilon = -qE$ . La diferencia de potencial  $V_{AB}$  entre las terminales de la pila se define como el trabajo que debería efectuar una fuerza externa para mover una cantidad de carga positiva desde  $A$  hasta  $B$  contra el campo electrostático. Para la pila, esa fuerza externa es:  $F_\epsilon$

La fuerza electromotriz de la pila es el trabajo efectuado por esta fuerza ( $F_\epsilon$ ) sobre la unidad de carga. La fuerza electromotriz, que se abrevia "fem", tiene la dimensión y la unidad de potencial electrostático (volt=joule por coulomb), esto es, de *energía por unidad de carga*, y no de la fuerza. El símbolo para la fem es la letra mayúscula manuscrita  $\mathcal{E}$ , y la unidad es el volt.

La Figura 7.2 simboliza una fuente de fem. La línea larga y angosta representa la terminal positiva de la fuente, y la línea corta y gruesa la terminal negativa.

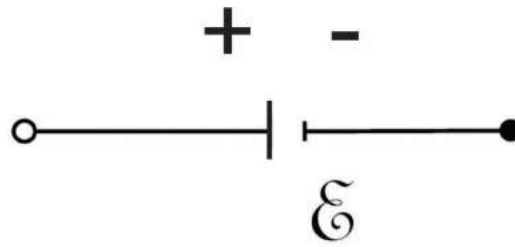


Figura 7.2

## 7.2 CORRIENTE ELÉCTRICA

Se dice que existe una *corriente eléctrica* siempre que hay un flujo neto de carga. Casi siempre, las cargas en movimiento están confinadas en una región limitada, por ejemplo, el interior de un alambre metálico, el volumen cilíndrico de un tubo de neón, o la sección transversal de un haz de electrones en un cinescopio. La cantidad de corriente se define como la suma de la carga que atraviesa en la unidad de tiempo un área perpendicular al flujo; esto es:

$$\bar{I} = \frac{\Delta Q}{\Delta t} \quad 7.1$$

Aquí,  $\Delta Q$  es la carga que, durante el tiempo  $\Delta t$ , cruza el área perpendicular al movimiento de dicha carga. La corriente instantánea se obtiene mediante el procedimiento al límite, ahora ya familiar:

$$I = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \left( \frac{\Delta Q}{\Delta t} \right) \quad 7.2$$

La unidad de corriente, un coulomb por segundo, se llama ampere (A), en honor de André Marie Ampère (1775-1836), un científico francés que hizo muchas contribuciones a la electricidad actual.



## IMPORTANTE

Por definición, *la dirección de la corriente es la del flujo de las cargas positivas*. Si las cargas negativas son las que se mueven, entonces la dirección de la corriente es contraria a la velocidad de las cargas negativas. Esta última circunstancia es con mucho la más común, en los conductores metálicos, los electrones cargados negativamente son los que transportan la carga.

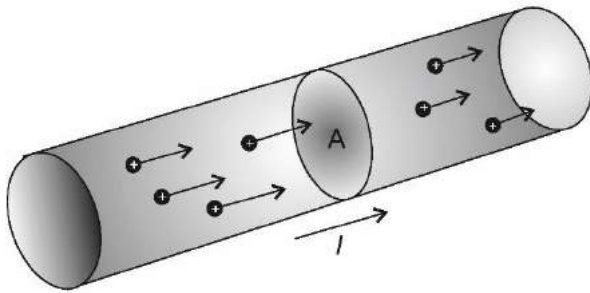


Figura 7.3.1

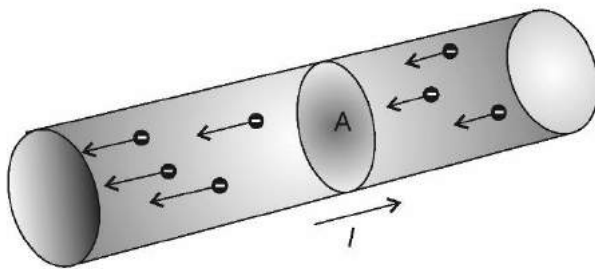


Figura 7.3.2

En un metal, los electrones móviles *de conducción* están en movimiento continuo, como las moléculas de un gas. Si la velocidad promedio de los electrones es cero, la corriente total también será cero. La corriente macroscópica que resulta de un movimiento neto de cargas es proporcional al número de cargas y a su velocidad promedio, también conocida como *velocidad de desplazamiento, o de corrimiento*.

Consideremos un haz de partículas de densidad uniforme,  $n$  por  $m^3$ , cada una portando una carga de  $q$  coulombs. En un tiempo  $\Delta t$ , una carga que viaja con la velocidad  $v_d$  cubre una distancia  $\Delta \ell = v_d \Delta t$ . La carga total dentro del volumen  $\Delta V = A \Delta \ell$  de la Figura 7.4 es  $nq \Delta V = \Delta Q$ , y esta es la cantidad de carga que atraviesa la superficie transversal  $A$  durante un intervalo  $\Delta t$ .

Si en la ecuación 7.2 se sustituye, tendremos

$$I = \frac{\Delta Q}{\Delta t} = \frac{nqAv_d \Delta t}{\Delta t} = nqv_d A$$

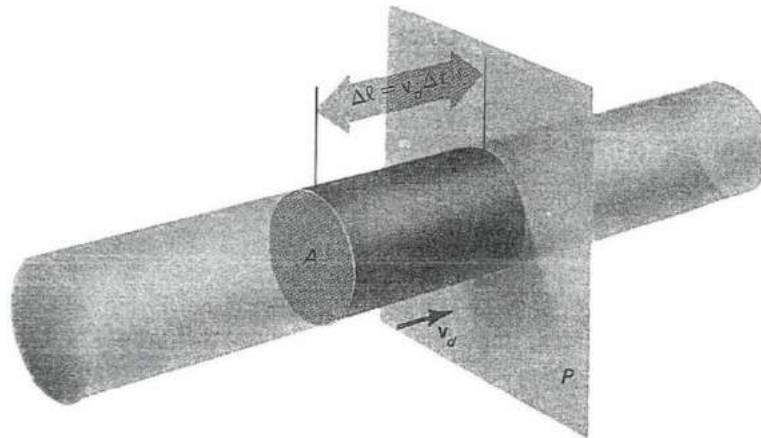


Figura 7.4

### 7.3 RESISTENCIA Y RESISTIVIDAD

Si un alambre se conecta entre las terminales de una pila, la carga positiva fluirá a través de ese *circuito externo*; de la terminal positiva a la negativa; esto es, desde el punto de mayor hasta el punto de menor potencial, como se muestra en la Figura 7.5. Dentro de la pila, el flujo de carga positiva es de la terminal negativa a la positiva, en sentido opuesto al campo eléctrico; el flujo de carga no se impulsa por el campo electrostático, sino por la reacción química de la pila. En el circuito externo, el flujo de carga está impulsado en el campo E.

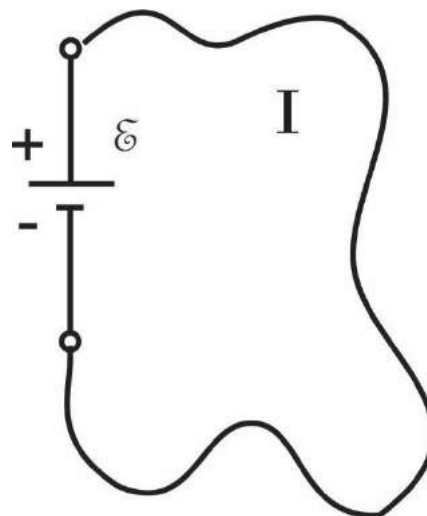


Figura 7.5

Si el alambre entre las terminales de la pila fuera un conductor ideal y perfecto, con cargas móviles que no sintieran fuerza alguna, con excepción del campo electrostático impuesto externamente, dichas cargas experimentarían una aceleración constante como resultado del campo E. Por consiguiente, la velocidad promedio de los portadores de carga aumentaría continuamente con el tiempo, y así lo haría la corriente. En la realidad esto no sucede. En su lugar, la corriente alcanza muy rápidamente un valor estacionario que es proporcional a la diferencia de potencial entre los extremos del alambre. Se alcanza un



estado estacionario debido a que el alambre ofrece cierta *resistencia* al flujo de los portadores de carga.

La resistencia del alambre se define como la relación del voltaje a la corriente; esto es:

$$R = \frac{V}{I} \quad 7.4$$

Siendo  $R$  la resistencia,  $I$  la corriente que fluye por esta resistencia, y  $V$  es la caída de potencial a través de la resistencia; esto es,  $V$  es la diferencia de potencial entre los dos extremos del elemento resistivo en presencia de la corriente  $I$ .

La unidad de resistencia es el *ohm* ( $\Omega$ ), en honor de Georg Simon Ohm (1787-1854). Un Ohm es igual a un volt por ampere. Cualquier componente de circuito que sólo introduce resistencia en dicho circuito se conoce como resistor (puro). Símbolo que se acepta internacionalmente para representar una resistencia eléctrica, Figura 7.6.

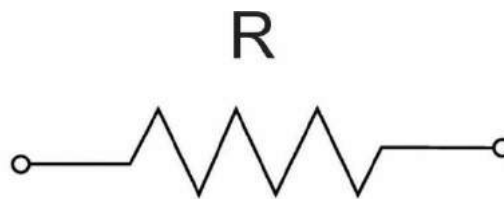


Figura 7.6

Con cierta frecuencia la resistencia de un elemento de circuito es independiente de la corriente que fluye a través de él, cuando menos sobre un margen muy amplio de corrientes. La relación, ecuación 7.4 o su equivalente:

$$V = IR \quad 7.5$$

Tomando a  $R$  como constante, se denomina *ley de Ohm*.

La *ley de Ohm* no es una ley básica de la naturaleza, en contraste con las leyes de movimiento de Newton, la segunda ley de la termodinámica, o las leyes de conservación de la energía o de la cantidad de movimiento.

Hay muchos sistemas resistivos importantes que no obedecen a la ley de Ohm. Estos sistemas tienen un papel central en la electrónica del estado sólido. Sin embargo, para los elementos de circuito más sencillos, como son los alambres, los calentadores eléctricos, y cosas por el estilo, la ley de Ohm es válida o, cuando menos, constituye una aproximación muy buena.

La resistencia de un conductor depende de su longitud  $\ell$ , de su sección transversal  $A$ , y de una propiedad intrínseca del material, su *resistividad*. La relación entre la resistencia  $R$  y la resistividad  $\rho$  es:

$$R = \frac{\ell}{A} \rho \quad 7.6$$

La unidad de resistividad es el ohm-metro.

Las resistividades de las sustancias a temperatura ambiente abarcan una enorme clasificación, desde los valores bajos para los metales ultrapuros, como el cobre y la plata, hasta las resistividades muy grandes de los buenos aisladores como el vidrio, el teflón y el mylar. La Tabla 7.1 incluye algunos valores de resistividad a 20°C, para metales puros, aleaciones, semiconductores y aisladores. Estos valores se extienden en 25 órdenes de magnitud.

La resistencia al flujo de cargas en un conductor surge cuando los portadores de carga se enfrentan con varios obstáculos que tienden a impedir su movimiento. Cuando chocan con esos obstáculos, los portadores pierden parte de su movimiento y energía previamente ganados del campo eléctrico a partir de un choque anterior. Como veremos a continuación, esta pérdida de energía hace que se caliente la resistencia a través de la cual fluye la corriente.

Los obstáculos que dispersan los electrones de conducción pueden ser impurezas disueltas en un metal puro, ya que el alcanzar la pureza ideal de un metal es imposible. Hasta el cristal que es un metal idealmente puro (con excepción de un superconductor a temperaturas suficientemente bajas) tendría una resistencia finita porque el movimiento térmico de los átomos en un cristal metálico dispersa a los electrones libres. Como la amplitud de este movimiento vibratorio en un cristal aumenta con la temperatura, se debe esperar que la dispersión de los electrones libres, y por lo tanto la resistividad de un conductor metálico, también aumentará cuando se eleve la temperatura. Esto, en realidad, es lo que sucede.



## IMPORTANTE

**Tabla 7.1. Resistividades y coeficientes térmicos de resistividad a 20°C**

Substancia	Resistividad $\rho$ , $\Omega \cdot m$	Coefficiente térmico $\alpha_r$ , $1/C^\circ$ o $1/K$
Cobre	$1.69 \times 10^{-8}$	$3.9 \times 10^{-3}$
Plata	$1.59 \times 10^{-8}$	$3.8 \times 10^{-3}$
Oro	$2.44 \times 10^{-8}$	$3.4 \times 10^{-3}$
Aluminio	$2.83 \times 10^{-8}$	$4.0 \times 10^{-3}$
Tungsteno	$5.33 \times 10^{-8}$	$4.6 \times 10^{-3}$
Platino	$10.4 \times 10^{-8}$	$3.9 \times 10^{-3}$
Manganina	$48.2 \times 10^{-8}$	0
Constantan	$48.9 \times 10^{-8}$	$2 \times 10^{-6}$
Nicromo	$100 \times 10^{-8}$	$4 \times 10^{-4}$
Carbón	$3.5 \times 10^{-5}$	$-5 \times 10^{-4}$
Germanio	$\sim 0.5$	$\sim -5 \times 10^{-2}$
Silicio	$\sim 1000$	$\sim -7 \times 10^{-2}$
Madera	$10^8 - 10^{14}$	-
Vidrio	$10^{10} - 10^{14}$	-
Cuarzo fundido	$5 \times 10^{17}$	-

El coeficiente de temperatura de la resistividad se define al igual que el coeficiente de expansión térmica:

$$\alpha_r = \frac{1}{\rho} \frac{\Delta\rho}{\Delta T} \quad 7.7$$

En la Tabla 7.1 se citan los valores de  $\alpha_r$  para metales, aleaciones y para el carbón, un conductor no metálico.

## 7.4 - CORRIENTE, VOLTAJE Y DISIPACIÓN DE POTENCIA EN UN CIRCUITO SENCILLO

La Figura 7.7 ilustra el circuito de corriente directa, más sencillo posible.

Consiste de una batería ideal de fem igual a  $\mathcal{E}$ , y un resistor externo  $R$ , la carga.

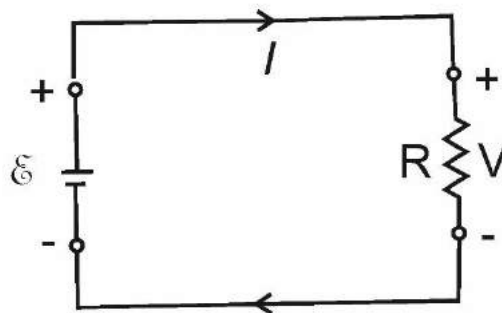


Figura 7.7

Los alambres que conectan a la carga con las terminales de la batería se suponen ideales, esto es, conductores libres de resistencia.

La carga puede ser un tostador, un foco u otro dispositivo que disipe energía eléctrica. Por el momento, no se necesita preguntar más sobre su construcción.

La dirección de la corriente en el circuito externo es como se indica en la Figura, de la terminal positiva a la negativa. La caída de potencial a través del resistor  $R$  está en la dirección de la corriente y viene dada por:

$$V = IR \quad 7.8$$

El lado positivo de  $R$  y la terminal positiva de la batería se conectan entre sí, y del mismo modo el lado negativo de  $R$  y la terminal negativa de la batería.

Por tanto:

$$\mathcal{E} = V \text{ o bien } \mathcal{E} = IR \quad 7.9$$

Para este circuito simple.

En el circuito de la Figura 7.7 siempre que se transfiera una carga  $\Delta Q = I\Delta t$  del extremo positivo de la resistencia o carga al extremo negativo, esa carga pierde energía potencial, y la cantidad es

$$\Delta EP = V \Delta Q = VI \Delta t$$

Ahora, la conservación de la energía hace que esta energía potencial perdida surja en alguna otra forma: calor, energía mecánica, energía química, etc. En cada caso, la velocidad a la cual se disipa la energía eléctrica en la carga es:

$$P = \frac{\Delta W}{\Delta t} = VI = I^2 R = \frac{V^2}{R} \quad 7.10$$

Y las formas alternativas se obtienen utilizando la ecuación 7.8. Debido a que Joule usó el calor producido por una corriente que pasaba a través de una resistencia en una de las mediciones más exactas del equivalente mecánico del calor, a la velocidad de calentamiento  $I^2 R$  en un resistor con frecuencia se le llama *calentamiento de Joule*.

En la batería, la fem  $\mathcal{E}$  eleva la carga  $\Delta Q$  a través de esta misma diferencia de potencial. Por tanto, la batería proporciona energía en cantidad  $W = \mathcal{E}\Delta Q = \mathcal{E}I\Delta t$  a la carga  $\Delta Q$ . La velocidad a la cual efectúa trabajo la batería, esto es, su salida de potencia, es por tanto:

$$P = \mathcal{E}I \quad 7.11$$

De la ecuación 7.9 vemos que la potencia que suministra la batería iguala exactamente a la disipación de potencia en la carga, esto debe ser así porque no hay otra fuente o sumidero de energía en este sistema.

## 7.5- RESISTENCIAS EN SERIE

Cuando se conectan dos o más resistencias en serie, como en la Figura 7.8 fluye en el circuito la misma corriente a través de cada resistor. Como en el clase 6, donde tratamos las combinaciones en serie y en paralelo de capacitores, queremos ahora encontrar la resistencia equivalente que pueda reemplazar la combinación en serie. Este resistor equivalente debería tomar la misma corriente de la batería que la combinación en serie.

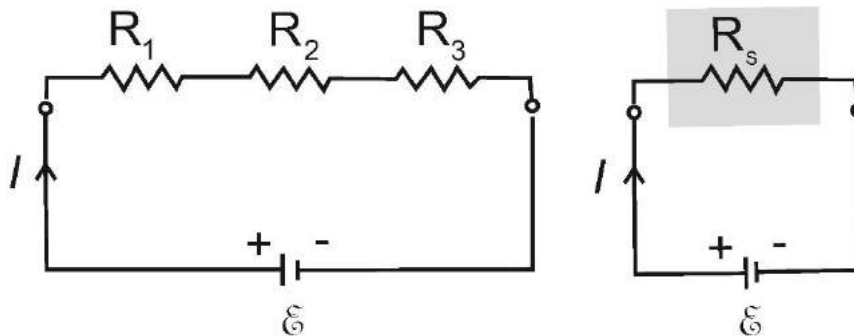


Figura 7.8

Para encontrar el valor de  $R_s$ , notaremos que cuando una corriente  $I$  fluye a través de los resistores de la combinación en serie, las caídas individuales de potencial  $V_1$ ,  $V_2$  y  $V_3$  están en la misma dirección. Por tanto,  $V_{AB}$  es la suma de esas caídas de potencial, y  $V_{AB}$  también debe ser igual a la fem  $\mathcal{E}$  de la batería.

Así:

$$\mathcal{E} = V_1 + V_2 + V_3 = IR_1 + IR_2 + IR_3 = I(R_1 + R_2 + R_3) \quad 7.12$$

Y despejando a la corriente, encontramos que:

$$I = \frac{\mathcal{E}}{R_1 + R_2 + R_3} \quad 7.13$$

De la ecuación 7.13 se concluye que si queremos reemplazar a la combinación de resistencias en serie  $R_1$ ,  $R_2$  y  $R_3$  por un resistor único que tome la misma corriente de la batería, ese resistor equivalente debe tener una resistencia:

$$R_s = R_1 + R_2 + R_3 \quad 7.14$$

Por inducción se generaliza (7.14) para cualquier número  $N$  de resistores en serie:

$$R_s = \sum_{i=1}^N R_i \quad 7.15$$

Siendo  $R_s$  la resistencia del resistor equivalente de la combinación en serie de  $N$  resistores cuyas resistencias son  $R_i$

Ya que la corriente en cada resistor es  $I$ , la caída de voltaje a través de cualquier resistor es entonces:

$$V_i = IR_i = \frac{\mathcal{E}}{R_s} \cdot R_i \quad 7.16$$

Y la potencia disipada por ese resistor es:

$$P = IV_i = \frac{\mathcal{E}}{R_s} \cdot \frac{\mathcal{E}}{R_s} \cdot R_i = \left(\frac{\mathcal{E}}{R_s}\right)^2 R_i \quad 7.17$$

Si se suman todas las resistencias se obtiene la potencia:

$$P = \sum_{i=1}^N \left(\frac{\mathcal{E}}{R_s}\right)^2 R_i = \left(\frac{\mathcal{E}}{R_s}\right)^2 R_s = \frac{\mathcal{E}^2}{R_s} \quad 7.18$$

Que es exactamente la potencia entregada por la fem  $\mathcal{E}$  a un resistor de carga cuya resistencia es  $R_s$ .

## 7.6- RESISTORES EN PARALELO

La Figura 7.9 muestra tres resistores conectados en paralelo con las terminales de una batería. De nuevo, se quiere encontrar la resistencia equivalente  $R_p$  de esta combinación en paralelo. Si un resistor con  $R_p$  de resistencia se conecta con las terminales de la batería, dicha batería debería enviar la misma corriente que proporciona a la combinación en paralelo y en consecuencia, proporcionar la misma cantidad de potencia total. Por tanto, hay que investigar la cantidad de corriente que suministra la batería.

En este circuito, la corriente total suministrada por la batería se divide en tres partes,  $I_1$ ,  $I_2$  e  $I_3$ , que fluyen a través de los tres resistores de la combinación en paralelo. Si bien en esta combinación en paralelo las corrientes en los tres resistores no necesariamente son iguales, en el circuito se aprecia que la caída de potencial a través de cada resistor debe ser la misma. Específicamente:

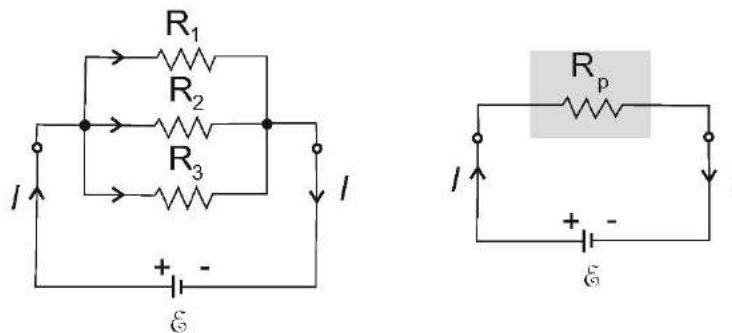


Figura 7.9

$$V_1 = V_2 = V_3 = I_1 R_1 = I_2 R_2 = I_3 R_3 = \mathcal{E} \quad 7.19$$

Y entonces:  $I_1 = \frac{\mathcal{E}}{R_1}$ ;  $I_2 = \frac{\mathcal{E}}{R_2}$ ;  $I_3 = \frac{\mathcal{E}}{R_3}$

Como:

$$I = I_1 + I_2 + I_3 = \mathcal{E} \left( \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} \right) = \frac{\mathcal{E}}{R_p}$$

Por lo que la resistencia equivalente se determina por:

$$\frac{1}{R_p} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} \quad 7.20$$

Lo anterior se generaliza para cualquier número de resistores en paralelo:

$$\frac{1}{R_p} = \sum_{i=1}^N \frac{1}{R_i} \quad 7.21$$

Siendo  $R_p$  la resistencia equivalente a las  $N$  resistencias  $R_i$  en la combinación en paralelo.

Como el voltaje a través de los resistores de la combinación es el mismo, la potencia disipada en cada uno es

$$R_i = \frac{V^2}{R_i} = \frac{\mathcal{E}^2}{R_i} \quad 7.22$$

Sumando todos los elementos de la combinación en paralelo, vemos que la potencia total disipada en los resistores es igual a:

$$P = \frac{\mathcal{E}^2}{R_p} = \mathcal{E}I \quad 7.23$$

Que es la potencia total suministrada por la batería.



## IMPORTANTE

**Tabla 7.2. Relaciones para combinaciones de resistencias en serie y en paralelo**

<i>Combinaciones en serie</i>	<i>Combinaciones en paralelo</i>
$V_s = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$	$I_p = I_1 + I_2 + I_3 + \dots$
$I_s = I_1 = I_2 = I_3 = \dots$	$V_p = V_1 = V_2 = V_3 = \dots$
$R_s = R_1 = R_2 = R_3 = \dots$	$\frac{1}{R_p} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} + \dots$
$R_s > R_1, R_2, R_3, \dots$	$R_p < R_1, R_2, R_3, \dots$

Observemos que, como regla general, *la resistencia de una combinación en serie siempre es mayor que la mayor de sus componentes; la resistencia de una combinación en paralelo siempre es menor que la menor de sus componentes.* (Tabla 7.2).

Mientras que en la combinación en serie los voltajes se dividen en proporción a las resistencias, en una combinación en paralelo las corrientes se dividen en proporción a los recíprocos de las resistencias.

## **7.7- COMBINACIONES EN SERIE-PARALELO**

Con frecuencia, un circuito comprende combinaciones de resistores en serie y en paralelo, como por ejemplo el que ilustra la Figura 7.10. En muchos, aunque no en todos los casos, la red de resistencias se puede reducir a una resistencia única equivalente, y se puede determinar la corriente en cada uno de los resistores mediante un proceso paso a paso, como el que se utilizará en la actividad 1.





## ACTIVIDAD INDIVIDUAL

**Para ejercitar y autoevaluarse:**

1. Una corriente de 2.00 A fluye en un alambre de cobre de 1.00 mm<sup>2</sup> de sección transversal. ¿Cuál es la velocidad de desplazamiento de los electrones en ese alambre? ¿Cuánto tiempo tarda un electrón en atravesar 10.0 cm (aproximadamente la longitud del filamento de un foco incandescente) en este alambre y bajo estas circunstancias? Suponer que cada átomo de cobre contribuye con un electrón para la conducción.

Solución:

Despejando a  $v_d$  de la ecuación 7.3 se obtiene

$$v_d = \frac{I}{nqA}$$

El área transversal del alambre y la carga en un electrón se conocen. Hay que encontrar  $n$ , el número de electrones de conducción por metro cúbico.

Como cada átomo contribuye con un electrón de conducción, la densidad de los electrones de conducción es igual a la densidad atómica. Así,

$$n = \frac{(1 \text{ electrón/átomo})(6.02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol})(8.92 \text{ g/cm}^3)}{63.5 \text{ g/mol}}$$

$$= 0.843 \times 10^{23} \text{ átomos/cm}^3 = 0.843 \times 10^{29} \text{ átomos/m}^3$$

Ahora se pueden substituir los distintos valores numéricos en (7.4) para obtener:

$$v_d = \frac{2.00 \times 10^6 \text{ A/m}^2}{(-1.60 \times 10^{-19} \text{ C/elect})(.843 \times 10^{29} \text{ elect/m}^3)} = -1.48 \times 10^{-4} \text{ m/s}$$

Una velocidad bastante lenta de  $-0.148 \text{ mm/s}$  (el signo negativo aparece debido a que la carga electrónica es negativa, y  $v_d$  está dirigida contrariamente a  $I$ ).

El atravesar 10.0 cm a esta velocidad necesitará un tiempo de

$$t = \frac{0.100 \text{ m}}{1.48 \times 10^{-4} \text{ m/s}} = 0.674 \times 10^3 \text{ s} = 11 \text{ min } 14 \text{ s}$$

*Este tiempo es muy largo. Sin embargo, ya se sabe que tan pronto como se cierra el interruptor adecuado, la carga fluye a través de un circuito y los focos se encienden.*

2. Un resistor de  $5\Omega$  se conecta con las terminales de una batería de  $10V$ . ¿Cuál es la corriente en esa resistencia?

Solución:

De la ecuación de definición para  $R$ , la ecuación 7.4 se concluye que

$$I = \frac{V}{R}$$

Y por tanto:  $I = \frac{10V}{5\Omega} = 2A$

3. Un alambre de cobre de  $10.0m$  de longitud y  $1.00mm$  de diámetro se enrolla en un carrete. ¿Cuál es la resistencia de este alambre a temperatura ambiente?

Solución:

De acuerdo con la Tabla 7.1, la resistividad del cobre a  $20^{\circ}C$  es de  $1.69 \times 10^{-8}\Omega \cdot m$ . Para encontrar la  $R$  sólo hay que substituir los valores numéricos adecuados en la ecuación 7.6. El área del alambre es

$$A = \frac{\pi d^2}{4} = \frac{\pi}{4} \times 10^{-6} m^2$$

Entonces  $R = \frac{(10.0m)(1.69 \times 10^{-8}\Omega \cdot m)}{(\pi/4) \times 10^{-6} m^2} = 0.215\Omega$

4. Si la temperatura del alambre, del ejemplo 3 se aumenta a  $80^{\circ}C$ , ¿Cuál es su resistencia a esa nueva temperatura?

Solución:

Se calculará a  $\Delta R$  partiendo de 7.7, usando el valor de  $\alpha_r$  de la Tabla 7.1. En este cálculo generalmente no se toma en cuenta la pequeñísima corrección debida a la expansión térmica, esto es, suponemos que  $\Delta R/R = \Delta\rho/\rho$ . Entonces,

$$\Delta R = \alpha_r R \Delta T = (3.9 \times 10^{-3} K^{-1})(0.215\Omega)(60K) = 0.050\Omega$$

$$\begin{aligned} R(80^{\circ}C) &= R(20^{\circ}C) + \Delta R \\ &= 0.215\Omega + 0.050\Omega = 0.265\Omega \end{aligned}$$

5. Cuando una resistencia  $R$  se conecta con las terminales de una batería de  $10V$ , la potencia disipada en este resistor es de  $50W$ . Determinar la resistencia del resistor  $R$  y la corriente que fluye a través de él.

Solución:

Despejando a  $R$  de la ecuación (3.10) tenemos que

$$R = \frac{V^2}{P} = \frac{(10V)^2}{50W} = 2.0\Omega$$

La corriente que fluye en este resistor es

$$I = \frac{V}{R} = \frac{10V}{2.0\Omega} = 5.0A$$

También se podría haber utilizado la relación  $P = VI$  y despejar a  $I$  de lo que resulta

$$I = \frac{P}{V} = \frac{50W}{10V} = 5.0A$$

y haber obtenido entonces a  $R$  mediante la ley de Ohm,

$$R = \frac{V}{I} = \frac{10V}{5.0A} = 2.0\Omega$$

6. Una serie de doce luces de navidad conectadas en serie debe colocarse con sus alambres extremos conectados a una fuente de fem de  $120V$ . Cada foco debe disipar  $15.0W$ . ¿Qué resistencia debe tener cada uno de los focos?

Solución:

Como cada foco disipa  $15.0W$ , la energía total entregada por la fuente de voltaje debe ser

$$P = 12(15.0W) = 180W$$

y por tanto la corriente en el circuito será

$$I = \frac{P}{\mathcal{E}} = \frac{180W}{120V} = 1.50A$$

La caída total de potencial a través de los doce focos es de  $120V$ , debido a que los focos son idénticos, la caída de potencial a través de cada uno debe ser  $120V/12 = 10.0V$ . Por tanto, la resistencia de cada foco es

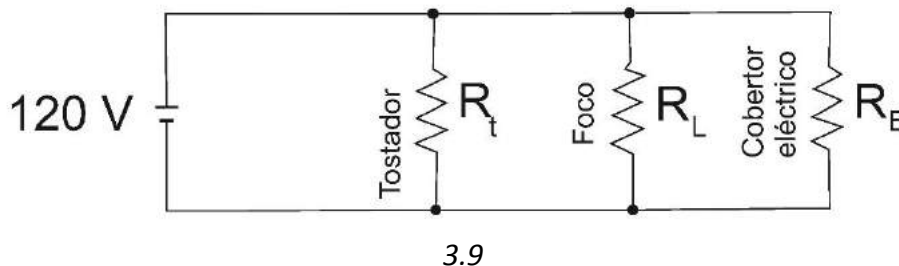
$$R = \frac{10V}{1.50A} = 6.67\Omega$$

7. Se conectan en serie dos resistores con las terminales de una batería de 20V. La resistencia de uno de los resistores es de  $16\Omega$ . ¿Cuál debe ser la resistencia del otro si el potencial a través del resistor de  $16\Omega$  es de 8.0V ¿Cuál es la potencia disipada por este segundo resistor?

Solución:

Como la caída de potencial a través de la resistencia de  $16\Omega$  es 8.0V, la corriente en ese resistor debe ser  $I = (8.0V)/(16\Omega) = 0.50A$ . La suma de las caídas de potencial a través de las dos resistencias en serie debe ser 20V; que es la fem  $\mathcal{E}$  de la batería. Por tanto, la caída de potencial a través de la resistencia desconocida debe ser  $V = (20 - 8.0) = 12V$ . Pero la corriente es la misma en este resistor que en el otro de la combinación en serie, o sea 0.50A. Por consiguiente, el valor de la resistencia desconocida es  $R = (12V)/(0.50A) = 24\Omega$ . La potencia disipada por este resistor de  $24\Omega$  es  $I^2 R = (0.50A)^2(24\Omega) = 6.0W$ .

8. Se conectan un tostador de 800W, un foco de 200W y un cobertor eléctrico de 300W a tomas de 120V. ¿Cuáles son las resistencias de los componentes individuales y cuál es la resistencia equivalente de esta combinación?



Solución:

Cada componente se conecta a 120V para disipar la potencia especificada. Por tanto, se pueden obtener las resistencias de la ecuación

$$R_t = \frac{(120V)^2}{800W} = 18.0\Omega;$$

$$R_L = \frac{(120V)^2}{200W} = 72.0\Omega$$

$$R_b = \frac{(120V)^2}{300W} = 48.0\Omega.$$

La resistencia equivalente de la combinación es

$$R_p = \left[ \frac{1}{18.0\Omega} + \frac{1}{72.0\Omega} + \frac{1}{48.0\Omega} \right]^{-1} = 11.1\Omega$$

En este caso  $R_p$  se pudo haber obtenido de modo más sencillo mediante la ecuación

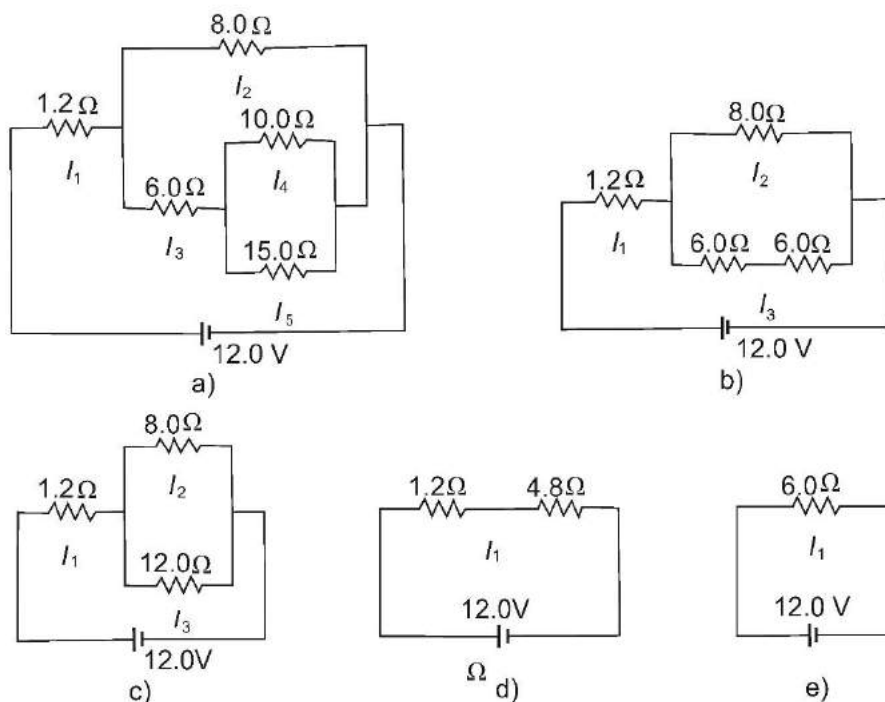
$$P = \frac{\mathcal{E}^2}{R_P}$$

siendo  $P = 800 + 200 + 300 = 1300W$ , la potencia total suministrada por la fuente de voltaje.

9. Se conecta una fuente de 12.0V a la red de resistencias que mostramos en la Figura 7.10. Calcular la corriente en cada resistor y la potencia total disipada por este circuito.

Solución:

Para determinar la resistencia equivalente de la red se avanza como si dijéramos de adentro hacia afuera. La reducción progresiva de este circuito se ilustra en las Figuras 7.10 a a e. La resistencia equivalente de la combinación de 15.0 y 10.0Ω en paralelo es 6.0Ω. Esta resistencia está en serie con la resistencia de 6.0Ω y la resistencia resultante de 12.0 está en paralelo con el resistor de 8.0Ω. De nuevo, aplicando la ecuación 3.21, se obtiene la resistencia equivalente de 4.8Ω, que ahora está en serie con el resistor de 1.2Ω. Así, la resistencia equivalente de todo el circuito es 6.0Ω.



3.10

La corriente proporcionada por la batería, que fluye por los resistores de 1.2 y 4.8Ω de la Figura 7.10.d es

$$I_1 = \frac{12.0V}{6.0\Omega} = 2.0A$$

Por consiguiente, la caída de voltaje a través de la resistencia de  $4.8\Omega$  de la Figura 7.10.d es  $(4.8\Omega)(2.0A) = 9.6V$ . Esta caída de voltaje aparece a través de las resistencias de  $8.0\Omega$  y de  $12.0\Omega$  de la Figura 7.10.c, en consecuencia, en esas resistencias las corrientes son

$$I_2 = \frac{9.6V}{8.0\Omega} = 1.2A; \quad I_3 = \frac{9.6V}{12.0\Omega} = 0.8A$$

La corriente de  $0.8A$  fluye a través de la combinación en paralelo de los resistores de  $15.0$  y  $10.0\Omega$  cuya resistencia equivalente es  $6.0\Omega$ . La caída de voltaje a través de esta combinación es, por tanto,  $(0.8A)(6.0\Omega) = 4.8V$ , y las corrientes en las resistencias de  $15.0$  y  $10.0\Omega$  son

$$I_4 = \frac{4.8V}{10.0\Omega} = 0.48A; \quad I_5 = \frac{4.8V}{15.0\Omega} = 0.32A$$

La potencia total disipada por este circuito es igual a la suministrada por la fuente fem, que es

$$P = (12.0V)(2.0A) = 24.0W$$

## PALABRAS DE CIERRE

*Estimados/as estudiantes:*

*Concluimos un arduo trabajo después de estos siete encuentros. Fue realmente un placer haberlos/las acompañado. Esperamos haber colmado sus expectativas en este tiempo compartido, y que tengamos un excelente examen final.*

*Deseamos que pronto sean parte del estudiantado de la Universidad, y sobre todo, que puedan disfrutar del transcurso de la carrera que elijan.*

***¡Adelante! Confíen en sus potencialidades, y sobre todo, en sus sueños...***

***¡Éxitos!***

***Nos encontramos pronto.***



## BIBLIOGRAFÍA

Alberts B., Bray D., Lewis J., Raff M., Roberts K., Watson J.D. *Introducción a la Biología Celular*. Editorial Panamericana 2da. Edición 2006

Asimov I. *Introducción a la Ciencia (Vol. II)*. 2da ed. Ediciones Orbis SA, Impreso en España, 1973

Asimov I. *Nueva guía de la ciencia (ciencias físicas)*. 4ta ed. Edición Pérez Caldos, Barcelona, Impreso en España, 1984

Audesirk T., Audesirk G. *Biología La vida en la tierra* Editorial Prentice 7ma Edición 2008.

Bunge M. *La ciencia, su método y su filosofía*. 2da ed. Ed. Sudamericana, Buenos Aires, 1997

Campbell N., Reece J. *Biología*. Editorial Panamericana. 7ma. Edición 2007.

Curtis H., Barnes N.S. *Biología*. Editorial Panamericana. 7ma. Edición 2008.

De Robertis(h), HIB, Panzio. *Biología Celular y Molecular* de DeRobertis. Editorial El ateneo 16ª Edición 2005.

Gribbin J. *Historia de la Ciencia 1543 – 2001*. 1ra ed. Ed. Crítica, Barcelona, Impreso en España, 2005

López Piñero JM, Terrada ML. *Introducción a la medicina*. Ed. Crítica, Barcelona, Impreso en España, 2000

Ortega y Gasset, José, *En torno a Galileo*, Espasa Calpe, Madrid, 1984.

Purves W.K., Orinas G.H., Heler C.H., Sadava D. *Vida: la ciencia de la Biología* Editorial Médica Panamericana 6ta Edición 2003.

Rebagliato Ruso M. *Introducción al Método Científico*. Medicine 2003; 8: 6307 – 11

Riesco LM. *Introducción a la Medicina. Principios de Medicina Integral*. 2d ed. Impresiones Drafer, Córdoba, Argentina, 1977

Riesco LM. Introducción a la Medicina. Principios de Medicina Integral. 2d ed. Impresiones Drafer, Córdoba, Argentina, 1977

Solomon E.P., Berg L.R., Martin D.W., Villee C. *Biología*. Editorial Interamericana-Mc Graw-Hill 7ma. Edición 2013.

Testa M. Saber en Salud. La construcción del conocimiento. Buenos Aires: Lugar Editorial; 1997.

## LIBROS DE CONSULTA:

Alberts B., Bray D., Lewis J., Raff M., Roberts K., Watsonj.D. *Biología Molecular* de la célula. Editorial Omega 4ta. Edición 2004.

Paniagua Gómez-Alvarez, Ricardo; Martín de Serrano, Ramón; Fraile Láiz, *Biología celular*. Editorial McGraw-Hill Interamericana de España. 4ta. Edición 2007.



## SITIOS WEB CONSULTADOS:

### Clase 2

<http://www.taringa.net/posts/ciencia-educacion/10904059/El-atomo-y-sus-partes-tabla-periodica.html>

[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Capa\\_electr%C3%B3nica\\_013\\_Aluminio.svg?uselang=es](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Capa_electr%C3%B3nica_013_Aluminio.svg?uselang=es)

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/flashq/1-reacciones%20q/reaccionescombustion/teoriacombustiondehidrocarburos-2.htm>

<http://www.cmlmazzu.com/enlace-quimico/#sthash.gPC7Guq7.dpbs>



### Clase 3

<http://www.educarchile.cl/ech/pro/app/detalle?id=136351>

<http://sociadadementewordpress.com/tag/isoelctrico/>

<http://www.quimicayalgomas.com/quimica-organica/acidospucleicos/>

<http://www.quimicayalgomas.com/wp-content/uploads/2013/07/nucleotido.jpg>

[http://es.wikipedia.org/wiki/An%C3%A1logos\\_de\\_%C3%A1cidos\\_nucleicos](http://es.wikipedia.org/wiki/An%C3%A1logos_de_%C3%A1cidos_nucleicos)

<http://hnnbiol.blogspot.com.ar/2008/01/acidospucleicos.html>

<http://www.imagenesi.net/celula-procariota/celula-procariota-2/>

<http://biomundociencia.blogspot.com.ar/2013/12/celulas-y-organulos-alisicroscopio.html>

<http://www.profesorenlinea.cl/imagenciencias/celulavegetal01A.jp>

[http://www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml\\_\\_get\\_\\_138a6c5e-c845-11e0-834c-e7f760fda940/index.htm](http://www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml__get__138a6c5e-c845-11e0-834c-e7f760fda940/index.htm)

<http://bios10.blogspot.com.ar/2010/10/citoesqueleto.html>

### Clase 5

[http://www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml\\_\\_get\\_\\_138a6c5e-c845-11e0-834c-](http://www.educ.ar/dinamico/UnidadHtml__get__138a6c5e-c845-11e0-834c-)

<http://www.javeriana.edu.co/Facultades/Ciencias/neurobioquimica/libros/celular/citoesqueleto>

<http://escuelabloguera.blogspot.com.ar/2012/12/fotosintesisrespiracion-de-lasplantas.html>

[isabella.blogspot.com.ar/2013\\_03\\_01\\_archive.html](http://isabella.blogspot.com.ar/2013_03_01_archive.html)

<http://bioados.blogspot.com.ar/2013/01/la-glucolisis.html>

<http://bioka2.blogspot.com.ar/2009/04/ciclo-de-krebs.html>

[www.bioquimicaqui11601.ucv.cl/unidades/cte/traselectfofox21fid.html](http://www.bioquimicaqui11601.ucv.cl/unidades/cte/traselectfofox21fid.html)

<http://larespiracioncelular.blogspot.com.ar/2010/07/fermentacion-lactica-y-alcoholica.html>

<http://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/biologia1/unidad2/fermentacion/lactica>

[http://www.lourdes-luengo.org/actividades/13-4caracteristicas\\_codigo\\_genetico.htm](http://www.lourdes-luengo.org/actividades/13-4caracteristicas_codigo_genetico.htm)

<http://aprenderasbiologia.blogspot.com.ar/2011/01/sintesis-de-proteinas-traduccion-del.html>

<http://www.accessexcellence.org/RC/VL/GG/mitosis2.php>

<http://ghr.nlm.nih.gov/handbook/howgeneswork/cellsdivide>



Universidad Católica de Córdoba

*Esta obra se encuentra bajo una Licencia Attribution-NonCommercial-ShareAlike 2.5 Argentina de Creative Commons. Para más información visite*

<http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/2.5/ar/>

