



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE INGENIERÍA
DIVISIÓN DE CIENCIAS BÁSICAS



SUGERENCIAS PARA LA IMPARTICIÓN DE ASIGNATURAS
DE LOS PLANES DE ESTUDIO 2006

QUÍMICA GENERAL

NOMBRE DE LA ASIGNATURA:

FÍSICA GENERAL Y QUÍMICA

COORDINACIÓN

QUÍMICA

DEPARTAMENTO

Horas/Semana de Teoría: 4.0 Horas/Semana de Laboratorio: 2.0 No. Semanas: 16

Objetivo del curso:

El alumno aplicará los principios básicos de la Química para identificar las propiedades de las sustancias químicas; así también, desarrollará sus capacidades de observación y de manejo de instrumentos.

Introducción:

Este trabajo tiene el propósito de orientar al profesor en el desarrollo del programa de la asignatura "Química General"; para ello, se proporcionan algunas sugerencias para saber hasta qué punto extenderse en la explicación de los conceptos, tomando como base el número de horas asignadas a cada tema, con el fin de que se cubra el 100% del programa en un total de 64 horas. En este trabajo, se involucran las prácticas de laboratorio en el desarrollo de los subtemas, propiciando con ello, la comunión que debe existir entre la teoría y la práctica; adicionalmente, se proponen algunas técnicas didácticas, el uso de nuevas tecnologías, clases virtuales y algunas direcciones electrónicas para que el profesor las consulte. Por otro lado se recomienda la aplicación práctica de todas las reglas para la escritura de las unidades en el Sistema Internacional, en particular, el uso de la coma decimal. Finalmente, debe comentarse que este trabajo no es más que una guía que se propone con el fin de orientar al profesor, quien tiene absoluta libertad para tomar los elementos que juzgue convenientes y elaborar su plan de trabajo, dentro del marco de las horas estipuladas en el programa.

Tema 1. Estructura Atómica (4.0horas / 1.0 semanas)

Objetivo:

El alumno aplicará la teoría atómica actual en la resolución de ejercicios y explicará las propiedades magnéticas de los elementos con base en ésta.

Subtema 1.1. Modelo Atómico de Bohr. Teoría mecánico-ondulatoria de De Broglie.

Por el tiempo tan limitado, se recomienda que no se deduzcan las ecuaciones del modelo atómico de Bohr. El profesor puede dar una explicación concreta de los aspectos más importantes y sobresalientes de dicho modelo y adicionalmente, se sugiere resolver ejercicios en la clase. Con respecto a la teoría de De Broglie, ésta puede explicarse con mucha sencillez y aplicarla en la resolución de problemas, inclusive de Bohr.

Subtema 1.2. Modelo Atómico de la Mecánica Cuántica.

Se explican en términos generales, las aportaciones de algunos científicos como Heisenberg y Schrodinger al modelo atómico de la mecánica cuántica.

Subtema 1.3. Números Cuánticos. Principio de construcción electrónica. Propiedades magnéticas.

Se explica el significado de cada uno de los números cuánticos. Se arma la tabla cuántica y se explica el principio de construcción de aufbau, que permite elaborar la regla de las diagonales, útil para que los alumnos propongan la configuración electrónica de los elementos de la tabla periódica, para tal actividad, se debe explicar previamente el Principio de Exclusión de Pauli y la Regla de Hund, cabe mencionar, que existen otras reglas, como la que indica que una ocupación completa o parcial de los orbitales le da estabilidad al átomo, tal es el caso del cobre y el cromo respectivamente. Resulta conveniente que el profesor realice ejercicios donde se analicen las configuraciones electrónicas para distinguir qué elementos son diamagnéticos, paramagnéticos o ferromagnéticos. Es recomendable comentarle a los alumnos, que la configuración electrónica no es el único parámetro para proponer el carácter magnético de una sustancia, sino también, el acomodo de los átomos en el material de estudio, de ahí que se incurra en errores cuando el pronóstico se basa en la existencia de electrones desapareados o apareados exclusivamente. Tal es el caso, del cobre que al tener un electrón desapareado se supondría que es paramagnético, sin embargo, experimentalmente se ha comprobado que es diamagnético.

Prácticas de laboratorio.

Se tienen diseñadas dos prácticas de laboratorio relacionadas con este tema, cada una de ellas a realizarse en un tiempo de 2 horas: *“Experimento de J. J. Thomson”*, donde el alumno determinará el valor de la relación carga-masa de los electrones; *“Caracterización Magnética de Algunos Elementos”*, donde el alumno aprenderá a clasificar a los elementos empleados, como diamagnéticos, paramagnéticos o ferromagnéticos, y podrá comparar la clasificación experimental con la predicha a partir de su configuración electrónica.

Material digital.

En la página web del Departamento de Química cuya dirección es la siguiente:

<http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/>

se tienen artículos, clases virtuales y presentaciones en power point que tratan los subtemas de el experimento y la teoría de J. J. Thomson, los modelos atómicos hasta Bohr, los números cuánticos y el ciclo de histéresis; adicionalmente, se sugiere consultar las direcciones electrónicas siguientes, para apoyarse en el desarrollo de este tema:

<http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/electromagnet/movimiento/bohr/bohr.htm>

<http://www.ifent.org/lecciones/teoriaatomica/default.htm>

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/atom/tutorial-11.html>

Tema 2. Periodicidad Química (6.0horas / 1.5 semanas)

Objetivo:

El alumno conocerá las principales propiedades periódicas de los elementos y las analogías que presentan los elementos de una misma familia o periodo.

Subtema 2.1. Principales propiedades de los elementos: Masa atómica, punto de ebullición, punto de fusión, densidad, radio atómico, potencial de primera ionización, estructura cristalina, electronegatividad, conductividad térmica y conductividad eléctrica.

Para el desarrollo de este subtema, se propone explicar las propiedades de los elementos relacionándolas entre sí, en la medida de lo posible. Por ejemplo, los metales son poco electronegativos, por lo tanto, tienen una energía de ionización baja. Por otro lado, se sugiere hacer énfasis en las propiedades periódicas de los metales.

Subtema 2.2. Analogías verticales y horizontales.

Estas analogías permiten relacionar más, los conocimientos adquiridos en el subtema anterior, ya que las analogías verticales y horizontales, llevan una lógica y en algunos casos, aumentan o disminuyen en la misma dirección. El profesor, puede presentar estos casos. Por ejemplo, la electronegatividad aumenta a lo largo de un periodo de izquierda a derecha, lo cual coincide con la energía de ionización, con la afinidad electrónica y con la carga nuclear efectiva.

Prácticas de laboratorio.

Por el momento no se ha diseñado una práctica alusiva a este subtema; sin embargo, se propone diseñar una práctica que pueda evidenciar las propiedades de los metales como la conductividad térmica, la conductividad eléctrica, la reactividad química, etc.

Material digital.

Para apoyarse en el desarrollo de este tema, se sugiere que el profesor consulte las direcciones electrónicas siguientes:

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/sisper/sisper.html>

<http://www.educaplus.org/properiodicas/>

<http://www.lenntech.com/espanol/tabla-periodica.htm>

http://www.mcgraw-hill.es/bcv/tabla_periodica/mc.html

<http://apuntes.rincondelvago.com/elementos-quimicos-y-sus-aplicaciones.html>

Tema 3. Enlaces Químicos (8.0horas / 2.0 semanas)

Objetivo:

El alumno identificará las propiedades de las moléculas sencillas con base en los tipos de enlace que presentan.

Subtema 3.1. Tipos de enlaces: covalente, covalente polar, covalente coordinado y enlace iónico.

Se recomienda empezar con el enlace iónico, ya que este subtema requiere de menos tiempo. Es importante indicar entre qué átomos se presenta este enlace, la diferencia de electronegatividades como parámetro para identificar el tipo de enlace y el desarrollo de la configuración electrónica de los iones involucrados en el enlace. Se sugiere utilizar las estructuras de Lewis en el desarrollo del tema.

Subtema 3.2. Propiedades de las moléculas con base en su tipo de enlace.

Pueden presentarse en forma general las propiedades de las moléculas con base en su tipo de enlace, y para profundizar, sería conveniente estudiar primero el subtema 3.3.

Subtema 3.3. Atracciones intermoleculares para moléculas diatómicas. Sólidos, líquidos y gases.

Las atracciones intermoleculares dipolo-dipolo (puente de hidrógeno), ion-dipolo y las fuerzas de dispersión (dipolo instantáneo y dipolo inducido) son útiles para entender el por qué de las propiedades que presentan los compuestos con enlace iónico o covalente, tal es el caso, del punto de fusión, del punto de ebullición, la viscosidad, la tensión superficial y la solubilidad.

Subtema 3.4. Teoría del orbital molecular (TOM). Enlace metálico. Teoría de bandas.

Para explicar la TOM, se recomienda usar libros de ediciones recientes, se sugiere el Chang, ya que en éste se indica que el llenado de los orbitales moleculares depende de la cantidad total de electrones que posee una molécula diatómica; así, se tiene que las moléculas con 14 o menos electrones tienen un orden de llenado distinto a aquellas que poseen más de 14 electrones. Se recomienda hacer ejercicios en clase solicitando la configuración electrónica de moléculas e iones, también ordenarlos en forma creciente o decreciente de estabilidad, usando los criterios de estabilidad siguientes:

- 1.- Orden de enlace (OE). A mayor OE mayor estabilidad.
- 2.- Repulsión protónica. Entre más protones en el núcleo menor estabilidad.
- 3.- Repulsión electrónica. Entre más electrones existan, menor estabilidad.

Para el enlace metálico, se recomienda analizar las propiedades de los metales y con el conocimiento de la TOM puede explicarse la teoría de las bandas

Prácticas de laboratorio.

Se tiene una práctica de laboratorio relacionada con este tema denominada "Preparación y Conductividad de Disoluciones", esta práctica se realiza en 2.0 h y en ella el alumno aprenderá a preparar disoluciones de diferentes concentraciones

molares, mediante cálculos sencillos y el manejo del material de laboratorio adecuado; además, medirá la conductividad de las disoluciones preparadas utilizando un conductímetro y clasificará a los solutos empleados como electrólitos fuertes o débiles. Adicionalmente, comprenderá la relación que hay entre la concentración de un electrólito y su conductividad

Material digital.

En la página web del Departamento de Química cuya dirección es la siguiente:

<http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/>

se tienen artículos, clases virtuales y presentaciones en power point que tratan los temas de enlaces químicos, estructuras de Lewis, geometría molecular, cristales y teoría del orbital molecular; adicionalmente, se sugiere consultar las direcciones electrónicas siguientes para apoyarse en el desarrollo de este tema:

http://www.uam.es/departamentos/ciencias/qorg/docencia_red/go/l1/lewis.html

<http://148.216.10.84/fisquimica/estlewis.htm>

<http://www.stolaf.edu/depts/chemistry/courses/toolkits/121/js/lewis/>

http://www.acienciasgalilei.com/qui/pdf-qui/estruct_cubica.pdf

<http://www.acienciasgalilei.com/qui/pdf-qui/estruct-element-metales.pdf>

http://www.acienciasgalilei.com/qui/pdf-qui/la_estructura_cristalina_met.pdf

http://www.xtal.iqfr.csic.es/Cristalografia/parte_01.html

http://ar.geocities.com/c_arano/

<http://www.oei.org.co/fpciencia/art08.htm>

http://mx.youtube.com/watch?v=loV_n_kWbQ8

http://dieumsnh.qfb.umich.mx/fisquimica/enlace_ionico.htm

<http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/enlace-ionico>

http://redescolar.ilce.edu.mx/redescolar/act_permanentes/conciencia/experimentos/suspcolo.htm

<http://www.fis.cinvestav.mx/~jmendez/JMMA/belleza.pdf>

<http://www.cerveceroscaseros.com.ar/infoclarificantes.htm>

<http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/fluidos/tension/introduccion/introduccion.htm>

<http://www.citt.ufl.edu/team/sepulveda/html/videos.htm>

Tema 4. Estequiometría (10.0horas / 2.5 semanas)

Objetivo:

El alumno resolverá problemas usando relaciones y cálculos estequiométricos.

Subtema 4.1. El concepto de mol. Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante, reactivo en exceso. Rendimiento de una reacción.

Se propone empezar a desarrollar el tema con el concepto de mol, para después dar inicio al cálculo sobre reacciones químicas (explicando la aplicación de alguno de los métodos de balanceo de ecuaciones químicas, como el de tanteo, el de óxido reducción o el de ion – electrón) , usando relaciones en moles, en gramos y en moléculas. Se aconseja presentar la ecuación del gas ideal (que aparece en el subtema 4.3) e indicar que esta ecuación surge de combinar las leyes de Boyle, de Charles y de Avogadro. Puede continuar, con la presentación del concepto del rendimiento de una reacción química y finalmente con el de reactivo limitante y en exceso.

Subtema 4.2. Disoluciones y sus unidades de concentración: Normalidad, molaridad, fracción molar, porcentaje masa-masa, porcentaje masa-volumen, porcentaje volumen-volumen, partes por millón y partes por mililitro.

Puede empezar definiendo qué es una disolución y los conceptos y ejercicios de los porcentajes: masa en masa, masa en volumen y volumen en volumen, para que después se estudien las otras unidades de concentración. Se recomienda empezar con molaridad, ya que es la más sencilla. Después puede continuar con la normalidad y la fracción molar. Se recomienda dejar al último las partes por millón y las partes por mililitro. Cabe mencionar, que deben involucrarse en los cálculos, la pureza y la densidad de los reactivos comerciales, a partir de los cuales se prepararán las disoluciones.

Subtema 4.3. Ecuación del gas ideal y ley de las presiones parciales de Dalton.

Se propuso estudiar la ecuación del gas ideal desde el punto 4.1., con el fin de usarla en la resolución de problemas estequiométricos. Por otro lado, en este punto puede presentar el concepto de fracción molar y en seguida la ley de las presiones parciales de Dalton.

Prácticas de laboratorio.

Se tienen dos prácticas de laboratorio relacionadas con este tema denominadas “Cálculo del Rendimiento Porcentual de una Reacción Química” y “Determinación del contenido de ácido acético en el vinagre” cada práctica se realiza en 2.0 h. y en ella el alumno conocerá las relaciones estequiométricas que existen entre reactivos y productos, y las empleará para realizar cálculos estequiométricos.

Material digital.

En la página web del Departamento de Química cuya dirección es la siguiente:

<http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/>

se tienen artículos, clases virtuales y presentaciones en power point que tratan los subtemas de balanceo de reacciones químicas, reactivo limitante, unidades de concentración y las leyes de los gases; adicionalmente, se sugiere consultar las direcciones electrónicas siguientes para apoyarse en el desarrollo de este tema:

<http://www.quimiweb.com.ar/6%20B%20-%20C%1LCULOS%20ESTEQUIOM%20ESTRUCOS.pdf>

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/esteq.html>

http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=53&l=s&c3=

<http://www.fortunecity.com/campus/dawson/196/moles.htm>

<http://www.landsil.com/Fisica/PMateria.htm>

http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=120&l=s&c3=

<http://www.fortunecity.com/campus/dawson/196/esteq0.htm>

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-05.html>

Tema 5. Termoquímica y Equilibrio Químico (8.0horas / 2.0 semanas)**Objetivo:**

El alumno resolverá problemas relacionados con la termodinámica y el equilibrio químico.

Subtema 5.1. Interpretación y cálculo de la constante de equilibrio.

Se recomienda explicar qué es el equilibrio químico y cómo se interpreta la constante de equilibrio de acuerdo con su magnitud. Es importante mencionar que la constante de equilibrio sirve para calcular las concentraciones en el equilibrio y también para saber en qué dirección se desplazará la reacción química. Se recomienda realizar ejercicios sencillos con equilibrios homogéneos y heterogéneos.

Subtema 5.2. Principio de Le Châtelier.

Este principio permite al profesor explicar más del equilibrio químico y de los factores que pueden desplazar el equilibrio hacia productos o reactivos e inclusive, en el caso de la temperatura, cambiar el valor de la constante de equilibrio. Se sugiere resolver ejercicios sencillos e ilustrativos de dicho principio.

Subtema 5.3. Entalpía, entropía y energía libre de Gibbs de una reacción química.

La entalpía, la entropía y la energía libre de Gibbs de una reacción química, se calcula haciendo uso de las tablas de datos termodinámicos a 25 [°C] y a 1 [atm]. Se recomienda que el profesor use las mismas tablas que los alumnos, de lo contrario, habrá diferencias en los resultados de los ejercicios que se propongan.

También puede usarse esta ecuación para el cálculo de ΔG :

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Es importante interpretar los signos para ΔG , ΔH y ΔS .

Subtema 5.4. Ley de Hess.

Se sugiere presentar la Ley de Hess y aplicarla en la resolución de ejercicios para el cálculo de la cantidad de calor, cuando la reacción química se lleva a cabo en varias etapas. Proponer ejercicios que se resuelvan con la ley de Hess para después verificar el resultado con las tablas de datos termodinámicos a 25[°C] y 1 [atm].

Prácticas de laboratorio.

Se tienen diseñadas dos prácticas de laboratorio relacionadas con este tema, cada una de ellas a realizarse en un tiempo de 2 horas: "Entalpía de disolución" en la cual el alumno podrá determinar si la entalpía de disolución de dos solutos diferentes corresponden a procesos endotérmicos o exotérmicos; además, también podrá medir la variación de la temperatura originada por la disolución de diferentes cantidades de solutos en una cantidad fija de agua. "Equilibrio Químico", donde el alumno podrá comprobar experimentalmente la existencia del equilibrio químico, determinará la constante de equilibrio del ácido acético y verificará experimentalmente el principio de Le Chatelier.

Material digital.

En la página web del Departamento de Química cuya dirección es la siguiente:

<http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/>

se tienen artículos y presentaciones en power point que tratan los temas de equilibrio químico y el principio de Le Chatelier; adicionalmente, se sugiere consultar la dirección electrónica siguiente para apoyarse en el desarrollo de este tema:

<http://www.monografias.com/trabajos15/equilibrio-quimico/equilibrio-quimico.shtml>

<http://www.uv.es/~baeza/equili.html>

http://web.usal.es/~javisan/hidro/temas/Equilibrios_quimicos.pdf

<http://www.hannachile.com/articulos/22/conceptos-ph.htm>

Tema 6. Electroquímica (6.0horas / 1.5 semanas)**Objetivo:**

El alumno resolverá problemas relacionados con la electroquímica.

Subtema 6.1. La electricidad y las reacciones óxido-reducción.

Se recomienda empezar describiendo el campo de estudio de la electroquímica y explicando qué es una reacción de óxido-reducción y cómo se balancea. No es recomendable abundar mucho en esto último, porque se tiene asignada aproximadamente 1 hora.

Subtema 6.2. Las leyes de Faraday en los procesos electrolíticos.

En este subtema se propone enunciar las leyes de Faraday de una forma muy sencilla, explicando su importancia en el esquema de cálculos de la electrólisis. Cabe mencionar que es conveniente que los alumnos presenten algunos procesos electrolíticos de importancia en la industria.

Subtema 6.3. Potenciales estándar de oxidación y de reducción. Celdas galvánicas.

La tabla de potenciales estándar de oxidación y reducción varía dependiendo de la bibliografía, se recomienda que el profesor y los alumnos se pongan de acuerdo y que usen el mismo libro. También hay cambios, dependiendo de la edición; es aconsejable que se use la misma edición; además, es importante mencionar la utilidad de la regla de la diagonal. La experiencia indica que las celdas galvánicas o pilas, es de los subtemas que resultan de gran interés para los alumnos, los ejercicios de pilas, llaman su atención y les interesan; adicionalmente, se recomienda que los alumnos presenten algunas pilas de uso industrial y las reacciones de pila correspondientes.

Subtema 6.4. Aplicaciones. Corrosión. Inhibidores. Protección catódica. Depósitos metálicos. Galvanotecnia.

Las aplicaciones es de los aspectos que motivan más a los alumnos, sin duda, ellos podrán enriquecer la clase con sus participaciones en torno a estos subtemas.

Prácticas de laboratorio.

Se tiene una práctica de laboratorio relacionada con este tema denominada “*Electrólisis de Disoluciones Acuosas y Constante de Avogadro*”, esta práctica se realiza en 2.0 h. y en ella el alumno conocerá el aparato de Hoffman para la electrólisis del agua; cuantificará la carga eléctrica implicada en la electrólisis del agua, así como el volumen de las sustancias producidas en los electrodos; determinará el rendimiento de la reacción y determinará experimentalmente el valor del número de Avogadro.

Material digital.

En la página web del Departamento de Química cuya dirección es la siguiente:

<http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/>

se tienen artículos, clases virtuales y presentaciones en power point que tratan los temas de balanceo de ecuaciones de óxido-reducción, electrólisis y pilas;

adicionalmente, se sugiere consultar las direcciones electrónicas siguientes para apoyarse en el desarrollo de este tema:

http://www.fisicanet.com.ar/quimica/qu_1_electrolisis.html

http://www.fisicanet.com.ar/quimica/qu_3_corrosion.html

http://members.tripod.com/~lizgarcia_2/catodica.html

Tema 7. Química Orgánica (22.0horas / 5.5 semanas)

Objetivo:

El alumno conocerá al petróleo como fuente principal de hidrocarburos y a los principales grupos funcionales en Química Orgánica.

Subtema 7.1. Hidrocarburos: alifáticos y aromáticos.

Se recomienda que el profesor explique la reglas de nomenclatura y las propiedades físicas y químicas más importantes de los hidrocarburos alifáticos y aromáticos.

Subtema 7.2. Extracción y cracking del petróleo.

Se recomienda que el profesor explique que el petróleo es la fuente principal de hidrocarburos, además se sugiere que analice cómo se lleva a cabo la extracción del petróleo y la importancia de este proceso en nuestro país. Se sugiere también indicar que el cracking del petróleo se aplica para obtener alcanos inferiores y alquenos a partir de alcanos superiores, con lo que se aumenta el rendimiento de la gasolina.

Subtema 7.3. Principales grupos funcionales y sus propiedades.

Se sugiere que el profesor explique las propiedades (físicas y químicas) y nomenclatura de los grupos funcionales siguientes: alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, aminas, amidas, éteres y ésteres.

Subtema 7.4. Principales polímeros orgánicos y sus usos industriales.

Se sugiere que el profesor de a conocer, sin profundizar demasiado, las principales fuentes de obtención de los polímeros orgánicos, sus propiedades y sus usos industriales. Se recomienda que el alumnos resuelva el cuestionario previo de la práctica de "Polímeros" y que el profesor propicie la participación de los alumnos con exposiciones y/o trabajos de investigación.

Prácticas de laboratorio.

Se tienen cuatro prácticas de laboratorio relacionadas con este tema denominadas: "Polímeros", esta práctica se realiza en 2.0 h. y en ella el alumno comprenderá la importancia de los polímeros en la vida moderna; observará y modificará las propiedades de algunos polímeros y preparará algunos polímeros. "Preparación de un jabón", esta práctica se realiza en 2.0 h. y en ella el alumno preparará un jabón e identificará algunos grupos funcionales de las sustancias utilizadas en la práctica. "Preparación de una crema", esta práctica se realiza en 2.0 h. y en ella el alumno preparará una crema e identificará algunos grupos funcionales de las sustancias utilizadas en la práctica. "Preparación de una pasta dental", esta práctica se realiza en 2.0 h. y en ella el alumno preparará una pasta dental e identificará algunos grupos funcionales de las sustancias utilizadas en la práctica.

Material digital.

En la página web del Departamento de Química cuya dirección es la siguiente:

<http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/>

se tiene una clase virtual sobre los principales grupos funcionales en Química Orgánica; adicionalmente, se sugiere consultar las direcciones electrónicas siguientes para apoyarse en el desarrollo de este tema:

<http://www.imp.mx/petroleo/>

http://www.atsdr.cdc.gov/es/toxfags/es_tfacts123.pdf

<http://www.monografias.com/trabajos/petroleo2/petroleo2.shtml>

http://www.uam.es/departamentos/ciencias/qorg/docencia_red/qo/l1/const.html

<http://www.telecable.es/personales/albatros1/quimica/grupofun/grupofun.htm>

<http://organica.fcien.edu.uy/gf/grupos.htm>