

## **PROPUESTA PARA EL PROGRAMA DE FISICOQUÍMICA**

### **PLANTEL 9, TURNO MATUTINO**

#### **UNIDAD I. ESTRUCTURA ATÓMICA Y PERIODICIDAD**

##### **Objetivos:**

Que el alumno:

- 1.-Reconozca las diferentes concepciones del átomo que ha habido a lo largo del tiempo.
- 2.- Reconozca los principales usos de los isotopos radiactivos en la medicina y la investigación de trazadores biológicos.
3. -Infiera la configuración electrónica de los elementos a partir de la teoría cuántica.
- 4.- Utilice la tabla periódica para predecir las propiedades de los elementos.

CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO (actividades de aprendizaje)	Estrategias Didácticas
<p>1.1 Teoría cuántica del átomo.</p> <p>1.1.3. Espectro electromagnético y la teoría cuántica. Bohr, Sommerfeld, De Broglie (números cuánticos <math>n, l, m, s</math>).</p> <p>1.1.4. Heisenberg, Schrödinger, Pauli y los conceptos de orbital y espín de electrón.</p> <p>1.1.5. Configuraciones electrónicas</p> <p>1.1.6. Relación de la ubicación de los elementos en la tabla periódica, periodicidad química: electronegatividad, afinidad electrónica, energía de ionización, volumen y radio iónico atómico</p>	<p>La unidad se inicia con una síntesis cronológica de las concepciones de la estructura de la materia que abarca desde los griegos hasta Rutherford con el concepto de núcleo. Este concepto se relaciona con los isótopos radiactivos como base de la medicina nuclear y de la investigación contra zoonosis en la biología de plantas y animales, así como con las bombas nucleares. A continuación se estudia el efecto fotoeléctrico (mencionar el reloj electrónico como una aplicación) y la teoría cuántica de Planck como antecedentes de la teoría atómica de Bohr (niveles de energía). Posteriormente se conceptualiza la importancia del electrón como onda-partícula (mencionar el microscopio electrónico) y el Principio de incertidumbre de Heisenberg llevado al concepto de orbital (modelo de nube de carga negativa) y a través de la ecuación de onda de Schrödinger a los números cuánticos "<math>n</math>", "<math>l</math>" y "<math>m</math>", además se menciona el Principio de exclusión de Pauli y su relación con el número cuántico "<math>s</math>".</p> <p>Se estudian los números cuánticos y la configuración electrónica de los elementos. Finalmente se estudian las relaciones que existen entre las propiedades de los elementos y su ubicación en la tabla periódica; ésta se utiliza como un instrumento en el que se encuentran sintetizada una gran cantidad de información.</p>	<p>Elaboración del línea de tiempo que abarque desde las primeras ideas acerca del átomo hasta el modelo de Bohr. Proyección de videos sobre los contenidos de la unidad, presentaciones flash sobre los contenidos de la unidad, resolución de problemas y ejercicios, uso de tabla periódica digital. Actividad de laboratorio sobre espectros de emisión y efecto fotoeléctrico. Ver además, anexos de actividades propuestas para esta unidad.</p>

## **UNIDAD 2. ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS FÍSICOS.**

### **Objetivos:**

Que el alumno:

- 1.-Deduzca algunas propiedades de las sustancias a partir de su estructura y reafirme sus conocimientos sobre nomenclatura.
- 2.-Desarrolle la capacidad de identificar con base en su estructura las propiedades que diferencian los estados físicos de la materia.
- 3.- Que utilice el modelo cinético molecular para explicar los estados físicos
- 4.- Relacione las propiedades físicas de las sustancias con las fuerzas intermoleculares que presentan.

<p>2.3 Enlaces y nomenclatura:</p> <p>2.3.1 Enlace iónico y propiedades de las sustancias iónicas.</p> <p>2.3.2 Enlace covalente y propiedades de las sustancias covalentes moleculares, polares y no polares.</p> <p>2.3.3 Puentes de hidrógeno.</p> <p>2.3.4 Enlace metálico y propiedades de los metales.</p> <p>2.4 Estados físicos: Características generales de sólidos, líquidos y gases.</p> <p>2.4.1 Modelo cinético-molecular elemental de los estados físicos.</p> <p>2.2.2 Cambios de fase. Diagramas de fase</p> <p>2.3 Gases Modelo del gas ideal Ecuación general del gas ideal <math>PV = nRT</math> Ecuación de Van Der Waals Cálculos estequiométricos Ley de las presiones parciales de Dalton Ley de difusión de Graham</p>	<p>Apartir de las electronegatividades y reactividad química de los elementos estudiados en la unidad anterior, se predicen los distintos tipos de uniones que se presentan en las sustancias.</p> <p>Asimismo, se establecen las relaciones entre las propiedades de las sustancias (puntos de fusión y ebullición, solubilidad, conductividad eléctrica y térmica, etc.), los tipos de enlace y su estructura. Simultáneamente se reafirman la nomenclatura de las sustancias.</p> <p>Esta sección se inicia con una descripción de las características y diferencias entre sólidos, líquidos y gases que se explican mediante un tratamiento cualitativo simple en términos moleculares. Se establecen los conceptos de fase, cambios de fase, equilibrio entre fases y calor latente asociados a los cambios de fase.</p> <p>En esta parte se estudian algunas propiedades de líquidos y sólidos en términos de sus fuerzas intermoleculares.</p> <p>Se establecen los conceptos: presión de vapor, temperatura de ebullición, viscosidad, tensión superficial y temperatura crítica.</p> <p>Se describen las fuerzas ion-dipolo, ion dipolo inducido, dipolo-dipolo, puentes de hidrógeno, redes cristalinas, celdas, empaquetamiento compacto, defectos de los cristales y sólidos amorfos.</p>	<p>Presentaciones flash sobre los enlaces iónico y covalente que presentan las sustancias químicas. Práctica sobre propiedades de las sustancias iónicas y moleculares de acuerdo a los enlaces interatómicos e intermoleculares que presentan, ejercicios de nomenclatura de las sustancias iónicas y moleculares. Presentación de un video sobre los diversos tipos de enlaces que presentan las sustancias. Ver además, anexo sobre las actividades propuestas para esta unidad.</p>
---	---	---

<p>4. 2.5 Líquidos y sólidos</p> <p>2.3.1 Propiedades de los líquidos</p> <p>Presión de vapor</p> <p>Temperatura de ebullición</p> <p style="padding-left: 40px;">Temperatura crítica</p> <p style="padding-left: 40px;">Viscosidad</p> <p style="padding-left: 40px;">Tensión superficial</p> <p>2.3.2 Enlaces en los sólidos.</p> <p>2.3.3 Celdas unitarias</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• 2.3.4 Redes cristalinas</li> </ul>		<p><i>Escuela Nacional Preparatoria No. 9</i></p> <p><i>Turno matutino</i></p>
---	--	--

### UNIDAD 3. TERMODINÁMICA

**Objetivos:**

Que el alumno:

1. Aplique los conceptos de la termodinámica en la resolución de algunos ejercicios y problemas sencillos, en los que utilice el tratamiento de datos.
- 2.- Relacione los conceptos termodinámicos con los procesos de combustión, de cambio de fase y con la eficiencia de los mismos.
- 3.- Adquiera los conocimientos básicos de la termodinámica y termoquímica necesarios en su formación posterior.

CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO (actividades de aprendizaje)	ESTRATEGIAS DIDÁCTICAS
<p>3.0 Lenguaje termodinámico</p> <p>3.1 Ley cero de la termodinámica : concepto de calor, temperatura.</p> <p>3.2 Primera ley de la termodinámica: energía interna, calor y trabajo</p> <p>3.2.2 Termoquímica: Entalpía de formación Entalpía de reacción Ley de Hess</p> <p>3.3 Segunda ley de la termodinámica.</p> <p>3.3.1 Entropía</p> <p>3.3.2 Energía libre de Gibbs, criterios de espontaneidad.</p>	<p>Esta unidad se inicia con el estudio de los conceptos básicos: sistema, paredes, variables termodinámicas, equilibrio térmico, funciones de estado y procesos. Se analizan los conceptos de calor y temperatura y su relación con la ley cero de la termodinámica.</p> <p>Se estudia el calor y el trabajo como formas de transferencia de energía y capaces de variar la energía interna de un sistema. Se estudia el concepto de entalpía; las reacciones exo y endotérmicas; calor de reacción y su relación con masa y temperatura; se ve la utilidad de la ley de Hess para la determinación de los calores de reacción. Se discuten los enunciados de Kelvin y de Clausius sobre la segunda ley de la termodinámica. Se estudia la entalpía, la entropía y la energía libre de Gibbs como criterios de espontaneidad y equilibrio.</p> <p>Se estudiará el hecho de que algunas reacciones químicas sean reversibles y que en sistemas químicos cerrados aparezca un estado de equilibrio entre los reactivos y los productos. Se estudiarán los efectos externos de concentración, presión y temperatura sobre el control de las reacciones.</p>	<p>Ejercicios y problemas sobre los contenidos de calor, conservación de la energía, entalpía, entropía y energía libre. Práctica de neutralización entre un ácido y una base para el cálculo de la entalpía (a presión constante). Experimentos de catédro que presenten la variación en el equilibrio químico, cuando cambia la concentración de algún reactivo o producto, o cuando varía la presión o la temperatura de la reacción química. Ver además, anexo sobre las actividades propuestas para esta unidad.</p>

## **UNIDAD 4. ELECTROQUÍMICA**

### **Objetivos:**

Que el alumno:

- 1.- Identifique los conceptos relacionados con las reacciones de oxidación-reducción
- 2.- Comprenda que las reacciones de óxido-reducción se deben a la transferencia de electrones.
- 3.- Realice cálculos estequiométricos usando las reacciones de óxido-reducción.
- 4.- Efectúe un análisis de los procesos electroquímicos en función de sus aplicaciones.
- 5.- Aplique los conocimientos electroquímicos en la resolución de problemas teórico-prácticos.

CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO (actividades de aprendizaje)	Estrategias Didácticas
<p>4.1 Electroquímica</p> <p>4.1.1 Concepto de : oxidación y reducción agente oxidante agente reductor</p> <p>4.1.2 Reacciones de oxidación-reducción</p> <p>4.1.3 Balanceo de ecuaciones método redox método de ion- electrón.</p> <p>Potenciales estándar de reducción.</p> <p>4.2 Celdas</p> <p>4.2.1 Celda voltaica</p> <p>4.2.3 Pilas y baterías.</p> <p>4.2.4 Celdas electrolíticas</p> <p>4.2.5 Leyes de Faraday. Cálculos estequiométricos</p> <p>4.2.6 Galvanoplastia.</p> <p>4.3 Corrosión</p> <p>4.3.1 Corrosión y condiciones que la favorecen.</p> <p>4.3.2 Prevención de la corrosión.</p>	<p>En esta unidad se retoman y aplican los conocimientos previamente adquiridos sobre electrolitos, oxidación y reducción, y se relacionan con los procesos electrolíticos. Se balancean ecuaciones por los métodos de la semicelda y del ión-electrón; a partir de las reacciones balanceadas se reafirman y profundizan los conocimientos sobre cálculos estequiométricos, en particular sobre reactivos limitantes y en exceso en una reacción química. Se estudia la transformación directa de energía química en eléctrica como un hecho cotidiano (acumuladores, pilas, etc.). Además se introduce el concepto de fem para calcular la diferencia de potencial de las pilas. Al revisar la electrólisis se hace referencia a la celda electrolítica señalando que ésta requiere una fuente externa de energía para producir cambios. Se revisa la ley de Faraday y sus aplicaciones (galvanoplastia). Finalmente se revisan los procesos de corrosión, las condiciones que la favorecen y se discuten diferentes métodos para prevenirla o evitarla.</p>	<p>Realización de ejercicios y problemas de balanceo de ecuaciones redox, haciendo énfasis en la importancia de identificar al reactivo limitante y al que se encuentra en exceso de acuerdo a las cantidades que se proporcionan de cada reactivo que interviene en una reacción de este tipo. Presentación flash sobre cómo se produce una reacción redox en una pila voltaica. Práctica sobre la energía eléctrica que proporciona una reacción química redox y a partir de esta experiencia se estudian diversos tipos de baterías de uso cotidiano. Práctica sobre electrolisis donde se pone el énfasis en las leyes de Faraday dadas su importancia a nivel industrial sobre todo en el recubrimiento de metales como la lámina galvanizada o en la obtención de metales con mayor pureza como el cobre. Lectura o video sobre las diversas formas de prevenir la corrosión de los metales dado que constituye un problema que se presenta tanto en la casa como en la industria. Ver además, anexo sobre las actividades.</p>



### **Bibliografía:**

1. Brown, T. y Lemay, E. (2005). *Química. La ciencia central*. México, Prentice Hall.
2. Chang, R. (2008). *Química general para bachillerato*, Mc Graw-Hill, México.
3. Fernández, R., Medrano, R. (2003). *Partículas Elementales*. Fondo de Cultura Económica, México.
4. Klein, E. (2003). *La Física Cuántica*. Siglo XXI Editores. México.
5. Kotz, J. (2003). *Química y Reactividad Química*. Thomson Learning.
6. Ley, E. (1999). *El electrón centenario*. Fondo de Cultura Económica. México.
7. Menchaca, A. (2003). *El discreto encanto de las partículas elementales*. Fondo de Cultura Económica, México.
8. Petrucci, H. (2008). *Química General*, Pearson.
9. Whitten, K., Davis, R., Peck M. (2009). *Química General*, McGraw-Hill/Interamericana.

### **Referencias electrónicas:**

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/modulos.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modulos.htm)

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/index4.html>

<http://cwx.prenhall.com/bookbind/pubbooks/petrucci8/>

<http://www.ptable.com/>

<http://www.documaniatv.com/>