

cluir, naturalmente, la nomenclatura moderna. Resultaría, de la misma manera, absolutamente antipedagógico conocer el amoniaco solamente por el nombre de «trihidruro de nitrógeno». Entendemos que con esta forma de actuar se enseña al alumno a leer y escribir, pero no a comprender lo que lee y lo que escribe. En el caso señalado, el trihidruro de nitrógeno no es fácil que le diga nada al alumno. El amoniaco, por el contrario, dadas sus conocidas características, le informa de algunas de sus propiedades más llamativas (olor, etc), (aunque generalmente piensa que el NH_3 es un líquido a la temperatura y presión ordinarias).

Se podrían dar muchísimos más ejemplos que están en la mente de todos. Interesa insistir en el tema por el peligro que se corre al aplicar en exclusiva la nomenclatura I.U.P.A.C. Esta forma de actuar se vuelve particularmente molesta cuando se pretende ajustar la estequiometría de una reacción redox en la que el permanganato, dicromato, tiosulfato, etc. tienen papeles de protagonistas.

COMENTARIO AL TRABAJO «CARÁCTER GENERAL DE LA LEY DE ARRHENIUS»

En el Vol. 2, No. 1 de esta revista, aparece un trabajo de Merino y Diego que lleva por título «Carácter General de la Ley de Arrhenius», en el que se indica, erróneamente, que la ecuación de Arrhenius fue deducida por su autor partiendo de planteamiento puramente estadísticos. Remito a los autores de dicho trabajo al interesante artículo de S.R. Logan (1982) en el que se expone de una manera clara el origen de dicha ecuación, así como el papel que ha tenido en la Cinética Química desde su origen hasta nuestros días. Seguidamente, aprovecharé este comentario para dar una breve visión del procedimiento empleado por Arrhenius para deducir dicha ecuación, así como del camino seguido hasta su aceptación y de las ideas que se tienen en la actualidad acerca de su validez.

En 1984 van't Hoff sugirió que las constantes de velocidad para las reacciones directa e inversa podrían mostrar una dependencia con la temperatura análoga a la que presentaba la constante de equilibrio (Glasston 1976).

$$\frac{d \ln k}{dt} = C + \frac{D}{T^2} \quad (1)$$

donde C y D son dos magnitudes constantes y T es la temperatura absoluta. Sin embargo, van't Hoff no dedujo de la ecuación anterior una expresión general para todas las reacciones químicas, que ligara la constante de velocidad con la temperatura. Simplemente, se limitó a utilizar para ajustar sus resultados experimentales (Logan 1982). Así, en dos de las tres reacciones estudiadas por él consideró que la constante D es nula, con lo que se obtiene una dependencia lineal entre $\ln k$ y T. En cambio, en la reacción restante consideró que la constante nula es la C, con lo que se obtiene una dependencia entre $\ln k$ y T idéntica a la expresada por la ecuación de Arrhenius

Arrhenius (1889) demostró, a partir de la ecuación (1) y considerando los datos que en aquella época se habían publicado sobre siete reacciones químicas distintas, que se podían encontrar, par cada una de dichas reacciones, dos constantes, A y B, de modo que la relación entre la constante de velocidad y la temperatura podía expresarse mediante la ecuación.

$$k = A \exp (-B/T) \quad (2)$$

donde T es la temperatura absoluta. Es decir, Arrhenius para deducir la anterior ecuación consideró que la constante C de la ecuación (1) debía ser nula para todas las reacciones químicas. De este modo, la ecuación (2) ha recibido el nombre de ecuación de Arrhenius, a pesar de no ser una relación deducida originalmente por él, ya que fue el primero que consideró que la ecuación de van't Hoff (ecuación (1)) era aplicable de modo general a todas las reacciones químicas, siempre y cuando la constante C fuese nula.

Arrhenius, en su discusión sobre la reacción de inversión de la sacarosa, propuso que la sustancia que en realidad experimentaba el proceso no era la «simple sacarosa» sino una sustancia, a la que llamó «sacarosa activada», que se formaba endotérmicamente a partir de la primera y estaba en equilibrio con la misma. La energía necesaria para convertir un mol de sustancia reactiva en la forma activada se conoce con el nombre de energía de activación por mol de reactivo (Truhlar 1978). La ecuación (2) puede ponerse de una manera más familiar introduciendo en la misma la energía de activación.

$$k = A \exp (-E_a/RT) \quad (3)$$

donde E_a es la constante denominada energía de activación por mol de reactivo, R es la constante universal de los gases y T es la temperatura absoluta.

Se necesitaron muchos años hasta la aceptación general de la ecuación de Arrhenius, a pesar de que los trabajos experimentales que se publicaban apoyaban su validez. Dicha aceptación llegó a mediados de la segunda década del presente siglo, gracias al desarrollo de las dos principales teorías de las reacciones químicas elementales (Wilkinson 1980; Blinder y Nordman 1974), la Teoría de Colisiones y la Teoría del Estado de Transición. Estas teorías dieron cierto apoyo teórico a la ecuación de Arrhenius ya que ambas condujeron a expresiones para la constante de velocidad que contenían un término exponencial análogo al que aparecía en dicha ecuación.

A medida que fue posible incrementar el intervalo de temperatura estudiado y disponer de instrumentos de medida más precisos, se comprobó que la ecuación de Arrhenius no tenía validez general ni aún para las reacciones químicas elementales, si bien en intervalos de temperatura suficientemente pequeños la dependencia de $\ln k$ frente a $1/T$ es lineal. No obstante, aún en aquellas situaciones en la que claramente no se cumple dicha ecuación, se suele recurrir a ella para expresar la dependencia de la constante de velocidad con respecto a la temperatura, suponiendo que las magnitudes A y E_a son variables, es decir, funciones de la temperatura (Logan 1982; Emanuel y Knorre 1975).

Referencias bibliográficas

- ARRHENIUS, S., 1889, Über die Reaktionsgeschwindigkeit bei der Inversión von Rohrzucker durch Säuren, *Zeitschrift für Physikalische Chemie*, Vol. 4, pp. 226-248.
- BLINDER, S.M. y Nordman, C.E., 1974, Collision Theory of Chemical Reactions, *Journal of Chemical Education*, Vol. 51, Núm. 12, pp. 790-791.

EMANUEL, N. y KNORRE, D., 1975, *Cinétique Chimique*, (Mir: Moscú).
 GLASSTONE, S., 1976, *Tratado de Química Física*, (Aguilar: Madrid).
 LOGAN, S.R., 1982, The Origin and Status of the Arrhenius Equation,

Journal of Chemical Education, Vol. 59, Núm. 4, pp. 279-281.
 TRUHLAR, D.G., 1978, Interpretation of the Activation Energy, *Journal of Chemical Education*, Vol. 55, Núm. 5, pp. 309-311.

WILKINSON, F., 1980, *Chemical Kinetics and Reaction Mechanisms*, (Van Nostrand Reinhold: England).

MIGUEL GONZALEZ PEREZ
 Universidad de Barcelona

RELACION DE GRUPOS DE TRABAJO

RELACION DE GRUPOS DE TRABAJO DE CIENCIAS NATURALES

La relación que ofrecemos a continuación, se ha confeccionado con los grupos asistentes a las JORNADAS DE CIENCIAS NATURALES Y SU DIDÁCTICA, celebradas en Valencia del 2 al 5 de mayo 1984, organizadas por los Institutos de Ciencias de la Educación de las Universidades Literaria y Politécnica de Valencia.

Se facilita la dirección de algunos de sus miembros para posibilitar los intercambios.

En números anteriores de *Enseñanza de las Ciencias* se han incluido ya referencias a otros grupos de Ciencias Naturales. Invitamos a los grupos que no lo hayan hecho a enviarnos sus datos para publicarlos en próximos números.

ANDALUCIA

Grupo Seminario de Didáctica de las Ciencias Naturales de Sevilla.

Dirección:

Rafael Porlán Ariza. Andalucía Residencial, Bloque 2-1° B (Sevilla-Este). (Sevilla-16).

Componente:

Rafael Porlán Ariza. Pedro Cañal de León. José Eduardo García.

Líneas de Trabajo:

Autores Libro «Ecología y Escuela» (Laia Ed.).
 — Didáctica educación ambiental.
 — Didáctica de educación sexual.
 — Procesos investigación en los niños.
 — Procesos investigación alumnos de Magisterio.

Seminario de Ciencias Naturales.

Nivel: B.U.P.

Coordinador:

Begoña Fadón Salazar.

Dirección del grupo:

Begoña Fadón Salazar. I.B. Poeta García Gutiérrez. Chiclana (Cádiz).

Componentes:

Begoña Fadón Salazar.
 Santiago Olea Alvarez.

Líneas de Trabajo:

Elaboración de itinerarios didácticos en el entorno ambiental del Instituto.

Seminario Permanente de Ciencias Naturales.

Nivel: BUP.

Institución a que está asociado: Junta de Andalucía.

Coordinador:

Concepción Morenza Aguado.

Dirección del grupo:

Federico Medina, s/n Las Flores I, 1° 3° D. Huelva.

Componentes:

6 profesores de Ciencias Naturales.

Líneas de Trabajo:

Trabajo sobre programación real de las Ciencias Naturales para obtener el máximo rendimiento en el alumnado.

ASTURIAS

Seminario de Ciencias Naturales

Nivel: 1° BUP, 3° BUP, FP y COU.

Institución a que está asociado: Departamento de Ciencias Naturales. CEI Gijón.

Coordinador:

Miguel Albuérne, Jefe de Departamento.

Dirección de grupo:

Universidad Laboral. Cabueñes-Gijón.

Componentes:

Rafael Gonzalbes Miro. Raimundo Pidal Fernández. Faustino García Arias. Carmen Sánchez. Jesús Fernández Estrada.

Líneas de Trabajo:

— Huerto Escolar.
 — Estudio de la plataforma «Rincomin» como ecosistema marino.
 — Técnicas histológicas.
 — Recuperación de una Carbageda.

BALEARES

Seminario Permanente de Ciencias Naturales

Nivel: BUP

Institución a que está asociado:

I.C.E., Palma de Mallorca.

Coordinador:

Alberto Catalán Fernández

Dirección del grupo:

I.C.E. Universidad de Palma de Mallorca.

Componentes:

20 Biólogos y geólogos, mayoritariamente profesores de BUP.

Líneas de Trabajo

Se está realizando desde hace más de un año, una «Didáctica de las Ciencias Naturales en Baleares», con vistas a su publicación. La obra contiene indicaciones para el trabajo de campo y laboratorio, centrado en el conocimiento del medio entorno. Comprende tres partes fundamentales:
 — Unidades didácticas.
 — Puntos para itinerario.
 — Técnicas de trabajo.