

## ÍNDICE

	<u>Pág.</u>
Prólogo .....	3
<b>UNIDAD DIDÁCTICA I</b>	
<b>TEMA I.- INTRODUCCIÓN: LA QUÍMICA Y LA TEORÍA ATÓMICA.</b> .....	11
1.1. Objetivos de la Química .....	15
1.2. La Química como ciencia: el método científico .....	15
1.3. La materia: sus clases y transformaciones .....	18
1.4. Teoría atómica de Dalton .....	21
1.5. Hipótesis de Avogadro. ....	25
1.6. Conclusiones. ....	26
<b>TEMA II.- LENGUAJE DE LA QUÍMICA</b> .....	33
2.1. Pesos atómicos y moleculares .....	37
2.2. Número de Avogadro y concepto de mol .....	39
2.3. Peso equivalente y equivalente-gramo .....	40
2.4. Volumen molar. ....	41
2.5. Fórmulas químicas: su significado y sus tipos. ....	42
2.6. Formulación y nomenclatura .....	44
2.7. El mol y el ajuste de ecuaciones: estequiometría. ....	49
<b>TEMA III: LOS GASES Y LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA.</b> .....	61
3.1. Introducción al Tema .....	65
3.2. Estados de agregación: sólidos, líquidos y gases .....	65
3.3. Estado gaseoso .....	68
3.4. Tratamiento fenomenológico de los gases: leyes experimentales .....	68
3.5. Teoría cinético-molecular de los gases. ....	74
3.6. Gases reales .....	82
3.7. Conclusiones .....	84

	<u>Pág.</u>
TEMA IV.- ESTRUCTURA ATÓMICA (I) . . . . .	95
4.1. Estructura de la materia: evolución en su conocimiento . . . .	97
4.2. Partículas fundamentales. . . . .	97
4.3. Disposición en el átomo de sus constituyentes: primeros modelos atómicos . . . . .	101
4.4. Modelo atómico de Bohr . . . . .	104
 TEMA V.- ESTRUCTURA ATÓMICA (II) . . . . .	 121
5.1. Insuficiencia del modelo atómico de Bohr. . . . .	125
5.2. Orígenes de la teoría mecano-cuántica . . . . .	125
5.3. Modelo mecano-cuántico del átomo: ecuación de Schrödin- ger. . . . .	128
5.4. Significado “físico” de los orbitales . . . . .	132
5.5. Modelo orbital y modelo de distribución de la probabilidad .	135
5.6. Niveles de energía . . . . .	135
5.7. Átomos polielectrónicos . . . . .	136
5.8. Conclusiones . . . . .	137
 TEMA VI.- CLASIFICACIÓN PERIÓDICA, CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS.	 145
6.1. Clasificaciones de los elementos: sistemas periódicos . . . . .	147
6.2. Distribución de los electrones en los átomos. . . . .	149
6.3. Configuración electrónica y situación en el Sistema Periódico. . . . . .	152
6.4. Propiedades periódicas . . . . .	155

## UNIDAD DIDÁCTICA 2

TEMA VII.- ENLACE IÓNICO . . . . .	175
7.1. Introducción. . . . .	177
7.2. Consideraciones energéticas del enlace químico . . . . .	178
7.3. Tipos de enlaces . . . . .	179
7.4. Enlace iónico. . . . .	180
 TEMA VIII.- ENLACE COVALENTE (I) . . . . .	 199
8.1. Enlace covalente: teoría de Lewis . . . . .	203
8.2. Características del enlace covalente: parámetros moleculares	206
8.3. Valencia covalente. . . . .	213
8.4. Nuevas teorías del enlace covalente: métodos mecano-cuán- ticos . . . . .	215

	<u>Pág.</u>
TEMA IX.- ENLACE COVALENTE (II).....	225
9.1. Teoría de orbitales moleculares.....	229
9.2. Tipos de orbitales moleculares.....	231
9.3. Configuración electrónica de moléculas diatómicas.....	233
9.4. Orden de enlace.....	240
9.5. Conclusiones.....	241
TEMA X.- GEOMETRÍA MOLECULAR.....	249
10.1. Justificación de la geometría molecular.....	253
10.2. Hibridación de orbitales.....	256
10.3. Teoría de la repulsión de los pares electrónicos externos... ..	261
10.4. Enlaces múltiples en moléculas poliatómicas.....	261
10.5. Resonancia.....	264
TEMA XI.- OTROS TIPOS DE ENLACE.....	279
11.1. Enlace covalente coordinado.....	283
11.2. Compuestos de coordinación.....	284
11.3. Enlace metálico.....	289
11.4. Fuerzas intermoleculares.....	292
11.5. Enlace de hidrógeno.....	294
TEMA XII.- PROPIEDADES FÍSICO-QUÍMICAS Y TIPO DE ENLACE.....	307
12.1. Introducción.....	311
12.2. Tipos de sólidos cristalinos.....	311
12.3. Propiedades físico-químicas de los cuatro tipos de sólidos.....	314
12.4. Tipo de sólido cristalino, configuración electrónica y Sistema Periódico.....	317
12.5. Gradación del enlace iónico al covalente.....	320
12.6. Variación de algunas propiedades físico-químicas con el tipo de enlace iónico o covalente.....	322
12.7. Carácter ácido y básico.....	326

### UNIDAD DIDÁCTICA 3

TEMA XIII.- TERMODINÁMICA QUÍMICA.....	339
13.1. Introducción.....	343
13.2. El lenguaje de la termodinámica: Sistemas, estados y funciones de estado.....	344
13.3. La primera ley de la termodinámica.....	346
	583

	<u>Pág.</u>
13.4. Aplicaciones de la primera ley de la termodinámica a las reacciones químicas. . . . .	348
13.5. Criterio para un cambio espontáneo . . . . .	363
<b>TEMA XIV.- EQUILIBRIO QUÍMICO . . . . .</b>	<b>385</b>
14.1. Introducción . . . . .	389
14.2. Naturaleza del equilibrio químico . . . . .	390
14.3. Constante de equilibrio. . . . .	395
14.4. Equilibrios heterogéneos. . . . .	399
14.5. Predicción de la dirección de la reacción. . . . .	400
14.6. Calculando constantes de equilibrio . . . . .	401
14.7. Variación de la constante de equilibrio con la temperatura. . . . .	404
14.8. Alterando las condiciones de equilibrio: El principio de Le Chatelier. . . . .	406
14.9. Cálculos en equilibrios químicos; algunos ejemplos. . . . .	410
<b>TEMA XV.- CINETOQUÍMICA . . . . .</b>	<b>429</b>
15.1. Introducción . . . . .	433
15.2. Velocidad de las reacciones químicas: Expresión y unidades. . . . .	434
15.3. ¿Cómo medir experimentalmente la velocidad de la reacción? . . . . .	436
15.4. Factores que afectan a la velocidad de reacción. . . . .	438
15.5. Teorías acerca de las velocidades de reacción . . . . .	452
15.6. Mecanismos de reacción . . . . .	462
15.7. Catálisis. . . . .	465
<b>TEMA XVI.- ESTADO LÍQUIDO: CAMBIOS DE ESTADO. . . . .</b>	<b>483</b>
16.1. Introducción . . . . .	487
16.2. Estado líquido: Estructura de los líquidos y propiedades . . . . .	487
16.3. Cambios de estado. . . . .	492
16.4. Diagrama de fases . . . . .	506
<b>TEMA XVII.- DISOLUCIONES . . . . .</b>	<b>515</b>
17.1. Introducción: Importancia de las disoluciones . . . . .	519
17.2. Naturaleza y tipo de disoluciones . . . . .	520
17.3. Concentración de las disoluciones. . . . .	522
17.4. Solubilidad: factores internos . . . . .	527
17.5. Equilibrio de solubilidad . . . . .	531
17.6. Efecto de la temperatura sobre el equilibrio de solubilidad . . . . .	532
17.7. Efecto de la presión sobre la solubilidad . . . . .	535
17.8. Distribución de un soluto entre dos disolventes. . . . .	537

	<u>Pág.</u>
TEMA XVIII.- PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES. . . . .	547
18.1. Introducción . . . . .	551
18.2. Presión de vapor: Ley de Raoult . . . . .	551
18.3. Aplicación de la ley de Raoult a las disoluciones diluidas . .	555
18.4. Ósmosis y presión osmótica. . . . .	566
18.5. Propiedades de las disoluciones electrolíticas . . . . .	569

## 1.1. OBJETIVOS DE LA QUÍMICA

La Química es una ciencia cuyo objetivo es el estudio de la materia en cuanto a su composición, propiedades y transformaciones. Pero lo que distingue a la Química de otras disciplinas que también se ocupan del estudio de la materia es que relaciona todo esto con su *microestructura*; es decir, con el mundo de las partículas que la constituyen.

En este sentido, la Química analiza estas partículas y las fuerzas que las mantienen unidas en esa microestructura. Por otra parte, aprovecha el conocimiento de las propiedades de una determinada sustancia para poder indentificarla o para poder utilizarla con unos fines concretos. Así aparecen las ramas fundamentales de la Química: la Química Física, la Química Orgánica, la Química Inorgánica, la Química Analítica o la Química Técnica. El aspecto más importante de la Química es, tal vez, el estudio de las transformaciones de unas sustancias en otras. Es decir, el estudio de las *reacciones químicas* en una doble vertiente: por qué y cómo ocurren estas reacciones. Esto abarca puntos tan diversos como la velocidad y los caminos por los que tienen lugar, sus efectos energéticos, las vías de síntesis de sustancias... Surgen de esta forma las distintas especializaciones de la Química: Cinetoquímica, Termoquímica, Metalurgia, Bioquímica, etc.

## 1.2. LA QUÍMICA COMO CIENCIA: EL MÉTODO CIENTÍFICO

La Química es una ciencia. Esto significa que no va a consistir en una mera acumulación de datos observados sobre las características

o sobre las transformaciones de la materia. En sus primeros tiempos lo que se llamaba Química no era, efectivamente, más que eso: desde los egipcios, pasando por las distintas civilizaciones antiguas y por los estudios de los alquimistas, se fueron conociendo multitud de fenómenos sobre el comportamiento de la materia. Sin embargo, no podía concedérsele a la Química el calificativo de ciencia, ya que no existía una justificación teórica para esos fenómenos. Por otra parte, los griegos trataron sobre la naturaleza de la materia, pero de una manera más bien filosófica, alejada de los hechos experimentales.

La Química se hace *ciencia* cuando el hombre se dedica al estudio del fenómeno químico y es capaz de dar esa justificación teórica al hecho observado. Es decir, cuando se unen *hecho experimental* y *teoría*. Esto no ocurrirá plenamente hasta el siglo XIX, cuando se conexas las propiedades y comportamiento de la materia con su estructura a nivel microscópico.

### 1.2.1. El método científico

El método de investigación que se sigue en la Química obedece al esquema general del método científico de *planteamiento* de problemas y *puesta a prueba* de las soluciones postuladas. Suele considerarse que fue Galileo (1564-1642) quien lo inició en el campo de la Física. Consiste, en definitiva, en construir hipótesis y someterlas a contrastación mediante la evidencia empírica.

Para esto, es necesario reducir los **fenómenos** —o hechos reales— a esquemas más simples, prescindiendo de aquellos factores que no son pertinentes para su explicación, pero recogiendo las variables que sí lo sean. Estas variables se analizan empíricamente —mediante un control consciente de ellas por parte del investigador en una experimentación orientada por la teoría— y se establecen las relaciones de dependencia entre ellas. Si estas relaciones se dan con una regularidad, se le da a ésta una *forma matemática*, llegándose así a la expresión de una generalización o **ley universal**.

Este es otro rasgo característico del método científico moderno: la primacía otorgada a las relaciones cuantitativas entre las variables y fenómenos, sirviéndose de los poderosos métodos matemáticos. De esta forma, se pasa de lo simplemente cualitativo a lo cuantitativo.

Establecidas empíricamente estas generalidades, como acabamos de ver, habrá de buscarse un argumento teórico que las explique, el cual se expresa en forma de conjeturas o **hipótesis**. No hay un método determinado para la invención de hipótesis, sino que se accede a ellas de diversas maneras, como son la inducción y la analogía. Formulada la hipótesis, se ha de convalidar científicamente: una vez planteado claramente el problema a resolver y construida la hipótesis, se deduce de ella una serie de consecuencias particulares que deberían cumplirse, consecuencias que resultan más fáciles de ser constatadas empíricamente. Si mediante la *contrastación empírica* se pone de manifiesto que estas consecuencias *no se dan* en la realidad, resulta que la hipótesis es *falsa* y debe desecharse. Si, por el contrario, se comprueba que *sí se dan*, la hipótesis de la que se dedujeron será *admitida* en tanto no aparezcan fenómenos u observaciones que la contradigan.

En definitiva, hay una alternancia observación de fenómenos-elaboración teórica-observación de fenómenos. Es decir, *empíria-teoría-empíria* (fig. 1.1). Pero hay que señalar que el problema objeto de investigación no surge de la simple observación de los fenómenos, sino de la observación realizada a la luz de una teoría. La teoría misma precede la mayor parte de las veces al fenómeno experimental, porque suscita al investigador a efectuarse una serie de preguntas que le impulsan a realizar la experimentación en un sentido determinado.

Las hipótesis científicas no suelen darse aisladas, sino que se organizan en unidades más amplias conocidas como **teorías**, que contienen también leyes universales y que dan cuenta de clases enteras de fenómenos. De una teoría se podrán *deducir* o predecir, a su vez, nuevos fenómenos.

Las hipótesis muchas veces se formulan como **modelos**. Al hacer una serie de observaciones iniciales sobre un determinado fenómeno, podemos «fabricar» mentalmente una construcción artificial muy sencilla, o modelo, que nos explique, en principio, nuestras observaciones. Pero habremos de probar la validez de ese modelo realizando nuevas observaciones mediante experiencias provocadas por nosotros mismos. Ellas nos permitirán conservar nuestro modelo o rechazarlo. A lo largo de la asignatura aparecerán numerosos ejemplos de lo que es un modelo, que en realidad implica la construcción de hipótesis.



## 1.5. HIPÓTESIS DE AVOGADRO

Esto es lo que hizo el físico italiano Avogadro en 1811. Admite de la teoría atómica de Dalton el que los átomos son indestructibles, y sus demás postulados, pero no así sus ideas sobre la composición de las moléculas. Avogadro supone que las reacciones ocurren entre números enteros de moléculas. De esta forma, la relación entre las moléculas de los reactivos y de los productos serán números enteros sencillos. Como ésta era también la relación entre los volúmenes de gases en las reacciones gaseosas (según las experiencias de Gay-Lussac), Avogadro establece una *hipótesis*:

«Volúmenes iguales de gases —en idénticas condiciones de presión y temperatura— contienen igual número de moléculas.»

Es decir, hablar de volúmenes de gases es lo mismo que hablar de moléculas. Por otra parte, Dalton había supuesto que las moléculas de los elementos gaseosos estaban constituidas por un solo átomo (así, H, Cl, N, O, ...) y que las de compuestos tan corrientes como el agua o el cloruro de hidrógeno, estaban formadas por sólo dos átomos distintos (HO, NH, ClH, ...). Sin embargo, con estas fórmulas no se podían explicar las relaciones volumétricas de Gay-Lussac. Por ejemplo, la relación en la formación de agua debería ser 1 volumen de hidrógeno/1 volumen de oxígeno/1 volumen de agua, y no de 2/1/2 como se encontró experimentalmente. Este hecho llevó a Avogadro a suponer que las moléculas del hidrógeno, cloro, nitrógeno, oxígeno..., eran diatómicas, y que las moléculas de agua, amoníaco, etc., no tenían por qué contener forzosamente sólo dos átomos. Si el agua, por ejemplo, tenía como fórmula  $H_2O$ , podía explicarse la relación de volúmenes de combinación (fig. 1.2). Por esto, es a Avogadro a quien se debe el concepto claro de lo que es una *molécula* (él mismo es el creador de este nombre, del latín «pequeña masa»).



Fig. 1.2. Reacción del hidrógeno con el oxígeno para formar agua.

A pesar de que con la teoría de Avogadro se explicaba la ley de los volúmenes de combinación, fue desechada en su tiempo. Por una parte, a Berzelius le parecía imposible que dos átomos iguales pudieran unirse, pues juzgaba que el enlace entre átomos sólo podía ocurrir por fuerzas eléctricas opuestas. Por otra, Dalton consideró como inexactos los resultados de Gay-Lussac. Se olvidó así la hipótesis de Avogadro hasta medio siglo después, en que el químico italiano Cannizzaro la reactualizara: la hipótesis de Avogadro le proporcionó un sencillo método para determinar pesos moleculares relativos de gases (ver Tema 2, apdo. 2.4), porque la densidad de un gas sería proporcional a su peso molecular. De ahí pudo calcular los pesos atómicos y obtener una escala correcta de los mismos.

El éxito alcanzado por los resultados de Cannizzaro confirmaron la hipótesis de Avogadro, que quedó convertida así en una *ley* y que, a su vez, complementó la teoría atómica de Dalton (por eso se conoce indistintamente como hipótesis, principio o ley de Avogadro).

## 1.6. CONCLUSIONES

La teoría atómica de Dalton y la hipótesis o principio de Avogadro son un claro ejemplo del desarrollo del método científico. Unos resultados experimentales, las leyes ponderales, llevan a Dalton a establecer una teoría que los justifique. Sin embargo, esta teoría ha de ser retocada, pues sólo explica parcialmente los fenómenos: no justifica la ley de los volúmenes de combinación. Era una teoría que resultaba insuficiente. Avogadro, aceptando una gran parte de esta teoría, lanzó una hipótesis con nuevos supuestos. Esta hipótesis pudo explicar ya aquella ley y quedó comprobada después con nuevos hechos experimentales, la obtención de pesos atómicos correctos.

### **Términos y conceptos significativos definidos en este Tema**

Leyes; hipótesis; teorías; modelos; sistema; fase; materia; sustancia; elemento; compuesto; mezcla homogénea y heterogénea; transformación física; transformación química; propiedad física; propiedad química; procesos endo- y exoérgicos; procesos endo- y exotérmicos; entalpía; ley de la conservación de la masa; ley de las proporciones definidas; ley de las proporciones múltiples; ley de los volúmenes de combinación; teoría atómica de Dalton; átomo; hipótesis de Avogadro; molécula.

# ÍNDICE

	<b>Página</b>
<b>UNIDAD DIDÁCTICA 4</b>	
<b>TEMA 19.- ÁCIDOS Y BASES</b> .....	9
19.1. Introducción .....	15
19.2. Definición de ácidos y bases de Arrhenius .....	16
19.3. Definición protónica de Bronsted y Lowry .....	22
19.4. Definición electrónica de Lewis .....	24
19.5. Fuerza de los ácidos y de las bases .....	25
19.6. La ionización del agua y la escala de pH .....	30
19.7. Tratamiento de los equilibrios de ionización: Algunos problemas numéricos .....	36
19.8. Disoluciones reguladoras .....	53
19.9. Medida del pH. Indicadores .....	58
19.10. Volumetrías de neutralización .....	60
<b>TEMA 20.- EQUILIBRIO IÓNICO EN SISTEMAS HETEROGÉNEOS</b> .....	83
20.1. Introducción .....	87
20.2. Solubilidad de compuestos iónicos .....	88
20.3. Producto de solubilidad .....	90
20.4. Desplazando el equilibrio de solubilidad .....	94
20.5. Análisis cuantitativo por precipitación .....	109

	<b>Página</b>
<b>TEMA 21.- OXIDACIÓN-REDUCCIÓN</b>	121
21.1. Introducción .....	125
21.2. Reacciones de oxidación-reducción .....	126
21.3. Número de oxidación .....	130
21.4. Pilas galvánicas .....	135
21.5. Potenciales normales .....	142
21.6. Influencia de las concentraciones de las especies químicas sobre el valor del potencial de una pila .....	152
21.7. Formulación de ecuaciones Redox .....	156
<b>TEMA 22.- ELECTROQUÍMICA</b> .....	177
22.1. Introducción .....	181
22.2. Pilas comerciales .....	182
22.3. Corrosión y protección de metales .....	193
22.4. Electrolisis .....	200
22.5. Relaciones cuantitativas en los procesos electrolíticos: Ley de Faraday .....	205
22.6. Aplicaciones más importantes de los procesos electrolíticos ....	207
<b>TEMA 23.- REACCIONES QUÍMICAS</b> .....	225
23.1. Introducción .....	229
23.2. Reglas elementales de las reacciones químicas .....	230
23.3. Tipos principales de reacciones químicas .....	233
23.4. Reacciones ácido-base .....	233
23.5. Reacciones de precipitación .....	239
23.6. Reacciones de oxidación-reducción .....	240
23.7. Reacciones de síntesis y descomposición .....	244
<b>TEMA 24.- QUÍMICA NUCLEAR</b> .....	257
24.1. Introducción .....	261
24.2. Estructura y estabilidad de los núcleos .....	262
24.3. Reacciones nucleares .....	269
24.4. Aplicaciones prácticas de la radiactividad .....	285

## UNIDAD DIDÁCTICA 5

<b>TEMA 25.- METALES ALCALINOS Y ALCALINOTÉRREOS</b> ....	301
25.1. Introducción .....	307
25.2. Propiedades y características generales de las familias .....	307
25.3. Preparación de los elementos .....	318
25.4. Compuestos importantes .....	323
25.5. Proceso químico industrial: fabricación del carbonato sódico .....	333
25.6. Dureza y ablandamiento de aguas .....	340

	Página
<b>TEMA 26.- FAMILIAS DEL ALUMINIO Y DEL CARBONO</b>	361
26.1. Introducción .....	367
26.2. Propiedades y características generales .....	368
26.3. Boro y sus compuestos .....	374
26.4. Aluminio y sus compuestos .....	379
26.5. Carbono y sus compuestos .....	384
26.6. Silicio y sus compuestos .....	389
26.7. Germanio .....	393
26.8. Estaño y plomo .....	394
<b>TEMA 27.- FAMILIA DEL NITRÓGENO</b>	411
27.1. Introducción .....	417
27.2. Propiedades y características generales .....	418
27.3. Obtención de los elementos y aplicaciones más comunes .....	427
27.4. Algunos compuestos importantes de los elementos del grupo en estado de oxidación $-3$ .....	429
27.5. Algunos compuestos importantes de los elementos del grupo en estado de oxidación $+3$ .....	435
27.6. Algunos compuestos importantes de los elementos del grupo en estado de oxidación $+5$ .....	437
<b>TEMA 28.- FAMILIA DEL OXÍGENO</b>	459
28.1. Introducción .....	465
28.2. Propiedades y características generales de la familia .....	465
28.3. Métodos de obtención, propiedades y aplicaciones más importantes de los elementos del grupo .....	470
28.4. Estado de oxidación $-2$ . Algunos compuestos importantes: Compuestos hidrogenados y sulfuros .....	473
28.5. Estado de oxidación $+4$ . Algunos compuestos importantes: Dióxido de azufre, ácido sulfuroso y sulfitos .....	480
28.6. Estado de oxidación $+6$ . Algunos compuestos importantes: Trióxido de azufre, ácido sulfúrico y sulfatos .....	483
<b>TEMA 29.- FAMILIA DE LOS HALÓGENOS</b>	505
29.1. Introducción .....	511
29.2. Propiedades y características generales del grupo .....	511
29.3. Obtención de los elementos .....	518
29.4. Haluros de hidrógeno .....	522
29.5. Compuestos oxigenados de los halógenos .....	529
<b>TEMA 30.- METALES Y ALEACIONES</b>	551
30.1. Introducción .....	555
30.2. Naturaleza del enlace metálico .....	556

	<b>Página</b>
30.3. Propiedades características de los metales y su variación con el número atómico .....	558
30.4. Clasificación fisicoquímica de los metales .....	565
30.5. Aleaciones .....	567
30.6. Metalurgia .....	569
30.7. Metalurgia del hierro .....	577

## UNIDAD DIDÁCTICA 6

<b>TEMA 31.- INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA .....</b>	<b>591</b>
31.1. ¿Qué es la química orgánica? .....	595
31.2. Naturaleza de los compuestos orgánicos .....	596
31.3. Estructura de las moléculas orgánicas .....	597
31.4. Efectos electrónicos en la moléculas orgánicas .....	599
31.5. Clases de fórmulas en los compuestos orgánicos .....	601
31.6. Tipos de reacciones orgánicas .....	603
31.7. Principales tipos de compuestos orgánicos .....	607
<b>TEMA 32.- HIDROCARBUROS (I) .....</b>	<b>615</b>
32.1. Clases de hidrocarburos .....	619
32.2. Alcanos .....	620
32.3. Alquenos .....	626
<b>TEMA 33.- HIDROCARBUROS (II) .....</b>	<b>643</b>
33.1. Alquinos .....	647
33.2. Hidrocarburos alicíclicos .....	650
33.3. Hidrocarburos aromáticos .....	653
<b>TEMA 34.- FUNCIONES ORGÁNICAS CON ENLACE SENCILLO CARBONO-GRUPO FUNCIONAL (I) .....</b>	<b>671</b>
34.1. Derivados halogenados .....	675
34.2. Halogenuros de alquilo .....	675
34.3. Derivados halogenados con el halógeno en un carbono no saturado .....	683
34.4. Isomería óptica .....	685
<b>TEMA 35.- FUNCIONES ORGÁNICAS CON ENLACE SENCILLO CARBONO-GRUPO FUNCIONAL (II) .....</b>	<b>697</b>
35.1. Compuestos hidroxílicos .....	701
35.2. Alcoholes .....	701
35.3. Enoles y fenoles .....	708
35.4. Eteres .....	712
35.5. Aminas .....	714
35.6. Nitroderivados .....	719

	<b>Página</b>
TEMA 36.- FUNCIONES ORGÁNICAS CON ENLACE MULTIPLE CARBONO-GRUPO FUNCIONAL .....	729
36.1. Compuestos carbonílicos .....	733
36.2. Ácidos carboxílicos y derivados .....	742
36.3. Nitrilos .....	750

## ESQUEMA - RESUMEN

### 19.1. Introducción.

- Importancia de los ácidos y las bases.
- Partes fundamentales del tema.

### 19.2. Definición de ácidos y bases de Arrhenius.

- Definición operacional de ácidos y bases.
- Definición de ácidos y bases de Arrhenius.
- Reacciones de neutralización e hidrólisis.
- Limitaciones de la teoría de Arrhenius.

### 19.3. Definición protónica de Brönsted y Lowry.

- Ácidos y bases como donores y aceptores de protones, respectivamente.
- Pares conjugados ácido-base.
- Sustancias anfipróticas.
- Limitaciones de la definición protónica.

### 19.4. Definición electrónica de Lewis.

- Ácidos y bases como aceptores y donadores de electrones, respectivamente.
- Reacciones de neutralización.



- 19.5. Fuerza de los ácidos y de las bases.
- Fuerza relativa de ácidos y bases tomando como referencia el agua.
  - Constantes de ionización de ácidos y bases.
  - Efecto nivclador del disolvente.
  - Definición de las escalas  $pK_a$  y  $pK_b$ .
- 19.6. La ionización del agua y la escala de pH.
- Ionización del agua; producto iónico del agua.
  - Concentración de iones hidronio en una disolución neutra, ácida y básica, respectivamente.
  - Reacciones de hidrólisis; constante de hidrólisis.
  - Escalas de pH y pOH.
- 19.7. Tratamiento de los equilibrios de ionización: Algunos problemas numéricos.
- Tratamiento general.
  - Cálculo del pH en una disolución de ácido fuerte.
  - Cálculo del pH en una disolución de base fuerte.
  - Cálculo del pH en una disolución de ácido débil.
  - Cálculo del pH en una disolución de base débil.
  - Cálculo del pH en caso de hidrólisis.
  - Cálculo del pH de la disolución formada por un ácido o base débil más una sustancia con un ion común a los del ácido o la base.
- 19.8. Disoluciones reguladoras.
- Explicación cualitativa; efecto del ion común.
  - Cálculo del pH; efecto regulador.
- 19.9. Medida del pH. Indicadores.
- Naturaleza de un indicador.
  - Constante de disociación de un indicador.
  - Intervalo de pH de utilización.

## 19.10. Volumetrías de neutralización.

- Fundamento.
- Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte. Ejemplo.
- Valoración de una base fuerte con un ácido fuerte. Ejemplo.
- Valoración de un ácido débil con una base fuerte. Ejemplo.
- Valoración de una base débil con un ácido fuerte. Ejemplo.
- Valoración de un ácido débil poliprótico, o de una mezcla de varios ácidos.

## 19.1. INTRODUCCIÓN

Los términos ácido y base son muy familiares incluso para personas que no conocen los fundamentos de la Química. Es comúnmente sabido, por ejemplo, que una sustancia, a la que llamamos ácido clorhídrico, forma parte de los jugos digestivos del estómago, o que el ácido cítrico está presente en algunas frutas. Asimismo, muchas personas reconocen sin dificultad el fuerte y punzante olor del amoníaco, presente en muchos desinfectantes actuales, y han utilizado el hidróxido cálcico para encalar.

Los ácidos y las bases fuertes tienen una aplicación tan extensa e importante como materias primas en la industria, que su nivel de producción se ha tomado, algunas veces, como índice de la prosperidad de una nación.

Los ácidos más utilizados en la industria química son el sulfúrico, el nítrico y el clorhídrico, y como bases, las más utilizadas son el hidróxido sódico, o sosa cáustica, y el hidróxido cálcico, o cal apagada.

Tenga en cuenta que el ácido sulfúrico, por ejemplo, no sólo se utiliza para la fabricación de fertilizantes agrícolas, principalmente de sulfato amónico y de los abonos llamados superfosfatos, sino también en la industria textil, fundamentalmente en la fabricación de la seda rayón, así como en los procesos de obtención de muchísimos productos químicos, como numerosos ácidos y sulfatos metálicos, productos orgánicos, drogas, colorantes, explosivos, etc. De ahí que su nivel de producción pueda tomarse como una medida del desarrollo de la industria química de un país.

Lo anteriormente expuesto nos conduce a intentar conocer qué se esconde tras de los términos ácido y base, y cómo se comportan, en general, estos compuestos.

En este Tema, describiremos qué semejanzas existen entre las sustancias que clasificamos como ácidos o bases, en qué se diferencian estos grupos de compuestos entre sí y cómo se comportan. En primer lugar, definiremos los conceptos de ácido y base desde el punto de vista clásico, fácil de comprender, pero que conviene tener bien claro; después, ampliaremos estos conceptos con la definición protónica de Brönsted y Lowry, que es fundamental, incluso para poder entender la mayoría de las reacciones químicas elementales de tipo ácido-base; y, por último, expondremos la definición electrónica de Lewis, que es la más general y, naturalmente, comprende a las dos anteriores. En la segunda parte del Tema, una vez conocidos qué significan los términos ácido y base, según las distintas teorías, aplicaremos la ley del equilibrio químico, que estudiamos en el Tema 14, al caso particular de equilibrios de tipo ácido-base. Quizá no haya un ion más importante en la química de las disoluciones que el ion  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Por ello, dedicaremos gran parte de nuestros esfuerzos al cálculo de la concentración de dicho ion en las disoluciones. Un método muy útil de expresar dicha concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  es la escala de pH. Familiarizarse con este método de expresión es conveniente, puesto que el cálculo del pH tiene gran importancia no sólo en numerosos procesos químicos, sino también en muchos campos de la medicina, la biología, la agricultura, etc. Finalizaremos el capítulo con algunas ideas fundamentales sobre las valoraciones de ácidos o de bases, de gran interés práctico en Química Analítica.

Es particularmente importante que el estudio de este Tema lo lleve a cabo con un lápiz y papel a mano, planteando y resolviendo todos los cálculos de equilibrios ácido-base que se exponen en el desarrollo del Tema.

## 19.2. DEFINICIÓN DE ÁCIDOS Y BASES DE ARRHENIUS

Desde los primeros tiempos del desarrollo de la Química como ciencia, los científicos, en su afán de ordenar sus conocimientos acerca de la materia, se fijaron en las semejanzas observadas en el comportamiento de las sustancias y en sus diferencias. Como consecuen-

cia de ello, clasificaron a los compuestos entonces conocidos, de acuerdo con sus propiedades comunes, en tres grandes grupos: ácidos, álcalis y sales. El término ácido proviene del latín **acidus** (agrio), mientras que el término álcali fue tomado del árabe **al kali** (cenizas de una planta que neutralizaba la acción de los ácidos).

Las propiedades comunes de cada uno de estos grupos fueron completándose y enriqueciéndose por vía experimental, con el transcurso del tiempo, a la vez que, como consecuencia de ello, se modificaban las ideas acerca de la posible composición de las sustancias que formaban parte de cada uno de los tres grupos anteriormente citados. En la evolución de los conceptos de ácido, base y sal intervinieron científicos tan prestigiosos como Robert Boyle, Roulle (profesor de Química de Lavoisier), Lavoisier, Berthollet, Gay-Lussac, Davy, Liebig, Berzelius y otros.

Como consecuencia de las propiedades comunes detectadas en reacciones semejantes en el laboratorio, en los comienzos del siglo XIX, se caracterizaban a los ácidos:

- 1.º Por ser compuestos que tenían un sabor agrio característico.
- 2.º Porque sus disoluciones acuosas cambiaban el color de los colorantes vegetales (enrojecían, por ejemplo, el papel de tornasol).
- 3.º Por disolver a muchas sustancias.
- 4.º Por contener hidrógeno, que podía liberarse, en forma gaseosa, cuando, por ejemplo, sus disoluciones acuosas reaccionaban con metales activos.
- 5.º Por perder todas sus propiedades características al reaccionar con las sustancias que se conocían con el nombre de bases.

A las bases se las caracterizaba:

- 1.º Por su sabor amargo característico.
- 2.º Por su suavidad al tacto (que es atribuida actualmente a su facilidad para hidrolizar las proteínas de la piel).
- 3.º Porque sus disoluciones acuosas cambiaban el color de los colorantes vegetales (por ejemplo, devolvían el color azul al papel de tornasol enrojecido).

### EJERCICIOS DE AUTOCOMPROBACIÓN

19.1. Emparejar los términos de la izquierda con las definiciones de la columna de la derecha.

- |                       |  |
|-----------------------|--|
| a) Acido de Lewis.    | 1) Dador de protones.  |
| b) Base de Lewis.     | 2) Aceptor de pares de electrones.   |
| c) Acido de Brönsted. | 3) Sustancia que en disolución acuosa produce iones hidróxido ( $\text{OH}^-$ ). |
| d) Base de Brönsted.  | 4) Dador de pares de electrones.   |
| e) Base de Arrhenius. | 5) Aceptor de protones.  |

19.2. Según la teoría protónica (de Brönsted y Lowry), las siguientes especies pueden actuar como ácidos, como bases o como ambas cosas. Indicar la letra o letras correctas en cada caso.

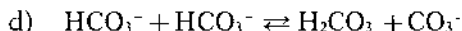
A=ácido; B=base.

- |                            |     |     |                            |     |     |
|----------------------------|-----|-----|----------------------------|-----|-----|
| a) $\text{CO}_3^{=}$       | (A) | (B) | e) $\text{SH}^-$           | (A) | (B) |
| b) $\text{CO}_3\text{H}^-$ | (A) | (B) | f) $\text{S}^{=}$          | (A) | (B) |
| c) $\text{NH}_4^+$         | (A) | (B) | g) $\text{CO}_3\text{H}_2$ | (A) | (B) |
| d) $\text{NH}_2^-$         | (A) | (B) | h) $\text{SO}_4\text{H}^-$ | (A) | (B) |

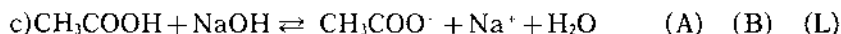
19.3. Según la teoría de Lewis, las siguientes especies pueden actuar como ácidos o como bases. Indicar la letra correcta en cada caso. A=ácido; B=base.

- |                          |     |     |                     |     |     |
|--------------------------|-----|-----|---------------------|-----|-----|
| a) $\text{O}^{=}$        | (A) | (B) | d) $\text{Zn}^{2+}$ | (A) | (B) |
| b) $\text{Cl}_3\text{B}$ | (A) | (B) | e) $\text{H}^+$     | (A) | (B) |
| c) $\text{SO}_4^{=}$     | (A) | (B) | f) $\text{OH}^-$    | (A) | (B) |

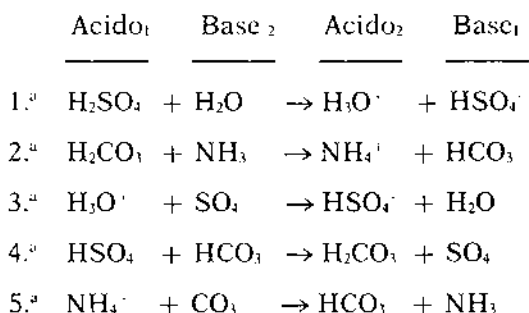
19.4. Identificar los pares ácido-base conjugados de Brönsted-Lowry, en cada una de las ecuaciones de las siguientes reacciones:



19.5. Las reacciones que a continuación se describen pueden considerarse reacciones representativas del tipo ácido-base, según una o varias de las teorías estudiadas. Subráyese la letra o letras correspondientes, sabiendo que (A) representa reacción ácido-base según la teoría de Arrhenius, (B) según Brönsted-Lowry, y (L) según Lewis.



19.6. Las siguientes reacciones, en disolución acuosa, están muy desplazadas hacia la derecha.



Teniendo en cuenta todas ellas:

a) Ordenar los ácidos:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ , por orden de fuerza ácida creciente.

b) Ordenar las bases:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ , por orden de fuerza básica creciente.