



**INTRODUCCIÓN A LA KINESIOLOGÍA**  
**ÁREA: CIENCIAS BASICAS**  
**SUB AREAS:**

# Química

**Docentes a cargo:**

**BQCO. GUILLERMO DURE**  
**BQCO. GERARDO ANDINO**



## PRESENTACION

Te damos la bienvenida al **Área Química** de "Introducción a la Kinesiología".

El equipo docente que estará a cargo del dictado de las clases teórico prácticas y que te servirán de guías en el proceso de enseñanza y aprendizaje, está conformado por los siguientes profesionales:

Dr. José Guillermo Duré	J. T. P. Coordinador
Dra. Beatriz Brunetti Esquivel	J. T. P.
Dra. Samantha Cardozo	J. T. P.
Dr. Gerardo Andino	J. T. P.
Dr. Alfredo Tacchi	J. T. P.

Para poder trabajar adecuadamente durante las clases teórico-prácticas, es necesario que cuentes con una calculadora científica y una Tabla periódica, además de un buen manejo de matemática fundamental.

Para un mejor aprovechamiento de estas clases le sugerimos repasar los temas previstos en el cronograma respectivo, utilizando para ello cualquiera de los libros citados en la bibliografía que figura en el Programa. Si deseas consultar alguna de las páginas Web recomendadas y no tenés acceso a Internet en tu domicilio, en la Sala de Informática de la Facultad de Medicina, situada en la calle Moreno 1240, podrás hacerlo de manera gratuita.

Las estrategias de enseñanza a utilizar en el desarrollo de las clases serán: Expositiva – interrogativa – participativa, estudio supervisado y Tutorías presenciales optativas.

En relación a las actividades prácticas, para articular con la teoría se trabajará en grupos de discusión con la presente Guía de Trabajos prácticos, las que contienen una breve introducción que te orientará en el desarrollo de las mismas, además de cuestionarios, consignas a resolver, realización de gráficos y mapas conceptuales.

Es importante que resuelvas estas actividades para ir avanzando en este proceso continuo que iniciamos juntos de descubrimiento de la Química como base para la interpretación de las propiedades y características que poseen las biomoléculas en los procesos biológicos, que te acompañarán a lo largo de la Carrera que has elegido.

*En nombre de todos quienes formamos parte del Área Química quiero desearles éxitos en esta nueva etapa de su vida.*

Dr. José Guillermo Dure  
Coordinador Área Química  
Introducción a la Kinesiología  
Facultad de Medicina  
UNNE

***El siguiente cronograma te será útil en el dictado de las clases, no obstante puede surgir cambios en el desarrollo del mismo...***



*A continuación te ofrecemos el Programa del Área con la bibliografía y sitios web sugeridos para consultar de manera permanente...*

### **CONTENIDOS DE LA SUBÁREA QUÍMICA**

#### **Unidad temática I: La naturaleza de la materia y las leyes que la rigen. Unidades métricas.**

##### **OBJETIVOS ESPECIFICOS**

1. Caracterizar y diferenciar los distintos sistemas materiales y la estructura de la materia.
2. Diferenciar sustancias elementales y compuestas.
3. Aplicar las Leyes fundamentales de la Química
4. Definir Radioactividad y sus aplicaciones en la práctica profesional.

**CONTENIDOS:** Breve historia de la Química. Relación e inserción de la Química con las Ciencias de la Salud. Sistemas materiales- Aspecto físico: Cambio de estado, separación de fases. Leyes gravimétricas. Teoría atómica de Dalton. Leyes de los gases. Ley de Avogadro. Número de Avogadro. Concepto de mol. Peso atómico y molecular. Densidad, peso específico. Modelos atómicos. Orbitales atómicos y moleculares. Núcleo. Nucleón. Isótopos. Radiactividad: nociones elementales, unidades, efectos, aplicación en Medicina.

#### **Unidad temática II: Los compuestos químicos: su naturaleza y cuantificación.**

##### **OBJETIVOS ESPECIFICOS**

1. Comprender y diferenciar los diferentes tipos de uniones entre átomos y moléculas.
2. Identificar compuestos inorgánicos, clasificación, nomenclatura y propiedades.
3. Aplicar los conceptos de estequiometría.

**CONTENIDOS:** Enlace químico. Enlace iónico. Enlace covalente. Unión de hidrógeno. Complejo de coordinación: hemoglobina, citocromos. Compuestos químicos. Fórmula química y molecular. Composición porcentual de un compuesto. Combinaciones químicas. Valencia y número de oxidación. Grupos funcionales. Estequiometría. Oxígeno: Variedad alotrópica. Estados de oxidación. Óxidos, hidróxidos, ácidos y sales. Compuestos oxigenados del carbono, nitrógeno, fósforo y azufre. Anfotericismo.

#### **Unidad temática III: La energía en las reacciones químicas y en las mezclas de compuestos químicos.**

##### **OBJETIVOS ESPECIFICOS**

1. Comprender nociones elementales de cinética y termodinámica.
2. Analizar las distintas definiciones de ácido, base, oxidación y reducción. .
3. Describir el funcionamiento e importancia de las soluciones reguladoras.
4. Reconocer y caracterizar estructuralmente las biomoléculas que intervienen en la cadena de transporte electrónico y el ciclo de Krebs.

**CONTENIDOS:** Sistemas cerrados, abiertos y aislados. Conceptos básicos de termodinámica. Cinética química. Teoría de las colisiones. Velocidad de reacción. Equilibrio químico. Ley de acción de las masas. Principio de Chatelier.

Sistemas dispersos, mezclas. Soluciones. Ejemplos: soles y geles. La sangre. Concentración y dilución. Unidades de concentración. Propiedades coligativas.

Teorías ácido-base. Ácido fuerte y débil. Base fuerte y débil. Coeficiente de acidez: pH: escala de pH. Soluciones buffer.

Proceso de oxidación y reducción. Potenciales de reducción. Oxidante y reducción. Ecuación de Nerst. Electrólisis. Electrólitos fuertes y débiles. Procesos de óxido-reducción biológicos: ciclo de Krebs, cadena respiratoria. Fosforilación oxidativa. Enzima ATP-asa.



#### **Unidad temática IV: Los compuestos orgánicos, sus propiedades y relevancia biológica.**

##### **OBJETIVOS ESPECIFICOS**

1. Identificar compuestos orgánicos, clasificación, nomenclatura y propiedades.
2. Describir y caracterizar los principales grupos funcionales orgánicos.
3. Analizar la estructura química de los colorantes.

**CONTENIDOS:** El carbono. Hibridación. Series homólogas. Alcanos, alquenos, alquinos. Isomería. Efectos electrónicos en los enlaces. Compuestos aromáticos. Benceno, Núcleos condensados. Compuestos heterocíclicos del oxígeno y azufre. Compuestos orgánicos elementales: alcohol, aldehído, cetona éter. Propiedades físicas y químicas. Formación de hemiacetales y acetales. Ácidos orgánicos Esterificación. Saponificación. Fenoles: propiedades físicas y químicas. Hidroquinona. Quinonas, naftoquinona. Fenómeno del color. Colorantes. Grupos cromóforos y auxocromos. Hematoxilina y eosina. Fenómeno de la metacromasia. Compuestos orgánicos del nitrógeno. Aminas. Amidas. Compuestos aromáticos del nitrógeno: Imidazol, pirrol, pirimidina y purina.

#### **Unidad temática V: Naturaleza de las macromoléculas y moléculas biológicas trascendentes en el ser humano.**

##### **OBJETIVOS ESPECIFICOS**

1. Reconocer y caracterizar estructuralmente las biomoléculas esenciales y su importancia en las funciones biológicas.
2. Analizar los distintos tipos de uniones presentes en las biomoléculas.
3. Diferenciar los niveles de organización de las biomoléculas.

**CONTENIDOS:** Macromoléculas. Pesos moleculares: unidades. Hidratos de carbono. Monosacáridos. Disacáridos. Isomería. Fórmula de Haworth. Conformaciones distorsionadas. Teoría de Sachse. Glucosa: productos de oxidación y reducción. Deoxiazúcares. Aminoazúcares. Homopolisacáridos. Heteropolisacáridos. Lípidos. Ácidos grasos: propiedades físicas y químicas. Ácidos grasos esenciales. Lípidos simples. Lípidos complejos. Terpenos. Esteroles. Aminoácidos. Alfa, beta y gamma aminoácidos. Enlace peptídico. Péptido. Oligopéptido. Proteínas simples. Estructuras primaria, secundaria, terciaria y cuaternaria. Proteínas conjugadas. Clasificación. Enzimas. Sustratos. Clasificación de enzimas. Naturaleza de las enzimas. Ácidos nucleicos: ADN y ARN. Nucleósidos, nucleótidos. Características, propiedades e importancia del ADN y ARN. Otros nucleótidos de importancia biológica. Vitaminas: clasificación, generalidades, funciones, importancia.

#### **TIPOLOGIA DE EJERCICIOS**

**Le presentamos aquí los distintos modelos de preguntas que ud. podrá encontrar en las instancias evaluatorias Parciales y Finales.**

*En muchos de los trabajos prácticos de este módulo usted se encontrará con este tipo de ejercicios. No dude en consultar este documento cada vez que se le planteen inconvenientes.*

- **SELECCIÓN MÚLTIPLE (Multiple Choice)**, en la cual tendrás cuatro opciones, y solamente una de las respuestas es correcta. Por ejemplo:
  - Indicar la opción correcta. Las enzimas:
    - a) no son afectadas por la temperatura
    - b) son de estructura polisacárida
    - c) son modificadas por pH extremos**
    - d) poseen características de lípidosDonde la respuesta correcta es la **c**).
- **RELACION CAUSA EFECTO**, en la cual existen dos proposiciones entre corchetes o paréntesis separadas por un **porque, como**, etc. En este caso también encontrarás cuatro opciones de las cuales solo una es correcta. Por ejemplo:



- [Las enzimas aumentan la velocidad de una reacción química] **porque** [son específicas]

- a) La primera proposición es correcta pero la segunda es falsa
- b) La primera proposición es falsa pero la segunda es correcta
- c) Las dos proposiciones son verdaderas y tienen relación causa efecto
- d) Las dos proposiciones son verdaderas y no tienen relación causa efecto**

En este caso la opción correcta es la **d)** debido a que si bien las dos proposiciones son correctas, la segunda no es causa de la primera.

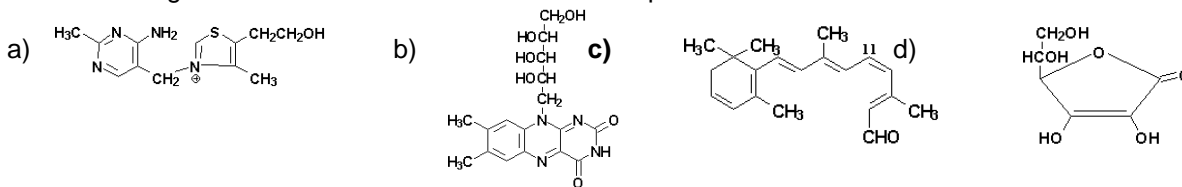
- **IDENTIFICACIÓN DE UNA ESTRUCTURA O COMPUESTO** determinado, en la cual existe una consigna donde se explica el tipo de compuesto químico o estructura que deberás identificar dentro de las opciones dadas. Por ejemplo:

Cual de las siguientes vitaminas es derivada de un isopreno:

- a) vitamina B<sub>12</sub>
- b) Cianocobalamina
- c) Vitamina A**
- d) Vitamina C

Donde la respuesta correcta es la **c)**, debido a que solamente este compuesto posee una estructura que responde a lo solicitado en la consigna. De igual forma podrían en este caso aparecer los dibujos de estos compuestos de manera que puedas identificar la respuesta correcta:

Cual de las siguientes vitaminas es derivada de un isopreno:



Donde otra vez la única estructura derivada de unidades isoprénicas es la “**vitamina A**” que está representada en la opción **c)**.

- **DE APAREAMIENTO** donde deberás relacionar, indicando entre las opciones que figuran al lado la que consideres **correcta**, las distintas magnitudes que figuran en la columna de la izquierda con las correspondientes unidades del Sistema Internacional de Medidas de la columna de la derecha. Cada letra puede ser usada **ninguna, una o más veces**:

1. Ley de Avogadro
2. Ley de Boyle
3. Ley de Charles

A. Presión constante
B. Temperatura constante
C. Número de moles constante
D. Volumen constante

<b>OPCIONES:</b>
a) 1-A, D; 2-A, C; 3-B, C
b) 1-A, B; 2-B, C; 3-B, D
c) 1-A, B; 2-B, C; 3- A, C
d) 1-B, C; 2-A, B; 3-A, D

**BIBLIOGRAFIA SUGERIDA:**

1. Atkins , Jones “Principios de Química” 3ra Edición. 2006. Editorial Panamericana.
2. Blanco “Química biológica”. 8va. Edición. 2006. Editorial Ateneo.
3. Chang “Química” Editorial Mc Graw Hill.
4. Morrison y Boyd “Química Orgánica
5. Finar “Química Orgánica” Ed. Alhambra
6. Devlin “Bioquímica” 3ra Edición. Editorial Reverté.
7. Holum “Fundamentos de Química General, Orgánica y Bioquímica para Ciencias de la Salud” 1999. Editorial Limusa.
8. Whitten, “Química General”. 3ra Edición- Editorial McGraw Hill.
9. Wolfe “Química General, Orgánica y Biológica” Mc Graw Hill. 2da edición en español. México.1996
10. Lehninger “Bioquímica –Las bases moleculares de la estructura y función celular” 2da Edición. Editorial Omega, S.A.
11. Rawn “Bioquímica” Editorial Interamericana McGraw Hill.



### SITIOS DE INTERNET RECOMENDADOS:

<http://www.unizar.es/lfnae/luzon/CDR3/cuantica.htm>  
<http://www.computerhuesca.es/~fvalles/materia%20y%20carga/cargas.htm>  
<http://roble.pntic.mec.es/csoto/index.html>  
<http://www.javeriana.edu.co/Facultades/Ciencias/neurobioquimica/libros/celular/quimicacelular.htm>  
[http://home.earthlink.net/~umuri/ /Main/T\\_radioactividad.html](http://home.earthlink.net/~umuri/ /Main/T_radioactividad.html)  
<http://bcs.whfreeman.com/chemicalprinciples3e/default.asp?s=&n=&i=&v=&o=&ns=0&uid=0&rau=0>  
<http://www.johnkyrk.com/>  
<http://www.chemguide.co.uk/orgpropsmenu.html#top>  
[http://web.educastur.princast.es/proyectos/biogeo\\_ov/2BCH/B1\\_BIOQUIMICA/t11\\_BIOMOLECULAS/informacion.htm](http://web.educastur.princast.es/proyectos/biogeo_ov/2BCH/B1_BIOQUIMICA/t11_BIOMOLECULAS/informacion.htm)  
<http://dougpru.sites.uol.com.br/index2.html>  
<http://laguna.fmedic.unam.mx/%7Eevazquez/0403/resinf.html>

### TRABAJO PRÁCTICO Nº 1

<b>Contenidos</b>	Materia. Sistemas materiales: propiedades y clasificación. Sustancias simples y compuestas. Elementos. Átomos y moléculas. Composición del átomo. Partículas subatómicas. Número másico. Número atómico. Isótopos.
<b>Objetivos específicos</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Incentivar el estudio y comprensión de la química y su contribución a la ciencia.</li><li>▪ Definir y dar ejemplos de propiedades físicas y químicas.</li><li>▪ Diferenciar e identificar propiedades intensivas y extensivas de la materia.</li><li>▪ Describir la organización general de un átomo.</li><li>▪ Calcular el número de protones, neutrones y electrones de un átomo.</li><li>▪ Identificar los isótopos de un elemento.</li></ul>

*Para comenzar definamos algunos conceptos...*

**QUÍMICA:** es la ciencia que se ocupa de las propiedades de la materia y de los cambios que esta experimenta.

**MATERIA:** Materia es todo aquello que ocupa un espacio y posee masa. La composición se refiere a las identidades y cantidades de los componentes de la materia. La estructura se refiere a la distribución de los componentes de la materia.

**PROPIEDADES Y CAMBIOS FÍSICOS:** Las **propiedades físicas** son las características de las sustancias individuales que pueden medirse sin cambiar la composición de la **sustancia**. Cada sustancia tiene una serie de **propiedades físicas** que la diferencian de otras sustancias. Por ejemplo el agua es un líquido incoloro, con un punto de ebullición de 100° C y que funde a 0° C, lo que permite diferenciarlo del bromo que también es un líquido, pero de color pardo rojizo que entra en ebullición a 59° C y funde a -7,2° C. Cuando las **propiedades físicas** de una sustancia se alteran pero la composición permanece igual, ha ocurrido un **cambio físico**. En este caso no se forma una nueva sustancia, es la misma sustancia, sólo que se encuentra en un estado distinto.

**PROPIEDADES Y CAMBIOS QUÍMICOS:** Cuando la composición de una sustancia cambia, ha ocurrido un cambio químico. En estos cambios se forman sustancias nuevas con propiedades distintas de las originales. Las propiedades químicas describen cómo la composición de una sustancia cambia o no, cuando esta interactúa con otras sustancias o formas de energía. Sólo se observan cuando una sustancia cambia su composición.



1. Realice un mapa conceptual con la clasificación de la materia, en el que se incluyan los siguientes conceptos.

**ELEMENTOS:** son las unidades básicas de la materia. Existen aproximadamente 108, de los cuales 90 se encuentran en la naturaleza y el resto puede ser obtenido artificialmente.

**SÍMBOLOS:** se utilizan para designar a cada elemento. Derivan de la primera o las dos primeras letras del nombre del elemento, algunas en latín.

**COMPUESTOS:** combinaciones químicas de los elementos, sólo pueden separarse por métodos químicos. Para representarlos se utilizan las fórmulas químicas.

**MEZCLAS:** son dos o más sustancias asociadas físicamente siendo su composición variable, sus componentes pueden ser separados físicamente y experimentan cambios de estado en un intervalo considerable de temperatura.

**SISTEMA HETEROGÉNEO:** sistema que presenta más de una fase.

**FASE:** región observable de materia con una composición diferente a las de las regiones que la rodean.

**SISTEMA HOMOGÉNEO:** sistema que posee una sola fase, también llamada solución.

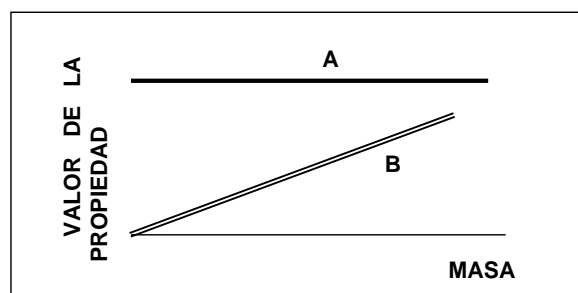
2. Indique cuáles de las siguientes afirmaciones son Verdaderas (V) o Falsas (F), justificando sus respuestas en cada caso:

- Un sistema material con un solo componente puede ser homogéneo o heterogéneo.
- El dióxido de carbono es una sustancia simple.

3. Realice una tabla diferenciando las propiedades Intensivas y Extensivas de la materia, dando ejemplos en cada caso.

PROPIEDADES INTENSIVAS	PROPIEDADES EXTENSIVAS

4. Determine en qué estados de agregación se encuentran el aire, el agua y la arena a presión y temperaturas ambiente. ¿Qué importancia tienen los datos de presión y temperatura?
5. En el siguiente gráfico se representó la dependencia con la masa de dos propiedades A y B. Indique cuál de ellas es una propiedad intensiva. Justifique su elección.





6. Indique cuáles de las siguientes propiedades de un trozo de aluminio son intensivas (I) y extensivas (E).
- masa: 120 gramos
  - punto de fusión: 658° C
  - posee brillo metálico
  - densidad: 2.70 gr/ ml

7. Defina número atómico y número másico:

Número atómico:

.....  
 .....

Número másico:

.....  
 .....

8. De las siguientes afirmaciones, indique cuáles son verdaderas y cuáles son falsas, justificando en cada caso la respuesta:
- El número atómico es el número de protones del núcleo del átomo y es característico de cada elemento.
  - Si dos átomos tienen igual número de masa son isótopos.
  - El número másico es el número de neutrones del núcleo del átomo.
9. Complete la siguiente tabla, buscando los valores de cada una de las partículas subatómicas en algún libro de química. ¿Dónde se concentra la mayor masa del átomo?

Partícula	Símbolo	Masa (gramos)	Carga relativa

10. ¿Cuáles de los siguientes sistemas homogéneos son sustancias puras y cuáles son soluciones?
- Agua destilada
  - Agua de canilla
  - Alcohol de 70°
  - Solución fisiológica
  - Azúcar

.....  
 .....

11. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones están en  $^{14}_6\text{C}$ ?

12. ¿Que son los isótopos?

13. Utilizando la Tabla periódica de los elementos, complete el siguiente cuadro para las distintas especies químicas:

Aclaración: trabaje con los números másicos como enteros, redondeando las cifras decimales.

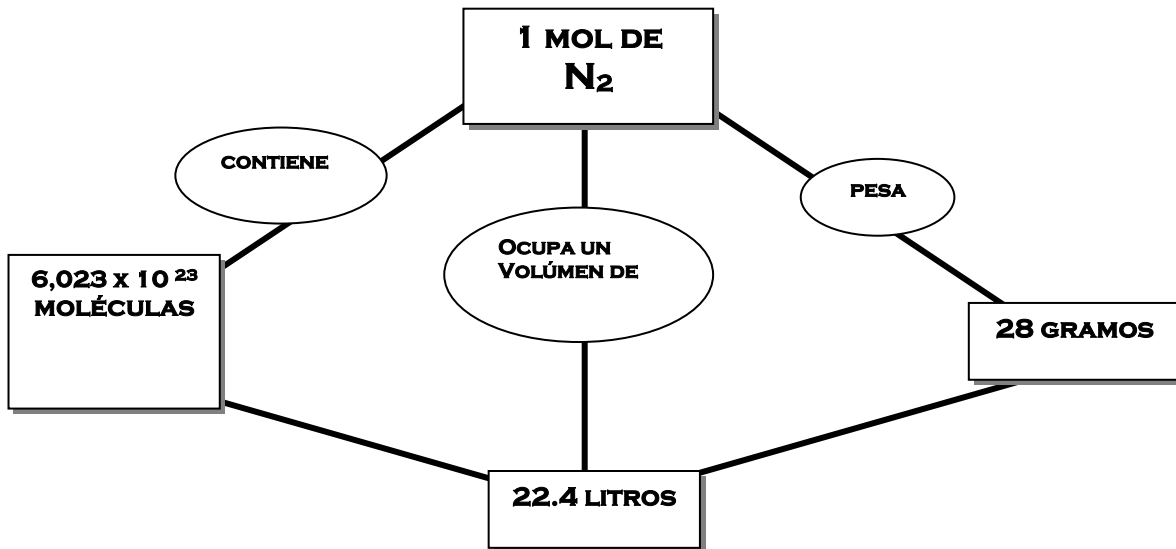
Símbolo	Z	A	Nº de protones	Nº de electrones	Nº de neutrones	Carga eléctrica
$\text{C}_6^{13}$		13				0
	5	11		5		0





			20		20	0
		31		15	16	
N <sub>7</sub> <sup>14</sup>						

Repasando los conceptos teóricos; vemos que: si el Nitrógeno se encontrara en condiciones CNPT, podríamos establecer las siguientes relaciones:



14. Alrededor del 75% del peso corporal de una persona está constituido por agua. Para una persona de 65 kilos calcular:
- Los moles de moléculas de agua que la conforman
  - La cantidad de moléculas de agua
  - La cantidad de átomos de hidrógeno.
15. Cuántos a) moles, b) moléculas, c) litros en CNPT, d) átomos de nitrógeno, están contenidos en 75 gramos de nitrógeno gaseoso.



## TRABAJO PRÁCTICO Nº 2

<b>Contenidos</b>	Uniones químicas: iónicas, covalentes y metálicas. Características. Propiedades de las uniones. Uniones químicas intermoleculares: Fuerzas de Van der Waals, Dipolo, Unión puente de hidrógeno.
<b>Objetivos específicos</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Identificar y diferenciar distintos tipos de uniones químicas.</li> <li>Enunciar las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes.</li> <li>Reconocer otros tipos de uniones químicas.</li> </ul>

*Definamos algunos conceptos para comenzar a realizar las actividades...*

### UNIONES QUÍMICAS

Los electrones de la capa externa del átomo, también llamados electrones de valencia, son los que determinan las propiedades químicas de un determinado elemento químico. Se observa experimentalmente que cuando un átomo tiene su nivel electrónico externo completo, posee una gran inercia química, es decir, no reacciona químicamente. Tal es el caso de los gases nobles, raros o inertes que pertenecen al grupo 18 de la Tabla Periódica, y poseen 8 electrones en el último nivel (Ne, Ar, Kr, Xe y Rn), a excepción del He que completa su único nivel ( $1s^2$ ) con solo 2 electrones.

En base a esto podemos inferir que los elementos reaccionan entre sí debido a que su última capa electrónica está incompleta, y cuando dos elementos forman un compuesto, tienden a adquirir la configuración electrónica completa, asemejándose al gas noble más próximo, dentro de la Tabla Periódica. Esta configuración es la **más estable**, y por ende, la más probable. Debido a que los gases nobles poseen 8 electrones de valencia (excepto el Helio), la tendencia a adquirir esta configuración, se la conoce como **Regla del Octeto**.

Según la posición relativa de un elemento respecto a la de los gases nobles en la Tabla Periódica, éste tenderá a ganar, perder o compartir los electrones de su última capa con otros elementos y unirse a ellos. Surge así el concepto de **unión química**.

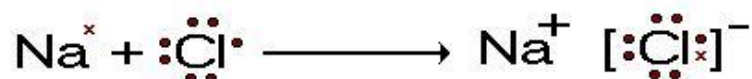
Existen tres tipos de uniones químicas: iónica, covalente y metálica.

### UNIÓN IÓNICA

Se forma por transferencia de electrones de un átomo a otro. El átomo que pierde electrones se transforma en **catión** (ión positivo) adquiriendo una carga positiva por cada electrón perdido; de igual forma, el átomo que los adquiere se transforma en **anión** (ión negativo) tomando una carga negativa por cada electrón adquirido. Se genera así una atracción electrostática de cargas de signo opuesto que es la base de este tipo de unión química. Los electrones no intervienen en la unión, esta se forma por atracción entre cargas positivas y negativas (los iones).



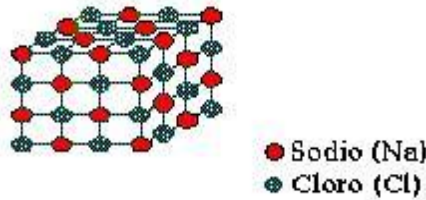
[Na]:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  -----> el sodio posee 1 electrón de valencia  
[Cl]:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  ----> el cloro posee 7 electrones de valencia



Los iones formados se atraen hasta un cierto límite, pues deben soportar una repulsión originada por la carga electrónica exterior de los mismos iones. Estas fuerzas de atracción y repulsión se extienden en el espacio en todas direcciones, con lo cual cada ión se rodea de iones de signo opuesto. No se forman moléculas sino un ordenamiento en forma de red cristalina. Por ejemplo, el Cloruro de Sodio (NaCl) adquiere una estructura de red cúbica donde cada ión está rodeado de seis iones de signo opuesto, con



seis iones sodio y cloruro alternados en los vértices.



**Cristal Cúbico de Cloruro de Sodio (NaCl)**

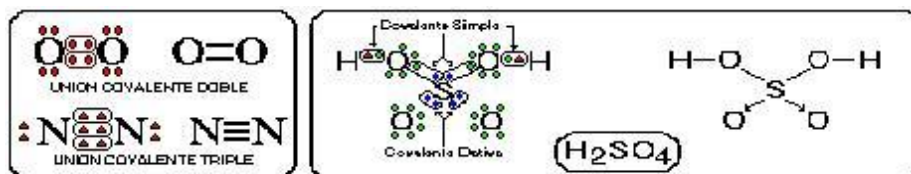
Debería escribirse  $(Na^+)_n(Cl^-)_n$  pues no existen moléculas pero por comodidad se escribe NaCl y al peso molecular se lo denomina peso fórmula. Los compuestos iónicos al fundirse o disolverse en un solvente adecuado (agua), se separan en sus iones y cada uno de ellos se rodea de moléculas del solvente (solvatación), teniendo la particularidad de conducir la corriente eléctrica.

**UNIÓN COVALENTE**

En este tipo de unión los electrones son compartidos por ambos átomos. Existen dos tipos de uniones covalentes:

1. **Covalente Simple, Doble o Triple:** cada átomo aporta uno, dos o tres electrones de los pares compartidos respectivamente.
2. **Covalente Dativa o Coordinada:** un solo átomo aporta el par electrónico compartido.

Los elementos que forman uniones covalentes, son aquellos que se encuentran cerca entre sí dentro de la clasificación periódica (electronegatividades similares). Estos elementos tienen equilibrada su tendencia a ganar o perder electrones y al formar la unión se rodean de 8 electrones (regla del octeto), excepto el Hidrógeno que adquiere la configuración del He (2 electrones).



Al formarse la unión química entre dos átomos, sus orbitales atómicos se superponen originando un orbital molecular:



Entre ambos extremos (iónica y covalente) existe una gran cantidad de compuestos que presentan uniones covalentes con cierto carácter iónico (polaridad de enlace). A este tipo de uniones se las denomina **covalente polar**, y es el caso de la molécula de agua.

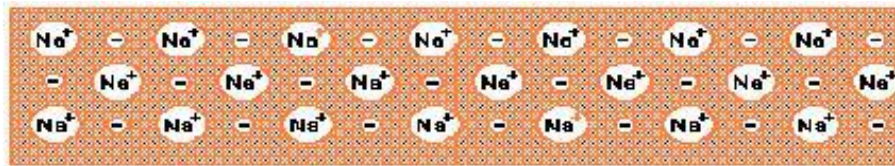




## UNIÓN METÁLICA

Como los átomos metálicos pierden fácilmente electrones, quedan los correspondientes cationes unidos por un cierto número de electrones móviles que van ocupando, en constante movimiento, los orbitales libres de los iones positivos. Por lo tanto puede decirse que un trozo de metal es “un conjunto de cationes sumergidos en un mar de electrones móviles”. Estos electrones son los que conducen la corriente eléctrica.

Los metales, especialmente los de los grupos 1A y 2A, tienen tendencia a perder sus electrones de valencia formando una nube electrónica alrededor de todos los núcleos metálicos. La unión se establece entre el ión metálico cargado positivamente y la nube electrónica cargada negativamente.

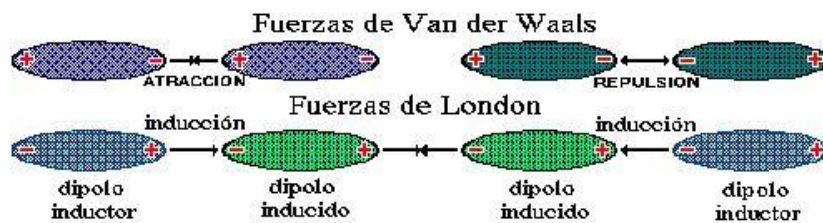


Los electrones de valencia se desplazan a lo largo del metal confiriéndole a este sus propiedades características: brillo (reflexión de fotones por parte de los electrones), conductividad, etc.

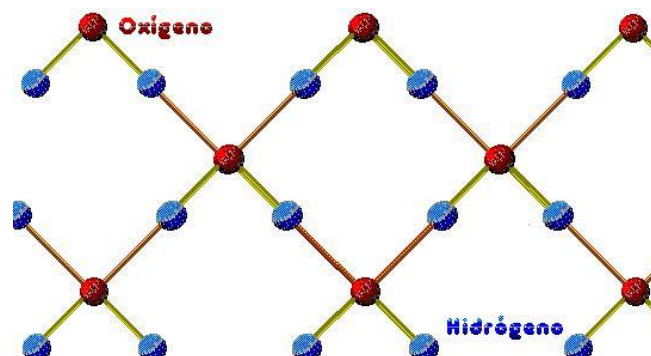
## UNIONES INTERMOLECULARES

Las uniones covalentes entre átomos generan moléculas. A su vez las moléculas interactúan entre sí atrayéndose y repeliéndose. A este tipo de interacciones se las denomina fuerzas de Van der Waals y a la unión se la denomina unión de Van der Waals.

En las moléculas polares se producen interacciones dipolo-dipolo y en las no polares, los electrones de moléculas vecinas generan dipolos inducidos. Este tipo de uniones permite explicar distintas propiedades de los compuestos químicos.



Existe otro tipo de unión intermolecular que es la **unión puente hidrógeno**. Esta se verifica en moléculas que poseen hidrógeno unido a átomos muy electronegativos como F, O o N. Debido a la diferencia de electronegatividad, los hidrógenos se cargan positivamente en forma parcial y son atraídos por los átomos electronegativos de moléculas vecinas:





Indique cuáles de las siguientes afirmaciones son Verdaderas (V) o Falsas (F), justificando sus respuestas.

- Las uniones covalentes típicas se producen al unirse dos átomos de un mismo elemento no metálico.
- La unión iónica se producen entre átomos de baja electronegatividad.
- La polaridad de un enlace depende de la diferencia entre los valores de electronegatividad de los átomos que lo forman.

1. En el siguiente cuadro, indique con una cruz en el casillero correspondiente, cuales de las siguientes características corresponden a los compuestos iónicos y cuales a los covalentes:

CARACTERÍSTICAS	IÓNICOS	COVALENTES
Son sólidos de puntos de fusión de medianos a elevados		
Las uniones se forman por compartir electrones		
Son gases, líquidos o sólidos con puntos de fusión bajos		
Fundidos y en solución acuosa conducen bien la electricidad		
Las uniones se forman con transferencia de electrones		
La mayoría son solubles en agua		
La mayoría son solubles en solventes orgánicos e insolubles en agua		
Forman moléculas		

2. Indique cual/es de las siguientes afirmaciones referidas al enlace iónico son falsas:

- basada en la transferencia de electrones entre átomos
- se establece entre átomos cuya diferencia de energías de ionización es pequeña
- producida entre un elemento metálico y uno no metálico

3. Defina fuerzas de Van der Waals. ¿Cuántos tipos de dipolo se conocen? Cite características de ellos. Defina unión puente hidrógeno, cite sus propiedades.

4. Elabore una red o mapa conceptual con los distintos tipos de uniones químicas intra e intermoleculares

5. Definir Complejo, índice de coordinación, ligando.

6. ¿Qué metales forman los siguientes Complejos de interés biológico: Hemoglobina, Clorofila, Vitamina B?



### TRABAJO PRÁCTICO Nº 3

<b>Contenidos</b>	Sistemas dispersos, mezclas. Soluciones. Ejemplos: soles y geles. La sangre. Unidades de concentración. Propiedades coligativas.
<b>Objetivos específicos</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Enumerar y ejemplificar las principales clases de soluciones</li><li>▪ Definir y ejemplificar las principales unidades de concentración</li><li>▪ Describir las propiedades coligativas de las soluciones</li><li>▪ Distinguir entre ósmosis y diálisis</li></ul>

*Para comenzar analicemos los siguientes conceptos....*



1) Aparear las siguientes columnas relacionando las definiciones de las distintas unidades de concentración:

Relación del número de moles de una sustancia por litro de solución.
Relación del número de moles de una sustancia con el número total de moles.
Número de equivalentes gramo de soluto por cada litro de solución.
Número de pesos fórmula por cada litro de solución.
Masa en gramos de soluto por cada 100 ml de solución.
Número de moles por cada 1000 gramos de solvente.

<b>FORMALIDAD</b>
<b>MOLALIDAD</b>
<b>% P/V</b>
<b>NORMALIDAD</b>
<b>% P/P</b>
<b>MOLARIDAD</b>
<b>FRACCION MOLAR</b>

2) Definir Osmolaridad. Qué utilidad tiene

3) Definir los siguientes conceptos:

- a) **SOLES:**
- b) **GELES:**
- c) **DIALISIS:**



- 4) El promedio de concentración de iones  $\text{Ca}^{2+}$  en el plasma sanguíneo es  $2,5 \times 10^{-3} \text{ M}$ . Si una persona tiene 2,8 litros de plasma sanguíneo, ¿Cuál es la masa promedio de  $\text{Ca}^{2+}$  en el plasma sanguíneo, y cuál es la concentración de  $\text{Ca}^{2+}$  en mg/ dl?
- 5) Se disuelven 0,5 moles de cloruro de sodio en 1500 ml de solución. Calcular la Osmolaridad y el % P/ V. Si a la solución original se le agrega agua hasta 5000 ml, cuántos moles contiene el recipiente?
- 6) El jugo gástrico humano contiene HCl. Cuando una muestra de 26.2 gramos de jugo gástrico se diluye con agua hasta un volumen final de disolución de 200 ml, se obtiene  $5.28 \times 10^{-3} \text{ M}$  en HCl. Calcular el porcentaje P/ P en el jugo gástrico.

#### TRABAJO PRÁCTICO Nº 4

<b>Contenidos</b>	Compuestos químicos. Óxidos ácidos y básicos. Hidróxidos. Oxácidos. Sales. Hidrácidos y haluros. Nociones de Radioactividad. Unidades de medida de radiación.
<b>Objetivos específicos</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Determinar números de oxidación en distintos compuestos</li><li>▪ Reconocer y diferenciar distintos compuestos químicos</li><li>▪ Identificar reactivos y productos en una ecuación química</li><li>▪ Balancear ecuaciones químicas</li><li>▪ Definir Radioactividad y enumerar sus efectos</li><li>▪ Analizar las unidades de medida de radiación.</li></ul>

*Para comenzar analicemos las siguientes reglas....*

#### NÚMEROS DE OXIDACIÓN

##### Reglas generales para calcular números de oxidación

1. El número de oxidación de un elemento al estado libre, es decir que no forme parte de un compuesto como: Na,  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ , es igual a cero.
2. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es igual a cero.
3. El número de oxidación de un ión monoatómico como el  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ , etc, es igual a su carga.
4. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en un ión poliatómico como  $\text{SO}_4^{2-}$ , es igual a su carga.
5. El hidrógeno combinado posee número de oxidación +1, salvo en los hidruros que es -1.
6. El oxígeno combinado tiene un número de oxidación -2, salvo en los peróxidos que es -1 y en los superóxidos que es -1/2.
7. El Flúor siempre actúa con número de oxidación -1.
8. Los elementos del Grupo I tienen número de oxidación +1 y los del grupo II tienen número de oxidación +2.
9. Los Halógenos cuando actúan como elementos más electronegativos del compuesto lo hacen con número de oxidación -1.
10. El azufre cuando actúa como elemento más electronegativo del compuesto lo hace con número de oxidación de -2.



1. Calcule el número de oxidación de:

1. el Azufre en:  $H_2SO_4$ ,  $Al_2S_3$ .
2. el hidrógeno en:  $NaH$ ,  $NH_4^+$ ,  $H_2$

2. Establezca el número de oxidación de los distintos elementos en los siguientes compuestos:

- a.  $CH_4$ ,  $NH_3$
- b.  $AlH_3$ ,  $NaH$

**NOMENCLATURA**

En la siguiente Tabla figuran algunas especies químicas con su nomenclatura. Este listado no es exhaustivo, ya que no aparecen elementos cuyo único número de oxidación puede deducirse de su ubicación en la Tabla periódica, otros que no son los más usuales, y aquellos cuya denominación es fácilmente deducible, teniendo como datos los números de oxidación que presentan habitualmente.

CATIONES			ANIONES		
CATIÓN	NOMENCLATURA IUPAC	NOMENCLATURA TRADICIONAL	ANIÓN	NOMENCLATURA IUPAC	NOMENCLATURA TRADICIONAL
$Fe^{+2}$	ión hierro (II)	ión ferroso	$CO_3^{2-}$	ión carbonato	ión carbonato
$Fe^{+3}$	ión hierro (III)	ión férrico	$HCO_3^-$	ión hidrógenocarbonato	ión bicarbonato
$Cu^+$	ión cobre (I)	ión cuproso	$SO_3^{2-}$	ión sulfato (IV)	ión sulfito
$Cu^{+2}$	ión cobre (II)	ión cúprico	$SO_4^{2-}$	ión sulfato (VI)	ión sulfato
$Co^{+2}$	ión cobalto (II)	ión cobaltoso	$NO_2^-$	ión nitrato (III)	ión nitrito
$Co^{+3}$	ión cobalto (III)	ión cobáltico	$NO_3^-$	ión nitrato(V)	ión nitrato
$Mn^{+2}$	ión manganeso (II)	ión manganeso	$Cl^-$	ión cloruro	ión cloruro
$Mn^{+3}$	ión manganeso (III)	ión mangánico	$ClO^-$	ión clorato (I)	ión hipoclorito
$Pb^{+2}$	ión plomo (II)	ión plumboso	$ClO_2^-$	ión clorato (III)	ión clorito
$Pb^{+4}$	ión plomo (IV)	ión plúmbico	$ClO_3^-$	ión clorato (V)	ión clorato
$NH_4^+$	ión amonio	ión amonio	$ClO_4^-$	ión clorato (VII)	ión perclorato
$H_3O^+$	ión hidronio (oxonio)	ión hidronio	$MnO_4^{2-}$	ión manganato (IV)	ión manganato
$Hg_2^{+2}$	ión mercurio (I)	ión mercurioso	$MnO_4^-$	ión manganato (VII)	ión permanganato
$Hg^{+2}$	ión mercurio (II)	ión mercúrico	$Cr_2O_7^{2-}$	ión dicromato (VI)	ión dicromato
$Cr^{+2}$	ión cromo (II)	ión cromoso	$CrO_4^{2-}$	ión cromato (VI)	ión cromato
$Cr^{+3}$	ión cromo (III)	ión crómico	$CN^-$	ión cianuro	ión cianuro
$Ag^+$	ión plata	ión plata	$OH^-$	ión hidróxido	ión hidróxido
$Zn^{+2}$	ión cinc	ión cinc	$S^{2-}$	ión sulfuro	ión sulfuro
$Cd^{+2}$	ión cadmio	ión cadmio	$PO_4^{3-}$	ión ortofosfato (V)	ión ortofosfato
			$PO_3^-$	ión metafosfato (V)	ión metafosfato
			$P_2O_7^{4-}$	ión pirofosfato (V)	ión pirofosfato
			$H^-$	ión hidruro	ión hidruro

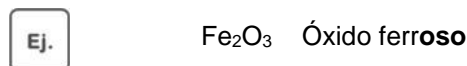




### NOMENCLATURA DE COMPUESTOS CON OXÍGENO

Cuando el oxígeno se une a Metales o No Metales, da compuestos denominados **óxidos**, **básicos** (con un Metal) o **ácidos** o **anhídridos** (con un No Metal). Se nombran como óxidos del metal o no metal correspondiente. El número de oxidación del oxígeno en todos estos compuestos es  $-2$ .

En la nomenclatura tradicional se mantiene la terminación **-oso** o **-ico**.



Cuando se unen dos no metales, para evitar ambigüedad, se los nombra con un sistema de **prefijos** para ambos elementos. Los prefijos son: mono, di, tri, tetra, penta, hexa, etc.

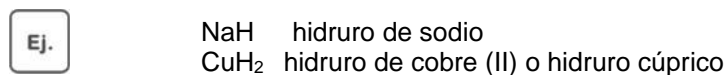


3. Complete la siguiente tabla:

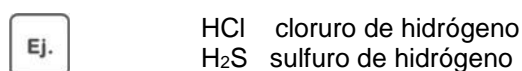
FÓRMULA	NOMBRE
$\text{Cu}_2\text{O}$	
	Óxido de plomo (II)

### NOMENCLATURA DE COMPUESTOS CON HIDRÓGENO

Cuando el hidrógeno se une a metales, actúa con número de oxidación  $-1$ , los compuestos se denominan **hidruros** y se nombran como "**hidruro** de ..... metal ( $n^{\circ}$  oxidación)" o se agrega la terminación que corresponda según la nomenclatura tradicional.



En cambio cuando el hidrógeno se une a no metales, actúa con número de oxidación  $+1$  y los compuestos se nombran "no metal ...**uro** de hidrógeno"



**Excepciones:** algunos compuestos conservan el nombre común, por ejemplo: agua,  $\text{NH}_3$  amoníaco y  $\text{PH}_3$  fosfano o fosfina.

Al disolverse en agua algunos de estos compuestos actúan como **ácidos**, los que se nombran agregando a la raíz del No Metal el sufijo "**hídrico**" precedido de la palabra "ácido".



4. Complete la siguiente tabla:

FÓRMULA	NOMBRE
$\text{H}_2\text{S}$	
	Bromuro de hidrógeno
$\text{HF}$	
	Ioduro férrico



### NOMENCLATURA DE COMPUESTOS DE METAL Y NO METAL

Se nombran como “no metal.....**uro** de metal”. Si el metal posee más de un número de oxidación, se indica con un numeral romano entre paréntesis (numeral de Stock) el número de oxidación correspondiente.



KCl cloruro de potasio

En la nomenclatura antigua o tradicional, se asigna la terminación “**oso**” para indicar el metal que presenta el menor número de oxidación y la terminación “**ico**” para el mayor número de oxidación.



Cu<sub>2</sub>S sulfuro cuproso

CuS sulfuro cúprico

El Metal se escribe a la izquierda, debido a que tiene número de oxidación positivo.



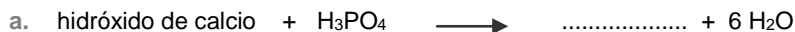
Complete la siguiente tabla:

FÓRMULA	NOMBRE
KBr	
CaCl <sub>2</sub>	Fluoruro de cobre (II)
	Sulfuro ferroso

5. Complete la siguiente tabla:

NOMBRE TRADICIONAL	NOMBRE IUPAC	FÓRMULA MOLECULAR
Amoníaco		
	Trióxido de Azufre	
Hidróxido férrico		
Cloruro de sodio		

6. Complete las siguientes reacciones de neutralización, balancee y nombre a cada compuesto o escriba la fórmula molecular si falta.



*Para elaborar esta segunda parte del trabajo práctico es conveniente que retome los siguientes temas:* Radioactividad: nociones elementales, unidades, efectos, aplicación en las Ciencias de la Salud.

7. Defina el concepto de Radioactividad. ¿Qué tipos de elementos la producen?

8. Elaborar una tabla con los distintos tipos de Unidades utilizadas para medir la radiación.

9. Muchos marcadores radiactivos son utilizados en la práctica médica habitual, como marcadores para investigar enfermedades en distintos órganos. Elabore un cuadro con algunos isótopos radiactivos,



estableciendo sus vidas medias, sus utilidades y aplicaciones médicas como marcadores en el cuerpo humano y coloque la información en la siguiente tabla:

Isótopo	Vida media	Usos en medicina

10. Los tratamientos de cobalto empleados en Medicina para detener ciertos tipos de cánceres se basan en la capacidad de los rayos gamma para destruir tejidos cancerosos. El isótopo 60 de cobalto se desintegra emitiendo partículas beta y rayos gamma con una vida media de 5.27 años: ¿qué cantidad de este isótopo permanecerá en una muestra de 5 ug luego de transcurridos 21.08 años?

#### TRABAJO PRÁCTICO N° 5

##### Contenidos

Sistemas Cerrados, abiertos y aislados. Conceptos básicos de termodinámica. Cinética química. Ley de acción de masas.

##### Objetivos específicos

- Analizar las funciones de estado de un sistema termodinámico.
- Definir las distintas funciones termodinámicas.
- Analizar las variaciones de las funciones termodinámicas.
- Definir la Ley de acción de masas.

*Para poder resolver las siguientes actividades sería conveniente que revise tus apuntes de clases o algunos de los libros sugeridos en la bibliografía...*

3. Definir funciones de estado. Caracterizar a los sistemas abiertos, cerrados y aislados.

4. Buscar ejemplos de conversiones energéticas en procesos biológicos:

- c. Energía lumínica:
- d. Energía calórica:
- e. Energía química:
- f. Energía eléctrica:

3. Un deportista puede disipar unas 5000 Kcal diarias. Suponiendo que no existe mecanismo refosforilante del ADP y, teniendo en cuenta que el peso molecular del ATP= 490, calcule cuál será el peso de ATP con que se debería contar para obtener dicha cantidad de kilocalorías.



5. Enunciar los principios de la Termodinámica.
5. Qué características poseen las reacciones endergónicas y exergónicas?
6. Expresar la ecuación de equilibrio para la reacción del carbonato que reacciona con protones para dar bicarbonato, esencial para mantener el pH sanguíneo dentro de un estrecho rango.
7. ¿Cuáles son las variables que pueden afectar un equilibrio químico? Enunciar el principio de Le Chatelier.
8. La siguiente reacción química se encuentra en equilibrio:  
$$\text{Lactato} + \text{NAD}^+ \rightleftharpoons \text{Piruvato} + \text{NADH} + \text{H}^+$$

Si aumenta la concentración de Lactato, ¿en que sentido transcurrirá la reacción y que ocurrirá con la concentración de lactato?

9. ¿Cuáles son los factores que afectan a la velocidad de una reacción química?

#### TRABAJO PRÁCTICO Nº 6

##### Contenidos

El carbono. Alcanos, alquenos y alquinos. Isomería. Compuestos aromáticos. Núcleos condensados.

##### Objetivos específicos

- Analizar las uniones del átomo de carbono.
- Enunciar propiedades de alcanos, alquenos y alquinos.
- Definir isomería.

*Para resolver los siguientes ejercicios consulta con tus apuntes o la bibliografía sugerida, si tenés dificultades no dudes en consultar con tus profesores....*

6. ¿Cuáles son los distintos tipos de enlaces que puede tener el átomo de carbono? Esquematizarlos sintéticamente.
7. Elaborar un cuadro con las principales características y propiedades físicas y químicas de los alcanos, alquenos y alquinos.
8. Definir isomería. ¿Cuántos tipos de isomería existen? Ejemplificar.
9. Caracterizar a los compuestos químicos de isomería CIS y TRANS, teniendo en cuenta: reactividad química, estabilidad, contenido energético.
- 10.
11. Realizar un esquema con los distintos efectos electrónicos que se presentan en las moléculas orgánicas.
12. Caracterizar a las rupturas homolíticas y heterolíticas. ¿Qué son los radicales libres?
11. ¿Qué es la resonancia? Ejemplificar.
12. ¿Qué efectos provocan en la salud el benceno, antraceno, naftaleno y tolueno?
13. La tetraciclina es un antibiotico utilizado en Medicina. Dentro de su estructura se encuentran unos anillos condensados de benceno. Esquematizarlo. Que otros anillos condensados de benceno se encuentran en compuestos utilizados en la salud.



### TRABAJO PRÁCTICO N° 7

#### Contenidos

Compuestos orgánicos elementales: alcohol, aldehído, cetona, éter, ácidos orgánicos. Colorantes. Aminas y amidas

#### Objetivos específicos

- Analizar las propiedades físicas y químicas de los distintos compuestos orgánicos.
- Definir colorantes.



*A continuación analizaremos los principales grupos funcionales orgánicos...*

13. Elaborar un esquema con los distintos grupos funcionales y sus principales características:
14. ¿Cuál de los compuestos químicos que se encuentran en la membrana celular poseen el grupo funcional alcohol dentro de su estructura? ¿Cuáles contienen al grupo aldehído o cetona en su estructura?
15. ¿Qué tipo de isomería puede presentarse en los aldehídos? Ejemplificar.
16. ¿Cómo se forman los hemiacetales y acetales? ¿En qué tipo de biomoléculas se encuentran estos compuestos?
17. ¿Qué es el hidrato de cloral? ¿Qué utilidad médica posee?
18. ¿Qué enfermedad provoca un aumento de propanona en nuestro organismo? ¿Cómo se lo elimina?
19. ¿De qué tipo de compuesto químico deriva la Vitamina K? Graficarla.
20. ¿Cuáles son las condiciones que debe reunir una molécula para ser considerada un colorante?
21. Definir grupo cromóforo y auxocromo.



### TRABAJO PRÁCTICO N° 8

#### Contenidos

Teorías ácido base. pH. Escala de pH. Soluciones buffer. Oxido Reducción. Ciclo de Krebs. Cadena respiratoria.

#### Objetivos específicos

- Definir ácidos y bases.
- Analizar la composición de soluciones buffer.
- Definir oxidante y reductor.
- Caracterizar químicamente a los componentes del ciclo de Krebs.
- Analizar la cadena de transporte electrónico.



*A continuación analizaremos los principales grupos funcionales orgánicos...*

1. Elaborar una tabla con las definiciones de ácidos y bases según los distintos autores:
2. ¿Qué valores toma la escala de pH? Graficar indicando las concentraciones aproximadas de iones oxhidrilos y protones en los puntos de pH: 1, 5, 7, 9 y 14.
3. ¿Qué es la lluvia ácida? ¿Qué compuestos químicos intervienen en su formación?
4. La orina es un sistema acuoso en el cual se encuentran disueltos coloides, macromoléculas como proteínas, iones como  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  y moléculas como glucosa, aminoácidos, urea, ácido úrico, etc. Calcule la concentración de oxhidrilos de una muestra de orina cuyo pH es 5.80.
5. ¿Cómo se forman las soluciones reguladoras? ¿Cuáles son las principales soluciones buffers que se encuentran en nuestro organismo?
6. ¿Cuáles son los valores normales del pH sanguíneo? ¿Qué es la alcalosis y acidosis?
7. Elaborar una tabla con las definiciones de oxidación y reducción según los distintos autores:
8. ¿Qué es la electrolisis? Escribir la ecuación de Nerst.
9. ¿Cuáles son las Leyes de Faraday? Enunciarlas.
10. Esquematizar sintéticamente el ciclo de Krebs. Analizar los cambios producidos en los ácidos que lo componen.
11. ¿Cuáles son los componentes de la cadena de transporte electrónico?. Describirlas brevemente



### TRABAJO PRÁCTICO N° 9

#### Contenidos

Hidratos de Carbono simples. Monosacáridos. Disacáridos. Homo y Heteropolisacáridos.

#### Objetivos específicos

- Definir y clasificar glucidos.
- Analizar los casos de isomería en hidratos de carbono.
- Caracterizar químicamente a los homo y heteropolisacáridos.



*A continuación analizaremos los principales hidratos de carbono....*

1. Elaborar un mapa conceptual esquematizando la clasificación de los Hidratos de Carbono.
2. Definir mutarrotación, enantiómeros, diastereoisomería, epimeros y anomeros.
3. ¿Qué es la glucólisis? Esquematizar dicho proceso a nivel celular.
4. Esquematizar la conformación de silla de la glucosa.
5. ¿Qué son los disacáridos? ¿Cuáles son los disacáridos más importantes? ¿Cómo están constituidos?
6. Mediante un cuadro comparativo detalle la clasificación de polisacáridos y establezca diferencias entre ellos.
7. Describir la estructura y propiedades del glucógeno, amilosa, amilopectina y celulosa.
8. ¿Que son los heteropolisacáridos? ¿Como están formados? ¿Qué importancia tienen en el organismo humano?.
9. Lea las afirmaciones que se presentan a continuación [El almidón es un heteropolisacárido] porque [está formado por amilosa y amilopectina]. Establezca si son verdaderas o falsas, seleccionando una de las siguientes opciones:
  - a) Las dos afirmaciones son verdaderas y tienen relación causa efecto.
  - b) Las dos afirmaciones son verdaderas pero no tienen relación causa efecto.
  - c) La primera afirmación es verdadera pero la segunda es falsa.
  - d) La primera afirmación es falsa pero la segunda es verdadera.
  - e) Las dos afirmaciones son falsas.



**TRABAJO PRÁCTICO Nº 10**

<b>Contenidos</b>	Aminoácidos. Proteínas: clasificación y estructura. Enzimas: clasificación y mecanismo de acción.
<b>Objetivos específicos</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Clasificar aminoácidos.</li> <li>▪ Analizar las estructuras de las proteínas.</li> <li>▪ Caracterizar químicamente a las enzimas.</li> </ul>

*A continuación analizaremos la estructura y propiedades de las proteínas...  
 Comencemos por sus constituyentes básicos, los aminoácidos....*

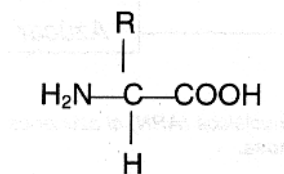


1. **Elaborar un mapa conceptual esquematizando la clasificación de los Aminoácidos esenciales. ¿Por qué se denominan esenciales?**
2. **¿Cómo se forma un enlace peptídico? ¿Qué características posee?.**

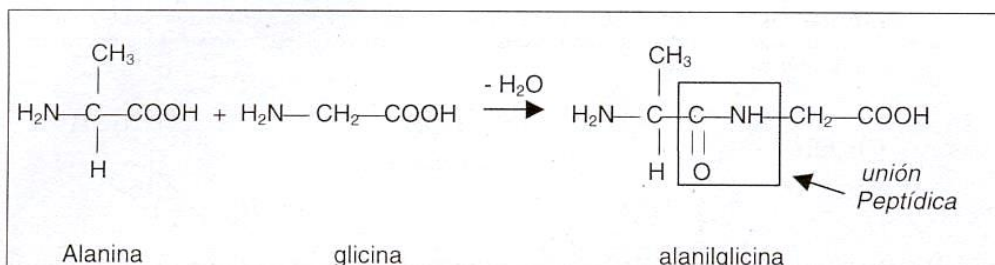
**PROTEÍNAS**

Las proteínas son biopolímeros que resultan de la **unión peptídica** de gran cantidad de moléculas pequeñas que se llaman **aminoácidos**. Las proteínas se encuentran en todos los seres vivos. Constituyen la piel, los tendones, nervios, parte de la sangre, ciertas hormonas como la insulina. La mayoría de las enzimas, que son catalizadores específicos de las reacciones químicas en los seres vivos, también son proteínas. También son fibras protéicas el pelo, la seda, la lana.

Los aminoácidos son moléculas que tienen un grupo **amino** y un grupo **carboxilo** en la molécula. Los aminoácidos que forman la estructura de las proteínas son **alfa aminoácidos**, es decir que tienen el grupo amino en el carbono adyacente al grupo carboxilo, su fórmula general es:

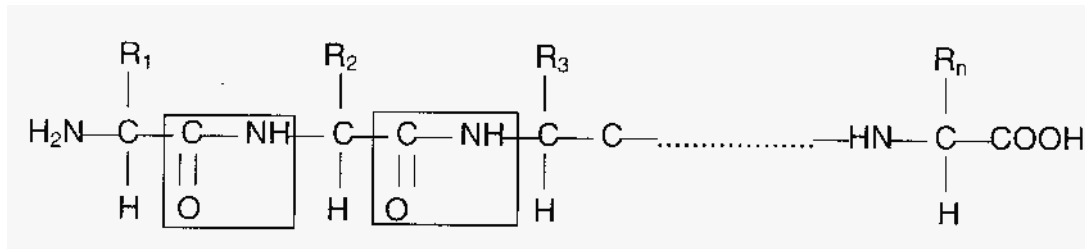


Los aminoácidos están unidos entre sí por uniones llamadas **uniones peptídicas**, formadas por pérdida de agua entre el grupo amino de uno y el carboxilo de otro. Estas uniones son del tipo amida.



Si el producto resulta de la unión de dos aminoácidos es un dipéptido. Cuando se unen tres, cuatro, etc, se tienen los **tripéptidos**, **tetrapéptidos**, etc. Cuando el número de aminoácidos unidos determina un peso molecular menor de 10.000 se habla en general de polipéptidos, o simplemente péptidos, y cuando el peso molecular es mayor, se tienen proteínas. La representación general de la estructura primaria de una proteína es:





El orden o secuencia en que se unen los aminoácidos constituye la estructura primaria de una proteína, varía de una proteína a otra y está dictada por otro ordenamiento específico existente en la célula, es decir que no es al azar sino por el contrario, sigue un programa específico.

3. **Realice una red o mapa con la clasificación de las proteínas, indicando las propiedades más importantes de ellas, ejemplificando.**
4. **Diferenciar y caracterizar los distintos niveles de organización de las proteínas. Ejemplificar en cada caso.**
5. **¿Qué son las enzimas? ¿Cómo se clasifican?**
6. **Mediante un esquema analice los distintos mecanismos de acción de las enzimas.**
7. **¿Que es la inhibición enzimática?. Clasificarlas a través de un esquema describiéndolas brevemente.**
8. Lea las afirmaciones que se presentan a continuación: **[La transaminación es un proceso irreversible]** porque **[las enzimas que catalizan la reacción utilizan fosfato de piridoxal como coenzima]**. Establezca si son verdaderas o falsas, seleccionando una de las siguientes opciones:
  - a) Las dos afirmaciones son verdaderas y tienen relación causa efecto
  - b) Las dos afirmaciones son verdaderas pero no tienen relación causa efecto
  - c) La primera afirmación es verdadera pero la segunda es falsa
  - d) La primera afirmación es falsa pero la segunda es verdadera
  - e) Las dos afirmaciones son falsas



## TRABAJO PRÁCTICO Nº 11

<b>Contenidos</b>	Acidos Nucléicos: ADN y ARN. Nucleótidos y Nucleósidos. Características e importancia biológica.
<b>Objetivos específicos</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Definir y analizar la estructura de nucleósidos y nucleótidos .</li><li>▪ Analizar los diferentes niveles de organización de los ácidos nucleicos.</li></ul>

*A continuación analizaremos la estructura y propiedades de los ácidos nucleicos...  
Comencemos por definir algunos conceptos....*

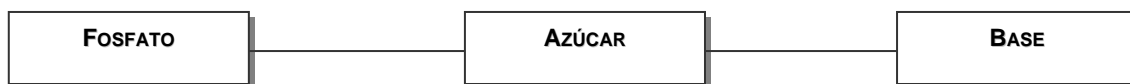
### ÁCIDOS NUCLEICOS

Los ácidos Nucléicos se denominan así porque fueron descubiertos en el núcleo celular en el año 1869, aunque también se los puede hallar en el citoplasma. Su estudio constituye uno de los campos más investigados debido a su relación con el mecanismo de la herencia, constitución de virus y algunos tipos de cáncer.

Existen dos tipos de ácidos Nucléicos: el ADN o ácido desoxirribonucleico y el ARN o ácido ribonucleico.

Los ácidos Nucléicos son biopolímeros. Las unidades constituyentes de estas macromoléculas son los llamados nucleótidos. Cada nucleótido está constituido por un azúcar esterificado en el carbono N° 5 con una molécula de ácido fosfórico y unido en posición N° 1 en forma glucosídica con una base nitrogenada. Es decir que los nucleótidos provienen de la unión de:

- base nitrogenada
- azúcar que puede ser ribosa o 2-desoxirribosa
- ácido fosfórico



En los ácidos llamados **ribonucleicos** o ARN el azúcar es la **ribosa**, mientras que en los **desoxirribonucleicos** o ADN es la **2-desoxirribosa**.

Las **bases nitrogenadas** pueden ser: Adenina, Guanina, Citosina, Uracilo y Timina. El ADN contiene Adenina, Citosina, Timina y Guanina, mientras que en el ARN no está presente la Timina pero sí lo está el Uracilo.

La molécula formada por la unión glucosídica entre el azúcar y la base nitrogenada constituye un **nucleósido**.

Un **nucleótido** es un nucleósido que se encuentra esterificado con ácido fosfórico.

1. **Dibujar un nucleótido y un nucleósido del ADN y del ARN. Compararlos.**
2. **Realizar un cuadro comparativo con las características del ADN y ARN.**
3. **Caracterizar a los distintos tipos de ADN.**
4. **A través de un cuadro diferenciar y caracterizar los distintos tipos de ARN**



5. Dibuje la estructura del ATP o trifosfato de adenosina. ¿Qué funciones cumple en el organismo? Diferencie en el esquema a los nucleósidos tri, di y monofosfato.
6. ¿Qué son los nucleótidos modificados? ¿Qué funciones cumplen? Esquematizarlos.

### TRABAJO PRÁCTICO N° 12

<b>Contenidos</b>	Lípidos. Acidos grasos. Lípidos simples y complejos. Terpenos. Esteroles. Vitaminas.
<b>Objetivos específicos</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Definir y analizar la estructura de Lípidos simples y complejos.</li><li>▪ Clasificar y caracterizar químicamente a las vitaminas.</li></ul>

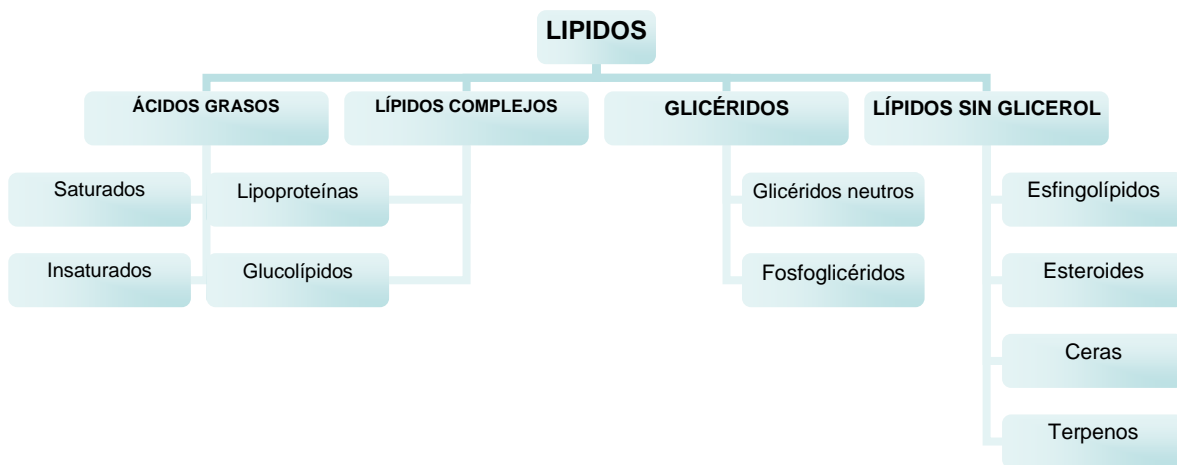
*A continuación analizaremos la estructura y propiedades de los lípidos...  
Comencemos por definir algunos conceptos....*

### LÍPIDOS

Los lípidos son compuestos bioquímicos, que no constituyen biopolímeros, ya que no están compuestos de unidades repetitivas como los anteriormente vistos.

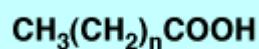
Son insolubles en agua, pero solubles en solventes orgánicos.

Poseen muchas funciones importantes, se los encuentra en las membranas celulares, son una importante reserva de energía en los animales, algunos cumplen funciones importantes como hormonas y vitaminas, etc.



### Ácidos grasos

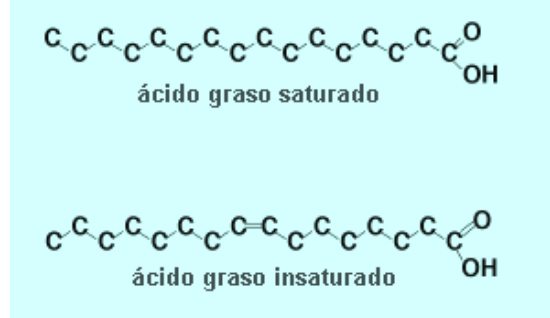
Los ácidos grasos son moléculas formadas por una larga cadena hidrocarbonada de tipo lineal, y con un número par de átomos de carbono. Tienen en un extremo de la cadena un **grupo carboxilo** (-COOH).





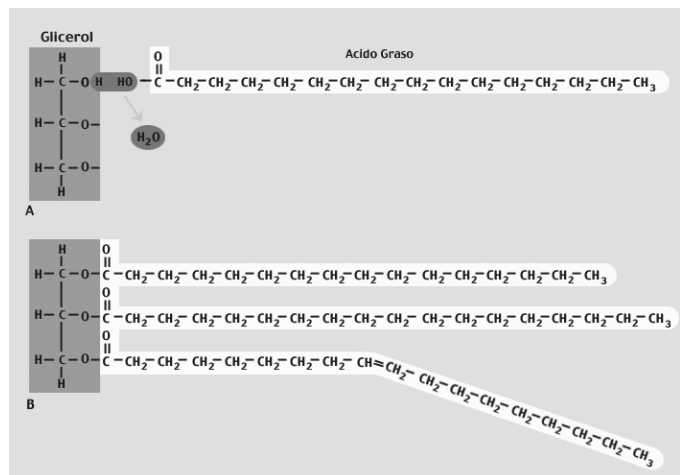
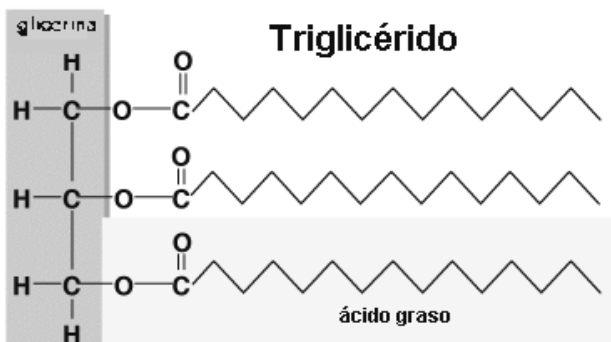
Se conocen unos 70 ácidos grasos que se pueden clasificar en dos grupos:

- Los **ácidos grasos saturados** sólo tienen enlaces simples entre los átomos de carbono. Son ejemplos de este tipo de ácidos el *mirístico* (14C), el *palmitico* (16C) y el *esteárico* (18C).
- Los **ácidos grasos insaturados** tienen uno o varios enlaces dobles en su cadena y sus moléculas presentan codos, con cambios de dirección en los lugares dónde aparece un doble enlace. Son ejemplos el *oléico* (18C: un doble enlace) y el *linoleico* (18C: v. dos dobles enlaces).



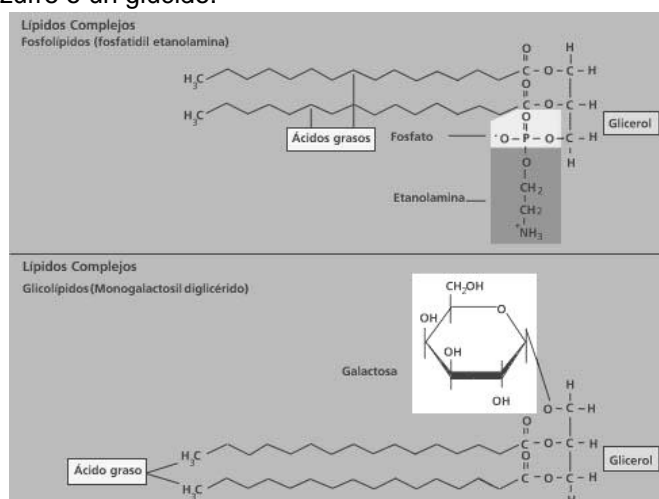
### Acilglicéridos

Son lípidos simples formados por la **esterificación** de una, dos o tres moléculas de ácidos grasos con una molécula de glicerina. También reciben el nombre de **glicéridos** o grasas simples. Esquemáticamente:



### Lípidos complejos

Son lípidos saponificables en cuya estructura molecular además de carbono, hidrógeno y oxígeno, hay también nitrógeno, fósforo, azufre o un glúcido.





1. ¿Cuáles son las principales diferencias de los lípidos con las otras biomoléculas?
2. Clasificar y caracterizar a los lípidos a través de un esquema.
3. Definir y clasificar a las vitaminas a través de un mapa conceptual.
4. Definir y esquematizar a los terpenos. ¿En qué biomoléculas se encuentran estos compuestos químicos?
5. Relacione los términos siguientes con el tipo de biopolímeros:

Unión peptídica  
Nucleótido  
Glucosa  
Aminoácido  
Unión glicosídica  
Ribosa  
Guanina

Proteínas  
Polisacáridos  
Ácidos nucleicos