

DIPLOMADO EN QUÍMICA GENERAL PARA DOCENTES PRE-UNIVERSITARIOS

Programa

i. **Unidad, División y Departamento que ofrece el Diplomado**

Unidad Iztapalapa, División de Ciencias Básicas e Ingeniería (CBI), Departamento de Química.

ii. **Denominación**

Diplomado en química general para docentes pre-universitarios.

iii. **Objetivo general**

Contribuir a la mejora de la enseñanza de la química de los alumnos en educación media superior (EMS). Fortalecer el conocimiento, estrategias y formas de enseñar la química en los docentes de la EMS usando nuevas herramientas didácticas para estimular el aprendizaje en un ambiente colectivo entre los alumnos y el docente.

iv. **Objetivos particulares**

Apoyar a los docentes de EMS en la enseñanza de la química en temas de difícil comprensión para estimular a los alumnos por el aprendizaje en este campo de ciencia.

Propiciar el uso de las tecnologías de la información y comunicación (TIC) en la resolución de problemas de la química que permitan mejorar la interpretación de resultados obtenidos mediante ecuaciones y presentados de forma gráfica.

v. **Relación de actividades para el cumplimiento de los objetivos**

El diplomado consta de **cinco módulos** auto-contenidos que cubren temas considerados difíciles en el proceso de enseñanza aprendizaje en la química en el nivel pre-universitario. Los módulos, que se toman de manera presencial, se cubren en **cuatro sesiones de cinco horas cada una**.

vi. **Contenido**

Cinco módulos:

1. Estructura atómica y molecular

En este módulo se introduce el concepto de cuantización de la energía y se analiza a la luz de dos modelos atómicos: Bohr y Schrödinger. Se enfatiza en el uso de modelos en ciencia y la importancia de considerar sus limitaciones. Se estudia la estructura atómica con el modelo de Schrödinger, usando las soluciones a la ecuación que lo describe. Se practican habilidades matemáticas para el manejo e interpretación de ecuaciones, así como de elaboración y análisis de gráficas.

2. *Propiedades periódicas*

Los alumnos entenderán la utilidad de la tabla periódica de los elementos. Comprenderán su estructura y profundizarán en las propiedades atómicas que la fundamentan. Emplearán técnicas de estudio individual y grupal aprovechando algunas de las herramientas de las tecnologías de la información.

3. *Gases, enlace químico y fuerzas de interacción intermoleculares.*

En este módulo se plantean y discuten los postulados de la Teoría Cinético-Molecular que permiten comprender el comportamiento de los gases ideales. Se hace énfasis en las limitaciones de la teoría anterior para explicar el comportamiento no ideal de los gases. Se describen las diversas fuerzas de interacción que pueden existir entre partículas teniendo en cuenta aspectos como su polaridad, geometría y el tipo de enlace químico presente. La buena comprensión de estos conceptos permite una mejor descripción de diversas propiedades tanto de líquidos como de gases. La interpretación y manejo adecuado de varias ecuaciones de estado permite generar gráficos que describen el comportamiento ideal y no ideal de diversas especies químicas.

4. *Energía y estados de agregación*

El módulo describe y profundiza conceptos de la fisicoquímica relevantes para una mayor comprensión de las reacciones químicas en cuanto a los cambios en los estados de agregación. Estos conceptos son de difícil comprensión y para el profesor de nivel medio superior, resulta un gran reto lograr que el alumno tenga una aproximación intuitiva en estos temas. Atendiendo esta problemática, el módulo persigue dotar a los participantes con un conocimiento útil que relacione fenómenos cotidianos con el fenómeno fisicoquímico involucrado. En este sentido, se dota a los participantes con una variedad de ejemplos de aplicación, modelos sencillos y herramientas pedagógicas para lograr un aprendizaje significativo en los alumnos.

5. *Reacciones químicas.*

En este módulo se presenta la ecuación química como el modelo que describe a la reacción química tanto cualitativa como cuantitativamente. Se repasan tanto el modelo atómico como la información contenida en la tabla periódica y el concepto de mol. A partir de esto se describen diversas reacciones químicas tanto desde el punto de vista microscópico como macroscópico y la relación de estas descripciones con las propiedades cinéticas y termodinámicas de los sistemas descritos.

vii. *Justificación*

Mejorar la educación pre-universitaria requiere del apoyo de las instituciones de educación superior. Mediante este Diplomado la UAM podrá contribuir a la actualización de docentes de química en la EMS. La

UAM no tiene escuelas de bachillerato incorporadas por lo que la mayoría que solicitan ingreso a esta universidad provienen principalmente de escuelas no incorporadas a la UNAM o al IPN.

El Departamento de Química se ha vinculado con alumnos y profesores pre-universitarios en los últimos cinco años para involucrarlos en actividades experimentales y en conferencias de divulgación. Ejemplo de ello son los programas *sábados en la química* (2012 y 2013; participaron más de 180 alumnos en cada año), *conociendo la química* (2014 y 2015; participaron más de 600 alumnos en cada año) y *talentos pre-universitarios (2013-2016; participaron del orden de 120 alumnos y 80 profesores en cada año)*. El último es un concurso de experimentos de química. Participaron escuelas públicas y privadas de la zona metropolitana. Estas actividades nos han permitido identificar las carencias que tienen las escuelas a ese nivel y las problemáticas en la enseñanza de la química. Se impartió en 2014 un *Curso de 30 horas a 50 profesores del Instituto de Educación Media Superior*.

El nivel académico con el que llegan los alumnos a la universidad es poco uniforme y en muchos casos, deficiente. Apoyar a los docentes de EMS en la enseñanza de la ciencia en general y de la química en particular, coadyuvará a la formación de alumnos mejor habilitados para realizar estudios universitarios. Se busca que los docentes profundicen en temas medulares en el nivel pre-universitario y que desarrollen el pensamiento crítico y el trabajo colaborativo entre sus alumnos para promover habilidades. Esto propiciará que los alumnos lleguen mejor preparados y con mayores posibilidades de éxito en la entrada, permanencia y conclusión de sus estudios universitarios en las carreras que ofrece la División de Ciencias Básicas e Ingeniería.

viii. Oportunidades de ofrecer el Diplomado

El Diplomado es una oportunidad para incidir directamente sobre la enseñanza de la química en la EMS. Se promoverá la elaboración de material didáctico por parte de los docentes de ese nivel para que posteriormente lo usen en sus escuelas. El programa del Diplomado se impartirá los sábados de los trimestres de la UAM con la finalidad de que lo puedan cursar también docentes que no dispongan de tiempo en horas hábiles o que sean de provincia.

Se logrará una mejor vinculación con los docentes del nivel pre-universitario para que motiven a sus alumnos a estudiar en las carreras de la División de Ciencias Básicas e Ingeniería y en particular, en la de química.

ix. Recursos humanos, materiales y financieros

Los módulos del diplomado serán impartidos por los siguientes profesores del departamento de Química:

Estructura atómica y molecular: Dra. Rubicelia Vargas Fosada, Dra. Annia Galano Jiménez y Dr. Robin Preenja Sagar.

Propiedades periódicas: Dr. Miguel Ángel Morales Cortés y Dr. Joel Ireta Moreno.

Gases, enlace químico y fuerzas de interacción intermoleculares: Dra. Nancy Coromoto Martin Guaregua, Dr. Jorge Garza Olguín y Dr. José Alejandro Ramírez.

Energía y estados de agregación: Dr. José Luis Córdova Frunz y Dr. Salomón Cordero Sánchez.

Reacciones químicas: Dra. Margarita Viniegra, y Dr. Rafael Zubillaga Luna

Se realizará en las instalaciones del UAM-Iztapalapa en grupos de máximo 25 alumnos. El salón cuenta con proyector, computadora e internet. Se realizarán ejercicios usando TICs (moodle, programas tipo hoja de cálculo, simuladores, videos, etc.)

La cuota de inscripción a cada módulo es de \$1,550.00 pesos por alumno.

El número mínimo de alumnos para abrir cada módulo es de 15 para cubrir los gastos de operación.

Entregables:

+ constancia de un curso de actualización al final de cada módulo, con valor curricular.

+ material del curso

+ Diplomado para los que terminen los cinco módulos.

x. Nombre, antecedentes académicos, profesionales y escolaridad de quienes impartirán el Diplomado

Nombre	Nombramiento y categoría	Distinciones académicas	Escolaridad
Margarita Viniegra Ramírez	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none">• Miembro del cuerpo académico de catálisis heterogénea• Vicepresidente CONAECQ• Premio de docencia del 2010	Doctor(UAM,1990)
Rubicelia Vargas Fosada	Profesor de Tiempo Completo,	<ul style="list-style-type: none">• SNI Nivel II• Perfil Prodep• Responsable del	Doctor(UAM,1997)

	Titular C	cuerpo académico de desarrollo y aplicación de TFD <ul style="list-style-type: none"> • Premio a la docencia del 2005 	
Annia Galano Jiménez	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • SNI Nivel III • Perfil Prodep 	Doctor
Nancy Coromoto Martin Guaregua	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • Responsable del Cuerpo Académico Catálisis Heterogénea • Jefe del Área de Catálisis (2013-15) • Coordinadora de la Licenciatura en Química (2016-a la fecha) 	Doctor (UAM)
José Reyes Alejandro Ramírez	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • SNI Nivel III • Perfil Prodep • Integrante del cuerpo académico de química cuántica y simulación molecular 	Doctor(UAM,1990)
Salomón Cordero Sánchez	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • SNI Nivel II • Perfil Prodep 	Doctor (UAM, 2002)
Miguel Ángel Morales Cortés	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • Excoordinador de la Licenciatura en Química 	Doctor (UAM, 2007)
José Luis Córdova Frunz	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • Premio a la docencia CBI-UAMI 	Doctor (CINVESTAV, 1995)
Jorge Garza Olguín	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • Medalla al mérito universitario por los estudios de licenciatura, maestría y doctorado por parte de la UAM. • EHSD Outstanding 	Doctor (UAM, 1997)

		Performance Award. Pacific Northwest National Laboratory. Richland, Washington. 2000. <ul style="list-style-type: none"> • Premio a la docencia por parte de la UAM. 2016. • SNI Nivel III 	
Rafael Zubillaga Luna	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • SNI nivel I • Premio a la Investigación 2011 en el Área de Ciencias Básicas e Ingeniería, otorgado por la UAM al mejor artículo de investigación publicado en el año. 	Doctor (UAM)
Joel Ireta Moreno	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • SNI Nivel I • Becario de la fundación Humboldt 	Doctor (UAM-1999)
Robin Preenja Sagar	Profesor de Tiempo Completo, Titular C	<ul style="list-style-type: none"> • SNI nivel III • Perfil Prodep 	Doctor

Tabla 1. Profesores que colaboran en el Diplomado.

xi. Modalidades de operación del programa

El programa del Diplomado consta de cinco módulos auto-contenidos con una duración de 20 horas cada uno. Las actividades serán de tipo presencial y a distancia, esto último para la búsqueda de información en internet y el desarrollo de tareas.

xii. Bibliografía, documentos y materiales necesarios y aconsejables

Se indican más abajo en este documento en la descripción de cada módulo.

xiii. Lugar en el cual se impartirá

Unidad Iztapalapa, Edificio R de la División de CBI, sala de cómputo del edificio AT y laboratorio T-016.

xiv. Duración, fechas y horarios

20 semanas organizadas en dos trimestres
5.0 horas/semana cada sábado por la mañana.

Horarios: Tres sesiones por módulo en un fin de semana

Módulo	Tipo	Día	Hora	Aula	horas/sem
1	presencial	Sábado	9:00-11:30	R-206	2.5
1	presencial	Sábado	12:00-14:30	R-206	2.5

Se requieren 4 sábados por módulo.

xv. Cupos mínimo y máximo

Para ofrecer un buen servicio a los participantes registrados es necesario que el cupo máximo sea de 25. Para cubrir los gastos de operación el cupo mínimo será de 15.

xvi. Porcentaje mínimo de asistencia para obtener el diplomado

75% de asistencia a las sesiones del Diplomado y haber realizado el 90% de sus actividades. Se realizará evaluación continua para conocer con detalle el avance de los alumnos.

xvii. Antecedentes requeridos a los participantes

Conocer los programas de química de EMS (bachillerato o equivalente) y manejar los contenidos respectivos, identificar la problemática de los alumnos en el proceso de enseñanza-aprendizaje. Deben comprometerse con el proyecto y contar con el tiempo necesario para completar sus actividades.

xviii. Determinación, en su caso, de las modalidades de la selección de los participantes

El diplomado está abierto a cualquier docente interesado en mejorar el aprovechamiento de sus alumnos. Se hará una evaluación inicial para identificar el grado de dominio de los conceptos correspondientes.

Se requieren participantes entusiastas y dispuestos a cambiar la forma tradicional de enseñar la química.

MÓDULOS QUE CONFORMAN EL DIPLOMADO

MÓDULO 1: Estructura atómica

Objetivos

Al finalizar el curso los alumnos serán capaces de:

1. Analizar el concepto de modelo científico y comunicarlo apropiadamente.
2. Distinguir las diferencias principales entre los modelos atómicos de Bohr y de Schrödinger, así como las limitaciones de cada uno.
3. Relacionar los resultados experimentales con el establecimiento de los modelos atómicos.

4. Aplicar la ecuación de Schrödinger a casos simples en una dimensión.
5. Comprender el surgimiento de los números cuánticos y la importancia de las condiciones a la frontera.
6. Diseñar material didáctico (lecturas, ejercicios, mapas conceptuales, evaluaciones diversas, etc.) para los temas revisados.
7. Aplicar estrategias basadas en el modelo de Polya para la resolución de problemas y promover el pensamiento crítico en la formación de estudiantes.

Descripción y filosofía

En este módulo se introduce el concepto de cuantización de la energía y se analiza a la luz de dos modelos atómicos: Bohr y Schrödinger. Se enfatiza en el uso de modelos en ciencia y la importancia de considerar sus limitaciones. Se estudia la estructura atómica con el modelo de Schrödinger, usando las soluciones a la ecuación que lo describe. Se practican habilidades matemáticas para el manejo e interpretación de ecuaciones, así como de elaboración y análisis de gráficas.

Temas a desarrollar

- Modelo de Bohr: Postulados. Ecuaciones de la física clásica en un modelo cuántico. Éxito del modelo (predicción y explicación de experimentos). Limitaciones.
- Ecuación de Schrödinger: Postulados de la mecánica cuántica. Ecuación unidimensional independiente del tiempo. Significado de los operadores de energía cinética y potencial.
- Solución de la ecuación de Schrödinger: Solución de la partícula libre, partícula en una caja de potencial (condiciones a la frontera). Extensión a tres dimensiones. Átomo de hidrógeno. Comparación del modelo de Bohr y Schrödinger. Función de onda y densidad de probabilidad. Orbitales atómicos.
- Átomos monoelectrónicos y polielectrónicos. Rompimiento de la degeneración de niveles atómicos. Éxito del modelo cuántico.

Temas a desarrollar, tiempo dedicado a cada tema y relación de actividades y evaluación

Tema	Tiempo (h)	Actividades	Bibliografía
Modelo de Bohr y Schrödinger	5	Indicios de la cuantización. Experimentos y teoría. (Lectura y videos) Revisión modelo de Bohr: Presentación y deducción de las ecuaciones del modelo de Bohr (papel y lápiz). Discusión limitaciones del modelo de	Atkins, de Paula/8.1 y 8.2 Cruz, Garritz, Chamizo/3.3

		Bohr. Experimento doble rendija (video, infografía y discusión). Postulados de la mecánica cuántica (Lectura). Principio de incertidumbre Elección de un proyecto de elaboración de material didáctico.	Atkins, de Paula/ 8.6 8.7 (puede incluir 8.5)
Ecuación de Schrödinger: Solución de partícula libre y en una caja	5	Presentación de la solución de la partícula libre y en una caja. Interpretación de las soluciones de la partícula en una caja (cuantización de la energía, función de onda (orbitales), densidad de probabilidad): Elaboración de gráficas. Extensión a más dimensiones (números cuánticos)	Atkins, de Paula/9.1 y 9.2 (Cruz, Garritz, Chamizo/6.6)
Ecuación de Schrödinger: Solución del Átomo de hidrógeno	5	Presentación de solución de átomo de hidrógeno. Interpretación de resultados del átomo de hidrógeno: Orbitales atómicos. (Uso de software de graficación)	Atkins, de Paula/10.1 a10.5
Átomos polielectrónicos. Elaboración de secuencias didácticas o material didáctico	5	Átomos polielectrónicos (ejemplos y ejercicios). Evaluación de presentación de proyectos de los profesores (secuencias o material didáctico de los temas).	Atkins, de Paula/10.6

Bibliografía

- Química Física, P. Atkins y J. de Paula. 8a Edición, Editorial médica panamericana, 2008.
- Estructura Atómica, D. Cruz-Garritz, J. A. Chamizo, A. Garritz. Fondo Educativo Interamericano, 1986

Relación de actividades para la verificación del cumplimiento de los objetivos por parte de los participantes

- Trabajo del alumnado en producción de material didáctico: presentaciones, videos, infografías o elaboración de preguntas conceptuales.
- Participaciones en seminarios y discusiones de lecturas.
- Resúmenes de información (mapas conceptuales, mapas mentales, cuadros sinópticos, gráficas, etc).

MÓDULO 2: Propiedades periódicas

Objetivos

Al finalizar el curso los alumnos serán capaces de:

1. Calcular masas relativas de los átomos a partir de la información de sus isótopos.
2. Aplicar el concepto de cantidad de sustancia para relacionar las descripciones macro y submicro de la materia.
3. Analizar la diferencia entre propiedades individuales y colectivas de las partículas.
4. Explicar las propiedades periódicas de los átomos.
5. Usar la Tabla periódica para predecir propiedades atómicas.
6. Diseñar material didáctico (lecturas, ejercicios, mapas conceptuales, evaluaciones diversas, etc.) para los temas revisados.
7. Aplicar estrategias basadas en el modelo de Polya para la resolución de problemas y promover el pensamiento crítico en la formación de estudiantes.

Descripción y filosofía

Los alumnos entenderán la utilidad de la tabla periódica de los elementos. Comprenderán su estructura y profundizarán en las propiedades atómicas que la fundamentan. Emplearán técnicas de estudio individual y grupal aprovechando algunas de las herramientas de las tecnologías de la información.

Temas a desarrollar

- Isótopos y masas atómicas promedio
- Estructura de la tabla periódica, número atómico, grupos y períodos
- Cantidad de sustancia y mol como estrategia de agrupación. Número de Avogadro y masa molar.
- Propiedades extensivas e intensivas.
- Energía de ionización, afinidad electrónica, radio atómico.
- Elementos gaseosos, líquidos y sólidos.

Temas a desarrollar, tiempo dedicado a cada tema y relación de actividades y evaluación

Tema	Tiempo (h)	Actividades	Bibliografía
Isótopos y masas atómicas promedio	3	<ol style="list-style-type: none"> 1. Isótopos naturales y artificiales, fisión y fusión nuclear. Texto. Investigación: cuáles elementos no tiene isótopos y los 5 elementos con mayor cantidad de estos. 2. Aceleradores de partículas. Video 3. Promedio ponderado. Patrón de masa atómica. Lápiz y papel u hoja de cálculo. 4. Investigación y redacción de artículo de divulgación: Buscar las aplicaciones de isótopos en la generación de energía, la medicina, las ciencias de la Tierra o la antropología. 	Física, Serway.C/ 44. y C. 46 Brown/ C. 2 y C. 7
Estructura de la tabla periódica, número atómico, grupos y periodos	3	<ol style="list-style-type: none"> 1. Formas corta y larga de la Tabla. Texto. 2. Inconsistencias de la Tabla en el llenado de orbitales. Texto 3. Electrones externos y grupos; n y periodos. Video. 4. Construcción de átomos: Simulador, por ejemplo https://phet.colorado.edu/es/simulacion/build-an-atom 	Brown/ C. 7 Scerri /C. 8
Cantidad de sustancia y mol como estrategia de agrupación: Número de Avogadro y masa molar. Elementos gaseosos, líquidos y sólidos	4	<ol style="list-style-type: none"> 1. Propiedades atómicas ¿cómo se miden o calculan? Video y discusión. 2. Cantidad de sustancia y constante de Avogadro. Texto y simulador. Por ejemplo: http://www.educaplus.org/play-345-C%C3%A1culo-de-la-cantidad-de-sustancia.html 3. Seminario: Fase de acuerdo a posición en Tabla. 	Brown/ C. 7
Propiedades extensivas e intensivas.	2	<ol style="list-style-type: none"> 1. Masa, volumen y densidad. Video 2. Energía térmica y masa del sistema. Energía química y cantidad de sustancia. Mapa conceptual. 3. Calor específico y capacidad calorífica. Texto y discusión. 	Brown
Energía de ionización, afinidad electrónica,	4	<ol style="list-style-type: none"> 1. www.webelements.com Analizar tablas interactivas con propiedades atómicas. 2. n y volumen; electrones de core y externos; estabilidad de capa llena y 	Internet

radio atómico.		semillena. Texto. 3. Formación de iones. Video	
Elaboración de material didáctico	4	1. Trabajo del alumnado en producción de material didáctico: presentaciones, videos, infografías, elaboración de preguntas conceptuales.	

Bibliografía.

- Química La Ciencia Central, Brown, LeMay, Bursten y Murphy. Pearson.
- Física para ciencias e ingeniería. R. A. Serway y R. J. Beichner. McGraw Hill 5ª. Edición.
- The Periodic Table. E. R. Scerri, Oxford.

Relación de actividades para la verificación del cumplimiento de los objetivos por parte de los participantes

- Investigación y redacción de artículo de divulgación.
- Trabajo del alumnado en producción de material didáctico: presentaciones, videos, infografías o elaboración de preguntas conceptuales.
- Participaciones en seminarios y discusiones.

Módulo 3. Gases, enlace químico y fuerzas de interacción intermoleculares.

Objetivos

Al finalizar el curso los alumnos serán capaces de:

1. Aplicar los modelos de gas ideal y de van der Waals a diversos gases y analizar sus diferencias con base en los postulados de cada modelo.
2. Predecir propiedades macroscópicas mediante la relación entre propiedades atómicas y moleculares y las fuerzas de interacción.
3. Visualizar el enlace químico desde el punto de vista de varias teorías.
4. Emplear los diversos modelos de enlace para predecir y explicar la geometría molecular.
5. Reconocer las fuerzas de atracción intermoleculares.
6. Interpretar correctamente el diagrama de fases de una sustancia pura y realizar cálculos aplicando la ecuación de Clapeyron.
7. Diseñar material didáctico (lecturas, ejercicios, mapas conceptuales, evaluaciones diversas, etc.) para los temas revisados.

8. Aplicar estrategias basadas en el modelo de Polya para la resolución de problemas y promover el pensamiento crítico en la formación de estudiantes.

Contenido

- Teoría cinético molecular y modelo del gas ideal.
- Modelo de van der Waals.
- Enlace químico y su descripción: Lewis, traslape, hibridación, OM, iónico.
- Geometrías moleculares.
- Fuerzas de atracción intermoleculares. Electronegatividad. Polaridad y geometría.
- Diagrama de fases de una sustancia pura: punto de ebullición, punto de fusión, punto triple y punto crítico.

Descripción y filosofía:

En este módulo se plantean y discuten los postulados de la Teoría Cinético-Molecular que permiten comprender el comportamiento de los gases ideales. Se hace énfasis en las limitaciones de la teoría anterior para explicar el comportamiento no ideal de los gases. Se describen las diversas fuerzas de interacción que pueden existir entre partículas teniendo en cuenta aspectos como su polaridad, geometría y el tipo de enlace químico presente. La buena comprensión de estos conceptos permite una mejor descripción de diversas propiedades tanto de líquidos como de gases. La interpretación y manejo adecuado de varias ecuaciones de estado permite generar gráficos que describen el comportamiento ideal y no ideal de diversas especies químicas.

Módulo: 20 horas

Temas a desarrollar, tiempo dedicado a cada tema y relación de actividades y evaluación

Tema	Tiempo (h)	Actividades	Bibliografía
Teoría cinético molecular. Modelo del gas ideal.	4	Consideraciones básicas de la teoría cinético- molecular: partículas muy pequeñas, movimiento lineal y al azar, choques elásticos, ausencia de fuerzas de interacción entre las partículas. Congruencia de la teoría cinético molecular con las ecuaciones clásicas que describen el comportamiento de los gases. Mezclas de gases. Ley de Dalton.	Whitten/12.3-12.9, 12.11-12.14 Castellan/2.1-2.4, 2.7

		Efusión y difusión de gases. (Texto y videos)	
Modelo de van der Waals	4	Surgimiento de la ecuación de van der Waals: Efecto del incremento de la presión (o disminución del volumen) en el comportamiento de un gas: las fuerzas de interacción entre partículas no son nulas. El volumen de las partículas de gas no es despreciable. Comparación de resultados: ecuación de gas ideal vs ecuación de van der Waals. Otras ecuaciones de estado para los gases. (Texto y videos)	Whitten/12.11-12.14 Castellan/3.1-3.9 Levine/8.1-8.4
El enlace químico.	4	Descripción del enlace químico: Lewis, teoría del enlace de valencia, orbitales moleculares. El enlace iónico y metálico. Geometrías moleculares. (Texto y videos)	Whitten/7.1-7.10, 8.1-8.15, 9.1-9.5,
Fuerzas de atracción intermoleculares.	4	La electronegatividad de los átomos. Polaridad de un enlace químico. Moléculas polares y no polares. Tipos de fuerzas intermoleculares y su consecuencia en el estado de agregación de una sustancia: gases, líquidos y sólidos. (Texto)	Whitten/13.1-13.8
Diagrama de fases de una sustancia pura.	4	Reconocer en un diagrama de fases las zonas de estabilidad del estado sólido, líquido y gaseoso de una sustancia pura. Identificar en un diagrama de fases: el punto de ebullición, punto de fusión, punto de sublimación, punto triple y punto crítico. Aplicar la ecuación de	Castellan/12.1-12.8 Levine/7.1-7.3

		Clapeyron para estimar puntos de ebullición, sublimación y fusión. (Texto, uso de hoja de cálculo)	
--	--	---	--

Bibliografía.

- Química General. K. W. Whitten, R. E. Davis, M. L. Peck. Mc Graw Hill.
- Fisicoquímica. I. N. Levine. Mc Graw Hill.
- Fisicoquímica. G. W. Castellan. Addison Wesley Longman- Pearson Educación.

Relación de actividades para la verificación del cumplimiento de los objetivos por parte de los participantes

- Trabajo del alumnado en producción de material didáctico: presentaciones, videos, infografías o elaboración de preguntas conceptuales.
- Resolución de exámenes periódicos y cuestionarios.

Módulo 4. Energía y estados de agregación

Objetivos

Al finalizar el curso los alumnos serán capaces de:

1. Distinguir las características físicas de los estados de agregación de la materia y su relación con los conceptos de grados de libertad
2. Relacionar y Entender la relación existente entre la energía y entropía de una sustancia y su estado de agregación.
3. Entender los conceptos de difusión, presión osmótica y capacidad calorífica mediante una descripción molecular y energética.
4. Entender los cambios de estado de agregación y las variables que controlan este fenómeno físico.
5. Elaborar materiales didácticos para la enseñanza de los temas anteriores mediante el uso de mapas mentales, infografías, recursos multimedia, series de problemas y cuestionarios.
6. Aplicar estrategias basadas en el modelo de Polya para la resolución de problemas y promover el pensamiento crítico en la formación de estudiantes.

Descripción y filosofía

El modulo describe y profundiza conceptos de la fisicoquímica relevantes para una mayor comprensión de las reacciones químicas en cuanto a los cambios en los estados de agregación. Estos conceptos son de difícil comprensión y para el

profesor de nivel medio superior, resulta un gran reto lograr que el alumno tenga una aproximación intuitiva en estos temas. Atendiendo esta problemática, el módulo persigue dotar a los participantes con un conocimiento útil que relacione fenómenos cotidianos con el fenómeno fisicoquímico involucrado. En este sentido, se dota a los participantes con una variedad de ejemplos de aplicación, modelos sencillos y herramientas pedagógicas para lograr un aprendizaje significativo en los alumnos.

Contenido

- Estados de agregación: descripción molecular y movimiento
- Energía Interna y Entropía
- Capacidad calorífica, Difusión y Presión Osmótica
- Transiciones de Fase
- Elaboración de Material didáctico

Temas a desarrollar, tiempo dedicado a cada tema y relación de actividades y evaluación

Tema	Tiempo (h)	Actividades	Bibliografía
Estados de agregación: descripción molecular y movimiento	4	<ul style="list-style-type: none"> • Exposición sobre la estructura y movimiento molecular de sólidos, líquidos y gases • Exposición sobre las propiedades físicas de sólidos, líquidos y gases • Presentación de animaciones: Movimientos de traslación, vibración y rotación en moléculas poliatómicas • Exposición sobre los tipos de movimientos presentes en diferentes tipos de sustancias con base en su estructura molecular. • Elaborar un mapa mental sobre las propiedades de sólidos, líquidos y gases • Elaborar un mapa mental sobre el concepto de grados de libertad 	<ul style="list-style-type: none"> • Atkins (Physical Chemistry)/F0.1-0.3 • Usar un paquete para simular el movimiento traslacional, rotacional y vibracional de moléculas . Por ejemplo: https://tecnoedu.com/Pasco/SE7160UNI.php
Energía interna y entropía	4	<ul style="list-style-type: none"> • Exposición sobre la forma cómo las sustancias guardan energía en su movimiento atómico y en sus fuerzas intermoleculares • Exposición sobre el cálculo de 	<ul style="list-style-type: none"> • Castellan/ 3.2 • Castellan/ 4.11 • Chang/ 3.8 • Chang/ 5.2

		<p>la cantidad de energía interna en un gas de moléculas monoatómicas ideales con base en el principio de equipartición de energía. Uso del principio de equipartición de energía</p> <ul style="list-style-type: none"> • Exposición sobre la definición de entropía desde el punto de vista estadístico • Presentación de un video sobre el concepto de entropía • Relacionar entropía y desorden • Elaborar un mapa mental sobre la energía interna y la entropía 	
Capacidad calorífica, difusión y presión Osmótica	4	<ul style="list-style-type: none"> • Exposición sobre el concepto de capacidad calorífica • Exposición y ejemplificación de la definición de la difusión • Definir y ejemplificar la presión osmótica • Ilustrar mediante ejemplos cotidianos la importancia de los tres conceptos anteriores • Elaborar un mapa mental sobre la capacidad calorífica • Elaborar un mapa mental sobre la difusión • Elaborar un mapa mental sobre la presión osmótica 	<ul style="list-style-type: none"> • Chang/ 21.4 • Chang/ 7.7 • Castellan/ 3.2
Transiciones de Fase	4	<ul style="list-style-type: none"> • Explicar cómo la ecuación de Van der Waals predice las transiciones de fase • Explicar cómo la adición o remoción de energía en una sustancia produce un cambio de estado • Explicar cómo ocurre un cambio de estado a través de la acción de la temperatura y presión • Elaborar un mapa mental sobre las transiciones de fase • Ilustrar mediante ejemplos cotidianos la importancia de las transiciones de fase 	<ul style="list-style-type: none"> • Atkins (Química Física)/ 1.4 • Atkins (Química Física)/ 4.1-4.4

		<ul style="list-style-type: none"> Elaborar un simulador. Por ejemplo: http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/cambios.htm 	
Material didáctico	4	<ul style="list-style-type: none"> Trabajo del alumnado en producción de material didáctico: presentaciones, videos, infografías, elaboración de preguntas conceptuales. 	

Bibliografía

- Fisicoquímica, G. W. Castellan. Pearson
- Fisicoquímica, R. Chang. Tercera edición, Mc Graw Hill
- Physical Chemistry, P. Atkins and J. De Paula. Ninth ed. W.H. Freeman and Company New York.
- Química Física, P. Atkins y J. De Paula. Octava edición, Editorial médica panamericana.

Relación de actividades para la verificación del cumplimiento de los objetivos por parte de los participantes

- Taller de problemas y ejercicios
- Resolución de exámenes y cuestionarios
- Elaboración de una infografía

MÓDULO 5: Reacciones químicas.

Objetivos:

Al finalizar el curso los alumnos serán capaces de:

1. Realizar la descripción macroscópica de los sistemas químicos, identificando a las propiedades extensivas e intensivas.
2. Formular una ecuación química completa que comprenda los conceptos de mol y conservación de la materia y energía.
3. Utilizar la ecuación química y el concepto de rendimiento de reacción y de equilibrio químico, para determinar las cantidades de sustancia presentes al final de la reacción.
4. Describir las reacciones y el equilibrio químico como procesos dinámicos asociados a un mecanismo a nivel molecular.
5. Describir la evolución de una reacción química en términos de la acción de factores cinéticos y termodinámicos.
6. Diseñar material didáctico (lecturas, ejercicios, mapas conceptuales, evaluaciones diversas, etc.), para los temas revisados.

7. Aplicar estrategias basadas en el modelo de Polya para la resolución de problemas y promover el pensamiento crítico en la formación de estudiantes.

Descripción y filosofía

En este módulo se presenta la ecuación química como el modelo que describe a la reacción química tanto cualitativa como cuantitativamente. Se repasan tanto el modelo atómico como la información contenida en la tabla periódica y el concepto de mol. A partir de esto se describen diversas reacciones químicas tanto desde el punto de vista microscópico como macroscópico y la relación de estas descripciones con las propiedades cinéticas y termodinámicas de los sistemas descritos.

Temas a desarrollar

1. Sustancias químicas como reactivos. Sistemas reactivos homogéneos y heterogéneos.
2. Estequiometría de una reacción. Balanceo de reacción. Reactivo limitante y rendimiento de reacción.
3. Cambios energéticos y espontaneidad de las reacciones químicas. Energía interna, entalpía y entropía de reacción. Equilibrio químico. Constante de equilibrio y factores que la afectan. Principio de LeChatelier.
4. Velocidades y mecanismos de las reacciones químicas. Estado de transición y energía de activación.

Tiempo dedicado a cada tema

Cada tema se desarrollará en una sesión de 5 horas

Temas a desarrollar, tiempo dedicado a cada tema y relación de actividades y evaluación

Tema	Tiempo (h)	Actividades	Bibliografía
Sustancias químicas como reactivos.	3	Ejemplos de reacciones químicas comunes e identificación de sustancias involucradas en ellas. Ilustraciones y videos de reacciones en solución y reacciones en fase gaseosa.	Brown/1.1-1.3 Chang /1.1-1.3 Whitten/1.1-1.5
Sistemas reactivos homogéneos y heterogéneos	2	Realizar la descripción de sistemas reactivos que involucren varias fases. Experimentos de demostración	Brown/4.1-4.5 Chang /1.4-

		que permitan cuantificar el avance de una reacción. Gráficos interactivos que ilustren el seguimiento de una reacción química.	1.6 Whitten /1.6
Estequiometría de una reacción. Balanceo de reacción.	3	Realizar cálculo estequiométricos de reacciones que involucran reactivos y productos en diferentes fases.	Brown/3.1-3.5 Chang /3.1-3.8 5.3-5.5 Whitten /2.1-2.11
Reactivo limitante y rendimiento de reacción.	2	Experimentos de demostración que muestren la existencia de un reactivo limitante. Experimentos que ilustren el rendimiento de reacción.	Brown/3.6-3.7, 4.6 Chang /3.9.1-3.10 Whitten /3.1-3.8
Cambios energéticos y espontaneidad de las reacciones químicas. Energía interna, entalpía y entropía de reacción.	2.5	Ejemplos prácticos de reacciones espontaneas y no espontaneas. Simulaciones que ilustren la evolución de propiedades termodinámicas en procesos físicos. Simulaciones que ilustren la evolución de las propiedades termodinámicas conforme avanza una reacción química.	Brown/5.1-5.8 Chang /6.1-6.7 Whitten /15.1-15.17
Equilibrio químico. Constante de equilibrio y factores que lo afectan. Principio de LeChatelier.	2.5	Video de sistemas reactivos que alcanzan el equilibrio. Descripción de sistemas químicos en equilibrio. Experimentos que ilustren el efecto de diferentes factores sobre el equilibrio.	Brown/15.1-15.6 Chang /14.1-14.5 Whitten /17.1-17.8
Velocidades y mecanismos de las reacciones químicas.	3	Gráficas interactivas que ilustren la evolución de las sustancias a lo largo de una reacción química. Gráficas interactivas que ilustren los diferentes órdenes de velocidad para las reacciones químicas.	Brown/14.1-14.6 Chang /13.1-13.4 Whitten /16.1-16.4

		Gráficas interactivas que permitan describir el efecto de la constante de velocidad en la evolución de la reacción.	
Estado de transición y energía de activación	2	Simulaciones que ilustren el desarrollo de una reacción química, diversos mecanismos de reacción y la identificación del estado de transición.	Chang /13.5 Whitten /16.5-16.9

Bibliografía

- Química: La ciencia central, T. L. Brown, H. E. Jr. LeMay, y B. E. Bursten, 11ª. Edición, Editorial Pearson Prentice Hall, 2009.
- Química, R. Chang. 10ª. Edición, Editorial McGraw-Hill, México, 2010.
- Química General, K. W. Whitten, K. D. Gailey, R. E. Davis. 8ª. Edición, Editorial CENCAGE Learning, México, 2008.

Relación de actividades para la verificación del cumplimiento de los objetivos por parte de los participantes.

- Participación en seminarios y discusiones de lecturas.
- Diseño de una secuencia didáctica en la que se apliquen los conceptos descritos.
- Diseño de material didáctico para los temas revisados: presentaciones, mapas mentales, infografías y elaboración de cuestionarios conceptuales.