



Química General

INFORMACIÓN GENERAL

Departamento responsable de la asignatura: Química Inorgánica

Profesor titular de la asignatura: Ernesto de Jesús Alcañiz (Química Inorgánica, módulo I, ☎ 885 46 03)

Otras asignaturas a cargo del departamento de Química Inorgánica:

- Estructura de la materia y enlace y Fundamentos de química inorgánica (1º curso, licenciatura de Químicas)
- Química inorgánica (2º curso, licenciaturas de Químicas y de Farmacia)
- Ampliación de química inorgánica y Química de la coordinación (4º curso, licenciatura de Químicas)
- Química Organometálica (5º curso, licenciatura de Químicas)
- Varias asignaturas correspondientes a estudios de doctorado

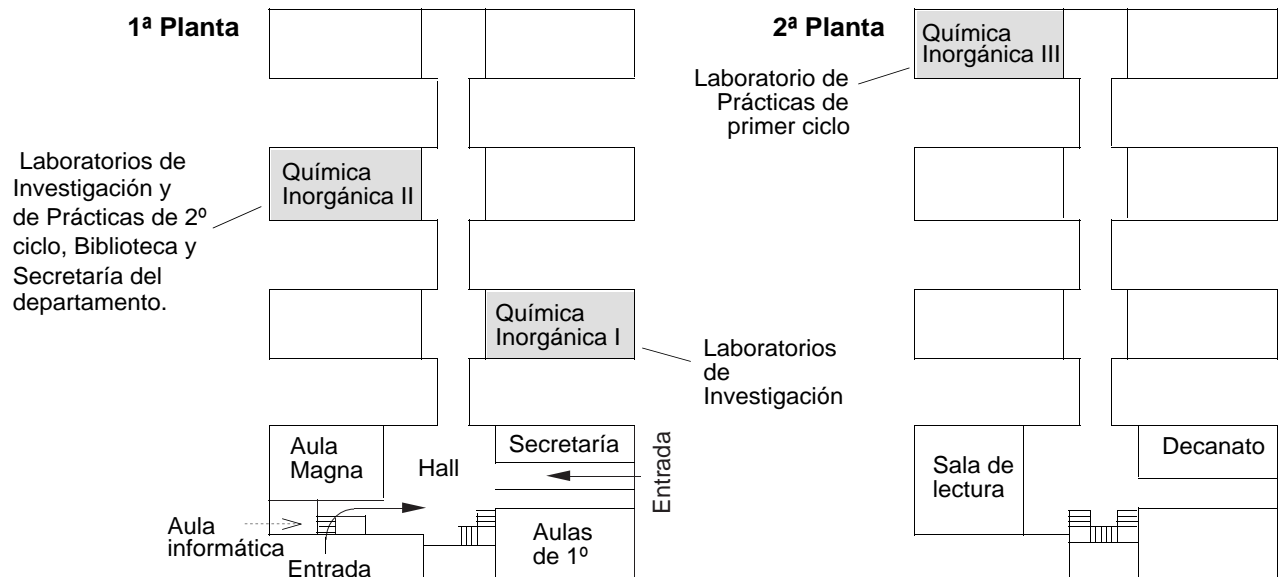
Plantilla de personal docente e investigador: 1 Catedrático de Universidad, 7 Profesores Titulares de Universidad, 2 Profesores Ayudantes de Universidad y 8 Profesores Ayudantes de Escuela Universitaria, Becarios de Investigación.

Plantilla de personal de administración y servicios: 1 Secretaria, 2 Técnicos de Laboratorio.

Número total de alumnos/as de 1º y 2º ciclo (curso 1992/93): 1720.

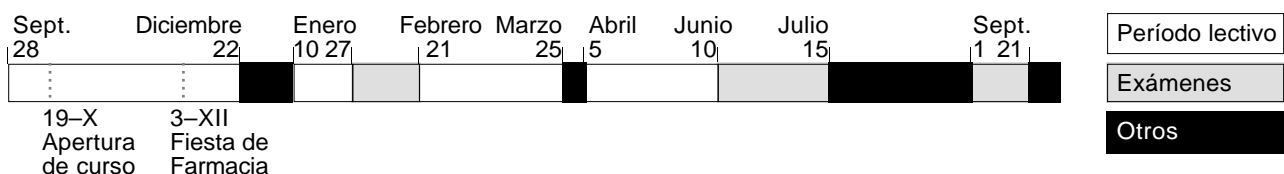
Presupuesto total procedente de la Universidad (año 1993): 6 626 526 pesetas.

Localización: Edificio de farmacia.



Horario y período lectivo del curso

	Lunes	Martes	Miércoles	Jueves	Viernes
de 15 a 16	Geología	Geología	Geología	Seminario Geología	Física
de 16 a 17	Biología	Física	Biología	Biología	Seminario Biología
de 17 a 18	Física	Seminario Física	Química	Química	Química
de 18 a 19	Química	Química	Matemáticas	Matemáticas	
de 19 a 20				Seminario Matemáticas	



ORGANIZACIÓN DE LA ASIGNATURA

Distribución de las horas lectivas

Curso teórico	Clases de exposición	3 horas semanales	82 horas
	Clases de seminarios	1 hora semanal	25 horas
	Clases de problemas	3/4 de hora semanales	22 horas
Curso de nomenclatura	Inorgánica	2, 3 y 4 de noviembre	3 horas
	Orgánica	13, 14 y 15 de abril	3 horas
Curso práctico		8 sesiones de 4 horas (de 9 a 13 h)	32 horas

<u>Grupos y profesores</u>	<u>Grupo B2-B3</u>	<u>Grupo B1</u>
Fechas	Del 8/XI al 26/XI (lunes, martes y viernes)	Del 29/XI al 22/XII (lunes, jueves y viernes)
Distribución aproximada	A partir de apellidos de letra O	Hasta apellidos de la letra N
Taquillas 1 a 31		
Taquillas 32 a 62		
Taquillas 63 a 99		

Evaluación de la asignatura

Para aprobar la asignatura será necesario aprobar por separado cada una de las tres partes que la constituyen (curso teórico, curso práctico y nomenclatura).

Curso teórico. La asignatura se divide en dos parciales, siendo necesario aprobar cada uno de los dos parciales para obtener una evaluación positiva del curso teórico en junio.

- El primer parcial de la asignatura podrá aprobarse en el examen del primer parcial o en junio.
- El segundo parcial de la asignatura podrá aprobarse en el examen del segundo parcial o en junio.
- Quienes lo deseen, podrán presentarse en junio a parciales ya aprobados para mejorar la calificación.

Quienes después del examen de junio no hayan aprobado el curso teórico, podrán hacerlo en el examen de septiembre, que abarcará toda la asignatura, sin diferenciación de parciales.

Exámenes	1º Parcial	2º Parcial	Final Junio	Final Sept.
Física	1 de febrero	13 de junio	2 de julio	
Geología	4 de febrero	16 de junio	4 de julio	
Química G.	9 de febrero	20 de junio	7 de julio	
Matemáticas	14 de febrero	25 de junio	11 de julio	
Biología	17 de febrero	28 de junio	14 de julio	

A las 15 horas

Curso de nomenclatura. Habrá una prueba de nomenclatura inorgánica y otra de nomenclatura orgánica. Cada examen constará de 10 fórmulas de sustancias para nombrar y de 10 nombres para formular, admitiéndose un máximo de dos fallos. Para cada tipo de nomenclatura habrá dos oportunidades durante el curso, además de las de los exámenes finales de junio y de septiembre. El aprobado de cada parte se guarda hasta septiembre.

Exámenes de nomenclatura inorgánica: 24 de noviembre y 15 de diciembre (a las 14 horas).

Exámenes de nomenclatura orgánica: 4 de mayo y 25 de mayo (a las 14 horas).

Curso práctico. No es obligatorio para quienes lo hubieran aprobado en años anteriores. Los alumnos procedentes de otra facultad podrán solicitar la convalidación de las prácticas, para lo que presentarán al profesor un certificado de realización que incluya una copia del programa del curso práctico.

Es obligatoria la asistencia a **todas** las prácticas. En caso de falta justificada a una práctica, podrá realizarse con posterioridad. Las normas de organización y evaluación del curso práctico se darán el día 3 de noviembre. No hay ninguna posibilidad de realizar el curso práctico en un turno de tarde.

EL CURSO TEÓRICO

Contenidos de la asignatura

1º Parcial	<i>El átomo</i>	Tema 1	La composición de la materia	7 horas
		Tema 2	Química nuclear	5 horas
		Tema 3	La estructura electrónica de los átomos	9 horas
	<i>Enlaces químicos</i>	Tema 4	El enlace químico	10 horas
		Tema 5	La forma de las moléculas	8 horas
		Tema 6	Los gases	5 horas
	<i>Estados de agregación de la materia</i>	Tema 7	Los sólidos y los líquidos	7 horas
		Tema 8	Equilibrios entre sólido, líquido y gas	4 horas
		Tema 9	Mezclas de sustancias. Disoluciones	9 horas
2º Parcial	<i>Termoquímica, cinética y equilibrio químico</i>	Tema 10	Termoquímica y espontaneidad	7 horas
		Tema 11	Velocidades y mecanismos de las reacciones químicas	8 horas
		Tema 12	Equilibrio químico	7 horas
		Tema 13	Equilibrios entre ácidos y bases	9 horas
	<i>Química descriptiva</i>	Tema 14	Equilibrios redox	7 horas
		Tema 15	Estructura electrónica y elementos químicos	6 horas
		Tema 16	Reacciones inorgánicas	8 horas
		Tema 17	Principios generales de química orgánica	4 horas
		Tema 18	Reacciones orgánicas	8 horas

Libros de texto

En la lista se señalan con ✓ los libros de texto especialmente recomendados. Para cada libro se señala el número total aproximado de ejemplares disponibles, al 1/IX/93, en la biblioteca y salas de lectura de la universidad. La clave entre paréntesis es el número de clasificación asignado por la biblioteca, que permite su localización. Los precios indicados son los aproximados de venta al público, al 1/IX/92.

- ✓1 P. W. Atkins, "Química General", Omega, Barcelona, 1ª edición, **1992**, 980 páginas, traducido de la 1ª edición inglesa por J. M. Marco, J. Ayala, L. Borrell, F. I. Talens, C. Mans, ISBN 84-282-0892-1, 8240 pts. No hay ejemplares en biblioteca.
- ✓2 R. E. Dickerson, H. B. Gray, M. Y. Darensbourg, D. J. Darensbourg, "Principios de Química", Reverté, Barcelona, 3ª edición, **1989**, 1002 páginas, traducido de la 4ª edición inglesa por J. Gálvez Flores y G. López López, ISBN 84-291-7175-4, 7070 pts. Hay 6 ejemplares en biblioteca de la 3ª edición y 35 de anteriores (54 DIC 075.8 (2ª y 3ª ed.) y 54 GRA 075.8 (1ª ed.)). Disponible en la sala de lectura de farmacia.
- ✓3 K. W. Whitten, K. D. Gailey, R. E. Davis, "Química general", McGraw-Hill, México, 3ª edición, **1992**, 884 páginas, traducido de la 3ª edición en lengua inglesa por M. T. Aguilar Ortega, ISBN 968-422-985-2, 6325 pts. No hay ejemplares en biblioteca de la 3ª edición, pero hay 10 de anteriores (54 WHI 075.8). Disponible en la sala de lectura de farmacia.
- ✓4 J. B. Russell, A. Larena, "Química", McGraw-Hill, Madrid, 1ª edición, **1988**, 980 páginas, traducido de la 1ª edición inglesa (1980) por J. Arenas de la Rosa y T. Iriarte Martínez, ISBN 84-7615-183-7, 5785 pts. No hay ejemplares en la biblioteca. *El texto original de J. B. Russell ha sido ampliado por A. Larena con una parte de química orgánica. Esta edición es más aconsejable que la citada a continuación, que es idéntica salvo que no contiene la parte de química orgánica. Tened cuidado, si compráis el libro, de que sea la edición correcta (debe aparecer el nombre de A. Larena y coincidir el número de páginas y el ISBN).*
- 5 J. B. Russell, "Química", McGraw-Hill, Madrid, 1ª edición, **1985**, 747 páginas, traducido de la 1ª edición inglesa (1980) por J. Arenas de la Rosa y T. Iriarte Martínez, ISBN 968-451-413-1 o 84-7615-132-2, 4092 pts. Hay 10 ejemplares en biblioteca (54 RUS 075.8). Disponible en la sala de lectura de farmacia. *Es el anterior libro, pero sin*

la parte de química orgánica escrita por A. Larena.

- 6 W. L. Masterton, E. J. Slowinski, C. L. Staniski, "Química General Superior", McGraw–Hill–Interamericana, Madrid, 6ª edición, **1988**, 890 páginas, traducido de la 6ª edición inglesa por M. Díaz Peña, J. A. Rodríguez Renuncio y J. A. Rodríguez Cheda, ISBN 84-7605-369-X. Hay 4 ejemplares en biblioteca de la 6ª edición y 10 ejemplares de anteriores ediciones (54 MAS 075.8). Disponible en la sala de lectura de farmacia. *Adecuado para seguir la asignatura.*
- 7 J. E. Brady, G. E. Humiston, "Química Básica: principios y estructura", Limusa, México, 2ª edición, **1980**, 1009 páginas, traducido de la edición inglesa por M.C. Sangines Franchini y V. Segura Gutiérrez, ISBN 968-18-1205-0. Hay 21 ejemplares en biblioteca de la segunda edición y 2 de la primera (54 BRA 075.8). Disponible en la sala de lectura de farmacia. *Adecuado para seguir la asignatura.*
- 8 B. H. Mahan, "Química, Curso Universitario", Addison–Wesley Iberoamericana, Argentina, 4ª edición, **1990**, 950 páginas, traducido de la 4ª edición inglesa por M. I. Parchan, E. Baumgartner, C. Rotunno, ISBN 0-201-64419-3. No hay ejemplares en biblioteca de la 4ª edición, pero hay 21 de anteriores (54 MAH 075.8). Disponible en la sala de lectura de farmacia. *Adecuado para seguir la asignatura.*
- 9 R. J. Gillespie, D. A. Humphreys, N. C. Baird, E. A. Robinson, "Química", Reverté, Barcelona, 1ª edición, **1990**, 1140 páginas (2 volúmenes), traducido de la edición inglesa por A. Beltrán, ISBN 84-291-7183-5. Hay 1 ejemplar en biblioteca (54 GIL 075.8). *Muy bien ilustrado. Se aparta excesivamente del enfoque que seguiremos.*

Otro material didáctico

Modelos moleculares. "Modelos Moleculares. Sistema orbit. Química orgánica e inorgánica. Caja Individual", Cochranes of Oxford, Oxford, 3650 pts. en la librería de la Universidad. Recomendados para visualizar la geometría de las moléculas. Se puede adquirir una caja entre 3 o 4 personas.

Tutoriales informatizados. "Tutoriales de química", Universidad de San Diego, 14 pilas de Hypercard para ordenadores Apple Macintosh (con 1 MB o más de memoria), gratuitas. Tutoriales por ordenador orientados al autoaprendizaje de aspectos centrales de la química general. Por el momento, sólo están disponibles en inglés. Se facilitan a cambio de los discos flexibles correspondientes.

Biblioteca y librería del Campus

Sala de lectura de farmacia. Abierta de 9 a 20 horas. Préstamo de libros *para uso en la sala* de 9 a 15 horas.

Biblioteca central de ciencias experimentales. Está en el edificio de Medicina y abre de 9 a 20 horas. Hay sala de lectura y préstamo de libros por un período máximo de 15 días.

Librería (☎ 885 45 45). Está en el edificio de medicina. Abre de 9 a 19 horas (descuentos en torno al 10%).

LAS CLASES DE PROBLEMAS

Libros de Problemas

- ✓1 C. J. Willis, "Resolución de problemas de química general", Reverté, Barcelona, **1985**, 548 páginas, traducido de la edición inglesa por F. Arce Vázquez, J. S. Casas Fernández y J. Sordo Rodríguez, ISBN 84-291-7526-1, 4400 pts. Hay 16 ejemplares en biblioteca (54 WIL 076.2). Disponible en la sala de lectura de farmacia.
- ✓2 J. L. Rosenberg, L. M. Epstein, "Química general", McGraw–Hill, Madrid, 7ª edición, **1991**, 422 páginas, traducido de la 7ª edición inglesa por A. Larena, ISBN 84-7615-593-X, 2500 pts. No hay ejemplares en biblioteca de la 7ª edición, pero hay 4 de anteriores (54 SCH 076.2).
- ✓3 I. S. Butler, A. E. Grosser, "Problemas de química", Reverté, Barcelona, **1986**, 465 páginas, traducido de la edición inglesa por P. Royo Gracia, ISBN 84-291-7084-7, 3700 pts. Hay 23 ejemplares en biblioteca (54 BUT 076.2). Disponible en la sala de lectura de farmacia. *Libro complementario del Dickerson.*

- ✓4 M. J. Sienko, "Problemas de química", Reverté, Barcelona, **1989**, 380 páginas, traducido de la edición inglesa por J. M. Salietti Vinué, ISBN 84-291-7490-7, 3300 pts. Hay 5 ejemplares en biblioteca (54 SIE 076.2). Disponible en la sala de lectura de farmacia.
- 5 F. Bermejo, "Problemas de química general y sus fundamentos teóricos", Editorial Dossat, Madrid, 6ª edición, **1985**, 496 páginas, ISBN 84-237-0445-9. Hay 22 ejemplares en biblioteca (54 BER 076.2). Disponible en la sala de lectura de farmacia.
- 6 H. O. Daley, jr., R. F. O'Malley, "Problemas de química", Reverté, Barcelona, **1990**, traducido de la edición inglesa por J. Casabó Gispert, ISBN 84-291-7148-7. Hay 1 ejemplar en biblioteca (54 BER 076.2).
- 7 C. J. Nyman, G. B. King, "Problemas de química general y análisis cualitativo", Editorial AC, Madrid, 1ª edición, **1979**, 254 páginas, ISBN 84-7288-029-X. Hay 4 ejemplares en biblioteca (54 NY 076.2). Disponible en la sala de lectura de farmacia.

Normas generales para la resolución de problemas (*Extraídas del libro de problemas de C. J. Willis*)

- 1 *¡Razonar positivamente!* El alumno ha de convencerse de que el problema *puede* resolverlo un estudiante que tenga sus conocimientos. Evidentemente, si alguien se dice a sí mismo que el problema no tiene solución, se está complicando la vida. Es muy probable que aquello que preocupaba no intervenga en el cálculo, o pueda hallarse a partir de la información de que se dispone.
- 2 *Leer cuidadosamente la pregunta.* Asombra saber los puntos que los estudiantes pierden en los exámenes por no haber leído la pregunta. No resulta útil buscar complicaciones calculando algo que no se pedía; además, no dan ningún punto por eso.
- 3 *Recordar las definiciones.* Si un químico escribe: «La disolución tenía una concentración 1,85 molar» está diciendo que cada litro contenía 1,85 moles de soluto. Para comprender la frase hay que entender los términos «disolución», «mol» y «soluto». Sin una comprensión inmediata de los términos fundamentales no cabe esperar resolver ningún problema.
- 4 *Escribir una ecuación ajustada para cualquier reacción que se plantee.* Para cualquier cálculo que implique una reacción química, se escribirá su ecuación, la cual suministra un gran volumen de información. Pero hay que asegurarse de que la ecuación está ajustada, porque el no hacerlo llevará con frecuencia a una respuesta incorrecta.
- 5 *Identificar lo que se pregunta.* Se ha de releer la pregunta y determinar qué es lo que piden concretamente que se calcule. Se establecerá un símbolo para representar la magnitud a calcular. A veces el símbolo es evidente (*V* para volumen, *T* para temperatura, etc.). Otras veces se utilizarán símbolos generales como *x*, *y*, etc. *Siempre se escribirá de modo claro lo que significa cada símbolo.*
- 6 *Plantear una ecuación que permita calcular la incógnita.* Evidentemente, esta etapa es clave en la resolución de un problema, y lo único que puede ayudar a hacerlo correctamente es la práctica. Una técnica sencilla y a menudo útil para plantear una ecuación es invertir el problema. Muchos estudiantes calculan con suma facilidad, por ejemplo, la molaridad a partir de la concentración en gramos por litro y la masa molar, pero son incapaces de calcular la masa molar a partir de la concentración en gramos por litro y la molaridad. Sin embargo, si se piensa un sólo instante se comprende que ambos son el mismo problema. El primero se resuelve a partir de la relación $\text{Molaridad} = \text{concentración en gramos por litro} / \text{Masa molar}$, mientras que el segundo sólo precisa de la reordenación de la relación anterior: $\text{Masa Molar} = \text{concentración en gramos por litro} / \text{Molaridad}$.
- 7 *Reducir el número de incógnitas de la ecuación.* Si se llega a una ecuación con más de una incógnita será necesario buscar más información en los datos iniciales, en la ecuación química, etc.
- 8 *Aplicar los valores numéricos de las constantes, etc., y efectuar las operaciones necesarias para resolver la ecuación.* Muchos problemas se complican al final debido a simples errores aritméticos, que, en gran parte, se deben a descuidos. Hay que conocer perfectamente las características de la calculadora usada y poner especial cuidado en las cifras significativas (ver siguiente apartado).

- 9 *Leer la respuesta.* ¿Es razonable? Algunas veces no habrá forma de saber si la respuesta es correcta o errónea, pero muy a menudo se puede comprobar. Una masa molecular de 0,33 o un contenido en carbono del 170% son resultados imposibles. Es posible cerciorarse de si la respuesta concuerda con los datos iniciales o satisface la ecuación.
- 10 *¡Leer la pregunta otra vez!* ¿Se ha contestado por completo? ¿Se calculó realmente la magnitud que se pedía? ¿Había más de un apartado en el problema? ¿Se utilizaron todos los datos? (Si no se emplearon es necesario comprobar que no se necesitaban) ¿Se ha expresado la respuesta en las unidades apropiadas? ¿Se han escrito las unidades al lado de las respuestas numéricas?

Cifras significativas

Los números utilizados en química se dividen en *exactos* e *inexactos*. Números exactos son aquellos cuyos valores están fijados con precisión por definición (esto es, por acuerdo convencional entre los químicos). Por lo general tienen valores enteros. Por ejemplo, son números exactos los que relacionan dos cantidades dentro del mismo sistema de unidades: $1 \text{ m} = 100 \text{ cm} = 1000 \text{ mm} = 1 \cdot 10^{10} \text{ \AA}$. No existe error o incertidumbre en estos números.

Los números inexactos proceden de medidas experimentales, que siempre introducen algún grado de error o incertidumbre. Algunas cantidades se conocen con gran exactitud, como la velocidad de la luz que es $(2,99792458 \pm 0,00000001) \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$, pero siempre existe la posibilidad de que experimentos posteriores obliguen a cambiar un valor aceptado.

En un trabajo muy exacto, se puede indicar los límites de error de una magnitud medida poniendo $\pm 0,01$, $\pm 0,0002$, etc., después del número. En un trabajo normal, se hace esto utilizando *cifras significativas*, esto es, por medio del número de dígitos que se utilizan al escribir un número. La elección del número de cifras significativas que se empleen estará basada en la estimación del máximo error probable de los datos iniciales sobre los que se basa el resultado. Escribir 3,6521 g (5 cifras significativas) implica $3,6521 \pm 0,00005 \text{ g}$, es decir, que el valor verdadero está entre 3,65205 y 3,65215 g. Obviamente, si se ha determinado la masa en una balanza menos precisa, se indicará con menos cifras, tal como 3,65 g (3 cifras significativas).

Nótese que la posición de la coma no tiene importancia en la determinación del número de cifras significativas. Los números 365, 36,5, 3,65, 0,365 y 0,0365 tienen todos 3 cifras significativas. Los ceros situados delante no son significativos, pero sí lo situados detrás: 0,3650 tiene 4 cifras significativas. El valor verdadero está entre 0,36405 y 0,36505.

Puede presentarse cierta ambigüedad cuando se encuentran ceros al final de un número. ¿Se consideran cifras significativas o sirven meramente para fijar la posición de la coma? Así, la población de una ciudad se indica como 237 000. ¿Cómo se interpreta esto? ¿Tres cifras significativas, cuatro, cinco o seis? Esta confusión se evita escribiendo el número en forma exponencial: $2,37 \cdot 10^5$ (tres cifras significativas), $2,370 \cdot 10^5$ (cuatro c. s.), etc.

El trabajo con números inexactos ocasiona muchos problemas, especialmente con la introducción de calculadoras. Los pequeños números que se presentan con luces coloreadas parecen muy impresionantes, pero ¿significan algo en realidad? La regla básica es muy sencilla: *El cálculo no puede dar un resultado que sea más exacto que los datos sobre los que se basa*. Así, es fácil de ver en una calculadora que $1,731 \times 1,14 = 1,97334$, y aritméticamente esto es correcto; pero como cálculo científico práctico está *equivocado*, porque la respuesta conlleva mayor grado de exactitud que el que está justificado por los datos iniciales. Se debería escribir 1,97, con sólo tres *cifras significativas*.

Cifras significativas en la adición y sustracción. La exactitud absoluta de la respuesta ha de estar relacionada con la exactitud absoluta de *cada* uno de los números utilizados. Se puede deducir su error del error absoluto del menos exacto de éstos:

$$15,51 + 0,065 + 0,001 = 15,58$$

$$0,6631 + 0,04113 + 0,0223 = 0,7265$$

En el primer caso, el número menos exacto sobre una base absoluta es 15,51 (exacto hasta la segunda cifra

decimal), aunque los otros dos números tienen menos cifras significativas. El segundo ejemplo es similar. Nótese la manera de «redondear» que se ha empleado. Las sumas dan 15,576 y 0,72653, respectivamente. Cuando éstas se redondean al último dígito significativo, 15,576 es «redondeado por exceso» hasta 15,58 y 0,72653 es «redondeado por defecto» hasta 0,7265. Si el dígito siguiente a la última cifra significativa es 5 o mayor, se redondea por exceso; si es menor que 5, por defecto.

Cifras significativas en la multiplicación y división. Por lo general, la respuesta llevará igual número de cifras significativas que el número *más pequeño* de cifras significativas presentes en los datos iniciales. Así, en el ejemplo indicado al comienzo de esta sección, se debía escribir

$$1,731 \times 1,14 = 1,97 \quad \text{ó} \quad 1,731 \times 1,146 = 1,984.$$

(4 c.s.) (3 c.s.) (3 c.s.) (4 c.s.) (4 c.s.) (4 c.s.)

Lo mismo para la división:

$$1,731/1,14 = 1,52 \quad \quad \quad 1,731/1,146 = 1,510$$

$$8,7285 \times 1,133 \cdot 10^{-6} \times 5,81/(47,36 \times 8,99 \cdot 10^{-4}) = 1,35 \cdot 10^{-3}.$$

El sentido común recomienda ligeras desviaciones de las reglas anteriores en ciertos casos:

$$99,3 \times 1,079 = 107,1 \text{ porque el primer número está próximo a tener 4 cifras significativas (100,0).}$$

$$103,8/1,108 = 93,7 \text{ por la razón contraria a la del caso anterior.}$$

Cuando se efectúa un cálculo que exige varias etapas, cabe que a veces se introduzcan pequeños errores por redondeo de los resultados intermedios. Por ejemplo:

$$6,62/(40,0 \times 0,200) = 0,8275 = 0,828 \text{ (3 c.s.)}$$

Pero si el mismo cálculo se hace por etapas:

$$6,62/40,0 = 0,1655 = 0,166 \text{ (3 c.s.)} \quad \quad \quad 0,166/0,200 = 0,830 \text{ (3 c.s.)}$$

Obviamente la primera contestación (0,828) es la correcta. Este problema se evita empleando más cifras de las significativas en los cálculos intermedios, y redondeando sólo las respuestas:

$$6,62/40,0 = 0,1655 = 0,166 \text{ (3 c.s.)} \quad \quad \quad \mathbf{0,1655/0,200 = 0,828 \text{ (3 c.s.)}}$$

EL CURSO PRÁCTICO

Contenidos del curso práctico

Sesión 1	Práctica 1	Mechero Bunsen y trabajo del vidrio. Preparación de un frasco lavador
Sesión 2	Práctica 2	Disoluciones y filtración de precipitados. Preparación de disoluciones
Sesión 3	Práctica 3	Operaciones fundamentales
	Práctica 4	Destilación
Sesión 4	Práctica 5	Comportamiento ácido-base
Sesión 5	Práctica 6	Efecto del ión común, otras reacciones de electrolitos
Sesión 6	Práctica 8	Oxidación-reducción
Sesión 7	Práctica 9	Valoraciones redox
Sesión 8	Práctica 10	Comportamiento de grupos funcionales
	Práctica 11	Síntesis orgánica. Preparación de la aspirina

Material individual *obligatorio*:

- Bata, guantes y gafas de protección
- Trape y bayeta de limpieza
- Cuaderno de laboratorio
- Espátula, cerillas y tijeras

Normas generales de funcionamiento

- Las prácticas son individuales.
- La puntualidad y la asistencia a todas las prácticas es imprescindible.
- No se puede abandonar la sesión de prácticas sin permiso.

- Antes de empezar la práctica, el profesor hará las indicaciones correspondientes para el buen desarrollo de la misma. El alumno debe leer previamente el *guión* que ha recibido para la práctica.
- Cada alumno elaborará un *cuaderno de laboratorio* que el profesor puede revisar en cualquier momento.
- Cada alumno es responsable de las consecuencias que acarree el incumplimiento de las *normas de seguridad*.
- Cada alumno debe trabajar en la mesa de trabajo asignada, de cuya *limpieza* es responsable.
- Además del *material* individual que se entrega al principio del curso, en algunas prácticas se facilitará material complementario que deberá ser depositado limpio en su sitio, una vez usado.
- Es obligatorio aprender el nombre de cada uno de los utensilios que se van a usar antes de empezar el curso (páginas 2–4 del guión de prácticas). Su desconocimiento puede suponer la no admisión en el curso práctico.
- Cada alumno recibirá una *evaluación* global del curso práctico, una vez finalizadas las sesiones programadas.

Guión de prácticas

Cada alumno recibe gratuitamente un guión de prácticas, que debe ser devuelto al finalizar el curso práctico. El guión de prácticas se puede comprar por 300 pts.

Cuaderno de laboratorio

El cuaderno es un instrumento de trabajo que debe llevarse al día. *No deben* emplearse hojas sueltas que puedan perderse. El cuaderno de laboratorio sirve para tomar nota *inmediata* de todas las observaciones experimentales, de forma *breve pero concisa y clara*, por lo que no tiene sentido pasarlo a limpio. En él se anotará al menos:

- Toda la información previa de la que se disponga antes de empezar la práctica (incluyendo un resumen de las explicaciones dadas por el profesor).
- El material y reactivos que se van a necesitar para realizar la práctica.
- La ecuación ajustada de cada reacción, las cantidades utilizadas de cada reactivo, en masa/volumen y en moles, y, en su caso, las densidades y concentraciones.
- La versión del alumno del modo operativo, incluyendo el máximo número de observaciones experimentales, así como las características del material especial utilizado (montajes, etc) y todos los cálculos realizados.
- Cuando se prepare algún producto, su rendimiento, color y otras características.
- La interpretación de resultados, comentarios personales, contestación a las cuestiones, etc.

Normas básicas de seguridad

Ante cualquier problema, avisar inmediatamente al profesor.

Protección de los ojos

Es obligatorio utilizar gafas de seguridad.

Se desaconseja utilizar lentillas.

Cuando se caliente un tubo de ensayo, agitar bien y no apuntar a nadie.

Cortes y quemaduras

Al insertar tubos de vidrio en tapones, humedecer el tubo y el agujero con agua, protegerse las manos con un trapo y girar el vidrio mientras se introduce.

El vidrio caliente no se distingue del frío.

Debe descartarse el uso de vidrio agrietado.

Productos tóxicos

No gustar los productos.

No pipetear *nunca* con la boca.

Utilizar la campana de gases siempre que se trabaje con productos volátiles.

No oler acercando la nariz a la boca del recipiente.

Lavarse las manos a menudo, y siempre después de utilizar un reactivo nocivo y al dejar el laboratorio.

Lavarse inmediatamente con agua abundante si se vierte una sustancia corrosiva sobre la piel

Eliminación de residuos	<p>Está prohibido comer y beber en el laboratorio.</p> <p>Los residuos y productos sólidos no deben abandonarse sobre la mesa ni deben arrojarse al fregadero, sino únicamente a la basura.</p> <p>Las sustancias líquidas o las disoluciones pueden verterse al fregadero, pero diluyéndolas previamente, sobretodo si se trata de ácidos y de bases.</p> <p>Algunas sustancias, por sus características, deben seguir un tratamiento especial, por lo que no deberán verterse directamente en la basura o en el desagüe sino en el recipiente que se indique.</p>
Vestimenta	<p>Cuidado con los tejidos sintéticos. Se recomienda usar bata de algodón.</p> <p>Usar guantes de protección, bata y gafas de protección.</p>
Incendios	<p>Cerrar siempre el mechero Bunsen cuando no se utilice mediante la llave incorporada y la llave de paso de la mesa.</p> <p>No acercar ningún envase de reactivos cerca de una llama.</p> <p>No calentar en el mechero líquidos inflamables.</p> <p>Utilizar los extintores adecuados para apagar cualquier incendio.</p>
Transporte de reactivos	Las botellas se transportan cogidas del fondo, nunca de la boca.
Medios de seguridad	Todos los alumnos tienen la obligación de saber donde está el extintor, el lavaojos, la ducha y la salida de emergencia más cercana.

El incumplimiento de cualquier norma de seguridad puede acarrear la inmediata expulsión del laboratorio. En concreto se prohíbe explícitamente:

- Hacer experiencias no autorizadas.
- Fumar, comer o beber en el laboratorio.
- La permanencia en el laboratorio de personas ajenas al curso práctico.

Limpieza

Para evitar rupturas de material y accidentes, es conveniente que sobre la mesa de trabajo sólo haya en cada momento el material imprescindible. Cualquier reactivo que se vierta debe recogerse y limpiarse al momento. En todo caso, al acabar la jornada, la mesa debe quedar completamente recogida y limpia.

Cada día 2–3 personas se encargarán de comprobar que las mesas quedan completamente recogidas y de limpiar las áreas de uso común (balanzas, fregaderos y campanas de gases).

Evaluación

En la evaluación final se tendrán en cuenta los siguientes criterios:

- el trabajo experimental: resultados obtenidos en las preparaciones, corrección de los análisis y valoraciones, empleo correcto del material, cumplimiento de las normas de seguridad y limpieza.
- el cuaderno de prácticas: claridad y exactitud de las anotaciones, cantidad y calidad de las observaciones, interpretación de los resultados.
- las cuestiones o ideas planteadas por el alumno y las respuestas dadas a las preguntas formuladas por el profesor.

Por la naturaleza del curso práctico, es obligatorio asistir a todas sus sesiones. En el caso de falta justificada a una sesión, ésta podrá realizarse en otro momento.