

Educación en la Química

**Revista de la Asociación de Educadores en la Química de la República Argentina
Secretarías Capital Federal y Provincia de Buenos Aires**

Educación en la Química

(ISSN 0327-3504) es una publicación cuatrimestral de ADEQRA (secretarías Capital Federal y Pcia. de Buenos Aires) que se distribuye gratuitamente a los socios de estas secretarías. En ella se dan a conocer experiencias de aula, resultados de investigaciones, avances tecnológicos, noticias científicas, etc. Los editores agradecen cartas, ideas, sugerencias y artículos que puedan resultar de utilidad a otros colegas.

Editores

**Luz Lastres Flores
Mónica Steinman**

El contenido de los artículos firmados es responsabilidad de sus autores.

Se recomienda cautela al realizar los experimentos y demostraciones que se proponen.

Se autoriza la reproducción de los materiales, citando la fuente. (Título clave abreviado: *Ed. en la Quim.*)



ADEQRA, Asociación de Educadores en la Química de la República Argentina, es una asociación sin fines de lucro que reúne a docentes de los diferentes niveles educativos de nuestro país, interesados en la formación y capacitación continua.

Entre los fines y objetivos de la Asociación que figuran en su Estatuto, pueden citarse:

- Procurar que la enseñanza de la Química sea cada vez más significativa y eficiente en todo el país y en los distintos niveles educativos.
- Promover el estudio y la investigación en la enseñanza de la Química en todos los niveles.
- Fomentar el intercambio y la comunicación entre personas y las instituciones dedicadas a la enseñanza de la Química.
- Contribuir al perfeccionamiento profesional de sus asociados mediante la divulgación de información científica, metodológica y de temas de interés común.
- Suscitar la inquietud de los docentes de Química por temas que contribuyan a ubicarlos frente a los problemas fundamentales de carácter científico y técnico que enfrenta el país.

SECRETARÍA CAPITAL FEDERAL

Delegado: Alejandro Bosack
Secretaria: Karina Di Francisco
Tesorera: Luz Lastres Flores
Vocales: Lidia Iñigo
Susana Viñas
Marta Bulwik
Patricia Moreno

SECRETARÍA PCIA DE BUENOS AIRES

Presidente: Gabriela Mohina
Vicepresidente: M. Gabriela Muñoz
Secretaria: Liliana Knabe
Prosecretaria: Patricia Moreno
Tesorera: Rosa María Haub
Protesorera: Mónica Steinman
Vocales: Silvia Porro
Silvina Fornasari
Miriam Klein
Alberto Santiago

ISP Joaquín V. González
Lab. de Química, 2º piso
Rivadavia 3577
1203. Buenos Aires

Ideas para el aula

NUEVAS POSIBILIDADES PARA UN TRABAJO PRÁCTICO TRADICIONAL

M. A. Perren,¹ E. J. Bottani, ; H. S. Odetti.^{1,*}

¹Facultad de Bioquímica y Ciencias Biológicas, Universidad Nacional del Litoral.
Paraje El Pozo s/n. CP 3000 Santa Fe, Argentina.

*e-mail: hodetti@fbc.unl.edu.ar

INTRODUCCIÓN

Los trabajos prácticos de Química General que se efectúan habitualmente a nivel universitario son actividades muy estructuradas. En nuestro ámbito se les indica a los alumnos a través de guías escritas y de una clase expositiva previa los fundamentos teóricos, a qué deben llegar, la técnica operatoria con los procedimientos optimizados detalladamente explicados, ejemplos de cálculo y modelo de informe.

Estas actividades corresponden a nivel cero de indagación: “Se les da el método, la pregunta y la respuesta. El estudiante debe seguir las instrucciones y obtener los resultados indicados en el texto. Este tipo de práctica de laboratorio se denomina también de verificación o confirmación” (Tamir y García Rovira, 1992). Pueden ser sumamente útiles tratándose de alumnos ingresantes, ya que los introduce rápidamente en una serie de técnicas, adquieren habilidad para el manejo de aparatos e instrumentos, comprueban y pueden percibir en situaciones concretas los conceptos desarrollados en clases de teoría.

Gozan de amplia aceptación entre los docentes y existe resistencia al cambio ya que las ventajas de los mismos favorecen principalmente a los docentes. Fundamentalmente se los prefiere porque han sido incorporados hace mucho tiempo y en consecuencia no producen desacuerdos, porque ya se los domina, son fáciles de preparar (sobre todo para gran cantidad de alumnos), tienen un tiempo bien acotado. Los profesores dicen que prácticos totalmente distintos, con alto nivel de indagación por parte del alumno “son un dolor de cabeza”, “una pérdida de tiempo”, “se necesitan drogas y materiales nuevos, cada vez más difíciles de adquirir”, o bien la resistencia se expresa diciendo “al fin de cuentas, siempre se hizo así”.

Sin embargo, para ciertos alumnos presentan riesgos. El hecho de tener “todo servido” refuerza la tendencia al aprendizaje memorístico y la disociación teoría-práctica. “Dado que se le dan los procedimientos optimizados, los estudiantes pueden completar exitosamente el curso siguiendo las instrucciones manipulativas sin adquirir una comprensión fundamental de lo racional que hay tras cada manipulación y cómo podría

aplicarse a otra situación. ... refuerzan la impresión de que hay una única manera correcta de realizar un procedimiento” (Wade, 1979).

Como ocurre habitualmente en los sistemas tradicionales de enseñanza universitaria, se dividen las clases en teorías, problemas y prácticos. Esta división puede llevar a la compartimentación del conocimiento. Es frecuente observar que hay alumnos que resuelven bien los problemas tradicionales sin haber comprendido los conceptos involucrados en los mismos y siguen una “receta” de laboratorio, sin profundizar en los por qué y para qué de cada manipulación.

EXPERIENCIA TRADICIONAL SELECCIONADA

Se exploran aquí las posibilidades de transformación de un trabajo práctico tradicional. En el mismo, con una guía escrita, los alumnos hallan el peso equivalente del zinc por un método gasométrico; se efectúa aproximadamente a mitad del semestre y aplicado al tema gases.

Sin embargo, se podría aprovechar mejor su potencial, ya que posee magníficas posibilidades para integrar conceptos de toda Química General y para crear diseños experimentales si se lo traslada, modificándolo, al final del semestre.

PROPUESTA MODIFICADA

Efectuar estos cambios implica vencer las resistencias de toda una tradición docente.

El tiempo asignado es de dos clases normales de trabajos prácticos, sin tiempo adicional. Se desarrolla sin la guía escrita habitual, ya que se pretende que los alumnos elaboren el trabajo. La ayuda y la bibliografía suministradas por el docente han de limitarse a lo estrictamente necesario, de manera que al no tener el alumno a su alcance las soluciones de los problemas planteados deba recurrir a su razonamiento y creatividad.

El docente debe reconocer qué son capaces de hacer sus alumnos, qué es lo que no pueden conocer y cuándo necesitan ayuda.

Sería conveniente un docente por mesa (ocho alumnos), quien ha de conducir el razonamiento de los estudiantes respetando y siguiendo al máximo sus ideas; haciéndoles ver, a través de preguntas, cuando hayan errado; ha de acelerar el trabajo con preguntas-guía y ha de brindar la información y material estrictamente necesarios.

La discusión con el grupo ha de ser muy libre y puede tomar distintos rumbos, pero una vía previsible puede ser la siguiente:

Primera semana

Problema: Hallar experimentalmente la cantidad de sustancia $H_{2(g)}$, recogido sobre agua, cuando se hace reaccionar un metal con $HCl_{(dis)}$.
Comparar con el valor obtenido por cálculo.

Interpretación a grandes rasgos del problema

Análisis del problema: Identificación de las dificultades y de la información necesaria

Conceptos teóricos	Experiencias	Técnicas
<p><u>De la reacción química:</u> Ej.: ¿Puedo usar Zn? ¿Puedo usar Cu? ¿Requerimientos? Predicción por cálculos ¿En qué extensión? Condiciones ¿Cómo acelerarla? Predecir</p> <p>¿Qué reactivo conviene que sea el limitante? Cantidad de metal a utilizar</p> <p>Solubilidad de gases; volumen de agua a utilizar</p> <p>Cantidad de HCl. Preparación a partir de una disolución concentrada.</p> <p>Estudio de la fase gaseosa ¿Qué sustancias puede haber en la fase gas? Presión de vapor. Contribuciones importantes y despreciables. Propiedades coligativas.</p> <p>Cálculo de la cantidad de sustancia $H_{2(g)}$ obtenida en la experiencia Ley de Dalton Ley generalizada de los gases ideales</p>	<p>Comprobación experimental</p> <p>Comprobación experimental</p>	<p>Evaluación continua de riesgos químicos y operativos</p> <p>Diseño de equipos (en el papel, sujetos a continuas modificaciones)</p> <p>¿Qué datos se necesitan y cómo los medimos?</p>
		Evaluación de equipos y corrección

Segunda semana

Ejecución de los trabajos

Evaluación

Discusión de las limitaciones y suposiciones
de la experiencia

Si tuviera que repetirla, ¿qué cambiaría?

COMENTARIOS

Sobre el trabajo práctico tradicional: Corresponde a un modo centrado en el profesor, en el que se supone que el conocimiento es directamente transferido al estudiante. Los profesores tienen las respuestas correctas a cuestiones perfectamente conocidas y no se generan dudas, cuestionamientos ni alternativas.

Requiere del alumno principalmente recordar y comprender. No hay lugar para hipótesis y errores.

Sobre esta modificación: Se da la oportunidad de involucrar activamente a los estudiantes en el proceso de aprendizaje, con un problema que elimina las barreras entre trabajo práctico, teoría y coloquio. El rol del docente cambia a facilitador.

Los alumnos deben aplicar su comprensión conceptual para diseñar una vía de solución dentro de un grupo donde se discute libremente, se emiten hipótesis, se explica, critica y evalúan argumentos. Es una oportunidad para fomentar la iniciativa, creatividad, autonomía intelectual y habilidades de argumentación y comunicación.

Al trabajar sobre su propio diseño experimental los alumnos necesitan dar sentido a lo que hacen. Al manifestarse libremente pueden surgir dudas, errores conceptuales que de otra manera no se expondrían. Pueden repasar e integrar conceptos muy importantes de toda la materia, aplicándolos dentro del contexto de un problema.

Crea un espacio para la reflexión y discusión entre los docentes, en el que pueden surgir interrogantes nunca antes planteados y cuestionamientos enriquecedores a “lo que siempre se ha hecho”, como pudo comprobarse en nuestro propio grupo.

BIBLIOGRAFÍA

Tamir, P. y García Rovira M. P. (1992). Características de los Ejercicios de Prácticas de Laboratorio incluidos en los Libros de Texto de Ciencias utilizados en Cataluña. *Enseñanza de la Ciencias*, 10 (1), 3-12.

Wade, L. G. Jr. (1979). Chemistry without a cookbook. *Journal of Chemical Education*, 56 (12), 825-826.

Para refrescar

MOMENTO DIPOLAR Y POLARIDAD

Mario Roverano

Cátedra de Química. Ciclo Básico Común. Universidad de Buenos Aires.
Ciudad Universitaria. Pabellón III. (1428) Buenos Aires, Argentina.

INTRODUCCIÓN

Muchas de las propiedades de las sustancias moleculares están relacionadas con la polaridad de sus moléculas. Para explicar hechos experimentales como la solubilidad, los valores de los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias, es de suma importancia conocer la polaridad de sus moléculas. Ahora bien, para saber si una molécula es o no polar es necesario conocer su momento dipolar.

El concepto de momento dipolar frecuentemente produce confusiones que es importante aclarar. El momento dipolar es una magnitud vectorial, que se representa mediante un vector. Muchos textos de Química General, definen el momento dipolar sólo con su módulo, sin aclarar que es un vector. No obstante, cuando determinan el momento dipolar de una molécula lo utilizan como un vector. (Chang, 1997. Whitten, 1999, Brown, 1998). Otra de las confusiones que aparece en la bibliografía, es que no se aclara de donde parte el vector momento dipolar de una molécula.

Este trabajo pretende brindar un aporte para esclarecer y refrescar los conceptos relacionados con el momento dipolar y la polaridad de las moléculas de geometría relativamente sencilla. Los objetivos son:

- Introducir el concepto de momento dipolar como una magnitud vectorial.
- Determinar **en forma cualitativa**, el momento dipolar total de moléculas a través de la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces.
- Establecer la influencia de los pares electrónicos libres sobre el momento dipolar de las moléculas.

La geometría de las moléculas, será representada de acuerdo con la teoría de la repulsión de los pares de electrones de valencia (TRéPEV).

LAS MAGNITUDES VECTORIALES

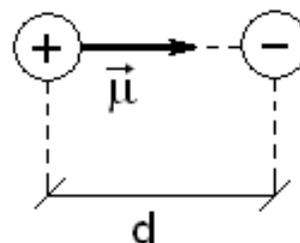
Las ciencias experimentales como la Química o la Física, estudian los fenómenos a través de la experimentación, la observación y la medición. Cada proceso de medición define una magnitud. Hay dos tipos de magnitudes: las escalares y las vectoriales.

Las magnitudes como la velocidad y la fuerza en las cuales hay que especificar su intensidad, su dirección y su sentido, son las magnitudes vectoriales y se caracterizan

mediante un vector, representado por una flecha. La intensidad de la magnitud es el módulo o longitud del vector, la dirección viene dada por la recta que contiene al vector y el sentido es la orientación dentro de la recta, indicado por la punta de la flecha (Stewart, 1999). El vector cuyo módulo es cero, se denomina **vector nulo** y es el único que no tiene dirección específica. Se simboliza mediante la letra O y una flecha encima: $\vec{0}$.

EL MOMENTO DIPOLAR

Un dipolo eléctrico está constituido por dos polos, donde están situadas dos cargas eléctricas de igual magnitud (q), una positiva y otra negativa separadas a cierta distancia (d). Los dipolos se caracterizan mediante un vector denominado momento dipolar, que se simboliza con la letra griega μ (mu) y una flecha encima ($\vec{\mu}$).



Momento dipolar ($\vec{\mu}$)

Es un vector que se dirige desde el centro de la carga positiva hacia el centro de la negativa y cuyo módulo es igual al producto del valor absoluto de la carga situada en cualquiera de los polos, por la distancia que los separa.

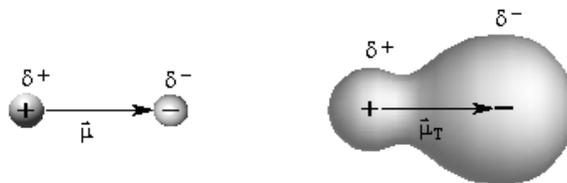
Es decir, su módulo es:

$$|\vec{\mu}| = \mu = |q| \times d$$

Si bien la unidad para expresar el módulo del momento dipolar en el sistema internacional (S.I.) es coulomb \times metro ($C \times m$), la unidad más utilizada es el Debye (D). La relación entre ambas unidades es: $1D = 3,33 \times 10^{-30} C \times m$.

En todo enlace polar la distribución asimétrica de cargas genera dos polos, uno con una densidad de carga positiva ($\delta+$) y otro con una negativa de igual magnitud ($\delta-$). El polo positivo está sobre el átomo menos electronegativo del enlace y el negativo sobre el más electronegativo. A cada enlace polar se le asigna un momento dipolar ($\vec{\mu}$), que se representa mediante un vector con origen en el polo positivo y extremo en el negativo.

En una molécula polar, también hay una distribución de cargas que en general se concentra en dos zonas, una de alta densidad de carga positiva y otra de gran densidad negativa, que constituyen un dipolo eléctrico de carácter permanente. Este dipolo se caracteriza por el momento dipolar total de la molécula ($\vec{\mu}_T$), que parte del centro de cargas positivo de la molécula y se dirige hacia el centro de cargas negativo.



Representación del momento dipolar de un enlace polar ($\vec{\mu}$) y de una molécula polar ($\vec{\mu}_T$)

Para determinar el momento dipolar total de una molécula, deber tenerse en cuenta su atonicidad:

- El momento dipolar total de las moléculas diatómicas coincide con el momento dipolar de su único enlace.
- El momento dipolar total ($\vec{\mu}_T$) de una molécula poliatómica (que contiene más de dos átomos) puede considerarse como la suma vectorial de los momentos dipolares individuales de todos sus enlaces ($\vec{\mu}_i$) (Cotton 1980). Así para una molécula que tiene n enlaces es:

$$\vec{\mu}_T = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \dots + \vec{\mu}_n = \sum_{i=1}^n \vec{\mu}_i$$

Para calcular esta suma vectorial se aplica la regla del paralelogramo y para ello es necesario conocer la geometría de la molécula.

Aunque los enlaces individuales de una molécula sean polares, la molécula en su conjunto puede ser o no polar. Para establecer la polaridad de una molécula, es necesario determinar su momento dipolar total ($\vec{\mu}_T$). Si el momento dipolar total de una molécula es nulo ($\vec{\mu}_T = \vec{0}$), la molécula es no polar, mientras que si no es nulo, la molécula es polar. Es decir:

Si $\vec{\mu}_T$ es nulo, $|\vec{\mu}_T| = 0 \text{ D}$, entonces la molécula es **no polar**.
Si $\vec{\mu}_T$ no es nulo, $|\vec{\mu}_T| \neq 0 \text{ D}$, entonces la molécula es **polar**.

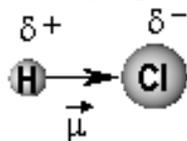
Una molécula será tanto más polar cuanto mayor sea el módulo de su momento dipolar.

DETERMINACIÓN DEL MOMENTO DIPOLAR DE LAS MOLÉCULAS

1- Moléculas diatómicas

El momento dipolar total de las moléculas diatómicas coincide con el momento dipolar de su único enlace y en estas moléculas pueden distinguirse dos casos:

- Si la molécula está formada por átomos del mismo elemento, el enlace es covalente no polar, el momento dipolar total es nulo y por lo tanto la molécula es **no polar**. Ejemplos: H_2 , Cl_2 , N_2 , etc.
- Si la molécula está formada por átomos de elementos diferentes el enlace es polar y el momento dipolar total de la molécula es un vector con origen en el átomo del elemento menos electronegativo y dirigido hacia el otro. Por consiguiente, el momento dipolar total no es nulo y la molécula es **polar**. Ejemplos: HCl , NO , CO , etc.



Representación del momento dipolar en la molécula de HCl

2- Moléculas poliatómicas (formadas por tres o más átomos)

En primer lugar, se considerarán las moléculas que tienen el átomo central unido a átomos o grupos de átomos **iguales**, es decir, moléculas del tipo AX_n , donde A es el átomo central unido a n átomos, o grupos de átomos, periféricos (X). Dentro de este tipo de moléculas se estudiarán aquellas cuya geometría es lineal, angular, triangular, piramidal y tetraédrica. Luego se tratarán las moléculas en las que el átomo central está unido a átomos o grupos de átomos que no son todos iguales.

2.1-Moléculas con átomo central unido a átomos o grupos de átomos iguales

a) Moléculas triatómicas (AX_2)

Para determinar si una molécula triatómica es o no polar, es necesario efectuar la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces teniendo en cuenta su geometría, que puede ser lineal o angular.

- **Moléculas lineales**

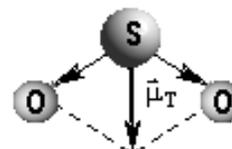
En la figura se muestra la suma vectorial de los momentos dipolares para una **molécula lineal como el dióxido de carbono** (CO_2). Como el átomo de oxígeno es más electronegativo que el de carbono, los dos enlaces son polares y sus momentos dipolares pueden representarse mediante dos vectores dirigidos desde el átomo de carbono hacia cada átomo de oxígeno. Los momentos dipolares de los dos enlaces C-O son de igual módulo y dirección pero de sentido contrario, por lo cual se anulan entre sí. El momento dipolar total es nulo y por consiguiente la molécula es **no polar**.



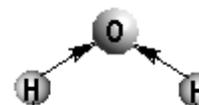
- **Moléculas angulares**

Todas las moléculas cuya geometría es angular, son polares ya que la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces no se anula.

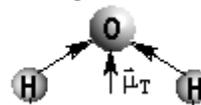
Por ejemplo, **la molécula de dióxido de azufre** (SO_2) es angular, los momentos dipolares de sus enlaces tienen el mismo módulo y están dirigidos desde el átomo de azufre, que es el menos electronegativo, hacia los átomos de oxígeno. En la figura se muestra la suma vectorial de sus momentos dipolares, aplicando la regla del paralelogramo. El momento dipolar total obtenido, está dirigido desde el átomo de azufre hacia abajo e indica que la molécula es **polar**.



La molécula de agua también es angular y los momentos dipolares de sus enlaces tienen igual módulo, pero como el átomo de oxígeno es el más electronegativo, están dirigidos desde los átomos de hidrógeno hacia el de oxígeno. Para efectuar la suma vectorial, mediante la regla del paralelogramo, es menester trasladar los dos vectores a un origen común, como se muestra en la figura siguiente.



Luego, el momento dipolar total de la molécula de agua es un vector dirigido desde el centro de carga positiva, situado en el punto medio de los dos átomos de hidrógeno, hacia el átomo de oxígeno. Por lo tanto, la molécula de agua es **polar** (Serway Raymond A. 1996).

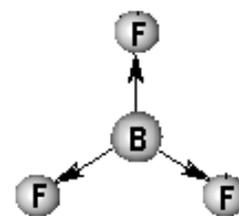


b) Moléculas tetratómicas (AX₃)

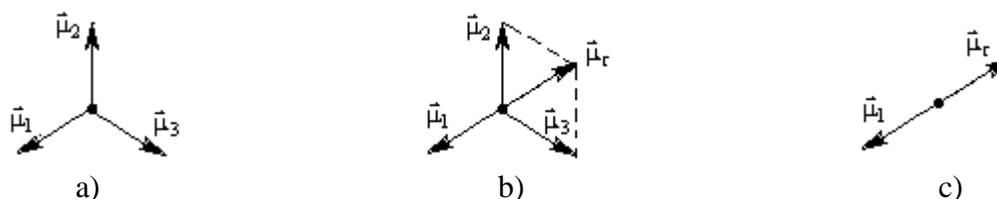
Las moléculas formadas por cuatro átomos pueden presentar geometría triangular o geometría piramidal.

• Moléculas triangulares

Las moléculas en las que el átomo central está rodeado por tres átomos periféricos iguales y cuya geometría es triangular, son **no polares**. Por ejemplo, la molécula de trifluoruro de boro (BF₃), tiene una geometría triangular. Todos los átomos están en un mismo plano, con el átomo de boro en el centro de un triángulo equilátero y los de flúor en sus vértices. Los ángulos de enlace son de 120°. Los tres enlaces B–F, son polares y sus momentos dipolares son vectores de igual módulo, dirigidos desde el átomo de boro, que es el menos electronegativo, hacia los átomos de flúor.



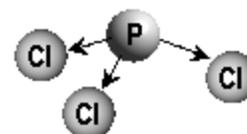
En la figura siguiente se muestra como se procede para obtener la suma vectorial de los tres momentos dipolares.



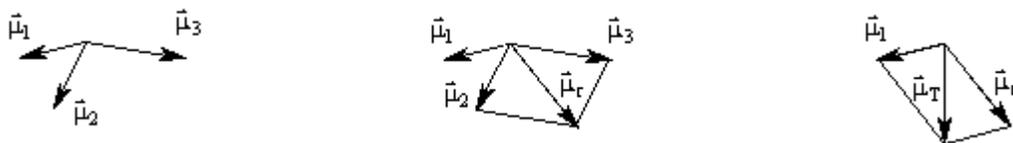
En a) se muestran los tres vectores de los momentos dipolares correspondientes a los enlaces individuales de la molécula. En b) se efectúa la suma de los vectores $\vec{\mu}_2$ y $\vec{\mu}_3$, obteniéndose el vector $\vec{\mu}_r$. En c) se observa que este vector $\vec{\mu}_r$, es el opuesto de $\vec{\mu}_1$ y al sumarlos se anulan entre sí. Por lo tanto, la molécula de trifluoruro de boro tiene un vector momento dipolar total nulo y es **no polar**.

• Moléculas piramidales

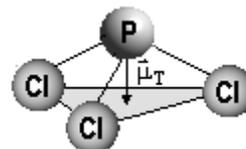
Las moléculas en las que el átomo central está rodeado por tres átomos periféricos iguales y cuya geometría es piramidal, son **polares**. Por ejemplo, en la molécula de tricloruro de fósforo (PCl₃), el átomo de fósforo está situado en el vértice superior de una pirámide y los átomos de cloro en los de la base. Los tres enlaces son polares y los vectores correspondientes a sus momentos dipolares, tienen igual módulo y están dirigidos desde el átomo de fósforo, que es el menos electronegativo, hacia cada uno de los átomos de cloro.



En la figura siguiente se muestra la suma vectorial de estos tres vectores.

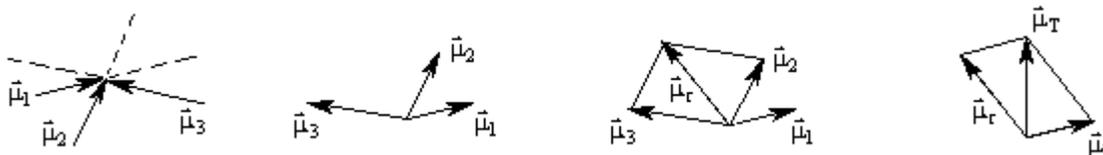
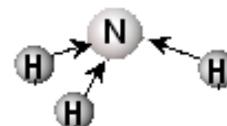


En la figura de la derecha puede observarse que el vector momento dipolar total de la molécula de PCl_3 no es nulo. Está dirigido desde el átomo de fósforo hacia el centro de cargas negativas situado en la base triangular definida por los tres átomos de cloro. En consecuencia, la molécula de PCl_3 es **polar**.

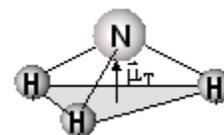


La molécula de amoníaco (NH_3) es otro ejemplo de molécula piramidal, donde los momentos dipolares de sus enlaces son de igual módulo y están dirigidos desde los átomos de hidrógeno hacia el de nitrógeno que es el más electronegativo.

En este caso, para efectuar la suma vectorial de estos tres vectores, debe trasladárselos a un origen común como se muestra en la figura siguiente:



Como puede observarse, el vector momento dipolar total de la molécula de NH_3 no es nulo. Está dirigido desde el centro de carga positiva, situado en el centro de la base triangular formada por los tres átomos de hidrógeno, hacia el átomo de nitrógeno. En consecuencia, la molécula de NH_3 es **polar**.



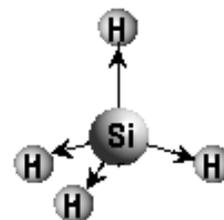
c) Moléculas pentatómicas (AX_4)

Se determinará la suma vectorial de los momentos dipolares de moléculas formadas por cinco átomos, cuya geometría es tetraédrica.

- **Moléculas tetraédricas**

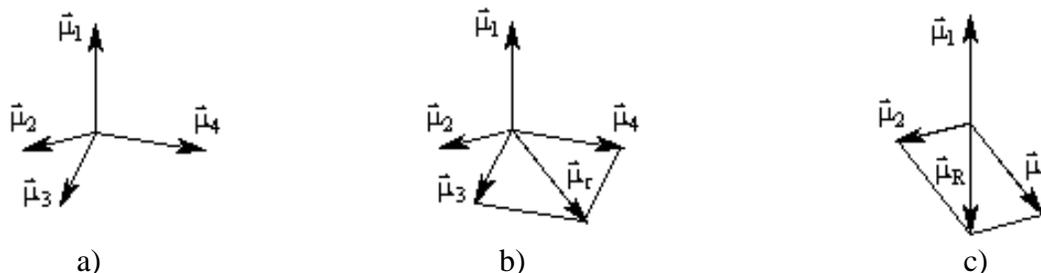
Las moléculas formadas por un átomo central rodeado de cuatro átomos iguales, cuya geometría es tetraédrica son **no polares**.

Por ejemplo, en **la molécula de silano** (SiH_4) el átomo de silicio está situado en el centro de un tetraedro regular en cuyos vértices están los átomos de hidrógeno, formando ángulos de enlace de $109,5^\circ$ (Mendiara, 2002).



Los cuatro enlaces son polares y sus momentos dipolares son vectores de igual módulo, dirigidos desde el átomo de silicio, que es el menos electronegativo, hacia los átomos de hidrógeno.

En la figura siguiente se muestra la suma vectorial de los momentos dipolares de los cuatro enlaces de la molécula de silano.

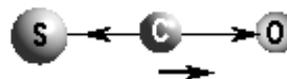


En a) se muestran los cuatro momentos dipolares correspondientes a los enlaces individuales de la molécula. En b) se efectúa la suma de los vectores $\vec{\mu}_3$ y $\vec{\mu}_4$, obteniéndose el vector $\vec{\mu}_r$. En c) se suman los vectores $\vec{\mu}_2$ y $\vec{\mu}_r$ que dan el vector $\vec{\mu}_R$. Luego, la suma vectorial de los tres vectores $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_3$ y $\vec{\mu}_4$, da el vector resultante $\vec{\mu}_R$ que como puede observarse es el opuesto de $\vec{\mu}_1$. Finalmente, la suma de $\vec{\mu}_R$ con $\vec{\mu}_1$ da el vector nulo ($\vec{\mu}_T = \vec{0}$). En consecuencia, el vector momento dipolar total de la molécula es nulo y la molécula de silano es **no polar**.

2.2- Moléculas con átomo central unido a átomos o grupos de átomos no iguales

Todas las moléculas en las cuales los sustituyentes que rodean al átomo central, no son todos iguales, son **polares**. Esto se debe a que los momentos dipolares de sus enlaces no tienen igual módulo y su suma vectorial no se anula.

A manera de ejemplo, se muestra como se obtiene el momento dipolar resultante en la molécula de sulfuro de carbonilo (SCO). Como la diferencia de electronegatividad entre el C y el O es mayor que entre el C y el S, el módulo del momento dipolar del enlace C-O, es mayor que el del C-S. Por lo tanto, aunque los vectores tienen sentido contrario, no se compensan, dando un momento dipolar total que está dirigido desde el átomo de carbono hacia el de oxígeno y la molécula es **polar**.



Como resumen de lo expuesto en esta sección, en el cuadro siguiente se muestra la polaridad de las moléculas según su forma geométrica.

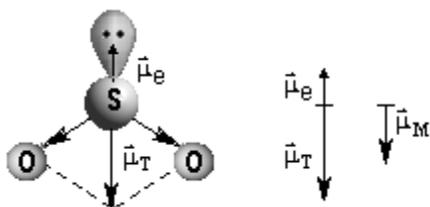
Moléculas	Condiciones	Geometría	Ejemplos	Polaridad
Diatómicas	formadas por átomos del mismo elemento	lineal	N ₂ H ₂	no polar
	formadas por átomos de distintos elementos	lineal	HCl NO CO	polar
Poliatómicas	átomo central unido a átomos o grupos de átomos iguales	lineal	CO ₂	no polar
		triangular	BF ₃	
		tetraédrica	CH ₄	
	ángular	SO ₂ H ₂ O	polar	
		piramidal		NH ₃ PCl ₃
átomo central unido a átomos o grupos de átomos no iguales	todas	SCO H ₂ C=O CH ₃ Cl	polar	

CONTRIBUCIÓN DE LOS PARES ELECTRÓNICOS LIBRES

Los valores de los módulos de los momentos dipolares de las moléculas obtenidos por la suma vectorial de los momentos de sus enlaces, no siempre coinciden con los valores experimentales. Esto ocurre porque hay otros factores que contribuyen al momento dipolar de una molécula. Entre ellos se destacan la deslocalización electrónica y especialmente la presencia de pares electrónicos sin compartir (libres) en el átomo central de algunas moléculas. (Cruz-Garriz, 1991).

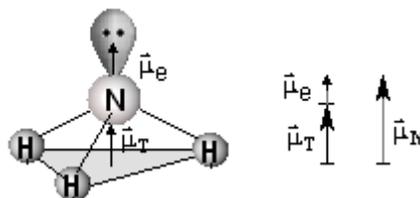
En las moléculas cuya geometría es angular o piramidal, el átomo central tiene por lo menos un par de electrones libres, que afectan al momento dipolar de la molécula. En efecto, entre el núcleo del átomo central y la nube electrónica de los pares libres hay una distribución asimétrica de cargas que generan un pequeño dipolo. Este dipolo puede caracterizarse por un “momento dipolar electrónico” ($\bar{\mu}_e$), que está dirigido desde el núcleo (centro de carga positivo), hacia el centro de la nube electrónica del par libre (centro de carga negativo).

La molécula de SO₂ es angular y el átomo de azufre tiene un par de electrones libres. Los datos experimentales indican que el módulo del momento dipolar de la molécula de SO₂ es menor que el calculado por la suma vectorial de los momentos de sus enlaces. Este vector ($\vec{\mu}_T$) está dirigido desde el átomo de azufre hacia abajo. (Karapetians, 1974).



Por otra parte, el par de electrones libres del átomo de azufre genera el momento dipolar electrónico $\vec{\mu}_e$, que está dirigido desde el núcleo del átomo de azufre hacia el centro de la nube electrónica del par de electrones libres y va en sentido contrario al vector $\vec{\mu}_T$. La suma de estos dos vectores da el vector momento dipolar de la molécula ($\vec{\mu}_M$), que parte del átomo de azufre, apunta hacia abajo y cuyo módulo es la diferencia de sus módulos: $|\vec{\mu}_M| = |\vec{\mu}_T| - |\vec{\mu}_e|$. Por lo tanto, el módulo de $\vec{\mu}_M$ es menor que el de $\vec{\mu}_T$.

La molécula de amoníaco es piramidal y el átomo de nitrógeno tiene un par de electrones libres. El valor experimental del módulo del momento dipolar de esta molécula, es mayor que el calculado por la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces. Esto se debe a la contribución del par libre del nitrógeno. En esta molécula, el vector $\vec{\mu}_T$ apunta hacia el átomo de nitrógeno. El par de electrones libres, genera el momento dipolar electrónico $\vec{\mu}_e$, que es un vector dirigido desde el núcleo átomo de nitrógeno hacia el centro de la nube electrónica del par y va en el mismo sentido que $\vec{\mu}_T$. El momento dipolar de esta molécula $\vec{\mu}_M$, es la suma de $\vec{\mu}_e$ y de $\vec{\mu}_T$. Es un vector que va desde el átomo de nitrógeno hacia arriba y cuyo módulo es la suma de sus módulos: $|\vec{\mu}_M| = |\vec{\mu}_T| + |\vec{\mu}_e|$. Por lo tanto, el módulo de $\vec{\mu}_M$ es mayor que el de $\vec{\mu}_T$.



CONCLUSIONES

De acuerdo con todo lo expuesto, se pueden enunciar las siguientes conclusiones:

- *El momento dipolar es una magnitud vectorial.*
- *Para determinar la polaridad de una molécula, es necesario calcular su momento dipolar total y distinguir si este vector es o no nulo.*
- *El momento dipolar total de una molécula, se obtiene efectuando la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces.*
- *El vector momento dipolar de una molécula, parte del centro de cargas positivo de la molécula y se dirige hacia el centro de cargas negativo.*

- *Las moléculas en las que el átomo central está unido a átomos o grupos de átomos iguales entre sí, cuya geometría es lineal, triangular o tetraédrica son **no polares**, mientras que las angulares y piramidales son **polares**.*
- *Las moléculas en las que el átomo central está unido a átomos o grupos de átomos no iguales, son **polares**.*
- *En las moléculas cuyo átomo central tiene pares de electrones libres, el momento dipolar de la molécula resulta de la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces y del momento dipolar electrónico. Si estos vectores tienen el mismo sentido, sus módulos se suman, mientras que si tienen sentido contrario, se restan.*

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Brown T.L, LeMay H.E. Bursten B.E. (1998) *Química. La Ciencia Central*. Séptima edición. Prentice Hall. México.

Cotton y Wilkinson, (1980) *Química Inorgánica Avanzada*. Editorial Limusa. México.

Cruz-Garriz Diana, Chamizo José A., Garriz Andoni (1991) *Estructura Atómica, un enfoque químico*. Primera reimpresión. Addison-Wesley Iberoamericana. U.S.A.

Chang Raymond (1997) *Química*. Cuarta edición. Mc Graw Hill. España.

Karapetians, M. J. (1974) *Estructura de la sustancia*. Editorial Mir. Moscú.

Mendiara Sara N. and Perissinotti Luis J. (2002) *Tetrahedral Geometry and the Dipole Moment of Molecules. Journal of Chemical Education*. Vol. 79 N°1. 64 – 66.

Serway Raymond A. (1996) *Física*. Cuarta edición. Mc Graw Hill. México.

Stewart James (1999) *Cálculo. Conceptos y contextos*. Internacional Thomson Editores. México.

Whitten Kenneth W. (1999) *Química General*. Quinta edición. Mc Graw Hill.

De interés

MODELOS HISTÓRICOS SOBRE EL EQUILIBRIO QUÍMICO

Andrés Raviolo

Universidad Nacional del Comahue. Bariloche. 8400. Río Negro.
araviolo@bariloche.com.ar

INTRODUCCIÓN

En la comunidad científica algunos modelos considerados valiosos alcanzan, luego de un proceso de experimentación y discusión, cierta aceptación y se convierten en *modelos científicos*. Otros modelos consensuados, producidos en un contexto histórico determinado y que por diversas causas fueron reemplazados por otros, constituyen los *modelos históricos*. Versiones, generalmente simplificadas, de estos modelos científicos e históricos forman parte de los modelos incluidos en los currículos de ciencias, son los *modelos del currículo* (Gilbert y Boulter, 2000).

Justi y Gilbert (1999) definieron modelos históricos para la cinética química, considerando a un modelo histórico como un modelo consensuado (conjunto de ideas aceptadas por la comunidad científica) en un contexto histórico específico, donde un contexto es definido como un sistema de creencias sociales, tecnológicas, científicas y filosóficas. Entre las características de los modelos históricos se destacan que: (a) no son necesariamente producidos por un científico en particular, por más que puedan ser atribuidos a alguno; (b) pueden coexistir varios en una misma época; y (c) la producción y uso de un modelo histórico no está necesariamente situado dentro de un período específico de tiempo. Así, una secuencia de modelos históricos no implica una sucesión temporal lineal (Justi, 2000).

El concepto de equilibrio químico ha sido explicado desde distintos ángulos a lo largo de su evolución histórica. Estos modelos explicativos han estado en concordancia con distintos enfoques con los cuales se ha interpretado a la afinidad química. A continuación se desarrollarán los tres modelos históricos que se desprenden de un estudio realizado sobre la evolución histórica del concepto de equilibrio químico, en el que se recurrió a libros y artículos sobre historia de la química. Estos modelos históricos son:

- 1) Modelo centrado en las fuerzas
- 2) Modelo centrado en las velocidades
- 3) Modelo centrado en la energía

MODELO CENTRADO EN LAS FUERZAS

Este modelo histórico se refiere a los estudios que investigaron las fuerzas químicas dentro de un paradigma mecánico. La historia del equilibrio químico, y de la fisicoquímica en general, está unida a la búsqueda de una respuesta a la afinidad química, es decir, a las diferencias de reactividad entre las sustancias y a los factores que controlan el cambio químico.

Pueden distinguirse dos versiones de este modelo: (a) el modelo de las afinidades electivas: las fuerzas de atracción y repulsión dependen sólo de la naturaleza de las sustancias; y (b) el modelo de la acción de las masas: las fuerzas son proporcionales a las masas activas de las sustancias reaccionantes. Ambos tienen en cuenta la imagen que se tenía de la materia en los siglos XVII y XVIII, como constituida por pequeñas partículas invisibles o corpúsculos.

(a) En 1775, Bergman enunció el concepto de *afinidad electiva* mencionando que las combinaciones químicas son el resultado de las afinidades electivas las cuales dependen únicamente de la naturaleza de las sustancias. En esta primera etapa se consideraba que, la tendencia de las sustancias a combinarse entre sí, es el resultado de fuerzas entre ellas provenientes de las características distintivas de las partículas involucradas. La atracción entre las partículas explica la afinidad. La velocidad de la transformación estaría relacionada con los diferentes grados de afinidad entre las partículas y la influencia de la temperatura en la velocidad se debería a que la temperatura produce cambios en las afinidades de las sustancias presentes.

Bergman especificó que las afinidades se determinan en reacciones de desplazamiento. Si el agregado de una sustancia C a otra sustancia AB, produce la sustancia AC y la sustancia B es eliminada, se concluye que la sustancia C tiene mayor afinidad por A que la sustancia B. Esta teoría tenía especial aplicación entre ácidos, bases y sales; y entre metales y ácidos. Fue ampliamente aceptada y condujo a la publicación de numerosas tablas de afinidades (Lindauer, 1962).

Sin embargo para Bergman las reacciones químicas eran completas y se producían en un sólo sentido. Ese sentido dependía sólo del orden relativo de las afinidades respectivas. Los datos anómalos respecto de estas afirmaciones eran considerados como datos inadecuados que necesitaban de una experimentación más precisa (Quílez, 2002).

Estas tablas de afinidades fueron interpretadas desde la imagen newtoniana del mundo en términos de atracciones de gran intensidad pero de corto alcance, cuya potencia variaba de una especie a otra. Incluso, en 1785, Buffon identificó estas leyes de afinidad con la atracción gravitatoria. Esta filosofía tuvo poca utilidad práctica dado que si bien podía explicar las reacciones químicas desde una perspectiva física, no podía predecirlas. Tampoco establecía diferencias entre sustancias simples y compuestas, ni atribuía peso a las partículas (Brock, 1998).

(b) En 1777, Wenzel estudiando las afinidades químicas notó que la velocidad en que diferentes metales se disolvían en varios ácidos dependía, no sólo de la naturaleza del ácido, sino también de la cantidad de ácido. Expresó: “la fuerza de la acción química es proporcional a la concentración de la sustancia reactivo” (Partington, 1964).

Esta idea de la *acción de las masas*, o influencia de la cantidad en las reacciones químicas, frente a la influencia pura de la naturaleza de los reactivos, adquiere mayor sistematización en el siglo XIX con el estudio, en particular, de reacciones orgánicas que permiten realizar mediciones sistemáticas dado que ocurren más lentamente. Berthollet, en 1801, afirma que las reacciones químicas dependen no sólo de la naturaleza de las sustancias sino también de las cantidades de los reactivos.

Berthollet logró demostrar que rara vez un ácido despoja totalmente a otro de sus sales, como lo predecían las tablas de afinidad. Empleando el concepto newtoniano de fuerza, en donde la afinidad sería directamente proporcional a la masa de la sustancia reaccionante, argumentó que ninguna reacción de desplazamiento sería completa, dado que se establece una situación de equilibrio entre fuerzas opuestas cuya magnitud depende tanto de la diferencia de afinidades como de las proporciones relativas. Reconoció que se alcanza un estado de equilibrio porque los productos de la reacción tienden a volver a formar las sustancias iniciales. Explicó el equilibrio químico como la situación en que se igualan las fuerzas, como un balance de fuerzas químicas, como una situación mecánica estática (Partington, 1964).

Guldberg y Waage, sobre la base del trabajo de Berthelot y St. Gilles, retomaron la ley de acción de masas de Berthollet y realizaron un estudio completo de las reacciones en equilibrio entre 1864 y 1879. El objetivo de estos autores era medir las fuerzas químicas y encontrar una ecuación matemática de la afinidad química, que al igual que en mecánica pudiera explicar las fuerzas y sus efectos.

Guldberg y Waage expresaron las condiciones del equilibrio químico, a una temperatura dada, en términos de las “masas activas” (masas por unidad de volumen o concentraciones), no en función de las masas como Berthollet. Afirmaron que las fuerzas químicas que dan lugar a la reacción son proporcionales al producto de las masas activas de los reactivos. El equilibrio resulta cuando se igualan las fuerzas ejercidas por las reacciones directa e inversa opuestas entre sí. Inicialmente en sus ecuaciones, estos autores representan fuerzas químicas y no velocidades de reacción, lo que resalta la influencia de la mecánica newtoniana en el origen del concepto de equilibrio químico (Lindauer, 1962). Aunque algunas diferencias se presentan respecto al equilibrio mecánico, por ejemplo: (a) las masas activas no son constantes como en la mecánica, sino que son variables, puesto que evolucionan con la reacción; además, (b) un sistema mecánico suele oscilar alrededor de un estado de equilibrio, en cambio un sistema químico no lo hace (Bensaude y Stengers, 1997).

También Le Chatelier tuvo como objetivo contribuir a consolidar a la química como una ciencia teórica, estatus que poseía la física, dado que en esa época la química era

considerada como una ciencia básicamente empírica. Para él, la mecánica representaba el paradigma fundamental y, en concordancia, la mecánica química debía abstraer las leyes de los cuerpos particulares, desde una perspectiva inductivista. De aquí que enunció su ley de los equilibrios químicos como un principio, en el mismo sentido que tiene este término en mecánica y termodinámica (Paty, 1985).

MODELO CENTRADO EN LAS VELOCIDADES

Se incluyen las investigaciones que hablan de velocidades de reacción, su igualdad en el equilibrio y la determinación cinética de la constante de equilibrio K .

Wilhelmy (1850) estudió la velocidad de inversión de la sacarosa en distintas concentraciones y concluyó que la velocidad con que disminuía la concentración de azúcar era directamente proporcional a su concentración en un momento dado cualquiera (Brock, 1998). El trabajo cuantitativo de Wilhelmy se destacó por matematizar una ley de velocidad con ecuaciones exponenciales. Su análisis teórico, que se apoyó no sólo en bases empíricas sino en suposiciones físicas, produjo un cambio en la forma de tratar los fenómenos químicos, considerado como un cambio de paradigma en química. Se basó en una visión corpuscular de la materia: la velocidad de reacción es proporcional al *número de partículas* que reaccionan en un momento dado (Justi y Gilbert, 1999).

En 1877, van't Hoff trató la cinética de la reacción de formación de ésteres, considerando al equilibrio como el balance entre dos reacciones opuestas e introdujo el símbolo K para la constante de equilibrio igual al cociente k'/k . Con lo que llegó a una simple ecuación de equilibrio para esa reacción: $(\text{H-C}_2\text{H}_3\text{O}_2) \cdot (\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}) / (\text{C}_2\text{H}_5\text{-C}_2\text{H}_3\text{O}_2) \cdot (\text{H}_2\text{O}) = 1/4$. Aunque esta idea estuvo latente en el trabajo de Guldberg y Waage de 1867, éstos avanzaron lentamente en su expresión matemática y recién en 1897 (dos años después de van't Hoff) publicaron esta expresión. Es por ello que existe una disputa acerca de la autoría de la ecuación de la ley de equilibrio tal como la concebimos actualmente. Van't Hoff, que recibió el primer premio Nobel en el área de la química en 1901, también introdujo la doble flecha aún utilizada para indicar la naturaleza dinámica del equilibrio.

El equilibrio químico fue interpretado utilizando colisiones moleculares por Pfaundler (1867), que se inspiró en la ley de Maxwell (1859) de distribución estadística de las velocidades moleculares de un gas. Sostuvo que a temperatura ordinaria una proporción muy pequeña de moléculas tienen energía marcadamente mayor que el promedio, pero esta proporción se incrementa rápidamente con la temperatura siguiendo una ley exponencial (como lo hace la velocidad de reacción) (Partington, 1964).

Adoptando las ideas de Clausius (1850, 1857), Pfaundler afirmó que moléculas idénticas pueden estar en un estado diferente de movimiento; dado que la energía cinética de las moléculas está alrededor de cierto valor medio, que está relacionado con la temperatura. De allí que, a una temperatura y presión constantes, algunas moléculas pueden descomponerse mientras otras se están formando por colisiones. Por ello, no todos los

choques son efectivos para producir la reacción de descomposición ni todos los choques son efectivos para producir la reacción de formación. Desde esta perspectiva, en el estado de equilibrio, el número de moléculas que se están descomponiendo en un cierto tiempo es igual al número de moléculas que se están formando (Van Driel, de Vos y Verloop, 1998).

Indiscutiblemente Pfaundler no tuvo contacto con el trabajo publicado tres años antes por Guldberg y Waage, basado en el vago concepto de fuerza química y, a diferencia de ellos, no apoyó sus ideas sobre experimentos ni ofreció fórmulas matemáticas; sin embargo, sus ideas tuvieron un carácter físico realista que lo sitúa como un pionero en describir a la reacción química entre moléculas como un fenómeno dinámico (Lund, 1968).

Guldberg y Waage en su último artículo de 1879, donde expresaron una síntesis de sus ideas, tuvieron en cuenta la cinética molecular y consideraciones energéticas. Afirmaron, por ejemplo, que las moléculas de un cierto compuesto tienen diferentes estados de energía y que solamente una fracción de ellas tiene un estado tal que una colisión puede iniciar una reacción, aunque la velocidad de reacción es proporcional no a esa fracción sino a las masas activas en sí mismas (Lund, 1965).

Originalmente la explicación *dinámica del equilibrio* se debe a los trabajos de Williamson, que realizó uno de los primeros estudios mecanicistas en química orgánica y de importancia para el futuro de la química física. En sus experimentos observó que las reacciones entre sustancias orgánicas no siempre se completaban; por ejemplo, en las reacciones de eterificación confirmó que siempre se obtenía como resultado final una mezcla de reactivos y productos y que se lograba un equilibrio, en el que la reacción ocurre simultáneamente en las dos direcciones. Expresó claramente, en 1850, la concepción dinámica del equilibrio químico como el balance entre dos reacciones opuestas que siguen ocurriendo aún en el estado de equilibrio. Williamson introdujo la idea del “átomo dinámico” que generalizó en 1851 con la cita: “en todo agregado de moléculas de cualquier compuesto tiene lugar un intercambio constante entre los elementos contenidos en ellas” (Brock, 1998). Aunque este concepto de equilibrio dinámico no logró una inmediata popularidad entre los químicos (Leicester, 1967).

La hipótesis cinética no considera al equilibrio como el estado en que las fuerzas se compensan sino como el estado en que las colisiones que producen reacción entre moléculas que determinan una reacción dada son tan numerosas en promedio como las colisiones que determinan la reacción inversa. Se habla de frecuencia de colisiones (de probabilidad) y de orden de reacción o número de moléculas que participan en una colisión. Se reemplaza el concepto fuerza por el de velocidad; aunque también coexisten ambos términos o, por ejemplo, se afirma que las fuerzas son proporcionales a las velocidades, como lo sostuvieron Guldberg y Waage (Lund, 1965).

MODELO CENTRADO EN LA ENERGÍA

Comprende a las ideas que incorporaron las técnicas matemáticas de la termodinámica al estudio de las reacciones químicas. Dentro de este modelo se consideran dos enfoques:

(a) A partir del primer principio: En su origen consideró que el calor desprendido en una reacción es una medida de la afinidad química (ideas de Berthelot o de Thomsen). Berthelot enunció su *principio del trabajo máximo*, en el que afirma que sólo las reacciones que desprenden calor son espontáneas. La fuerza química produce un trabajo y disminuye su potencial, análogo al fenómeno de caída de un cuerpo. El estado de equilibrio se logra cuando un sistema químico produce un trabajo máximo y alcanza un potencial energético mínimo (Lindauer, 1962).

Las ideas derivadas del primer principio de conservación de la energía, no permiten predecir qué transformaciones son posibles y cuáles no se producen.

(b) A partir del segundo principio: Clausius introduce en 1865, una nueva función termodinámica: *la entropía*, con lo que resultan descartadas las transformaciones espontáneas que conservan la energía pero hacen disminuir la entropía (Bensaude y Stengers, 1997).

El estado de equilibrio se logra cuando un sistema químico alcanza un potencial termodinámico (no energético) mínimo. Es decir, un sistema está en equilibrio cuando su energía libre (transformación a presión y temperatura constante) tiene el valor mínimo. En el estado de equilibrio termodinámico toda transformación espontánea que le afectase contravendría el segundo principio.

Van't Hoff reconoció que la segunda ley de la termodinámica impone ciertas restricciones en la naturaleza del proceso mediante el cual la cantidad máxima de trabajo puede ser obtenida: el proceso debe llevarse a cabo en forma reversible e isotérmicamente. Señaló que la ley de acción de masas es válida sólo a temperatura constante y también que la influencia de la temperatura en la constante de equilibrio puede determinarse partiendo del segundo principio de la termodinámica (Lindauer, 1962). A partir de esto, formuló la ecuación que describe la dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura, conocida ahora como ecuación de van't Hoff: $(d \ln K_c / dT)_P = \Delta U^\circ / RT^2$ (Laidler, 1984).

Aunque las primeras aplicaciones de la segunda ley de la termodinámica al equilibrio químico se atribuyen al trabajo de Horstmann (1873) y al de Pfaundler (1874), fue Gibbs (1870) quien concibió un enfoque más general para el equilibrio químico que el de van't Hoff, a partir de la energía libre. Esta función termodinámica es considerada como la más poderosa herramienta para resolver el problema de la afinidad química (Lund, 1965); dado que es el cambio en el valor de los potenciales termodinámicos (energía libre) el que decide si la reacción es espontánea, y no el calor liberado, como fue sugerido inicialmente por Lavoisier y Laplace o posteriormente por Thomsen y Berthelot.

Fue Horstmann, en 1877, que planteó la ecuación de equilibrio para la disociación térmica de un sólido en dos productos gaseosos, arribando desde argumentos termodinámicos a la ecuación $p_2^m p_3^n = d$, donde p_2 y p_3 son las presiones parciales de los productos gaseosos, m y n son los números de moles formados por mol de sólido y d es una función de la temperatura únicamente. Esta es aparentemente la primera expresión de ecuación de equilibrio donde los exponentes son iguales a los coeficientes de la ecuación química (Lund, 1965). En 1873 había afirmado, usando el segundo principio de la termodinámica, que en el estado de equilibrio químico la entropía del sistema estaba en un máximo (Van Driel y Gräber, 2002).

Van't Hoff comprobó en 1894 que la constante de equilibrio, la cual Guldberg y Waage habían encontrado a través de un enfoque cinético, podía derivarse de investigaciones termodinámicas, como la de Gibbs. En el equilibrio la suma de los productos de los potenciales químicos de cada especie por el coeficiente estequiométrico correspondiente debe ser igual a cero, lo que permitiría derivar la ley de acción de masas (Mierzecki, 1991). Gibbs demostró cómo las concentraciones de reactivos y productos en un estado de equilibrio estaban relacionadas a la temperatura y a los valores de cantidades energéticas del sistema (Van Driel y Gräber, 2002).

Cabe destacar que la termoquímica no emite hipótesis alguna acerca de la naturaleza de la fuerza que causa el enlace químico, al contrario de la estática química de Berthollet. Este modelo cae en el formalismo abstracto de la mecánica, con los conceptos de trabajo y energía (Bensaude y Stengers, 1997).

También es importante resaltar que durante la segunda mitad del siglo XIX persistía, especialmente entre los científicos “energistas”, gran escepticismo ante el atomismo, debido a que no existían pruebas físicas de su existencia, aunque existía cierto consenso en el uso de los átomos químicos como modelo heurístico. Dado que el átomo físico reivindicaba la naturaleza mecanicista última de todas las sustancias, muchos científicos instaron a la unión del átomo físico con el átomo químico a través de la teoría cinética de los gases expresada por Clausius. Otros más escépticos, como Ostwald, creían que la energía constituía una base más segura de razonamiento que los átomos materiales (Brock, 1998). En Francia, tanto Berthelot como Le Chatelier se opusieron activamente al atomismo, volcando su atención hacia la termodinámica. Le Chatelier es un energista, al igual que su colega Duhem, porque consideraban que la teoría física de los fenómenos químicos era, exclusivamente, la termodinámica (Paty, 1985).

ALGUNAS IMPLICACIONES DIDÁCTICAS

Según Matthews (1994) la historia y la filosofía de las ciencias puede aportar a la enseñanza de las ciencias en varios aspectos; entre ellos, para superar problemas prácticos de enseñanza en el aula y facilitar el aprendizaje.

Un problema práctico en la enseñanza del equilibrio químico es la toma de decisiones respecto a la secuencia o enfoque con que se presenta el tema. Se habla siempre de dos enfoques curriculares en la enseñanza del equilibrio químico: el enfoque basado en la cinética química y el basado en la termodinámica. El enfoque cinético es más tangible dado que brinda explicaciones macro y microscópicas sobre cómo se logra el equilibrio; en cambio, el enfoque termodinámico es más abstracto aunque conceptualmente más actualizado. En general, los libros de texto presentan una combinación de estos modelos del currículo (versiones simplificadas de modelos históricos). A continuación se abordará, en particular, la relación entre los modelos históricos desarrollados y los enfoques para la enseñanza del tema.

Los modelos históricos vistos interpretan al equilibrio químico desde las fuerzas, desde las velocidades o desde la energía. Las fuerzas, a su vez, se refieren a nivel macroscópico (como afinidad entre sustancias), y a nivel micro (fuerzas entre partículas). En el enfoque de las velocidades también se aprecian estos dos niveles, donde la explicación micro de las velocidades se interpreta desde el modelo de las colisiones. Finalmente, la energía es vista desde dos ángulos: calor y entropía. ¿Seguir esta secuencia de modelos puede constituir una secuencia adecuada para la enseñanza del equilibrio químico a nivel introductorio?

Niaz (1995) encontró que los estudiantes conceptualizan a las velocidades de reacción como fuerzas, en el mismo sentido que el usado en la evolución histórica del concepto de equilibrio químico y de las concepciones erróneas de los estudiantes sobre la tercera ley del movimiento de Newton. Niaz acepta la hipótesis que, la conceptualización de los estudiantes de las reacciones directa e inversa como fuerzas, es ontológicamente un paso hacia una más profunda conceptualización del equilibrio químico dinámico. Este autor, asumiendo el marco teórico de Lakatos (1970), especula afirmando que si cuando los científicos construyen modelos de complejidad creciente, recurren a transiciones epistémicas que incrementa el poder heurístico/explicativo; en forma similar, los estudiantes construirían una serie de modelos que evolucionan, a través de transiciones progresivas, y que los conducirían a una mayor comprensión conceptual.

En este sentido, podría sugerirse una secuencia didáctica que aborde los tres modelos históricos en el orden mencionado anteriormente. Esta propuesta comenzaría con revisar las imágenes que se tienen de un sistema en equilibrio químico, diferenciando equilibrio químico del físico, y discutiendo los distintos significados que se le da al término equilibrio, generalmente asociado con una igualdad de fuerzas. Continuaría con actividades que favorezcan la construcción del modelo cinético y de las colisiones, es decir un enfoque submicroscópico del cambio químico y de las velocidades de reacción, para, finalmente, arribar al modelo termodinámico. Esto permitiría al alumno construir una imagen del sistema químico con valor explicativo y predictivo, dado que el aspecto dinámico del equilibrio no puede abstraerse directamente del nivel macroscópico del fenómeno.

Como producto de una enseñanza expositiva con hincapié en ecuaciones, y ante la falta de contacto experimental con sistemas en equilibrio químico y de modelos microscópicos en la construcción del concepto de equilibrio químico, los alumnos recurren a razonamientos analógicos basados en sus experiencias previas. Así asocian el equilibrio químico con equilibrios mecánicos de igualación de pesos en una balanza, o equilibrios hidrostáticos entre recipientes, que los conducen a imágenes compartimentadas y estáticas del equilibrio químico, donde el equilibrio está asociado a una situación de igualdad, que les puede llevar a sostener que en el equilibrio químico las cantidades de reactivos y productos tienen que ser iguales. En conjunción con estas ideas, el peso puesto en la enseñanza en los aspectos simbólicos, como la ecuación química, puede llevarlos a la idea de una “igualdad estequiométrica” o composición estequiométrica del equilibrio (“en el equilibrio los reactivos y productos están presentes en cantidades iguales, o proporcionales, a sus coeficientes estequiométricos”). Es en este sentido, de revisar los significados cotidianos y físicos del término equilibrio y las imágenes asociadas a ellos, que se comenzaría con el modelo centrado en fuerzas.

La sugerencia anterior se basa en que, como se extrae de este trabajo, en el origen del concepto de equilibrio tuvo un rol importante el estudio de las velocidades de reacción y las explicaciones microscópicas del fenómeno. Y que, posteriormente (y también paralelamente) surgieron las explicaciones termodinámicas. Como ya se mencionó, el recurrir directamente al campo de la termodinámica se debió, en varios casos, a la desconfianza en la existencia de los átomos que manifestaban algunos científicos, como el caso de Ostwald, que en la búsqueda de la afinidad de las reacciones se apoyó en la termodinámica por considerarla un campo de mayor confianza al permitir realizar mediciones del calor desprendido.

El surgimiento de los enfoques cinético y termodinámico ha significado en la historia un cambio cualitativo, tal como se menciona en la Historia de la Química de Bensaude-Vincent y Stengers (1997, pág. 185):

“La hipótesis cinética es una hipótesis realista. Implica que las moléculas de los químicos sean reconocidas realmente como entidades discretas, susceptibles de movimiento, de colisiones, en pocas palabras, de comportamientos individuales... Y ofreciendo una alternativa intuitiva a la interpretación rival que, en la misma época, propone la termodinámica sobre el estado de equilibrio químico y la ley de acción de masas que define este estado, porque esta interpretación termodinámica tiene como concepto central la magnitud más abstracta que haya definido la física del siglo XIX: la entropía.”

La naturaleza termodinámica del equilibrio es la aceptada actualmente. El enfoque termodinámico permite explicar, por ejemplo, por qué las constantes de equilibrio son adimensionales y también, utilizando el concepto actividad, por qué no se incluyen sólidos y líquidos puros en la ecuación de K . Las críticas al enfoque cinético se basan en la determinación de la constante de equilibrio a partir de igualar las dos ecuaciones de velocidad de reacción directa e inversa. Esta crítica puede conducir a sugerir la supresión

total del enfoque cinético y a su reemplazo por fórmulas de la termodinámica; esto puede llevar a los alumnos a avanzar “a ciegas” sin una imagen del sistema. En lugar de ello, seguramente ocurrirá que los estudiantes construirán imágenes en sus mentes que, generalmente, no coincidirán con los objetivos deseados (por ejemplo sistemas mecánicos o derivados de la ecuación química). Por ello, es necesario ofrecer modelos alternativos conformados por proposiciones e imágenes adecuadas, como se sugiere con la progresión de los tres modelos históricos abordados, que lleven a revisar los modelos que se van formando en la mente de los estudiantes.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Bensaude-Vincent, B. y Stengers, I.** (1997). *Historia de la Química*. Addison-Wesley/Universidad Autónoma de Madrid, Madrid.
- Brock, W. H.** (1998). *Historia de la química*. Alianza, Madrid.
- Gilbert, J. K. y Boulter, C. J.** (2000). *Developing models in Science Education*. Kluwer, Dordrecht.
- Justi, R.** (2000). Teaching with historical models. In Gilbert, J. K. y Boulter, C. J. *Developing models in Science Education*. Kluwer, Dordrecht.
- Justi, R. y Gilbert, J. K.** (1999). History and philosophy of science through models: the case of chemical kinetics, *Science and Education*, 8, 287.
- Laidler, K. J.** (1984). The development of the Arrhenius equation. *J. Chem. Ed.*, 61(6).
- Leicester, H. M.** (1967). *Panorama histórico de la Química*. Alhambra, Madrid.
- Lindauer, M. W.** (1962). The evolution of the concept of chemical equilibrium from 1775 to 1923. *J. Chem. Ed.*, 39(8).
- Lund, E. W.** (1965). Guldberg y Waage and the law of mass action. *J. Chem. Ed.*, 42(10).
- Lund, E. W.** (1968). “Activated complex” – a centenarian? A tribute to Leopold Pfaundler. *J. Chem. Ed.*, 45(2).
- Matthews, M. R.** (1994). *Science teaching: The role of history and philosophy of science*. Routledge, London.
- Mierzecki, R.** (1991). *The historical development of chemical concepts*. Kluwer Academic Publishers, London.
- Niaz, M.** (1995). Chemical equilibrium and Newton's third Law of Motion: ontogeny /phylogeny revisited. *Interchange*, 26(1).
- Partington, J. R.** (1964). *A history of chemistry*. Volume four. Macmillan, London.
- Paty, M.** (1985). Le Chatelier y la ley de los equilibrios químicos. *Mundo Científico*, 5(49).
- Quílez, J.** (2002). Aproximación a los orígenes del concepto de equilibrio químico: algunas implicaciones didácticas. *Educación Química*, 13(2).
- Van Driel, J. H., De Vos, W. y Verloop, N.** (1998). Relating students' reasoning to the history of science: the case of chemical equilibrium. *Research in Science Education*, 28(2).
- Van Driel, J., Gräber, W.** (2002). Teaching and learning of chemical equilibrium. En J. K. Gilbert et al. (eds.) *Chemical Education: Towards Research-based Practice*. Kluwer, Netherlands.

De interés

EL PREMIO NOBEL DE QUÍMICA 2003

La Real Academia Sueca de Ciencias informó que el Premio Nobel de Química 2003 fue concedido a los científicos estadounidenses Peter Agre y Roderick MacKinnon. Al anunciar este premio, se mencionaron los trabajos de estos investigadores acerca de los canales en las membranas celulares, considerados “de gran importancia para la comprensión de muchas enfermedades”.

Peter Agre, de 54 años, trabaja en la Facultad de Medicina de la Universidad Johns Hopkins, en Baltimore, Maryland. Roderick MacKinnon, de 47 años, trabaja como profesor de neurobiología molecular y biofísica en el Instituto Médico Howard Hughes de la Universidad Rockefeller, en Nueva York.

Agre fue citado por su trabajo de 1988, cuando aisló una membrana proteínica que, aproximadamente un año después, descubrió que debía ser el muy buscado canal de transmisión de agua en las células. Agre pudo ponerle nombre a esta asombrosa estructura que sólo le franquea el acceso al agua y que, como tantas otras en la célula, es una proteína: la acuaporina o AQP. Este descubrimiento posibilitó una serie de estudios bioquímicos, fisiológicos y genéticos de los canales de agua en bacterias, plantas y mamíferos. Actualmente los investigadores pueden seguir con detalle una molécula de agua en su recorrido por la membrana celular y comprender por qué solamente el agua, y no otras moléculas pequeñas o iones pueden hacerlo.

Mackinnon fue reconocido por su trabajo al estudiar otro tipo de canal, el de los iones. En 1998 sorprendió a la comunidad científica cuando pudo determinar la estructura espacial de un canal para el potasio. Gracias a ello, se puede ahora seguir el flujo de iones por medio de canales que son abiertos o cerrados mediante diferentes señales celulares. La membrana celular es lipídica y las sales no se mezclan con los lípidos, por lo tanto no

pueden atravesarlas. Por eso, toda la comunicación celular tiene que hacerse a través de estos canales que tienen estructura proteica. La fantástica maquinaria molecular de los canales iónicos tiene un papel protagónico en el funcionamiento del sistema nervioso y de los músculos.

Con su trabajo, los premiados ofrecieron una visión fascinante de la ingeniería de la vida, en la que las células son como fortalezas celosamente guardadas por canales, esclusas y válvulas que sólo conceden permiso de entrada y salida de acuerdo con estrictos criterios de selección . “Estos descubrimientos, explica la Real Academia Sueca, permiten una comprensión muy detallada a nivel molecular de cómo, por ejemplo, los riñones recuperan agua de la orina, y cómo se generan y propagan las señales eléctricas de nuestras células nerviosas, un conocimiento de gran importancia para comprender muchas enfermedades renales, cardíacas y neurológicas”. Fallas en los canales iónicos, por ejemplo, conducen a perturbaciones del ritmo cardíaco, epilepsia y, en ciertos casos, a la muerte súbita en jóvenes deportistas. Los fármacos contra la hipertensión y la diabetes actúan, entre otras cosas, sobre algunos de estos canales.

Luz Lastres. Basado en noticias aparecidas en La Nación, 9-10-03 y publicaciones científicas varias

De interés

BIBLIOGRAFÍA COMENTADA

que puede ser de utilidad para docentes del área de las Ciencias Naturales (EGB3) y de Química (Polimodal y escuela secundaria)

Marta Bulwik

Lemke, J.L. *Aprender a hablar ciencia*. Paidós. Barcelona. 1997.

Se trata fundamentalmente de una obra sobre cómo se “habla” la ciencia, cómo se utiliza el lenguaje científico especializado. Este libro, aparte de analizar qué hacemos cuando *hablamos* ciencia en el aula, aborda también la educación científica en contextos sociales más amplios, que abarcan las actitudes, los valores y los intereses.

Petrucci, R. y otros. *Química General. Enlace químico y estructura de la materia*. Volumen I. Prentice Hall. 8va edición. 2002.

Petrucci, R. y otros. *Química General. Reactividad química. Compuestos inorgánicos y orgánicos*. Volumen II. Prentice Hall. 8va edición. 2002.

Muy buena presentación. Cuenta con apoyo en internet. Esquemas, fotos y dibujos pertinentes, variados y claros. Por ejemplo, se presenta, para una misma sustancia, diferentes modelos moleculares. Muy útil y completo como libro de consulta para un

docente. Adecuado como libro de estudio para alumnos de profesorado y/o materias básicas de la universidad. Para un mismo tema, ofrece problemas con diferentes grados de dificultad. Contiene problemas tipo resueltos y la respuesta a la mayor parte de los propuestos al final de cada capítulo. Tiene frecuentes relaciones entre aspectos teóricos y cotidianos de la química. Incluye variadas referencias biográficas e históricas. Supera a otros textos de Química General en cuanto a la amplitud de temas que aborda y a su actualidad científica y didáctica. Está muy mejorado respecto de ediciones anteriores.

Perales Palacios, F.J. y Cañal de León, P. *Didáctica de las Ciencias Experimentales*. Marfil. Alcoy, España. 2000.

Está escrito para profesores de los distintos niveles educativos y alumnos de profesorado. Esta obra pretende proporcionar una visión panorámica y al mismo tiempo sintética sobre una disciplina emergente como es la Didáctica de las ciencias experimentales. Está organizada en varios bloques que contienen capítulos escritos por diferentes autores. La Parte I corresponde a La didáctica de las ciencias: caracterización y fundamentos. La Parte II está integrada por capítulos que desarrollan diversos aspectos de El curriculum de ciencias experimentales. La Parte III se refiere a La práctica de la enseñanza de las ciencias. La parte IV a Ideas previas de los alumnos y construcción del conocimiento escolar sobre las ciencias experimentales. La Parte 5 se relaciona con La formación del profesorado en didáctica de las ciencias experimentales y, por último, la Parte VI se refiere a Áreas transversales y didáctica de las ciencias experimentales. Cuenta, finalmente, con una sección de Referencias bibliográficas. Cabe destacar que cada capítulo tiene una bibliografía específica comentada.

Sagan, C. *Cosmos* Editorial Planeta. Barcelona, 1998.

Se trata de una de las obras de divulgación más logradas que existen sobre los conocimientos que se tienen acerca de la estructura del universo. El autor, un destacado científico de la NASA recientemente desaparecido, hace accesibles temas que son muy complejos, tales como el ciclo de vida de las estrellas, la mecánica de los agujeros negros y las paradojas de la relatividad general. Una de las características más salientes de este texto es que integra diversas disciplinas: astronomía, física, química y biología. Abundan las referencias históricas, las pertinentes citas de artistas de todas las épocas y las hermosas ilustraciones. La temática científica es complementada con consideraciones de orden ético, como la escurridiza definición de la vida y los esfuerzos que deberíamos desarrollar para conservar nuestro medio ambiente. Esta obra resulta de interés para todo aquél que se interese en los misterios que plantea el mundo en el que vivimos, los estudiantes que desean ampliar conocimientos y los docentes que desean dar más información a sus alumnos.

Strarthern, P.. *El sueño de Mendeléiev, de la alquimia a la química*. Madrid, Siglo XXI de España Editores, S.A., 2000.

Un libro de historia de la Química a través de la historia de los elementos. El relato coloquial y amable, permite adentrarse en el desarrollo de esta ciencia desde la filosofía de Tales en el siglo VI aC hasta la configuración de la Tabla Periódica. Toma como eje la figura de Mendeleiev. Están presentes las prácticas alquímicas, el aporte de los árabes al desarrollo de la ciencia, la iatroquímica, el misterio de la teoría del flogisto, arribando a la sistematización de los elementos en un ordenamiento que explicita la estructura oculta de la

materia. Es un material muy adecuado para docentes de química de cualquier nivel, permite reconstruir la propia disciplina desde otra perspectiva.

Hojeando revistas

Empieza la recuperación del ozono

Durante una videoconferencia organizada por la Cámara Argentina del Aerosol para celebrar el día Internacional de Protección de la Capa de Ozono, el profesor Mario Molina, premio Nobel de Química 1995 por sus estudios en torno de este tema, se refirió a los últimos datos que reflejan la química atmosférica. Estos son algunos de sus comentarios.

“La forma en que se acordaron acciones para proteger la capa de ozono muestra que es posible revertir el proceso de deterioro ambiental. Las mediciones realizadas indican que el nivel de gases clorofluorocarbonados (CFC) en la atmósfera está descendiendo. Los CFC son gases que permanecen durante décadas en la atmósfera y cuya descomposición libera átomos de cloro. Cada uno de éstos destruye decenas de miles de moléculas de ozono. Pero nuestras mediciones indican que el Protocolo de Montreal está teniendo efecto. Los países desarrollados interrumpieron toda producción de CFC en 1995; sólo las naciones en desarrollo tienen más tiempo para eliminar su uso.

Ya empieza la recuperación de la capa de ozono. Pero no sólo tenemos que preocuparnos por el ozono, también tenemos que encontrar estrategias para resolver el problema de la calidad del aire y el del dióxido de carbono, principal responsable del efecto invernadero.”

La Nación, 17-9-2003

Hojeando revistas

Toxicidad de los ftalatos

Los ftalatos son utilizados en gran escala como plastificantes para el PVC, y se ha discutido mucho sobre la toxicidad de los mismos y la conveniencia de su sustitución. Hubo en repetidas oportunidades decisiones conflictivas al respecto.

En febrero de este año la U.S.Consumer Product Safety Commision permitió el uso del diisonilftalato (DINP) en la fabricación de juguetes para niños de hasta cinco años. La decisión se tomó en base a las conclusiones obtenidas como resultado de un estudio de una comisión que se designó con este fin. En el contacto del plástico con la boca durante un promedio de 1,9 minutos por día, la cantidad de DINP ingerida estaría muy por debajo del nivel permitido.

Sin embargo, en contraste con esta medida, una propuesta de la Unión Europea afirma que determinados grupos están expuestos a niveles inaceptables de ftalato de di(2-

etilhexilo) (DEHP). Se trata de niños en contacto con juguetes vinílicos, obreros en la industria que producen o emplean DEHP y pacientes con uso prolongado de hemodiálisis con dispositivos vinílicos que contienen DEHP.

También en febrero de 2003 el estado de California prohibió la venta y distribución de dispositivos médicos de plástico conteniendo DEHP, excepto cuando no existe alternativa aprobada por la FDA. El año pasado, la FDA propuso una restricción voluntaria de los dispositivos plastificados con DEHP de uso prolongado en niños recién nacidos y mujeres embarazadas.

Industria y Química, N° 345, agosto 2003

Hojeando revistas

El secreto de las momias

Un equipo de investigación alemán develó el misterio de cómo los antiguos egipcios momificaban a sus muertos, al usar un método científico complejo para rastrear hasta un extracto de cedro la sustancia que utilizaban para preservarlas.

Químicos de la Universidad de Tübingen y del Instituto Dörner, de Munich, reprodujeron un antiguo tratamiento sobre la base de madera de cedro y descubrieron que contenía un químico preservador llamado *guayacol*.

“La ciencia moderna finalmente encontró el secreto de por qué algunas momias pueden durar miles de años”, dijo Ulrich Weser, de la Universidad de Tübingen. Los hallazgos, publicados en la revista Nature, sorprendieron a los egiptólogos, que pensaban que el aceite embalsamador era extraído del enebro en vez del cedro. Pero el equipo investigador probó también los extractos de enebro, y determinó que no contenían el preservador guayacol.

El equipo extrajo el aceite de cedro utilizando un método mencionado por Plinio el Viejo, un enciclopedista romano que escribió acerca de un ungüento embalsamador llamado *cedrium*. “Pudimos demostrar la precisión de los escritos de Plinio con ciencia del siglo XXI” afirmó Weser. Fue crucial para la investigación del equipo el hallar material no utilizado que había sido colocado cerca de una momia excelentemente preservada, Saankh-kare, de 2500 años. Esto permitió realizar el análisis químico del material no afectado por el contacto con los tejidos.

Chris Slocombe, citado en
La Nación, 23-10-2003

