

1. Identificación de la asignatura

| | | | |
|---------------------------|---|-----------------------------|---------------------|
| NOMBRE | Química Física | CÓDIGO | GIQUIM01-1-009 |
| TITULACIÓN | Graduado o Graduada en Ingeniería Química | CENTRO | Facultad de Química |
| TIPO | Obligatoria | Nº TOTAL DE CREDITOS | 6.0 |
| PERIODO | Segundo Semestre | IDIOMA | Español |
| COORDINADOR/ES | EMAIL | | |
| BORGE ALVAREZ JOSE JAVIER | jborge@uniovi.es | | |
| PROFESORADO | EMAIL | | |
| BORGE ALVAREZ JOSE JAVIER | jborge@uniovi.es | | |

2. Contextualización

Química Física (QF) es una asignatura de primer curso (segundo semestre) del Grado en Ingeniería Química, que está incluida en el Módulo Fundamental (y dentro de este, en la Materia Química) y tiene carácter obligatorio.

El término «Química Física» no aparece en el *Vocabulario Científico y Técnico III* [1] (VCT). Sí se incluyen definiciones para la química agrícola, analítica, combinatoria codificada, forestal, industrial, inorgánica y orgánica. A todas luces es evidente que la Química Física tiene entidad y antigüedad suficientes como para ser considerada una disciplina independiente dentro de la Química. La propia definición del término «Química» que aparece en el VCT proporciona la respuesta: “Estudio de la naturaleza, propiedades y composición de las sustancias, las reacciones que tienen lugar entre ellas, **así como las leyes, principios y teorías que las interpretan**”. Ahora bien, las leyes, principios y teorías que interpretan el comportamiento de la materia son, indudablemente, objeto de estudio de la Física (“Estudio de los fenómenos y las interacciones que se observan en la materia”, según el VCT). De ahí que la parte de la definición del término «Química» que aparece en negrita pueda recibir el nombre de «Química Física». La disciplina es, en realidad, un puente entre las dos.

Existen dos vías de aproximación a la materia, dependiendo de la naturaleza de las observaciones que se realicen: la macroscópica y la microscópica. Una descripción microscópica exige conocer las coordenadas espaciales de todos los núcleos y electrones del sistema que se estudia. Aunque el sistema sea una simple gota de agua, el número de variables que se necesita en esta descripción es colosal (del orden de la constante de Avogadro). Por el contrario, la descripción macroscópica solo requiere unas pocas variables, siempre y cuando el sistema que se estudia se encuentre en una situación particular conocida como «estado de equilibrio» [2]. Aunque en una situación de desequilibrio la descripción macroscópica sea, obviamente, más compleja y el número de variables necesarias se incremente, la diferencia con la descripción microscópica sigue siendo, como mínimo, de veinte órdenes de magnitud.

La termodinámica clásica (o de equilibrio) es la parte de la Física que estudia cómo influye la temperatura en el resto de variables necesarias para realizar una descripción macroscópica completa de un sistema en equilibrio. Se trata, por tanto, de una aproximación macroscópica al estudio de la materia. La termodinámica química es la aplicación de la termodinámica clásica a los sistemas de interés en Química. Su doble condición (principios físicos aplicados a los sistemas químicos) la convierte automáticamente en una de las partes más importantes de la Química Física.

La asignatura QF está dedicada exclusivamente (tal y como consta en la descripción de la asignatura en la Memoria de Verificación (MV) aprobada por el Consejo de Coordinación Universitaria a instancias de la Agencia Nacional para la Evaluación de la Calidad; ver la pág. 5-56) a la termodinámica química.

El enfoque que se pretende adoptar en esta asignatura es el que ha propuesto, en repetidas ocasiones, M. L. McGlashan [3],[4]: “La termodinámica es una ciencia experimental y no una rama de la metafísica [...] Consiste en un conjunto de ecuaciones, y algunas desigualdades, que relacionan las diferentes variables [...] Las fórmulas termodinámicas son útiles porque relacionan variables fáciles de medir con otras que no lo son [...] Si todas las propiedades de equilibrio de todos los sistemas se hubieran medido con mucha precisión, la termodinámica sería inútil [...] No se puede apreciar la termodinámica a no ser que se conecte con lo que se mide en el laboratorio [...] La pregunta que siempre ha de estar en la cabeza es: ¿cómo se mide exactamente cada cantidad?”. L. Tisza [5] también se ha manifestado en este mismo sentido: “La termodinámica es una teoría en estrecho contacto con el experimento”. Estas ideas cobran todavía más sentido, si cabe, en una titulación como la Ingeniería Química, que pretende (según una definición mayoritariamente aceptada) “concebir, calcular, diseñar, hacer construir y hacer funcionar las instalaciones donde efectuar, a escala industrial, cualquier transformación química”. Se pretende, por lo tanto, estudiar termodinámica química con los pies puestos en una buena fundamentación teórica (basada fundamentalmente en el formalismo de J. W. Gibbs y presentada de un modo más deductivo -sin llegar a ser axiomático- que inductivo [6]) pero con las manos metidas en las aplicaciones (industriales, dentro de lo posible).

La asignatura QF es fundamental para otras asignaturas posteriores del Grado en Ingeniería Química: *Termodinámica Aplicada* (segundo curso, primer semestre), *Ciencia y Tecnología de Materiales* (segundo curso, primer semestre), *Laboratorio de Química I* (segundo curso, primer semestre), *Operaciones Básicas II: Transmisión de Calor* (tercer curso, primer semestre) y *Química Industrial* (tercer curso, segundo semestre).

Es obligatorio, según consta en la MV (págs. 5-28 y 5-29), superar QF para cursar las siguientes asignaturas: *Termodinámica Aplicada* (segundo curso, primer semestre), *Química Analítica* (segundo curso, primer semestre), *Laboratorio de Química I* (segundo curso, primer semestre) y *Cinética Química Aplicada* (tercer curso, primer semestre).

[1] Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales (1996). *Vocabulario Científico y Técnico III*. Espasa, Madrid. ISBN: 8423994074.

[2] Uno de los objetivos de esta asignatura será establecer con precisión qué se entiende por «estado de equilibrio». Sirva, de momento, la intuición, para suponer que un vaso de agua en reposo podría ser un sistema en equilibrio, mientras que si se agita con una cucharilla la situación es de desequilibrio.

[3] McGlashan, M. L. (1979). *Chemical Thermodynamics*. Academic Press, London. ISBN: 0124826504.

[4] McGlashan, M. L. (1973). *A Specialist Periodical Report. Chemical Thermodynamics Volume 1. A review of the recent literature published up to December 1971*. The Chemical Society, London. ISBN: 0851862535.

[5] Tisza, L. (1966). *Generalized Thermodynamics*. The M.I.T. Press, Massachusetts. ISBN: 0262200104.

[6] J. W. Gibbs reformuló la termodinámica clásica utilizando un “principio de máximos” (de la misma manera que se habían reformulado anteriormente la mecánica y la óptica). La presentación moderna del formalismo de J. W. Gibbs se corresponde con lo que se conoce como MTE (“Macroscopic Thermodynamics of Equilibrium”), desarrollada por L. Tisza y H. Callen.

3. Requisitos

QF es una asignatura de primer curso y no tiene ningún requisito administrativo o académico para ser cursada. No obstante, es muy recomendable que los alumnos hayan adquirido todas las competencias de la asignatura *Cálculo* (primer curso, primer semestre) y algunas de la asignatura *Álgebra Lineal* (primer curso, primer semestre): “Resolver problemas geométricos del plano y del espacio” e “Identificar los elementos básicos de las ecuaciones diferenciales y de los sistemas de ecuaciones diferenciales y utilizar herramientas algebraicas para resolver casos elementales”. Se entiende que los conceptos básicos de la Física, como el trabajo y la energía, están también asimilados; al igual que las nociones fundamentales del análisis dimensional. Estas competencias se adquieren, especialmente, en la asignatura *Fundamentos de Física* (primer curso, primer semestre). También se entiende, de acuerdo con el perfil de ingreso que consta en la MV (pág. 4-1) que “el estudiante del Grado en Ingeniería Química se identifica con aptitudes personales tales como capacidad de análisis y comprensión abstracta, destreza numérica y habilidad deductiva, método y rigurosidad en el trabajo, buena formación en el ámbito de las ciencias y la tecnología, interés por la investigación y la experimentación, vocación por la Ingeniería Química”.

4. Competencias y resultados de aprendizaje

El objetivo esencial de la asignatura QF es contribuir a la adquisición, por parte del estudiante, de las competencias que, para el Módulo Fundamental, están recogidas en la MV. El desarrollo de la asignatura está diseñado para que el estudiante sea capaz de adquirir las siguientes competencias generales y específicas.

COMPETENCIAS GENERALES (ver las págs. 3-3 y 3-4 de la MV)

| | | |
|---|-------------|--|
| · | CG2(i[1]): | Capacidad para organizar y planificar la formulación y resolución de problemas. |
| · | CG3(i): | Comprender y hacerse comprender de forma oral y escrita en la propia lengua en el ámbito científico, tecnológico o comercial. Capacidad para elaborar, presentar y defender informes, tanto de forma escrita como oral. |
| · | CG5(i): | Capacidad de obtener, gestionar y almacenar de forma ordenada información relevante de su campo de estudio. |
| · | CG9(p[2]): | Capacidad para trabajar solo o en grupo, posiblemente de carácter multidisciplinar, con disponibilidad y flexibilidad para dirigir y ser dirigido en función de la definición coyuntural o la imposición circunstancial de liderazgos o prioridades. |
| · | CG13(p): | Capacidad para resolver problemas con iniciativa, toma de decisiones, creatividad, razonamiento crítico y de comunicar y transmitir conocimientos, habilidades y destrezas en el campo de la Ingeniería Química. |
| · | CG14(s[3]): | Tener capacidad para el aprendizaje autónomo, el entrenamiento y la readaptación continua a nuevos tiempos, nuevos retos, nuevas tecnologías, nuevos equipos y nuevas condiciones de trabajo, así como para la interacción sinérgica con expertos de áreas afines o complementarias, de forma crítica y autocrítica. |
| · | CG15(s): | Capacidad para el estudio, la investigación y el desarrollo científico y tecnológico en el ámbito de la Ingeniería Química, de forma creativa y continua. |
| · | CG20(s): | Conocimiento en materias básicas y tecnológicas que les capacite para el aprendizaje de nuevos métodos y teorías y les dote de versatilidad para adaptarse a nuevas situaciones. |

COMPETENCIAS ESPECÍFICAS (ver las págs. 3-4 y 3-5 de la MV)

| | | |
|---|------------|--|
| · | CE1(a[4]): | Capacidad para interiorizar, por vía de comprensión crítica, los conceptos fundamentales de las ciencias básicas experimentales e incorporarlos de forma fluida al pensamiento crítico y experto, fuera y dentro del ámbito del trabajo. |
|---|------------|--|

| | | |
|---|----------|--|
| · | CE3(a): | Conocimientos de termodinámica aplicada y transmisión de calor. Principios básicos y su aplicación a la resolución de problemas de ingeniería. Leyes generales de la Termodinámica y Cinética Física y Química, para establecer los modelos matemáticos que controlan las relaciones de equilibrio y de velocidad de los procesos. |
| · | CE5(a): | Capacidad para aplicar conocimientos básicos de Matemáticas, Física, Química a la creación de un cuerpo de doctrina, la Ingeniería Química, que permita la resolución de problemas planteados en la Industria de Procesos. |
| · | CE6(a): | Incorporar de forma natural y motivada los modelos y el lenguaje matemático a la interpretación rigurosa y generalizada de los fenómenos de cambio termodinámico, fenómenos de transporte y reactividad química. |
| · | CE14(a): | Conocimientos para integrar en el núcleo de la Ingeniería Química los fundamentos científicos del Equilibrio, la Cinética y la Estequiometría y los recursos de Estrategia, Dinámica, Simulación y Control propios de las Ingenierías de Proceso. |

Los objetivos planteados se traducen en los siguientes resultados de aprendizaje.

RESULTADOS DE APRENDIZAJE (ver las págs. 5-33 y 5-34 de la MV).

| | | |
|---|------|---|
| · | RQF1 | Aplicar los principios de la Termodinámica al ámbito de estudio de la Ingeniería Química. |
| · | RQF2 | Manejar correctamente el concepto de equilibrio y su aplicación al estudio de cambios de fase y reacciones químicas. |
| · | RQF3 | Conocer y aplicar los principios de la electroquímica al ámbito de estudio de la Ingeniería Química. |
| · | RQF4 | Conocer los potenciales termodinámicos como descripción completa de un sistema termodinámico y aplicarlos al estudio de mezclas y de reacciones químicas. |

«Objetivos», «competencias» y «resultados de aprendizaje» son términos cuyas definiciones no parecen estar establecidas en la literatura con mucha precisión. La *Guía de apoyo para la redacción, puesta en práctica y evaluación de los resultados de aprendizaje*, editada por la ANECA, dedica el apartado 2.2 a la diferencia existente entre objetivos y resultados de aprendizaje. En él se afirma que “la línea divisoria entre objetivos y resultados de aprendizaje de una asignatura o de una titulación en términos globales no siempre está clara. En muchas ocasiones ambos conceptos se confunden o se utilizan indistintamente como sinónimos”. El apartado 2.4 de la misma guía está destinado a explicar la diferencia entre competencias y resultados de aprendizaje. En él se puede leer que “la línea divisoria entre unas y otros no siempre está clara”. Se concluye, por tanto, que no es muy descabellado considerar sinónimos objetivos, competencias y resultados de aprendizaje. La redacción de las competencias y resultados de aprendizaje en la MV es bastante general y puede dificultar, por tanto, los procesos de evaluación. Buscando una mayor concreción, se detallan, a continuación, unos resultados de aprendizaje complementarios.

El estudiante, una vez finalizada la asignatura, debe ser capaz de:

- Identificar si un problema, de cualquier campo de la ciencia o la técnica, es de índole termodinámica.
- Reducir cualquier problema termodinámico a un conjunto de sistemas simples entre los que se pueden producir transferencias de unas cantidades físicas especiales: los invariantes aditivos.
- Caracterizar todos los posibles estados del conjunto de sistemas simples compatibles con las transferencias permitidas de invariantes aditivos.
- Encontrar la solución del problema termodinámico, esto es, el estado de equilibrio del conjunto de sistemas simples, utilizando el postulado de equilibrio del formalismo deductivo de Gibbs, tanto en su representación entrópica como en la energética.
- Encontrar la solución del problema termodinámico utilizando, si procede, las representaciones alternativas del formalismo deductivo de Gibbs.
- Descubrir dónde están incorporados, en el formalismo de Gibbs, los conceptos tradicionales de la termodinámica clásica anterior (trabajo, calor, primera ley, segunda ley, etc.).
- Evaluar críticamente las ventajas e inconvenientes que presenta el formalismo de Gibbs, frente a los métodos tradicionales anteriores (la formulación inductiva de Clausius y Kelvin basada en lo que se conoce como “termodinámica de ciclos”), para resolver un problema termodinámico.
- Aplicar el formalismo de Gibbs para resolver problemas simples de termodinámica química.
- Interpretar los resultados que se generan al aplicar el formalismo de Gibbs a problemas complejos de termodinámica química.
- Conocer las modificaciones que deben introducirse *ad hoc* para tratar sistemas aún más complejos.
- Utilizar las herramientas computacionales propias del siglo XXI para realizar los cálculos (numéricos y simbólicos) y las representaciones gráficas habituales en los problemas de termodinámica y termodinámica química.

[1] Aspectos instrumentales: habilidades cognoscitivas, metodológicas, tecnológicas y lingüísticas.

[2] Aspectos personales: interacción del estudiante y cooperación con su ámbito social, facilidad para una actuación crítica y autocrítica.

[3] Aspectos sistémicos: habilidad de visión y análisis de realidad global y multidimensional.

[4] Competencias académicas, derivadas del ámbito docente en el campo de la Ingeniería Química.

5. Contenidos

La asignatura se divide en dos bloques bien diferenciados. El primero (lecciones 1-7) trata de establecer los fundamentos del equilibrio y la estabilidad. El segundo (lecciones 8-17) entra directamente en la termodinámica química. Antes del primer bloque se ha situado una lección cero, titulada «Conceptos previos», que contiene un breve repaso sobre el análisis dimensional, las unidades de concentración de las disoluciones y el cálculo diferencial e integral.

0. Conceptos previos. Análisis dimensional: nombres y símbolos para las cantidades, sus dimensiones y sus unidades; cálculo de cantidades. Unidades de concentración de las disoluciones. Cálculo diferencial e integral: logaritmo, infinitésimo, derivada y diferencial (una variable), derivada y diferencial (varias variables) y teorema de Taylor.

FUNDAMENTOS DE EQUILIBRIO Y ESTABILIDAD

1. Conceptos básicos. Indefinibles, sistema simple, sistema compuesto, proceso termodinámico, postulado de conservación, postulado de aditividad, invariante, operación termodinámica, sistemas acoplados, invariantes de un sistema compuesto, variables fijas, variables libres, estados virtuales de un sistema compuesto, procesos virtuales, particiones (restrictivas y no restrictivas), contornos y paredes. Postulado de equilibrio, estado de equilibrio, estado estacionario, estado metaestable y ecuación fundamental. Pared rígida, impermeable, semipermeable, permeable, adiabática, diatérmica, anergónica y diaergónica. Sistema aislado, cerrado y abierto. Calor. Trabajo de configuración. Trabajo disipativo. Operación irreversible y reversible. Camino. Variables extensivas.

2. La representación entrópica. Equilibrio térmico. Equilibrio mecánico. Equilibrio material.

3. Las funciones homogéneas en la termodinámica clásica. Funciones homogéneas y teorema de Euler. Variables intensivas, específicas y molares. Temperatura termodinámica, presión y potencial químico. Forma diferencial de la ecuación fundamental en la representación entrópica (ecuación de Gibbs). Ecuaciones de estado. Ecuación de Euler en la representación entrópica. Ecuación de Gibbs-Duhem en la representación entrópica. Número de grados de libertad. Otras derivadas: coeficiente de dilatación, compresibilidad isotérmica, capacidad calorífica molar a presión constante y capacidad calorífica molar a volumen constante.

4. La representación energética. Ecuación fundamental energética. Postulado de equilibrio. Focos y fuentes de calor y trabajo. Sistema y alrededores. Forma diferencial de la ecuación fundamental en la representación energética (ecuación de Gibbs). Ecuaciones de estado. Ecuación de Euler en la representación energética. Ecuación de Gibbs-Duhem en la representación energética.

5. Representaciones alternativas y manipulaciones básicas. La transformación de Legendre. Potenciales termodinámicos: entalpía, energía de Helmholtz y energía de Gibbs. Fase. Sistemas homogéneos y heterogéneos. Ecuaciones de Gibbs-Helmholtz. Ecuaciones de Maxwell. Tablas de Bridgman.

6. La reacción química. Números estequiométricos, reactivos y productos. Avance de reacción. Incorporación de las reacciones químicas en el formalismo termodinámico: componentes químicos independientes y especies derivadas. Equilibrio químico. Afinidad.

7. Estabilidad. Estabilidad intrínseca y estabilidad mutua. Condiciones de estabilidad en la representación energética: estabilidad térmica, hidrostática y difusiva. Transformación de las condiciones de estabilidad. Equilibrio crítico. El principio de Le Châtelier. El principio de Le Châtelier-Braun.

TERMODINÁMICA QUÍMICA: EQUILIBRIOS QUÍMICOS Y DE FASES

8. Dependencia de las funciones termodinámicas con la temperatura y la presión en una fase de composición fija. Dependencia de la entropía con la temperatura y la presión. Dependencia de la entalpía con la temperatura y la presión. Dependencia de la energía de Gibbs con la temperatura y la presión. Dependencia del potencial químico de una sustancia con la temperatura y la presión. Compresibilidad isoentrópica. Expansión isoentrópica. Expansión isoenergética de Joule. Expansión isoentálpica de Joule-Thomson. Expansión isotérmica de Joule-Thomson.

9. Disoluciones (I). Mezcla, disolución, soluto, disolvente, disolución diluida y límite de dilución infinita. Cantidades molares. Cantidades molares parciales. Medida de cantidades molares parciales. Cantidades molares de mezcla. Cantidades molares aparentes. Disolución y dilución.

10. Sistemas heterogéneos. Equilibrio térmico. Equilibrio hidrostático. Equilibrio difusivo. Equilibrio osmótico. Equilibrio químico. Regla de las fases.

11. Equilibrio de fases en sustancias puras. Presión de equilibrio (presión de vapor). Temperatura de ebullición. Temperatura de fusión. Temperatura de sublimación. Temperatura de transición. Volumen molar ortobárico. Punto triple. Cambio de entropía para una transición entre dos fases. Ecuación de Clapeyron. Aproximaciones a la ecuación de Clapeyron.

12. Dependencia de las funciones termodinámicas con la composición a temperatura y presión constantes. Dependencia de la entalpía con la composición (experimentos de calorimetría). Dependencia del potencial químico con la composición (experimentos de potenciometría química). La mezcla perfecta de gases en el potenciómetro químico. Dependencia del potencial químico con la composición (sin experimentos de potenciometría química). Dependencia de la energía de Gibbs con la composición. Dependencia de la entropía con la composición. Potencial químico estándar. Funciones termodinámicas estándar derivadas. Tablas termodinámicas primarias

13. Equilibrio químico. Cantidades de reacción y procesos de mezcla asociados con una reacción química. Generalización de la ley de Hess. Cantidades de reacción estándar. Cantidades de formación estándar. Dependencia de las cantidades de reacción con la temperatura. Determinación de entalpías de reacción. Estabilidad del equilibrio químico. Apéndice: análisis de un equilibrio químico muy simple mediante la minimización de la energía de Gibbs o utilizando procedimientos alternativos (constante de equilibrio).

14. Equilibrio de fases en sistemas generales. Equilibrio entre dos fases genéricas de un sistema multicomponente. Relación entre temperatura, presión y composición: diagramas de fases. Sistemas binarios. Apéndice: análisis de un equilibrio de fases muy simple mediante la minimización de la energía de Gibbs o utilizando procedimientos alternativos (construcción de la doble tangente).

15. Disoluciones (II). Disolución ideal. Funciones de exceso. Propiedades coligativas. Equilibrio líquido-vapor para una disolución ideal: diagramas presión-composición, diagramas temperatura-composición, regla de la palanca, destilación súbita y rectificación. Disolución real de no electrolitos. Coeficientes de actividad de soluto y disolvente. Funciones termodinámicas estándar de soluto y disolvente. Determinación de coeficientes de actividad.

16. Disoluciones (III). Disoluciones de electrolitos. Coeficiente osmótico. Coeficiente de actividad iónico medio. Potencial químico de un electrolito fuerte. Medida de coeficientes de actividad iónicos medios. Electrolitos débiles. Modelo de Debye-Hückel. Pilas electroquímicas.

17. Superficies. Incorporación de los efectos de superficie en el formalismo termodinámico. Tensión superficial. Ecuación de Young-Laplace. Efectos de superficie y relación de Gibbs-Duhem. Dependencia de las propiedades con el contorno del sistema. Dependencia de la tensión superficial con la composición.

6. Metodología y plan de trabajo

En esta asignatura se utilizarán cuatro actividades de aprendizaje presenciales diferentes: **Clases Expositivas, Prácticas de Aula, Tutorías Grupales y Tutorías Personales**. Las cuatro son necesarias para garantizar un aprendizaje profundo, como bien decía R. Feynman^[1]: “La enseñanza solo puede realizarse cuando [...] el estudiante discute las ideas, piensa en las cosas y habla sobre ellas. Es imposible aprender asistiendo a una clase, o simplemente resolviendo los problemas asignados”. Es muy importante destacar la importancia que tienen los problemas. R. Feynman¹¹ lo indica con claridad: “Los problemas dan la oportunidad de aumentar la comprensión del material expuesto haciéndolo más real, estructurado y accesible para el proceso de fijación”. J. Biel Gayé, uno de los introductores del formalismo MTE (“Macroscopic Thermodynamics of Equilibrium”) en España, también defiende con vehemencia la misma idea. Las ideas que presenta en las páginas iniciales de su libro^[2] constituyen una «Metodología y plan de trabajo» de valor incalculable: “No puede decirse que una persona sepa jugar al Monopoly porque se haya leído el reglamento del juego: se aprende a jugar jugando [...] Hay que aprender a usar el formalismo y los métodos de la termodinámica utilizándolos [...] No se trata de aprender unos *ejercicios tipo* o de *aprender a hacer ejercicios* [...] Resolver los ejercicios no es, pues, una labor añadida a la del estudio de la teoría, sino un modo *-el modo-* de estudiar [...] Hacer un ejercicio implica manejar mentalmente conceptos, recordarlos y asimilarlos: un *ejercicio* intelectual que enriquece a la persona. Por lo tanto, no vale para nada saber cómo se hace un ejercicio si no se hace; como no vale lo mismo saber hacer gimnasia que hacerla cada día [...] Debe tenerse en cuenta que el provecho que se saca cuando se logra la solución de un problema al cabo de tres horas es mucho mayor que si se consigue obtenerla en solo cinco minutos [...] No debe considerarse resuelto un ejercicio hasta obtener el resultado final en función de los datos; y, una vez resuelto el ejercicio, siempre es conveniente intentarlo de otra manera o proponerse un ejercicio que se diferencie algo del que ya se ha hecho [...] Se puede asegurar que un estudiante no ha hecho bien un examen si no es capaz de recordar los ejercicios de que constaba. Y también se puede asegurar que no lo ha hecho bien si dice que no sabe si lo ha hecho bien o mal”.

La metodología docente utilizada en las **Clases Expositivas** (CE) será, en la mayoría de las ocasiones, una mezcla de *clase invertida*, *enseñanza justo a tiempo* y *aprendizaje basado en problemas*. Los alumnos dispondrán, con suficiente anterioridad a cada CE, de un documento que contenga la materia sobre la que versará la clase o que indique dónde se encuentra desarrollado adecuadamente dicho contenido. Es absolutamente imprescindible que el alumno trabaje este material antes de acudir a la clase (de ahí el nombre de *clase invertida*) y envíe al profesor (utilizando las herramientas apropiadas del Campus Virtual) las dificultades que ha encontrado durante el estudio. La clase se estructurará, justo a tiempo antes de impartirla (*enseñanza justo a tiempo*), atendiendo a las dudas de los alumnos. Es posible que la estrategia adecuada para aclarar las dificultades planteadas sea la resolución de un problema (*aprendizaje basado en problemas*). En muy contadas ocasiones, la metodología docente será la tradicional *lección magistral*, aunque esto solo ocurrirá cuando el discurso del profesor tenga un valor añadido a lo que consta en los libros de texto.

Las **Prácticas de Aula** (PA) son sesiones en las que los alumnos tendrán que trabajar (generalmente de forma individual), bajo la supervisión del profesor, resolviendo problemas. La metodología docente que se empleará será muy similar a la de las tradicionales, en unos estudios experimentales, Prácticas de Laboratorio. Los alumnos dispondrán, con la suficiente antelación, del guión correspondiente a cada PA. Dicho guión no es una simple colección de dos o tres enunciados de problemas, sino un documento en el que se hará constar cuál es el objetivo de cada problema y qué elementos teóricos son necesarios para abordar su resolución. Además, también se incluirá un conjunto, más o menos detallado, de pasos que se deben seguir para alcanzar la solución correcta. Se trata, en definitiva, de un aprendizaje guiado en la resolución de problemas. Esta estructura no se mantendrá constante a lo largo de todo el guión, puesto que la información de apoyo irá decreciendo gradualmente. El problema final será un simple enunciado condensado idéntico a los que aparecen al final de los capítulos de los libros de texto. Esta estructura permite que el propio alumno autoevalúe su aprendizaje. Conseguir avanzar a lo largo del guión, con la consabida pérdida de apoyos que eso implica, significa que el dominio de la asignatura aumenta. El ideal es, obviamente, completar la resolución de todos los problemas que aparecen en el guión de la PA. Dependiendo de las circunstancias, el guión también puede incluir recomendaciones de lecturas complementarias o algunos problemas que exijan una búsqueda de datos en la bibliografía especializada o el empleo de herramientas computacionales. Ocasionalmente, el guión puede contener problemas más elaborados para desarrollar entre dos o tres alumnos, estimulándose de este modo un aprendizaje cooperativo. Todo este trabajo se iniciará, como ya se ha indicado, bajo la supervisión del profesor y continuará en las horas de estudio personal que cada estudiante debe emplear para lograr un aprendizaje constructivo de la asignatura. Durante las PA, el profesor asistirá personalmente a los alumnos que lo soliciten. Esto no impide que, excepcionalmente, pueda ofrecer una pequeña explicación (sobre algún asunto puntual) a todo el grupo. Para conseguir un aprovechamiento óptimo de las PA es

necesario que el alumno haya leído previamente los guiones y comenzado a pensar posibles soluciones (además de haber estudiado la teoría correspondiente).

Las **Tutorías Grupales (TG)** son sesiones de apoyo, en grupos más reducidos, para tratar de resolver las dudas que hayan surgido durante las horas de estudio personal que los alumnos han dedicado a la asignatura. En estas TG el profesor tratará de actuar como un moderador, intentando que sean los propios alumnos los que respondan las preguntas formuladas por sus compañeros. Si esto no es posible, el profesor procurará no proporcionar directamente la respuesta, sino que tratará de orientar a los alumnos hacia la solución.

Las **Tutorías Personales (TP)** son una actividad orientada a resolver las dudas que vayan surgiendo a los alumnos durante el aprendizaje de la asignatura y que no hayan tenido cabida en cualquiera de las tres actividades anteriores. El profesor dedicará 6 horas a la semana a esta actividad.

La tabla adjunta indica la distribución temporal relativa de las actividades de aprendizaje presenciales.

| Modalidades | | Horas | % | Totales |
|---------------|------------------------|-------|-------|---------|
| Presencial | Clases Expositivas | 46 | 30,7 | 60 |
| | Prácticas de Aula | 7 | 4,6 | |
| | Tutorías Grupales | 4 | 2,7 | |
| | Sesiones de Evaluación | 3 | 2,0 | |
| No presencial | Trabajo en grupo | 15 | 10,0 | 90 |
| | Trabajo individual | 75 | 50,0 | |
| TOTAL | | 150 | 100,0 | 150 |

Se incluyen en ella las 3 horas dedicadas a una sesión de evaluación al final del período lectivo. Se estima que un alumno que cumpla los requisitos establecidos en el apartado 3 de esta guía debe dedicar 90 horas de trabajo no presencial para alcanzar los resultados de aprendizaje descritos en el apartado 4.

[1] Feynman, R. P., Leighton, R. B. & Sands, M. (1987). *Física. Volumen I: Mecánica, radiación y calor*. Addison-Wesley Iberoamericana, Wilmington. ISBN: 0201066211.

[2] Biel Gayé, J. (2003). *Curso sobre el formalismo y los métodos de la termodinámica. Volumen 2*. Reverté, Barcelona. ISBN: 8429143440.

7. Evaluación del aprendizaje de los estudiantes

El objetivo general de la asignatura es «comprender» la termodinámica química, pero «comprender» es un verbo muy general que se puede interpretar de muchas maneras. Obviamente el término es sinónimo de un aprendizaje profundo y antónimo de un aprendizaje superficial. Pero esto no es suficiente y hay que precisar más el concepto de «comprensión». Hay tres características de la comprensión que gozan de bastante consenso y que permiten clarificar el término.

| | |
|---|--|
| · | Si dos estudiantes comprenden un concepto (o una disciplina), su forma de proceder ante un mismo problema no tiene por qué ser idéntica. |
| · | Si un estudiante comprende un concepto, podrá utilizarlo en una situación completamente nueva. |
| · | La comprensión es un proceso irreversible: una vez que algo se comprende, no es posible «descomprender» (ni siquiera existe el término en el DLe); sí es posible «olvidar» (pero eso significa que el aprendizaje ha sido superficial, básicamente memorístico). |

La evaluación debe dejar patente si el estudiante cumple o no estas características y también debe manifestar en qué medida las cumple. Es necesario, por lo tanto, establecer varios niveles de comprensión. En esta asignatura se establecen tres.

Nivel C: Comprensión mínima. El alumno identifica ecuaciones, conoce sus condiciones de aplicación y las utiliza (individual o combinadamente, mediante procedimientos fundamentalmente algebraicos) correctamente para conseguir resultados (mostrando soltura con la coherencia dimensional y la adecuación de las unidades). También tiene capacidad para detectar resultados claramente erróneos o incoherentes. Se corresponde, aproximadamente, con saber resolver «ejercicios» de un libro de texto. Equivale a una calificación de «aprobado».

Nivel B: Comprensión satisfactoria. Además de lo anterior, el alumno es capaz de manipular las ecuaciones de una manera más sofisticada (mediante las técnicas del cálculo diferencial e integral), para obtener otras nuevas y de combinar unas cuantas adecuadamente para resolver casos más complejos. Se corresponde, aproximadamente, con saber resolver «problemas» de un libro de texto. Equivale a una calificación de «notable».

Nivel A: Comprensión muy satisfactoria. El alumno es capaz de resolver problemas complejos, con datos reales, buscando información en

las fuentes bibliográficas necesarias, ayudándose de las herramientas de cálculo y representación gráfica necesarias. Es también capaz de aplicar los conceptos en situaciones completamente nuevas. Equivale a una calificación de «sobresaliente».

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

Existen varios modelos de evaluación en la enseñanza superior. En esta asignatura se utilizará el *modelo de los niveles*, en el que se compara la actuación del estudiante en diferentes Actividades de Evaluación (AE) con los tres niveles de comprensión (C, B y A) descritos anteriormente. Los resultados de aprendizaje de cada nivel se han expresado en esta guía con sentencias complejas, difícilmente expresables de forma cuantitativa (identificar ecuaciones, combinarlas y manipularlas, aplicarlas en situaciones completamente nuevas, etc.). Esto es así porque se busca un aprendizaje profundo y constructivo en el que lo importante no es la información que conoce el estudiante, sino cómo la estructura y la maneja. Por tanto, se evaluará la totalidad de la actuación del estudiante. El profesor, actuando como evaluador, valorará el grado de concordancia entre el aprendizaje del estudiante y los diferentes niveles de comprensión. Con este modelo de evaluación, se valorará de forma integrada la actuación completa del alumno: «el todo» (utilizando, obviamente, «las partes», pero sin considerar que el todo es simplemente una suma de partes)[1].

PROCEDIMIENTO DE EVALUACIÓN

La actividad docente de esta asignatura se extiende en un periodo de 15 semanas. Cada 3 o 4 semanas, aproximadamente, se llevará a cabo una AE presencial (AEP), bien en las PA, bien en las TG, hasta completar un total de 4 (aproximadamente). También se propondrán varias AE virtuales (AEV); otras 4 (aproximadamente). El conjunto de AEP y AEV constituyen la evaluación continua. La evaluación final es un examen de, aproximadamente, 3 horas de duración, que constará de 3 AE similares a las realizadas durante el período lectivo. Todos los alumnos deberán realizar el examen final.

Para superar la asignatura en la **convocatoria ordinaria** es necesario, pero no suficiente, haber obtenido, al menos, 4 puntos sobre 10 en el examen final. La calificación numérica final se obtiene en tres pasos:

1. La nota de la evaluación continua se calcula promediando la mejor nota de las AEP con la mejor nota de las AEV. La selección de la mejor nota de las AEP y AEV hace que el alumno disponga de varias oportunidades para acostumbrarse y ensayar –sin riesgo para su calificación– las pruebas de evaluación.
2. A continuación, se promedia, de un modo ponderado, la nota de la evaluación continua (25%) con el examen final (75%).
3. El promedio obtenido en el cálculo anterior, siempre que sea superior a 5,0 puntos, podrá incrementar su valor (nunca más de un punto) atendiendo, por un lado, a los resultados de las AE de la evaluación continua (presenciales y virtuales) no incluidas en el promedio, y por otro, a cualquier demostración en las CE, PA o TG, que ponga de manifiesto que el estudiante ha «comprendido» la asignatura (la lectura de un texto o un artículo no recomendado directamente por el profesor, la resolución de preguntas formuladas por otros compañeros, etc.).

La calificación numérica final en las **convocatorias extraordinarias** se obtiene utilizando únicamente las 3 AE del examen final extraordinario.

Las AE, tanto en la evaluación continua, como en los exámenes ordinario y extraordinarios, serán cuestiones, ejercicios y problemas (en ningún caso consistirán en trasladar directamente a un papel algo que está en un libro de texto). En todas las AE se permitirá el empleo de calculadora y de cualquier tipo de material de consulta impreso como apoyo.

Durante las diferentes AE de la evaluación continua, se procurará que las calificaciones numéricas de las pruebas vayan acompañadas de una retroalimentación detallada que permita al estudiante orientar su proceso de aprendizaje.

[1] El modelo analítico de evaluación, un sistema diferente al aquí propuesto, sustituye el juicio total por un elevado número de pequeños juicios. Desmenuza cada AE en un gran número de apartados y asigna a cada uno de ellos un valor muy pequeño. La suma de todos ellos genera el resultado final. En definitiva, considera que la simple suma de los pequeños juicios es equivalente al juicio total. Esto no es cierto; basta con analizar cualquier situación de la vida real. Este procedimiento, que llevado a una situación límite se correspondería con un test (¡sin penalización en los fallos!), no permite detectar si un alumno ha alcanzado los resultados de aprendizaje previstos en esta asignatura, porque no tiene en cuenta, por ejemplo, si hay incoherencias en un resultado final (un evaluador no debe calificar de la misma manera un resultado equivocado, pero plausible, que un resultado equivocado que sea ilógico), si hay una concatenación de errores cuyos efectos se cancelan, si en un razonamiento complejo se manejan hipótesis incorrectas, etc. El modelo analítico, en cierta medida, exime al evaluador de formular (y responder) la pregunta fundamental del proceso de enseñanza: ¿«comprende» el alumno la termodinámica química? Y si la respuesta es afirmativa: ¿en qué medida la «comprende»? ¿mínimamente? ¿satisfactoriamente? ¿muy satisfactoriamente?

8. Recursos, bibliografía y documentación complementaria

RECURSOS

La Biblioteca de la Universidad de Oviedo (especialmente la sección ubicada en la Facultad de Química) proporciona los recursos bibliográficos (libros, artículos), en formato impreso y/o electrónico, para el desarrollo de la asignatura.

BIBLIOGRAFÍA FUNDAMENTAL

| | |
|---|---|
| • | Callen, H. B. (1981). <i>Termodinámica. Introducción a las teorías físicas de la termostática del equilibrio y de la termodinámica irreversible</i> . Editorial AC, Madrid. ISBN: 8472880427. |
| • | McGlashan, M. L. (1979). <i>Chemical thermodynamics</i> . Academic Press, London. ISBN: 0124826504. |

| | |
|---|--|
| · | Criado-Sancho, M. & Casas-Vázquez, J. (2004). <i>Termodinámica química y de los procesos irreversibles</i> . Pearson Educación, S. A., Madrid. ISBN: 8478290680. |
|---|--|

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

| | |
|---|---|
| · | Guggenheim, E. A. (1985). <i>Thermodynamics. An advanced treatment for chemists and physicists</i> . North-Holland Physics Publishing (Elsevier Science Publishers B. V.), Amsterdam. ISBN: 0444869514. |
|---|---|

| | |
|---|--|
| · | Münster, A. (1970). <i>Classical thermodynamics</i> . Wiley-Interscience, Bristol. ISBN: 0471624306. |
|---|--|

| | |
|---|--|
| · | Kestin, J. (1979). <i>A course in thermodynamics. Revised printing. Volume I</i> . McGraw-Hill Book Company, New York. ISBN: 0070342814. |
|---|--|

| | |
|---|---|
| · | Kestin, J. (1979). <i>A course in thermodynamics. Revised printing. Volume II</i> . McGraw-Hill Book Company, New York. ISBN: 0070342822. |
|---|---|

| | |
|---|--|
| · | Kirkwood, J. G. & Oppenheim, I. (1961). <i>Chemical thermodynamics</i> . McGraw-Hill Book Company, New York. |
|---|--|

| | |
|---|--|
| · | Denbigh, K. (1993). <i>The principles of chemical equilibrium</i> . Cambridge University Press, Cambridge. ISBN: 0521281504. |
|---|--|

Además de los libros de texto citados, puntualmente podrán utilizarse algunos artículos de revistas científicas (*Journal of Chemical Education* y *Journal of Chemical Thermodynamics*, entre otras). La información concreta se proporcionará en las actividades de aprendizaje correspondientes.

DOCUMENTACIÓN COMPLEMENTARIA

Todos los documentos que se empleen en el desarrollo de las diferentes actividades de aprendizaje estarán disponibles en el Campus Virtual.