

Plan 74 Ing.Tec.Agrícola Esp Hortofr y Jardinería

Asignatura 17654 FUNDAMENTOS QUIMICOS DE LA INGENIERIA

Grupo 1

## Presentación

## Programa Básico

Sustancias químicas y estados de agregación. Disoluciones y coloides. Reacciones químicas: estequiometría, equilibrio y cinética. Introducción a la Química Orgánica

## Objetivos

- Comprender los fundamentos químicos de su profesión.
- Comprender el Método Científico en sus vías inductiva y deductiva a través de la Química
- Ampliar los conocimientos de química sobre las bases adquiridas, según lo requiera su profesión.
- Manejar la información y el lenguaje químicos de forma suficiente para una resolución interdisciplinar de problemas.
- Resolver problemas numéricos relativos a la química y evaluar los resultados.
- Buscar información científico-técnica en la bibliografía específica, en tablas o gráficas, etc., en relación con las materias estudiadas en el curso.
- Desenvolverse con suficiente destreza en el manejo de instrumental químico y evaluar los resultados analíticos en relación con el método empleado.

## Programa de Teoría

Los contenidos teóricos de la asignatura se organizan en cuatro bloques cada uno de ellos cuenta con varios temas. A continuación se indicarán los objetivos de cada bloque, el programa que se va a desarrollar. También se detallan los contenidos y objetivos de las clases prácticas de problemas y de laboratorio.

### BLOQUE 1: LA MATERIA Y SUS ESTADOS

#### Tema 1: LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS

#### Tema 2: FUERZAS INTERMOLECULARES Y ESTADOS DE AGREGACIÓN

Tras el estudio de los temas 1 y 2 el alumno será capaz de:

1. Diferenciar propiedades y procesos físicos y químicos.
2. Definir y diferenciar entre sustancias puras y mezclas y entre mezclas homogéneas y heterogéneas. Distinguir las distintas técnicas de separación y purificación de sustancias.
3. Describir la organización general de un átomo y su reactividad basándose en su configuración electrónica.
4. Representar la estructura del sistema periódico actual y explicar la periodicidad de las propiedades químicas en función de la configuración electrónica.
5. Explicar los aspectos energéticos que están implicados en la formación de un enlace químico.
6. Enunciar las propiedades fundamentales de los compuestos iónicos, covalentes y metálicos.
7. Justificar la geometría de moléculas sencillas mediante la teoría de enlace de valencia, aplicando los conceptos de hibridación, teoría de pares electrónicos y, o, resonancia.
8. Explicar las causas y los efectos de la polaridad en los enlaces covalentes.
9. Describir la formación de enlace covalente coordinado.
10. Describir las distintas fuerzas intermoleculares.
11. Explicar las condiciones para que se formen los enlaces de hidrógeno entre moléculas e indicar las consecuencias prácticas principales de este tipo de enlace.
12. Utilizar la ecuación de los gases ideales y relacionarla con la ley de Dalton para el caso de mezclas de gases.
13. Definir viscosidad, tensión superficial y capilaridad.
14. Comparar las propiedades físico-químicas de los distintos tipos de sólidos cristalinos justificando sus diferencias debido al tipo de unidad estructural y al enlace.
15. Describir el equilibrio entre fases e interpretar el significado de la presión de vapor.

16. Definir punto de fusión y punto de ebullición y enunciar la regla de las fases.

**PROGRAMA:**

**Tema 1: LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS**

1.1 Introducción: La Química y su objeto

1.2 Constitución de la materia: átomos y moléculas; elementos y compuestos; sustancias y mezclas; mezclas homogéneas y heterogéneas.

1.3 Estructura atómica y Sistema Periódico de los Elementos: orbitales y niveles de energía; número atómico; configuración electrónica de valencia; periodicidad de las propiedades; electronegatividad.

1.4 El enlace químico: tipos y propiedades.

1.5 Introducción a la Estequiometría: peso atómico, peso molecular y masa molar; el concepto de mol.

1.6 Formulación química.

**Tema 2: FUERZAS INTERMOLECULARES Y ESTADOS DE AGREGACIÓN**

2.1 Fuerzas intermoleculares

2.1.1 Interacciones entre dipolos

2.1.2 Enlace de hidrógeno

2.1.3 Fuerzas de dispersión

2.1.4 Relación de las fuerzas intermoleculares con las propiedades de las sustancias: el H<sub>2</sub>O.

2.2 Estados de agregación de la materia: Gases, Sólidos y Líquidos

2.3 Cambios de fase: equilibrio entre fases; presión de vapor; diagramas de fase; energética de los cambios de fase.

**BLOQUE 2: DISOLUCIONES Y COLOIDES**

**Tema 3: DISOLUCIONES I: SOLUBILIDAD**

**Tema 4: DISOLUCIONES II: PRESIÓN DE VAPOR Y PROP. COLIGATIVAS**

**Tema 5: SISTEMAS COLOIDALES**

Tras el estudio de los temas 3, 4 y 5 el alumno será capaz de:

1. Explicar el proceso de disolución en términos de interacciones intermoleculares.

2. Predecir cualitativamente la solubilidad en agua de sustancias inorgánicas comunes a partir de las correspondientes reglas de solubilidad.

3. Definir solubilidad, saturación, sobresaturación y describir una disolución saturada en términos de equilibrio.

4. Enunciar la variación de la solubilidad con la temperatura para solutos sólidos o gaseosos y con la presión para los solutos gaseosos.

5. Enunciar y aplicar la ley de reparto de un soluto entre dos disolventes no miscibles.

6. Describir las propiedades coligativas, enunciar y aplicar las leyes que las relacionan con la concentración y diferenciar el comportamiento al respecto de los electrólitos y los no electrólitos.

7. Diferenciar disoluciones ideales y no ideales.

8. Explicar la variación con la composición de la presión de vapor de mezclas de dos componentes volátiles, para el caso ideal y para los no ideales.

9. Explicar el proceso de evaporación de una mezcla de dos componentes volátiles.

10. Describir la estructura de la doble capa eléctrica.

11. Discutir sobre el sentido de un proceso de intercambio iónico en función de la distinta afinidad de los iones y de las leyes del equilibrio.

12. Distinguir las dispersiones coloidales de las disoluciones y conocer los diferentes tipos de dispersiones coloidales y sus propiedades.

13. Conocer y justificar los factores y compuestos que favorecen o alteran la estabilidad de las dispersiones coloidales.

14. Relacionar la velocidad de sedimentación con el tamaño de la partícula y explicar el fundamento de la centrifugación.

15. Justificar la estabilidad de coloides en relación con la doble capa eléctrica y discutir acerca del efecto sobre la floculación de los electrólitos y el pH.

**PROGRAMA:**

**Tema 3: DISOLUCIONES I: SOLUBILIDAD**

3.1 Conceptos de disolución y dispersión coloidal

3.2 Concentración de las disoluciones. Formas de expresarla

3.3 El proceso de disolución: mecanismo y espontaneidad; interacción soluto-disolvente; solvatación; balance energético

3.4 Solubilidad. Disolución saturada

3.5 Reglas de solubilidad en agua de sustancias inorgánicas

3.6 Factores que influyen en la solubilidad:

3.6.1 Efecto de la temperatura. Curvas de solubilidad

3.6.2 Efecto de la presión. Ley de Henry

3.6.3 Distribución de un soluto entre dos disolventes no miscibles. Extracción

**Tema 4: DISOLUCIONES II: PRESIÓN DE VAPOR Y PROPIEDADES COLIGATIVAS**

4.1 Concepto de propiedad coligativa

- 4.2 Presión de vapor de las disoluciones: Ley de Raoult
- 4.3 Ascenso ebulloscópico y descenso crioscópico
- 4.4 Ósmosis. Presión osmótica.
- 4.5 Propiedades coligativas en disoluciones de electrolitos
- 4.6 Disoluciones ideales y disoluciones no ideales
- 4.7 Presión de vapor en disoluciones de dos componentes volátiles. Destilación simple y destilación fraccionada. Disoluciones no ideales; mezclas azeotrópicas

#### Tema 5: SISTEMAS COLOIDALES

- 5.1 Las interfases. Consideraciones generales
- 5.2 Fenómenos de superficie: adsorción; agentes tensoactivos
- 5.3 La interfase electrificada: doble capa eléctrica
- 5.4 Intercambio iónico
- 5.5 Dispersiones coloidales: conceptos y tipos
- 5.6 Propiedades de los coloides
- 5.7 Estabilidad de dispersiones coloidales. Floculación

### BLOQUE 3: REACCIONES QUÍMICAS

#### Tema 6: LAS REACCIONES QUÍMICAS Y LA ESTEQUIOMETRÍA

#### Tema 7: EL EQUILIBRIO QUÍMICO

#### Tema 8: CINÉTICA QUÍMICA

Tras el estudio de los temas 6, 7 y 8 el alumno será capaz de:

1. Definir y explicar los conceptos fundamentales acerca de las reacciones químicas, su estequiometría, termodinámica, cinética y equilibrio.
2. Clasificar una reacción dada en uno de los tipos estudiados.
3. Definir qué es una función de estado y enunciar el 1er y el 2º principios de la termodinámica.
4. Enunciar la Ley de Hess y usarla para cálculos sencillos de entalpía de reacción, energías de enlace y en ciclos entálpicos.
5. Relacionar la espontaneidad de una reacción química con su variación de entalpía, de entropía y de energía libre.
6. Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier reacción.
7. Razonar en términos del Principio de Le Chatelier los desplazamientos del equilibrio por las variaciones en la  $T^a$ , la  $P$  o la composición de la mezcla de reacción.
8. Relacionar la velocidad de reacción con las concentraciones de reactivos y  $T^a$ .
9. Enunciar de forma sencilla los modelos cinéticos de colisiones moleculares y del estado de transición. Explicar la actuación de los catalizadores.

#### PROGRAMA:

#### Tema 6: LAS REACCIONES QUÍMICAS Y LA ESTEQUIOMETRÍA

- 6.1. Concepto de reacción química
- 6.2. Estequiometría
  - 6.2.1. Ajuste de ecuaciones químicas
  - 6.2.2. Reactivo limitante y rendimiento
  - 6.2.3. Concepto de equivalente. Normalidad
- 6.3. Tipos de reacciones químicas
- 6.4. Reacciones ácido-base
  - 6.4.1. Concepto y propiedades de los ácidos y las bases. Modelos ácido-base de Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis
  - 6.4.2. Reacciones de neutralización.
  - 6.4.3. Pesos equivalentes de ácidos y bases.
- 6.5. Reacciones de transferencia de electrones
  - 6.5.1. Conceptos de oxidación y reducción. Número de oxidación.
  - 6.5.2. Ajuste de reacciones redox
  - 6.5.3. Pesos equivalentes de oxidantes y reductores.
- 6.6. Reacciones de formación de complejos
- 6.7. Introducción a las valoraciones

#### Tema 7: EL EQUILIBRIO QUÍMICO

- 7.1 La energía en las reacciones químicas:
  - 7.1.1 Reacciones exotérmicas y endotérmicas
  - 7.1.2 Energía interna, entalpía, calor de reacción
  - 7.1.3 Leyes de la termoquímica: Ley de Hess
- 7.2 Espontaneidad de las reacciones químicas: entropía, energía libre
- 7.3 Concepto de equilibrio químico
- 7.4 La constante de equilibrio: Expresión en función de concentraciones y presiones parciales; relación entre la variación de energía libre y la constante de equilibrio; cociente de reacción y espontaneidad; cálculos con la constante de equilibrio.
- 7.5 Equilibrios heterogéneos

7.6 Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Chatelier: efectos de cambios en las concentraciones, la temperatura, la presión y el volumen.

## Tema 8: CINÉTICA QUÍMICA

8.1 Concepto de velocidad de reacción: velocidad media y velocidad instantánea;

8.2 La velocidad de reacción y las concentraciones. Ecuación de velocidad: constante de velocidad; órdenes de reacción

8.3 Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Energía de activación.

8.4 Modelos cinéticos: Teoría de las colisiones moleculares, Teoría del estado de transición

8.5 Mecanismos de reacción: procesos elementales y molecularidad; especies intermedias; etapa controlante

8.6 Velocidades de reacción y equilibrio químico

8.7 Catalizadores. Tipos.

## BLOQUE 4: QUÍMICA ORGÁNICA

Tema 9: CONCEPTOS GENERALES DE QUÍMICA ORGÁNICA

Tema 10: LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS Y SUS REACCIONES

Tras el estudio de los temas 9 y 10 el alumno será capaz de:

1. Definir los conceptos fundamentales relativos a la química orgánica.
2. Describir las características del C que explican la existencia de compuestos orgánicos.
3. Diferenciar los distintos tipos de isomería.
4. Identificar los grupos funcionales importantes y describir sus propiedades y reactividad.
5. Relacionar la solubilidad y la volatilidad de compuestos orgánicos con el tamaño de la molécula, los grupos funcionales que contenga y las fuerzas intermoleculares que presenten.
6. Describir los principales mecanismos de las reacciones orgánicas.
7. Describir propiedades y usos de algunas sustancias orgánicas comunes.

### PROGRAMA:

Tema 9: CONCEPTOS GENERALES DE QUÍMICA ORGÁNICA

9.1 Introducción: importancia de la Química Orgánica

9.2 Propiedades generales de los compuestos orgánicos

9.3 Estructura de los compuestos orgánicos: enlaces, resonancia, hibridación, efectos electrónicos.

9.4 Grupos funcionales

9.5 Isomería: Tipos

Tema 10: LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS Y SUS REACCIONES

10.1 Las reacciones orgánicas: mecanismos principales.

- sustitución: nucleófila y electrófila;

- eliminación;

- adición: nucleófila y electrófila.

10.2 Hidrocarburos y haluros de alquilo: propiedades y reacciones

10.3 Alcoholes y fenoles: propiedades y reacciones

10.4 Éteres y compuestos carbonílicos: propiedades y reacciones

10.5 Ácidos carboxílicos y derivados: propiedades y reacciones

10.6 Grupos nitrogenados: propiedades y reacciones

10.7 Biomoléculas

### PROBLEMAS

Los contenidos relativos a cálculos químicos se agrupan en cuatro bloques:

- 1.- Composición de disoluciones y mezclas.
- 2.- Estequiometría de reacciones I.
- 3.- Estequiometría de reacciones II y valoraciones.
- 4.- Equilibrio químico.

Estos contenidos se desarrollan según se especifica en el apartado de Metodología. El contenido de cada bloque viene a continuación indicado por los objetivos específicos a alcanzar. Además de los cuatro bloques, se realizará un taller voluntario de repaso sobre unos contenidos elementales que denominamos "Bloque 0".

- Bloque 0.- Cálculos estequiométricos elementales

Tras el estudio y práctica correspondiente a este bloque el alumno será capaz de:

1. Calcular la masa molar de elementos y compuestos, incluso hidratados.
2. Realizar conversiones de masa a moles y al revés.
3. Relacionar cuantitativamente las fórmulas de los compuestos y su composición porcentual en ambos sentidos.
4. Resolver problemas sencillos de composición (como fracción en masa) de mezclas y sustancias impuras.

5. Calcular la concentración de una disolución en términos de molaridad, masa por unidad de volumen y fracciones en masa o volumen (tantos por ciento o por mil), conocidas las cantidades de sus componentes.
6. Ajustar reacciones químicas, tanto en forma molecular como iónica, e interpretar cuantitativamente la información que contiene una ecuación química ajustada.
7. Calcular en casos sencillos las cantidades de los reactivos consumidos o necesarios y de los productos generados en una reacción química a partir de la cantidad de otro reactivo o producto y la ecuación ajustada de la reacción.

• Bloque 1.- Composición de disoluciones y mezclas

Tras el estudio y práctica correspondiente a este bloque el alumno será capaz de:

1. Resolver problemas de composición de mezclas y sustancias impuras, incluidas las mezclas húmedas, manejando la composición o riqueza como fracción en masa.
2. Calcular la concentración de una disolución en términos de molaridad, molalidad, masa por unidad de volumen, fracción molar, y fracciones en masa o volumen (tantos por ciento, por mil, partes por millón), conocidas las cantidades de sus componentes, tanto para un solo soluto, como en el caso de varios solutos.
3. Realizar conversiones de unas formas de expresión de la concentración en otras.
4. Calcular las cantidades de los componentes de una disolución necesarias para preparar una cantidad determinada de disolución de una cierta concentración y calcular la cantidad de disolución que contiene una cierta cantidad de soluto.
5. Resolver problemas de dilución de disoluciones, incluidos los de calcular la concentración final tras una dilución y los de averiguar la cantidad de disolución concentrada a diluir para obtener una determinada disolución final.
6. Calcular las concentraciones finales tras una mezcla de disoluciones, de igual o de diferente soluto.

• Bloque 2.- Estequiometría de reacciones I

Tras el estudio y práctica correspondiente a este bloque el alumno será capaz de:

1. Calcular las cantidades (en masa, moles o volumen, según proceda) de los reactivos consumidos o necesarios y de los productos generados en una reacción química a partir de la cantidad de otro reactivo o producto y la ecuación ajustada de la reacción, para sustancias sólidas, líquidas, gaseosas o en disolución.
2. Relacionar cantidades de reactivos consumidos y productos generados a partir de las fórmulas químicas o de la composición elemental de las sustancias.
3. Identificar en una mezcla de reacción cuál es el reactivo limitante.
4. Relacionar el rendimiento real, el rendimiento teórico y el porcentaje de rendimiento de una reacción.
5. Efectuar los cálculos estequiométricos indicados en el caso de que en una mezcla ocurran simultáneamente dos o más reacciones con algún reactivo y/o producto común.

• Bloque 3.- Estequiometría de reacciones II y valoraciones

Tras el estudio y práctica correspondiente a este bloque el alumno será capaz de:

1. Ajustar, tanto en forma molecular como iónica, reacciones químicas de oxidación-reducción por el método del ion-electrón.
2. Calcular los pesos equivalentes de sustancias participantes en reacciones ácido-base, de oxidación-reducción o de neutralización iónica o metátesis.
3. Emplear equivalentes, si resulta procedente, para realizar cálculos estequiométricos de todos los tipos indicados en los objetivos del bloque 2.
4. Convertir otras formas de expresión de la concentración en normalidad para una determinada reacción y a la inversa, así como calcular la cantidad de soluto necesaria para preparar una cantidad de disolución de una normalidad dada y calcular la cantidad de disolución de una normalidad que contiene una cierta cantidad de soluto.
5. Averiguar la cantidad desconocida (volumen, masa o concentración de alguno de los reactivos) en una valoración, directa o por retroceso.

• Bloque 4.- Equilibrio químico

Tras el estudio y práctica correspondiente a este bloque el alumno será capaz de:

1. Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier reacción y calcular su valor a partir de las concentraciones o presiones parciales en equilibrio.
2. Predecir el sentido en que se producirá una reacción comparando el cociente de reacción con la constante de equilibrio, dada una mezcla cualquiera de reactivos y productos.
3. Convertir la constante de equilibrio en términos de presiones  $K_p$  en la constante en términos de concentraciones  $K_c$  y al revés.
4. Calcular concentraciones (o presiones parciales) de reactivos y productos en un sistema en equilibrio químico a partir de la constante de equilibrio de la reacción y las concentraciones (o presiones parciales) iniciales.
5. Evaluar los cambios en las concentraciones de equilibrio provocados por variaciones en la composición de la mezcla de reacción y predecir e interpretar el sentido de dichos desplazamientos del estado de equilibrio a partir del Principio de Le Chatelier.

## Programa Práctico

### PRÁCTICAS DE LABORATORIO:

Las prácticas de laboratorio constarán de cinco sesiones de tres horas (ver cronograma).

El alumno, tras su trabajo de prácticas de laboratorio, será capaz de:

- Interpretar cualquier procedimiento químico experimental en forma de guión.
- Observar y extraer datos de las experiencias.
- Organizar y planificar el trabajo según una metodología científica.
- Reconocer por su nombre y manejar con suficiente destreza el instrumental de laboratorio más habitual.
- Diferenciar exactitud y precisión y poner en práctica medidas que tiendan a la disminución de errores.
- Realizar las operaciones y cálculos necesarios para alcanzar los resultados a partir de las medidas efectuadas.
- Informar con honestidad, minuciosidad y claridad de las observaciones, medidas y conclusiones obtenidas.
- Evaluar críticamente los resultados de una experiencia o análisis.

El Programa de Laboratorio a desarrollar será:

1ª práctica: Reconocimiento y uso del material de laboratorio. Preparación de disoluciones.

2ª práctica: Preparación de disoluciones y valoraciones ácido-base.

3ª práctica: Determinación del nitrógeno de una muestra por el método Kjeldahl

4ª práctica: Valoraciones redox.

5ª práctica: Análisis de aguas. Determinación de la dureza y conductividad.

La realización de las prácticas de laboratorio será obligatoria para aprobar la asignatura. Los alumnos que las hayan efectuado en el curso anterior, tras plantear el caso a los profesores, pueden optar por no volver a realizarlas. Es obligatoria la presentación de una memoria de prácticas que será entregada cada día al finalizar cada práctica. Se realizará un examen de prácticas el último día de las mismas.

## Evaluación

### a.- Instrumentos de evaluación:

Para la evaluación de la asignatura se tendrán en consideración todas las actividades que se irán desarrollando a lo largo del curso:

- **TALLERES Y CARPETA DE PROBLEMAS:** se evaluarán para cada bloque: el informe sobre el taller, la primera entrega de ejercicios resueltos, así como la segunda si existe, además de la participación en los talleres y tutorías programadas.
- **EVALUACIONES PARCIALES DE TEORÍA:** se evaluarán en el transcurso de la asignatura en los dos exámenes parciales y en las cuestiones diarias que entregaran los alumnos.
- **PRÁCTICAS DE LABORATORIO:** se tendrán en cuenta la memoria diaria de prácticas, el trabajo realizado por el alumno en el laboratorio y la prueba de prácticas que se realizará el último día de las mismas.
- **EXAMEN DE TEORÍA:** se evaluará en un examen tipo test y de cuestiones al finalizar la asignatura.
- **EXAMEN DE PROBLEMAS:** se evaluarán en el examen final de la asignatura

### Evaluación de formulación y cálculos básicos:

Será obligatorio que el alumno supere un examen de Formulación-nomenclatura y de cálculos básicos (correspondientes al bloque 0 de problemas). El alumno dispondrá de dos oportunidades durante el curso, y una última el día del examen de la asignatura. Este examen no puntuará en la nota final.

### b.- Ponderación:

- **TALLERES Y CARPETA DE PROBLEMAS:** 20 %
- **EVALUACIONES PARCIALES DE TEORÍA Y CUESTIONES:** 15 %
- **PRÁCTICAS DE LABORATORIO:** 15 %
- **EXAMEN DE TEORÍA:** 35 %
- **EXAMEN DE PROBLEMAS:** 15 %

\*Para los alumnos que no hagan un seguimiento presencial de la asignatura ni un sistema alternativo de evaluación continuada que pueda establecerse:

- **PRÁCTICAS DE LABORATORIO:** 15 %
- **EXAMEN DE TEORÍA:** 50 %

c.- Criterios de evaluación:

Todos los alumnos, tanto en el examen de teoría como en el de problemas, deberán alcanzar una puntuación mínima de 4 sobre 10 para poder aprobar la asignatura.

Los criterios que se enuncian a continuación son, básicamente, los aplicados con carácter general para los exámenes de la asignatura de Química en las Pruebas de Acceso a las Universidades de Castilla y León en los pasados cursos y se aplicarán en la presente asignatura:

- La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.
- La formulación incorrecta de los compuestos químicos se penalizará con un 50% en el apartado correspondiente.
- La resolución de problemas numéricos sin razonamiento supondrá una disminución de hasta el 25% en la calificación obtenida en el apartado correspondiente.
- La resolución correcta y razonada de un problema con una solución numérica incorrecta, pero no absurda, no se penalizará con más de un 20% en el apartado correspondiente.
- En el caso de que dos apartados de un mismo problema estén relacionados entre sí, un error en alguno de ellos no supondrá la anulación del otro, siempre que los resultados obtenidos no sean absurdos.
- La falta de argumentación en las cuestiones de tipo teórico invalidará el correspondiente apartado.

La puntuación de cada problema o cuestión y de sus apartados estará indicada en la hoja de enunciados.

En los ejercicios de teoría o práctica que incluyan preguntas de elección entre respuestas múltiples ("tipo test"), éstas estarán formuladas de manera que haya una única respuesta válida por pregunta. La valoración de este tipo de ejercicios se realizará, como es habitual, considerando que si hay N respuestas para elegir y cada respuesta correcta suma 1 punto, entonces cada respuesta errónea descuenta  $1/(N-1)$  de la puntuación.

---

## Bibliografía

- Chang, R. (2002) Química, 7ª ed. original, McGraw-Hill Interamericana. [También ediciones anteriores o Chang, R. (2000) Química. Edición Breve. McGraw-Hill Interamericana].
  - Atkins, P. W. y Jones, L. (1998) Química: moléculas, materia, cambio, 3ª ed. (1ª ed. en español), Ed. Omega, Barcelona. [También Atkins, P. W. (1992) Química General, 1ª ed., Ed. Omega, Barcelona.]
-