

Vanessa Kind

Más allá de las apariencias

Ideas previas de los estudiantes
sobre conceptos básicos de química



Facultad de Química

AULA XXI



Santillana

Título original:

Beyond Appearances. Students' Misconceptions about Basic Chemical Ideas.

1st. Edition.

Copyright © 2000 Royal Society of Chemistry, London

2nd. Edition.

Copyright © 2004 Vanessa Kind

Más allá de las apariencias.

Ideas previas de los estudiantes sobre conceptos básicos de química.

Aula XXI/Santillana/México

Dirección editorial: Antonio Moreno Paniagua

Traducción: Silvia Bello, José Antonio Chamizo, Gisela Hernández, Glinda Irazoque,

Elizabeth Nieto, Pilar Rius, Plinio Sosa, Luis Miguel Trejo, Seminario de
Investigación Educativa, Facultad de Química, UNAM.

Edición: Laura M. Valencia Escobar

Diseño de portada: Rocío Echávarri Rentería

D.R. © 2004 por Editorial Santillana, S. A. de C. V.

Av. Universidad 767, Col. Del Valle

03100, México, D. F.

Primera edición en español: septiembre de 2004

ISBN: 970-29-1232-6

Miembro de la Cámara Nacional de la

Industria Editorial Mexicana, Reg. Núm. 802

Impreso en México

Quedan rigurosamente prohibidas, sin la autorización escrita de los titulares del "Copyright", bajo las sanciones establecidas por las leyes, la reproducción total o parcial de esta obra por cualquier medio o procedimiento, comprendidos la reprografía y el tratamiento informático, y la distribución de ejemplares de ella mediante alquiler o préstamo público.

Presentación

Fiel a su encomienda, la colección AulaXXI/México pone a la disposición del magisterio la excelente obra de la doctora Vanessa Kind, *Más allá de las apariencias. Ideas previas de los estudiantes sobre conceptos básicos de química*. Es una obra especializada y, a la vez, para todo público.

En charlas con maestros de educación básica, en especial con los de secundaria, surgen con frecuencia problemas sobre su práctica docente. Escucho quejas acerca de las dificultades de enseñar matemáticas y ciencias, de los grados de complejidad, de las deficiencias de los alumnos que provienen de los ciclos anteriores, de su falta de motivación y de la ausencia de textos y materiales de apoyo que les auxilien en su tarea. Llegué a pensar que ése era un mal del sistema educativo mexicano y, quizá, de América Latina. El libro de Vanessa Kind sugiere que es un problema mayor, que es motivo de preocupación en los países avanzados, al grado de que la Real Sociedad de Química del Reino Unido —una de las agrupaciones científicas de mayor prestigio en el mundo— le encomendó a la autora que hiciera un estudio sobre los problemas para enseñar química.

El libro que el lector tiene ahora en sus manos es mucho más que un diagnóstico de los males; se enfoca a analizar las ideas previas que tienen los alumnos —y la mayoría de las personas, agrego— sobre los conceptos y fenómenos de esa ciencia. Por eso ofrece un conjunto de iniciativas para que los maestros de secundaria y bachillerato apoyen a sus estudiantes. No se debe tomar como un recetario o como un método infalible; sugiere nociones que la autora y otros de sus colegas han probado con éxito.

Aula XXI/México agradece a José Antonio Chamizo —y al equipo del que forma parte—, de nuestra Universidad Nacional Autónoma de México, que haya escogido a la colección como vehículo para que este libro alcance mayor difusión.

Hago votos por que docentes, expertos en diseño curricular, autores de libros de texto (no nada más de química) se apropien de algunas

ideas de la doctora Kind, para que avancemos en la comprensión de la ciencia y logremos una mejor educación de los alumnos de las escuelas de México.

Carlos Ornelas
Coyoacán, julio de 2004.

Índice

Presentación	7
Prefacio de la edición en español	15
Introducción	17
1. Estados de agregación de la materia	19
Un punto de vista ingenuo sobre la materia	19
Gases	20
Ideas ingenuas acerca de las propiedades de la materia	21
Implicaciones para la enseñanza	22
2. Ideas de los estudiantes sobre la naturaleza corpuscular de la materia	25
La materia está hecha de partículas discretas	26
Las partículas están en constante movimiento	27
El espacio entre las partículas está vacío	28
Existen “fuerzas” o “enlaces” entre las partículas	29
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	30
La materia es continua	30
El espacio entre las partículas está ocupado	31
Los “enlaces” o “fuerzas” explican cómo se mueven las partículas	31
La forma de las partículas puede cambiar	31
Sugerencias para mejorar la comprensión	32
Adelántese al problema	32
Haga visibles las partículas	32
Integre la idea de las partículas con otros temas	33
Use preguntas de diagnóstico	33
3. Ideas de los estudiantes sobre los cambios de estado	35
El comportamiento de los gases	35
¿Qué pasa cuando un gas se calienta?	35
¿Qué pasa cuando un gas se enfría?	36
Evaporación	37
...para niños pequeños	37
...para estudiantes de secundaria	38
Condensación	39

Fusión	40
Congelación	42
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	42
Los estudiantes no son consistentes en el uso de ideas corpusculares	42
Los cambios de estado son vistos como hechos aislados	42
La información de una sustancia no puede transferirse a otras	43
Ideas sobre la condensación	43
Ideas sobre la fusión y la congelación	43
Sugerencias para mejorar la comprensión	44
Proporcione una extensa variedad de sustancias	44
Ponga en duda el modelo de “las moléculas que se pueden romper”	44
Refuerce el uso del modelo corpuscular	45
Considere cómo presentar los cambios de estado como reversibles	45
4. Ideas de los estudiantes sobre las diferencias entre elementos, compuestos y mezclas	47
Establecimiento de las distinciones	47
Implicaciones para la enseñanza	50
5. Ideas de los estudiantes sobre procesos químicos	53
Introducción a las “reacciones químicas”	53
Reacción química	53
Después de todo ¿qué es una “reacción química”?	55
¿Qué es una sustancia?: entendimiento de la terminología química	57
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	59
El pensamiento del estudiante no se consolida	59
Razonar sobre las reacciones no involucra partículas	60
A menudo se piensa que los cambios de estado son reacciones químicas	60
El idioma de la química causa confusión	60
Sugerencias para mejorar la comprensión	61
Ayúdelos a reconocer que se forma una nueva sustancia	61
Extienda este razonamiento a otras reacciones	62
Muestre reacciones que involucren la generación de calor	63
Introduzca la idea de que las partículas se reorganizan cuando ocurren las reacciones químicas	63

6. Ideas de los estudiantes sobre procesos químicos específicos:	
reacciones en sistemas cerrados	65
Fósforo y oxígeno en un recipiente cerrado	65
Precipitación	67
Disolución	68
Disolución de una pastilla efervescente en agua	70
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	72
Masa y densidad son confusas	72
Los gases pueden preexistir o ser característicos de una reacción química	72
Sugerencias para mejorar la comprensión	72
Precipitación	73
Prepare soluciones	73
Disuelva una pastilla efervescente	74
7. Ideas de los estudiantes sobre procesos químicos en sistemas abiertos	75
El origen de la corrosión	75
La reacción entre cobre y oxígeno	77
Combustión de fibra de acero (o de hierro)	78
Combustión de una vela	79
Combustión de butano	81
Combustión de gasolina	82
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	85
El papel del oxígeno casi no se comprende	85
Los combustibles cambian de estado de agregación y no se queman	85
Los combustibles se destruyen cuando se queman o se cambian a otra cosa	85
Sugerencias para mejorar la comprensión	86
Emplee actividades para diagnosticar	86
Utilice modelos moleculares	86
Presente ideas comunes en forma explícita	86
Regrese a los aspectos básicos	87
8. Ideas de los estudiantes sobre ácidos, bases y neutralización	89
Ideas previas sobre ácidos, bases y neutralización	89
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	92
Los ácidos pueden quemar y comerse el material	92
Neutralización quiere decir una ruptura ácida	92
Una base-álcali inhibe las propiedades quemantes de un ácido	93

Los iones hidrógeno están presentes en los ácidos, pero los ácidos permanecen en forma molecular en solución	93
Sugerencias para mejorar la comprensión	94
Presente los ácidos y las bases al mismo tiempo	94
Muestre la diferencia entre “fuerte” y “débil” y diluido y concentrado	94
Introduzca la neutralización como una reacción que involucra un ácido y una base que reaccionan juntos	95
9. Dificultades de los estudiantes con la estequiometría	97
Una causa de dificultades: la definición de “mol”	97
Aptitudes matemáticas de los estudiantes	99
Razonamiento de los alumnos respecto de las masas reaccionantes	100
Sugerencias de los investigadores para el aprendizaje de los moles	100
Modelado de una reacción química	100
El uso de algoritmos	101
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	102
Los químicos no se ponen de acuerdo en la definición de mol	102
El mol se enseña como una idea matemática abstracta	102
Los estudiantes no tienen seguridad en la comprensión de los conceptos preliminares	102
El número de Avogadro no se puede “ver”	103
Sugerencias para mejorar la comprensión	103
Muestre a los estudiantes elementos cuya masa guarde una relación de números enteros	103
Muestre que la relación continúa siendo la misma, en forma independiente del número de átomos	104
Introduzca la masa en gramos que utilizan los químicos: pregunte acerca de los átomos presentes	104
Introduzca el número de Avogadro, refuerce la noción del tamaño atómico	104
Utilice “cartas con fórmulas” para reforzar las ideas	105
Introduzca las matemáticas más tarde	105
10. Ideas de los estudiantes sobre el enlace químico	107
El enlace covalente	107
El desarrollo de las ideas básicas	108
Avance en la comprensión	108
Dificultades asociadas	109

Enlaces iónicos	110
Los estudiantes encuentran que el enlace iónico es difícil de aprender, describir y explicar	110
Los compuestos iónicos forman moléculas discretas	112
Un “marco molecular” para los compuestos iónicos	113
Enlaces intermoleculares	114
Enlaces por “puente de hidrógeno”	114
Avance en el desarrollo de ideas básicas	115
Otros enlaces intermoleculares	116
Dificultades asociadas	117
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	118
Los compuestos con enlaces iónicos se comportan como moléculas sencillas	118
El elemento central (el primero) de una fórmula es el responsable de la formación de enlaces	118
Los átomos “quieren” formar enlaces	118
Sólo hay dos tipos de enlaces: covalentes e iónicos	119
Los enlaces covalentes son más débiles que los enlaces iónicos	119
Sugerencias para mejorar la comprensión	119
Explore la comprensión de los estudiantes sobre procesos sencillos	119
Utilice el conflicto cognoscitivo para mostrar por qué los elementos forman diferentes tipos de enlaces	120
Utilice la electrostática para explicar la formación de enlaces	121
Sea consistente en el empleo de la terminología de “enlace”	121
Dos cosas que deben evitarse	122
11. Ideas de los estudiantes sobre termodinámica	123
La energía se libera cuando se forman enlaces químicos	123
La energía se conserva en las reacciones químicas	125
La entropía aumenta hasta un máximo en las reacciones químicas	126
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	127
Los combustibles son “almacenes” de energía	127
La energía se puede crear y consumir	127
La energía se libera cuando se rompen enlaces químicos	127
Sugerencias para mejorar la comprensión	128
Mejore la comprensión de los estudiantes sobre la conservación de energía	128
Emplee un lenguaje consistente para referirse a los “sistemas combustible-oxígeno”	128

Introduzca el concepto de entropía en una etapa temprana	128
Utilice modelos moleculares para mejorar la comprensión del enlace químico	129
12. Ideas de los estudiantes sobre el equilibrio químico	133
Aspectos del aprendizaje del equilibrio químico	133
Un equilibrio “dinámico”	133
Una reacción en equilibrio implica dos reacciones separadas	134
Problemas con el principio de Le Chatelier	135
Cálculo y uso de constantes de equilibrio	136
Confusiones entre rapidez y equilibrio químico	137
Resumen de las principales dificultades para la enseñanza	138
El equilibrio es estático, no dinámico	138
Una reacción en equilibrio implica dos reacciones separadas	138
El principio de Le Chatelier se usa como si aplicara en todos los casos	138
Los conceptos de velocidad y equilibrio pueden confundirse	139
Sugerencias para mejorar la comprensión	139
Presente una mayor diversidad de reacciones a los estudiantes de 11 a 16 años de edad	139
Enseñe utilizando las leyes de equilibrio y las leyes de Van’t Hoff	139
Utilice evaluaciones diagnósticas para determinar la comprensión de los estudiantes	140
13. Reflexión final	143
Ir “Más allá de las apariencias”	143
Desarrollar una enseñanza de la química sólida y consistente para los cursos de secundaria y bachillerato	144
Desarrollo de habilidades matemáticas	145
Posibles investigaciones futuras	146
Bibliografía	147

Prefacio de la edición en español

A finales del año 2001 se instaló el Seminario de Investigación Educativa (SIE) de la Facultad de Química de la UNAM. Este seminario es un espacio colectivo de trabajo académico, cuyos integrantes buscamos enriquecer nuestra experiencia en el vasto campo de la educación y apoyar las actividades docentes en la Facultad de Química y en otras entidades de la misma Universidad.

En uno de nuestro seminarios discutimos sobre el texto de la doctora Vanessa Barker, *Beyond Appearances. Students' Misconceptions about Basic Chemical Ideas*, elaborado para la Royal Society of Chemistry de Londres y que, en el año 2000, presentaba el resumen de un amplio campo de investigación que ya había permeado en nuestro país: el relativo a las ideas previas de los estudiantes (Chamizo, J. A. et al., Libro para el maestro. Educación secundaria, SEP, México, 1994). Como algunos de nosotros habíamos participado además en una investigación sobre el tema, realizada en la UNAM, que concluyó en la página <http://ideasprevias.cinstrum.unam.mx:2048/nosparecióimportantetraducirel> libro de la doctora Barker para compartirlo ampliamente con los profesores de química y, mediante su análisis, mejorar el aprendizaje de nuestra disciplina. En la página citada, que apareció en el 2002, se discute el porqué de utilizar el término "ideas previas", que adoptamos en el presente texto, en lugar de "concepciones alternativas" o "errores conceptuales"; por ello se recomienda su revisión. Cuando por fin establecí contacto con la autora había cambiado su nombre de soltera por el

que ahora ostenta y me indicó su deseo de actualizar la obra original. Por tanto, esta versión en español presenta el nuevo material desarrollado por la autora (que aún no se publica en inglés).

Como podrán reconocer los lectores, en la obra se presenta una amplia lista de investigaciones relacionadas con el tema, la inmensa mayoría publicada en inglés. Sin menoscabo de lo anterior a continuación ofrezco una bibliografía mínima de publicaciones en español que permitirá complementar el presente texto.

Finalmente tengo que reconocer todo el apoyo que obtuvimos de Editorial Santillana para cristalizar la publicación de este libro. En particular quiero agradecer a Antonio Moreno y Laura M. Valencia.

José Antonio Chamizo

Coordinador del SIE

Ciudad de México, mayo de 2004.

Bibliografía mínima sobre ideas previas en español

Driver, R., A. Squires, P. Rushwoth y V. Wood-Robinson (2000). Dando sentido a la ciencia en secundaria. Investigaciones sobre las ideas de los niños, Biblioteca para la actualización del maestro, SEP-Visor, México.

_____, E. Guesne y A. Tiberghien (1989). Ideas científicas en la infancia y en la adolescencia, Morata, Madrid.

Furió-Mas, C. (1996). "Las concepciones alternativas del alumnado en ciencias: dos décadas de investigación. Resultados y tendencias", en Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales, 7, pp. 7-17.

Osborne R. y P. Freyberg (1998). El aprendizaje de las ciencias. Influencia de las ideas previas de los alumnos, Narcea, Madrid.

Rodríguez Moneo, M. (1999). Conocimiento previo y cambio conceptual, Aique, Buenos Aires.

Trinidad-Velasco R. y A. Garritz (2003). "Revisión de las concepciones alternativas de los estudiantes de secundaria sobre estructura de la materia", en Educación Química, 14, pp. 72-85.

Introducción

Más allá de las apariencias empezó porque la Real Sociedad de Química en Londres consideró que había necesidad de reunir las investigaciones sobre “los errores conceptuales” de los estudiantes en química. La primera edición en inglés se publicó en el año 2000 y continúa disponible en la página de Internet: <http://chemsoc.org.learnnet/miscon/htm>. En la obra se presentan revisiones de investigaciones sobre “los errores conceptuales” de los estudiantes en 11 áreas de química: estados de agregación de la materia; teoría corpuscular; cambios de estado; distinción entre elementos, compuestos y mezclas; cambios físicos y químicos; procesos químicos en sistemas abiertos y cerrados; ácidos, bases y neutralización; estequiometría; enlace químico; termodinámica y equilibrio químico.

En el lapso entre la primera edición y ésta, he tenido la oportunidad de pensar más y publicar ideas, muchas de las cuales he usado en el salón de clases, acerca de cómo pueden enfocarse “los errores conceptuales”. Esta nueva edición surge por la amable invitación de José Antonio Chamizo Guerrero, de la Universidad Nacional Autónoma de México, para traducir esta obra al español para su publicación en México. Han pasado cerca de cuatro años desde que la edición original se colocó en el sitio de la red, de manera que decidí actualizarla combinando trabajo sobre las estrategias de aprendizaje y las dificultades que conlleva. De aquí esta edición.

La premisa “Más allá de las apariencias” es que muchos estudiantes entre 11 y 18 años de edad tienen errores conceptuales en las áreas

básicas mencionadas en la medida en que batallan para comprender las ideas abstractas de la química. Los errores conceptuales más significativos se describen y se analizan y, donde es posible, se dan indicaciones acerca de sus orígenes.

Lograr que los estudiantes adquieran un entendimiento bueno y exacto de los conceptos químicos representa un reto significativo para los profesores. Si esto no se toma en serio, la química se mantendrá como un misterio para muchos. Por tanto, al final de la mayor parte de las secciones se incluyen actividades. Éstas tienen el propósito de proveer ideas para desarrollos futuros; la mayor parte han sido ensayadas y probadas en una cierta gama de contextos educativos.

En la Reflexión final se presentan sugerencias para trabajos futuros. Entre los puntos planteados está la necesidad de establecer un entendimiento de cómo los profesores enseñan para compartir qué funciona y desarrollar mejoras en nuestra práctica.

Vanessa Kind.

Estados de agregación de la materia

UN PUNTO DE VISTA INGENUO SOBRE LA MATERIA

“Hay más de tres clases de ‘materiales’...”

Las experiencias sensoriales directas conducen a los niños a un punto de vista ingenuo sobre la materia, dichas experiencias implican para ellos más de tres estados y, Hayes (1979) sugiere que es algo como esto:

“Hay diferentes clases de materiales, hierro, agua, madera, carne, rocas, arena, etcétera. Y éstas existen en diferentes clases de estados físicos: sólido, líquido, polvo, pasta, gelatina, lodo, “como papel” y otros más. Cada tipo de material tiene un estado normal: hierro, sólido, agua líquida, la arena es polvo, pero, a veces, esto puede cambiarse. Por ejemplo, muchos materiales se fundirán si se calientan bastante... y otros se quemarán. Cualquier líquido se congela si se enfría suficiente. Cualquier sólido puede ser pulverizado... No hay un camino obvio “estándar” para cambiar un polvo a sólido.

Algunos sólidos se descomponen, esto es, cambian lentamente a alguna otra sustancia (sin utilidad); o maduran, esto es, cambian ligeramente en otra sustancia (útil)...” (pp. 242-270).

Stave y Stachel (1985) examinaron las ideas que los niños entre cinco y 12 años de edad tienen de “sólido” y “líquido” y encontraron evidencia que apoya el punto de vista de Hayes. Los niños piensan que sustancias de metal y de madera son sólidos típicos. Para ellos, sustancias

que no son duras o rígidas no pueden ser sólidos, de manera que clasificar sustancias que no “encajan” con esta imagen, es difícil. Estos investigadores encontraron que 50 por ciento de los niños en edades entre 12 y 13 años clasifican a los sólidos no rígidos como pasta, esponja, arena y azúcar, separados de monedas, vidrio o gis. Esto sugiere que:

“Cuanto más fácil es cambiar la forma o el estado de un sólido es menos evidente que pueda incluirse en el grupo de sólidos” (p. 418).

El agua es el “líquido” estándar con el que se comparan los otros posibles líquidos. Los niños encuentran que polvos “vertibles” tienen propiedades de líquidos pero no producen una sensación de humedad, por tanto los clasifican de manera independiente. Piensan en el agua como el líquido típico. Estos investigadores también afirman que, en general, los niños clasifican líquidos nuevos con más facilidad que los sólidos, quizá debido a que los primeros varían menos en sus características físicas.

Hasta la edad cercana a 14 años, parece que los niños sólo confían en información sensorial cuando razonan acerca de la materia. En realidad no emplean ideas abstractas, tales como las que se refieren a las partículas para responder cuestiones relacionadas con las propiedades de la materia, de manera que persisten en pensar que las sustancias son continuas. Millar (1989) sugiere que los niños no necesitan el uso de ideas corpusculares porque su propia teoría de la materia ha trabajado perfectamente bien para ellos. Esto tiene implicaciones para promover cambios en las ideas de los estudiantes.

Gases

Los gases causan dificultades especiales para los niños puesto que aquellos comúnmente experimentados, como el aire, son invisibles. Stavoy (1988) sugiere que esta invisibilidad dificulta a los estudiantes formarse un concepto espontáneo de gas. Encuentra que es necesario dar instrucciones a los niños para que adquieran conocimiento acerca de las propiedades de los gases, mientras que en un trabajo anterior comenta que los niños aprenden de manera intuitiva sobre los sólidos y

los líquidos. En forma notable los gases también están ausentes de la afirmación de Hayes.

Séré (1986) investigó las ideas de los niños de 11 años de edad respecto de los gases antes de la enseñanza formal. Encontró que los niños asocian los gases con el uso y función de objetos, como los balones de fútbol, llantas y almohadillas de succión. Expresiones como “el aire caliente sube” (pero no “el aire frío se sumerge”) y el “aire está en todas partes” eran comunes. Con frecuencia el aire también se describía como si estuviera vivo, por ejemplo “el aire siempre quiere expandirse en todos lados”. Esas ideas pueden surgir de la experiencia en el hogar con corrientes de aire y vientos.

Ideas ingenuas acerca de las propiedades de la materia

“Los materiales pueden desaparecer pero su sabor y olor permanecen...”

Las ideas de los niños acerca del comportamiento de la materia fueron estudiadas por Piaget e Inhelder (1974). Ellos establecieron el punto de vista ingenuo de los niños como sigue:

- a. La materia no tiene un aspecto permanente. Cuando la materia desaparece de la vista (por ejemplo, cuando el azúcar se disuelve en agua) deja de existir.
- b. La materia tiene un ‘corazón material’ al cual están asociadas al azar varias propiedades que tienen existencia independiente. La materia puede ‘desaparecer’, mientras que sus propiedades (tales como la dulzura) pueden continuar existiendo completamente independientes de ella.
- c. El peso no es una propiedad intrínseca de la materia. La existencia de materia sin peso puede ser aceptada.
- d. Transformaciones físicas simples, “tales como una disolución, no se entienden como reversibles” (citado en Stavy, 1990a, p. 247).

Evidencias de investigaciones apoyan estos “postulados”. Por ejemplo, Russell y colaboradores (1989 y 1990) pidieron a niños de cinco a 11 años de edad que explicaran la disminución del nivel del agua en un

tanque grande después de un día soleado. Alrededor de 45 por ciento se enfocó en la permanencia del agua, sin ver la necesidad de explicar adónde se fue el agua faltante. Para esos niños, la materia simplemente ha dejado de existir (postulado a).

Stavy (1990a) estudió las habilidades de niños entre nueve y 15 años de edad para conservar el peso y la materia. Mostró a sus estudiantes cómo la propanona se evaporaba en un tubo cerrado. Cerca de 30 por ciento de niños de la muestra entre los nueve y los 10 años pensaron que la propanona desaparecía (postulado b). De igual forma, encontró que 30 por ciento del grupo entre 10 y 12 años pensó que el olor de la propanona permanecía, aunque la materia se hubiera desvanecido.

Prieto y colaboradores (1989) informan que 44 por ciento de los alumnos de 14 años de edad piensan que un soluto “desaparece” cuando se disuelve y que 23 por ciento de los mismos, dejan el evento “se disuelve” sin explicación. En el estudio de Stavy (1990a), un poco más de 40 por ciento de este grupo de edad pensó que la propanona se vuelve ingravida debido a que se ha hecho invisible (postulado c).

Para los jóvenes de 15 años de edad, Stavy (1990a) encontró que 65 por ciento ve la evaporación de la propanona como reversible, con un gran salto en la proporción de 25 a 60 por ciento, en la edad de 13 a 14 años, cuando se ha recibido enseñanza formal acerca de las ideas corpusculares (postulado d).

IMPLICACIONES PARA LA ENSEÑANZA

El impactodela“visióningenua”enlaenseñanzadelos estadosdeagregación de la materia.

La visión ingenua de la materia, descrita por Hayes, Piaget e Inhelder, puntualiza los tres hechos clave del razonamiento de los niños acerca de la materia, importantes para la enseñanza. Éstos son:

- i) Los niños no razonan de manera consistente —hacen uso del razonamiento sensorial en algunas ocasiones y del razonamiento lógico en otras—.

- ii) La experiencia sensorial domina en casos donde la materia no es visible. Esto conduce a que:
- iii) Muchos estudiantes de 15 años de edad y mayores continúen usando el razonamiento sensorial acerca de la materia a pesar de tener un pensamiento lógico avanzado en otras áreas, como matemáticas.

El estudio de Stavy (1990a) aporta evidencias que apoyan dichos puntos, informa que los niños razonan de forma diferente cuando la sustancia estudiada permanece visible. La propanona se evapora para formar un gas invisible, pero el yodo sólido produce vapores violeta que pueden ser vistos. Así como con el problema de la propanona, los niños explicaron qué es lo que pensaban que ocurría cuando el yodo sólido era colocado en un tubo cerrado y calentado para producir los vapores violetas. Esta vez, de 30 a 50 por ciento de niños entre nueve y 15 años de edad percibieron que el peso del material permanecía sin cambio, mientras que entre 70 y 90 por ciento pensó que la materia misma se conservaba. Esto contrasta con los números informados antes para la demostración de la propanona.

El trabajo de Stavy indica que entre 30 y 40 por ciento de los estudiantes de 15 años de edad que han recibido enseñanza sobre la teoría corpuscular, continúan usando ideas ingenuas al resolver problemas sobre partículas. El proyecto Aprendizaje de Ciencias de los Niños (CLIS, por sus siglas en inglés) (Brook, Briggs y Driver, 1984) encontró resultados similares. El punto de vista ingenuo de los niños acerca de la materia, adquirido durante la niñez, es suficientemente fuerte para ser abandonado e inhibe de manera consistente el pensamiento acerca de la materia. Entonces, aun cuando los niños puedan tener las aptitudes necesarias para contestar en forma correcta preguntas respecto de la materia que requieren pensamiento lógico y abstracto, su punto de vista ingenuo los conduce a ideas incorrectas.

Las implicaciones de la persistencia del punto de vista ingenuo de los estados de agregación de la materia son tan importantes como lo sugiere la discusión sobre su aprendizaje a partir de la teoría corpuscular de la materia. Las sugerencias de estrategias para mejorar el aprendizaje se darán al final del capítulo 2.

Ideas de los estudiantes sobre la naturaleza corpuscular de la materia

Este tema ha sido objeto de un gran número de investigaciones.¹ Los hallazgos de esos estudios conducen a que el punto de vista corpuscular de la materia está pobremente entendido al grado que 25 por ciento de los estudiantes de diferentes edades sólo usan ideas continuas de la materia en sus respuestas.

A continuación se presentan ideas previas de los niños sobre la naturaleza corpuscular de la materia que se agrupan alrededor de cuatro proposiciones:

- La materia está hecha de partículas discretas.
- Las partículas están en constante movimiento al azar.
- El espacio entre las partículas está vacío.
- Existen “fuerzas” o “enlaces” entre las partículas.

¹ Existen varios documentos que tratan de las ideas que tienen los estudiantes sobre la naturaleza corpuscular de la materia: Dow et al. (1978); Novick y Nussbaum (1978, 1981); Mitchell y Kellington (1982); Brook et al. (1984); Ben-zvi et al. (1986, 1987); Gabel y Samuel (1987); Holding (1987); Meheut y Chomat (1990); Sequeria y Leite (1990); Haidar y Abraham (1991); Pereira y Elisa (1991); Westbrook y Marek (1991); Scott (1992); Benson et al. (1993); Gabel (1993); y Lee et al. (1993).

LA MATERIA ESTÁ HECHA DE PARTÍCULAS DISCRETAS

La “idea ingenua” de los niños acerca de la materia se basa en el principio de “ver para creer”. Las partículas no pueden verse, de manera que éstas no necesitan existir en un modelo funcional para explicar el comportamiento de la materia. Novick y Nussbaum (1981) describen el problema de aprendizaje básico como lo que se requiere aprender para:

“... vencer las percepciones inmediatas que los conducen al punto de vista estático y continuo de la estructura de la materia. Ellos deben acomodar su punto de vista ‘ingenuo’ previo al mundo físico, de manera que incluya el nuevo modelo adoptado por los científicos. Internalizar el modelo, por tanto, requiere vencer dificultades cognoscitivas básicas de naturaleza tanto conceptual como de percepción” (p. 187).

Las evidencias indican que la enseñanza genera cambios rápidos en la manera de pensar de los niños. En su estudio de 1978, Novick y Nussbaum usaron entrevistas para probar el entendimiento que, después de la enseñanza, los niños de 13 a 14 años de edad tienen sobre los gases, y encontraron que cerca de 60 por ciento usaba de manera consistente las ideas corpusculares. Esta cifra aumentó a más de 90 por ciento en estudiantes mayores de 18 años. El proyecto CLIS, antes citado, que involucró a niños de 15 años de edad, informa que más de la mitad usó ideas corpusculares en respuesta a un gran número de preguntas que abarcaban los tres estados de agregación de la materia. Johnson (1998a) informa resultados de un estudio longitudinal basado en entrevistas en relación con el entendimiento de las ideas corpusculares en niños de 11 a 14 años de edad. Encontró que después de un lapso de dos años, la mayoría de los 33 alumnos estudiados cambiaron sus concepciones del modelo corpuscular de la materia, incluyendo aspectos científicamente precisos.

Los estudiantes que no usaron ideas corpusculares usan, en su lugar, propiedades macroscópicas. Por ejemplo, el estudio CLIS incluye esta respuesta a preguntas relacionadas con el cambio de temperatura de un bloque de hielo:

“En la medida en que la temperatura aumenta, a $-1\text{ }^{\circ}\text{C}$ el hielo se fundirá, causando que el bloque de hielo se haga más pequeño” (p. 57).

Y sobre la presión de las llantas de los coches durante un día:

“A lo largo de un día, las llantas de un coche empiezan a calentarse y esto causa presión” (p. 35).

Brook y colaboradores denominan a este tipo de respuestas de “bajo nivel macroscópico”, y son dadas por los niños que piensan en la materia como un continuo. Muchos de ellos, quienes perciben la materia como corpuscular, no renuncian del todo a su punto de vista ingenuo, de manera que asignan propiedades macroscópicas a las partículas:

“[las partículas pueden] cambiar su forma [sólido o líquido]; explotan, se que- man, se expanden, cambian de forma y color, o se encogen” (Happs, 1980, pp. 9-14).

Ideas similares fueron encontradas por Griffiths y Preston (1992), cuyos estudios en pequeña escala informan que cerca de 50 por ciento de estudiantes de 18 años de edad piensan que las moléculas de agua en estado de vapor son más grandes que en el hielo. Este tipo de explicaciones parece ser una etapa intermedia entre la apreciación completa de la naturaleza corpuscular de la materia y las ideas ingenuas. Aun cuando muchos estudiantes pueden desarrollar el punto de vista científico, mucha gente no puede moverse de esta etapa intermedia.

LAS PARTÍCULAS ESTÁN EN CONSTANTE MOVIMIENTO

Las evidencias indican que el movimiento al azar de las partículas en líquidos y gases es difícil de percibir. Por ejemplo, Westbrook y Marek (1991) llevaron a cabo un estudio que involucró a unos 100 estudiantes de bachillerato. Ninguno de ellos atribuyó la difusión de colorantes al movimiento al azar de las partículas.

Los estudiantes de 16 años de edad y mayores tal vez acepten que las partículas de los gases se distribuyen de manera uniforme en un recipiente (Novick y Nussbaum, 1981), pero cuando se les pregunta “¿por qué las partículas no se van al fondo?” sólo menos de la mitad piensa que las partículas estaban en constante movimiento.

EL ESPACIO ENTRE LAS PARTÍCULAS ESTÁ VACÍO

Novick y Nussbaum (1978, 1981) investigaron esta noción en estudiantes israelitas de 14 años de edad y en estadounidenses de 10 a 20 años. Estos autores demostraron que la noción de que existe espacio vacío entre las partículas les causa a los estudiantes considerables dificultades. Encontraron que 25 por ciento del grupo más joven sugirió que aun cuando las partículas en sí mismas eran entidades discretas, el espacio entre ellas estaba lleno, por ejemplo, con:

“Polvo y otras partículas; otros gases tales como oxígeno y nitrógeno; aire, mugre, gérmenes; tal vez un líquido; vapores desconocidos” (1978, p. 276).

o que no existía, por ejemplo:

“Las partículas están empaquetadas de forma muy cercana —no hay espacio entre ellas— o ningún lugar está vacío por completo” (p. 276).

Cerca de 40 por ciento de estudiantes mayores de 16 años de edad respondieron a la pregunta: ¿qué hay entre las partículas?: “vapor u oxígeno”; mientras que entre 10 y 15 por ciento dijo que estaba presente un “contaminante”. Estudiantes de ciencia universitarios también usaron este modelo de “espacio lleno” (Benson et al., 1993) entre quienes cerca de 33 por ciento:

“subestimaron seriamente la cantidad relativa de espacio entre las mismas partículas del gas” (p. 596).

Estudiantes de todas las edades encuentran difícil imaginar el espacio y de manera intuitiva lo "llenan" con algo. Puesto que ellos dependen de la información sensorial visible acerca de sólidos y líquidos para desarrollar su concepción ingenua de la materia, su dificultad para aceptar un modelo que proponga que hay "nada" en los espacios entre las partículas no es sorprendente.

EXISTEN "FUERZAS" O "ENLACES" ENTRE LAS PARTÍCULAS

Tal parece que los estudiantes usan la noción de fuerzas entre las partículas más que el movimiento constante para explicar el comportamiento de los gases. Novick y Nussbaum (1978) pidieron a estudiantes entre 13 y 14 años de edad que representaran con dibujos un frasco con aire parcialmente vacío. Una proporción significativa dibujó el aire alrededor de los lados del frasco, o como una masa en el fondo. Otros, que indicaron que el aire estaba compuesto de partículas pequeñas, mostraron las partículas en grupos ocupando solamente parte del frasco. Las explicaciones que dieron a esos dibujos incluyeron: "ellas pueden mantenerse en un lugar por fuerzas de atracción..." (p. 277). En su estudio de 1981 encontraron que cerca de 20 por ciento de jóvenes de 16 años de edad o mayores piensan que "las fuerzas de repulsión entre las partículas" evitan que caigan al fondo del frasco. Las ideas de fuerzas de atracción y repulsión implican partículas estáticas que confirman que es difícil "enlazar" el movimiento de las partículas en un gas. Las fuerzas de atracción parecen apoyar el modelo de "agruparse juntos", mientras que la noción de fuerzas de repulsión "explican" la distribución uniforme de las partículas. No hay evidencia que indique con seguridad cambios individuales de una idea a la otra en los estudiantes de 14 a 16 años de edad. Sin embargo, si se acepta que las partículas están distribuidas uniformemente, la noción de fuerzas de atracción es redundante, de manera que los estudiante usan en su lugar una nueva explicación, las fuerzas de repulsión. Las ideas no son necesariamente excluyentes.

Brook y colaboradores (1984) encontraron que una proporción significativa de estudiantes de 15 años de edad usan las fuerzas de

atracción entre las partículas de gas para explicar la presión del aire. Algunos estudiantes sugieren que la magnitud de las fuerzas depende de la temperatura. Otros, a la edad de 15 años, no piensan que existan fuerzas entre las partículas en el estado sólido (p. 74). El informe no indica si esos estudiantes también piensan que existen fuerzas entre las partículas del gas. Sin embargo, Engel Clough y Driver (1986) y Stavy (1988), entre otros, informan que los estudiantes no aplican las ideas de manera consistente a los problemas, de forma tal que el mismo estudiante puede imaginar que hay fuerzas presentes entre las partículas de los gases y no las hay entre las partículas de una sustancia en estado sólido.

El pensamiento de los estudiantes sobre las fuerzas de atracción y repulsión hace difícil aprender las ideas científicamente correctas acerca de cambios de estado y enlace químico, los cuales implican interacción entre las partículas.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

Hay cuatro ideas previas clave sobre la teoría corpuscular de la materia.

La materia es continua

Parece que sólo una pequeña parte de estudiantes de 16 años de edad emplean un modelo corpuscular desarrollado para explicar fenómenos físicos y químicos. El modelo continuo de la materia es tan poderoso que a pesar de la enseñanza formal la mayoría de los estudiantes sólo utilizan un modelo corpuscular primitivo, que conserva aspectos del punto de vista ingenuo. Por ejemplo, algunos de estos estudiantes piensan que el espacio entre las partículas no existe o está lleno, o que las partículas se expanden cuando se calientan. Otros, quienes comprenden que las partículas de gas están distribuidas uniformemente, lo explican sugiriendo que existen fuerzas de repulsión entre ellas, esto a su vez, implica que son estáticas. Una pequeña proporción de estudiantes no utilizan las ideas corpusculares en toda su extensión, pues sólo ofrecen respuestas de bajo nivel microscópico a preguntas que implican

comportamiento corpuscular; retienen su punto de vista ingenuo sobre la materia en forma más completa.

El espacio entre las partículas está ocupado

Novick y Nussbaum (1978) concluyen que:

“Los aspectos del modelo corpuscular menos asimilados por los alumnos en este estudio son aquellos que están en más disonancia con sus percepciones sensoriales sobre la estructura de la materia” (p. 280).

Las ideas más problemáticas son aquellas que no tienen evidencias sensoriales tales como la existencia de espacio vacío entre las partículas. Stavy (1990a) y Benson y colaboradores (1993) comentan que la evidencia visual puede ayudar a cambiar las ideas de los estudiantes porque sólo entonces se dan cuenta de lo inadecuado de su punto de vista ingenuo.

Los “enlaces” o “fuerzas” explican cómo se mueven las partículas

Los estudiantes pueden razonar que hay fuerzas de atracción presentes entre las partículas de un gas y que eso explica por qué las partículas se pueden agrupar para formar líquidos y/o sólidos. Un estudiante puede modificar este último razonamiento para explicar la distribución uniforme de las partículas de los gases en términos de fuerzas de repulsión. Por el contrario, piensa en fuerzas entre las partículas de los gases pero no entre las de los sólidos. Esas ideas pueden dificultar la comprensión del enlace químico.

La forma de las partículas puede cambiar

Los estudiantes atribuyen propiedades macroscópicas a las partículas. Por ejemplo, las partículas pueden explotar, quemarse, contraerse, expandirse o cambiar de forma. Este tipo de pensamiento primitivo inhibe el entendimiento de la naturaleza de la reacción química.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRESIÓN²

En el Reino Unido, la enseñanza formal acerca del modelo corpuscular se lleva a cabo con alumnos entre 11 y 14 años de edad. En general, las lecciones involucran una gran cantidad de ideas acerca de los materiales. La enseñanza debe permitir a los alumnos desarrollar y revisar sus ideas y expresarlas en un ambiente “seguro”.

Adelántese al problema

Sea honesto ya que la invisibilidad de las partículas a simple vista implica que nuestra mente “ve” los materiales como si fueran continuos. Explique que inclusive destacados científicos no entendían cómo eran las partículas hasta hace muy poco tiempo y que se tuvo que trabajar en la idea de los átomos por casi 2 000 años hasta que ésta fue aceptada a principios del siglo XIX.

Lo anterior implica que no podemos esperar que los niños y jóvenes cambien su manera de pensar de la noche a la mañana cuando a los científicos les tomó tanto tiempo hacerlo ellos mismos. Los jóvenes pueden aceptar la existencia de las partículas rápidamente, pero toma mucho tiempo asimilar sus implicaciones en la explicación del comportamiento de la materia.

Haga visibles las partículas

Proporcione a los estudiantes una idea del tamaño de las partículas, muéstrelas su “pequeñez” mediante diferentes imágenes, del microscopio, de objetos pequeños que normalmente no podemos ver a simple vista, por ejemplo, los detalles de insectos, bacterias, virus. Pregunte de qué están hechos. ¡Los átomos deben de ser más chicos que estos organismos! Introduzca la idea de un “atomoscopio” —microscopio especial que puede usarse para mirar los átomos—, o la idea que ellos tienen de

² Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Barker, 2001a.

“lentes moleculares” con los que se pudieran “ver” los átomos. ¿A qué se parecerían? Pídales que plasmen sus ideas en un dibujo. Entonces introduzca el concepto del microscopio de tunelaje (STM, por sus siglas en inglés) como un “atomoscopio” real. Muéstreles imágenes obtenidas con él. Después de que observen una hoja de metal cobrizo, pídale que imaginen los átomos que integran su estructura; dígales que imaginen la hoja estirada para cubrir una distancia de 50 km de principio a fin y que estimen el tamaño de los átomos en dicha hoja usando una pelota de fútbol, tenis o de golf como guía. ¡Cuando todos hayan realizado sus estimaciones, infórmeles que un átomo sería aproximadamente de 1 cm de diámetro, mucho menos de lo que cualquiera habría pensado!

Integre la idea de las partículas con otros temas

Con frecuencia la teoría de las partículas se enseña aislada. Esto no ayuda a los estudiantes a apreciar el comportamiento de las partículas en otras situaciones. Utilice la terminología de las partículas al hablar sobre reacciones químicas o cambios de estado, por ejemplo, “las partículas de sodio” y las “partículas de cloro”, en lugar de usar simplemente el nombre del elemento que se refiere a sustancias, por tanto, macroscópicas. Esto bastará de momento, y las diferencias entre átomos y moléculas se pueden abordar después. Apoye esto con modelos o imágenes de las partículas. Introduzca las ecuaciones simbólicas lo más pronto posible en lugar de utilizar ecuaciones expresadas con palabras que remiten a los materiales voluminosos y no a partículas.

Use preguntas de diagnóstico

Explore el pensamiento de los estudiantes por medio de situaciones que puedan explicar, como por ejemplo: “Si usted bombea aire en una llanta de bicicleta o en una pelota de fútbol, la masa ¿aumenta, disminuye o se queda igual?”. Los estudiantes deben seleccionar la respuesta que piensan es correcta. Entonces realice el experimento. Se requiere una balanza muy sensible para demostrar que la masa aumenta. Por lo regular, los estudiantes responderán que la masa se quedaría igual porque los gases “no tienen” masa. ¡Ellos se sorprenderán al ver que la

masa aumenta! Debe estar listo para ayudarles a ajustar su pensamiento estimulando la idea de que las partículas tienen masa.

Ejemplos como el anterior pueden introducirse para fomentar el pensamiento sobre el movimiento de las partículas. Pregunte qué pasaría con la presión dentro de una llanta o una pelota de fútbol colocada en el sol en un día caliente. Pregunte de nuevo si la masa aumentaría. Ahora no hay ningún cambio en la masa, porque no se ha agregado más gas, pero ambos objetos se han puesto más duros ¿por qué ocurrió este cambio? Pueden usarse preguntas y respuestas para llevar a los estudiantes a la idea de que la presión adentro ha aumentado y que esto obedece a que el movimiento de las partículas también ha aumentado.

Ideas de los estudiantes sobre los cambios de estado

La mala comprensión de los cuatro aspectos básicos de la teoría corpuscular afecta el entendimiento de los estudiantes sobre los cambios de estado. Las ideas de los alumnos acerca de este tema se han estudiado con amplitud.¹

EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

Así como muchos estudiantes de 18 años de edad no perciben el movimiento de las partículas, no debe sorprender que también encuentren muy difícil explicar de manera científica qué pasa cuando un gas se calienta o se enfría.

¿Qué pasa cuando un gas se calienta?

Con base en sus investigaciones Novick y Nussbaum (1981) informan que 40 por ciento de los estudiantes de 16 años de edad piensan que el incremento del movimiento de partículas es la principal consecuencia

¹ Entre las investigaciones realizadas en relación con las características de las ideas de los estudiantes sobre los cambios de estado se pueden mencionar: Anderson (1990); Bar y Travis (1991); Driver et al. (1994); Wandersee et al. (1994); y Garnett et al. (1995).

de calentar un gas. Otro 40 por ciento o más, sugiere que "las partículas son forzadas a separarse", mientras que el restante 20 por ciento utilizó la noción de fuerzas de repulsión. En el estudio CLIS (Brook et al., 1984) se informa sobre niveles similares de respuestas a la pregunta acerca de la presión del aire de una llanta de coche. Alrededor de 12 por ciento de estudiantes de 15 años de edad tienen ideas que sugieren que el incremento en las fuerzas entre las partículas causa un cambio en la presión de la llanta de coche durante un viaje. Séré (1982) estudió las ideas de alumnos entre 11 y 13 años de edad acerca de la presión del aire, y se dio cuenta de que los niños usan términos mecánicos como "fuerza" para describir efectos visuales. Brook y colaboradores también encontraron respuestas en las cuales se usaban conceptos como "partículas dilatadas" o que simplemente ocupaban mayor espacio.

¿Qué pasa cuando un gas se enfría?

Parece que a los estudiantes se les dificulta más entender que el movimiento de las partículas disminuye cuando un gas se enfría, que el aumento de su movimiento cuando éste se calienta. Recordemos que alrededor de 40 por ciento de los estudiantes de 16 años de edad pensaban que el aumento en el movimiento de partículas era el principal efecto que el calentamiento tiene en las partículas de gas. La pregunta inversa produjo respuestas correctas de menos de 30 por ciento de estudiantes entre 16 y 18 años de edad, y de sólo 20 por ciento de los universitarios (Novick y Nussbaum, 1981). Esta diferencia puede deberse a que se tienen disponibles menos ejemplos prácticos de enfriamiento de gases que ayuden a su comprensión. Cerca de 50 por ciento de estudiantes de diferentes edades dieron respuestas descriptivas a la pregunta referente al enfriamiento de los gases, incluyeron ideas como que las partículas eran capaces de "encogerse", "condensarse", "hundirse" o "calmarse".

Llevándolo a un extremo, el enfriamiento de gases permite la licuefacción. Novick y Nussbaum encontraron que los estudiantes pudieron representar esto gráficamente dibujando las partículas de aire acumuladas alrededor de las paredes o en el fondo de un vaso. Casi 70 por ciento de estudiantes entre 13 años de edad hasta los de nivel universitario realizaron esta clase de dibujo, lo que demuestra que sus ideas previas

acerca de la licuefacción estaban generalizadas. Con base en lo anterior Novick y Nissbaum (1981) establecieron que:

“...muchos estudiantes de bachillerato atribuyen la disminución del volumen de un gas al enfriarse no a la disminución del movimiento de partículas, sino al incremento de las fuerzas de atracción” (p. 192).

Evaporación

...para niños pequeños

Los niños más pequeños adquieren experiencias de la evaporación. Russell y colaboradores (1989) informan que los niños perciben que la evaporación ha ocurrido, pero centran su atención en los residuos de agua, diciendo que algo ha “desaparecido”. Cerca de una quinta parte de niños entre siete y nueve años de edad reconocen que el agua se ha ido, pero piensan y expresan que otra persona o el sol es responsable. También pueden pensar que el agua se absorbe dentro del recipiente cuando está hirviendo ante sus ojos (Beveridge, 1985), o que “se fue dentro del plato” como si se fuera cuando se evapora (Cosgrove y Osborne, 1981). Russell y Watt (1990) notaron que otros niños, más cercanos a las ideas de partículas, en la escuela primaria piensan que el agua se transforma en humedad, vapor o rocío (28 por ciento) mientras que un grupo más adelantado describe que el agua cambia a una forma imperceptible (17 por ciento), como vapor de agua o un “gas”, por ejemplo:

“pienso que el agua se ha partido en millones de pequeños micro bits y flotaron hacia arriba...” (p. 3).

Niños de mayor edad dan las mismas explicaciones, pero en diferentes proporciones, por ejemplo, casi 57 por ciento del grupo de niños de nueve a 11 años usan la idea de un agente externo.

Estas ideas indican que el pensar en la evaporación está ligado al entendimiento de la conservación de la materia. Al proponer o indicar que un agente externo ha removido el agua, los niños parecen conservar la idea de cantidad de materia, pero dan una explicación incompleta de por qué el agua desaparece. Ellos usan un razonamiento basado en

sus sentidos, y aplican lo que para ellos son explicaciones satisfactorias de un cambio que no se ve.

...para estudiantes de secundaria

Stavy (1990b) estudió de manera detallada la forma en que niños entre nueve y 15 años de edad abordan la relación entre la evaporación y la conservación de la materia, cuando ya se les ha enseñado la teoría corpuscular. Ella registró sus respuestas en dos temas (lo informó con anterioridad en 1990a). Los resultados de su investigación indican que 50 por ciento de los estudiantes de 15 años de edad, cuando responden, no conservan la cantidad de materia en la evaporación. Stavy indica que la confusión se debe a la enseñanza de los conceptos de densidad y peso. Los estudiantes dicen "el gas pesa menos que el líquido", entonces hay menos gas presente. De esta manera se explica la evaporación en términos de cambio de peso (incorrecto) en vez de cambio de densidad (correcto).

Osborne y Cosgrove, 1983 (ya lo habían informado en 1981), estudiaron estas ideas en alumnos de ocho a 17 años de edad de Nueva Zelanda. Se puso a hervir una olla eléctrica frente a los estudiantes de manera tal que pudieran ver las burbujas en el agua hirviendo. Y se les preguntó: "¿de qué están hechas las burbujas?". Las respuestas fueron diversas, que estaban hechas de calor, aire, oxígeno o hidrógeno y vapor. Más de 700 alumnos contestaron esta pregunta y se encontraron las mismas clases de respuestas. En las edades de 12 a 17 años variaron dentro de las siguientes proporciones:

De calor	30 a 10 por ciento.
De aire	30 a 20 por ciento.
De oxígeno e hidrógeno	25 a 40 por ciento.
De vapor	15 a 30 por ciento.

Los datos muestran que mientras que el número de alumnos que respondieron en forma correcta, vapor, se incrementa en las edades de 12 a 17 años, muchos de los de 17 años piensan que cuando el agua se calienta puede separarse en los elementos que la componen, o que el

calor es una sustancia por sí misma, o que el aire está contenido en el agua. Estos investigadores atribuyen esta diversidad de conceptos a la influencia de la enseñanza. A esta edad los estudiantes ya saben que la fórmula del agua es H_2O , así que imaginan que las moléculas del agua se rompen al calentarse.

Johnson (1998b) desarrolló un estudio longitudinal con alumnos de 11 a 14 años de edad; utilizó las preguntas de Cosgrove y Osborne para explorar su pensamiento acerca de los cambios de estado. Él considera que es importante alentar a los estudiantes a entender la ebullición del agua como un cambio de estado para desarrollar su idea de "gas" como una sustancia; y argumenta que la enseñanza del modelo corpuscular es fundamental para ayudar a los alumnos entre 11 y 14 años a aceptar que las burbujas en el agua hirviendo representan el cambio del agua al estado gaseoso. En su publicación posterior (1998c), establece que:

"...los estudiantes necesitan desarrollar y entender el estado gaseoso y ver al agua tanto como ella misma, como mezclada con el aire" (p. 708).

Kruger y Summers (1989) también usaron preguntas similares a las de Cosgrove y Osborne en su trabajo con maestros de escuelas primarias. Encontraron que éstos no usaban con frecuencia el modelo corpuscular para explicar el fenómeno de evaporación en términos macroscópicos. Esto se añade a la evidencia presentada antes que indica que la gente no cambia con facilidad sus ideas previas sobre las partículas y la materia, porque conservan sus preconcepciones de la infancia hasta la edad adulta.

Condensación

Osborne y Cosgrove (1983) presentan las ideas de los niños sobre la condensación. Ellos pusieron un "guisado" en vapor, lo dejaron hervir en una olla y preguntaron: "¿qué le pasa al guisado?". Muchos niños de 10 a 13 años de edad dijeron que el platillo estaba "sudando" o que simplemente estaba "mojado". Otros de la misma edad dijeron: "el vapor se convierte en agua", o "el hidrógeno y el oxígeno se mezclaron para formar agua". Cerca de una cuarta parte de los alumnos entrevistados en edades entre 13 y 17 años dieron una respuesta correcta.

Estos investigadores reunieron las cuatro explicaciones más importantes sobre el origen del agua que se condensa en la superficie exterior de una jarra de vidrio tapada que contenía hielo. Éstas son:

“El agua cruza a través del vidrio”, edades entre ocho y 15 años.

“El frío pasa a través del vidrio”, edades entre 12 y 17 años.

“La superficie fría y el aire seco (oxígeno e hidrógeno) reaccionan para formar agua”, edades entre 12 y 17 años.

“El agua en el aire se pega al vidrio”, edades entre 14 y 17 años.

La proporción de estudiantes de 16 a 17 años de edad que piensan que el frío o el agua traspasaron el vidrio fue muy pequeña, en cambio, alrededor de 30 por ciento de ellos tienen la idea de que los gases se combinan en la superficie para formar agua.

Los autores se percataron de que las respuestas correctas que usaban el modelo corpuscular eran excepciones, y que:

“...más ideas que tienen que ver con el movimiento de las partículas y sus choques parecen ser entendidas por los estudiantes mayores, pero al probar el sustento de estas ideas no se revelan explicaciones científicas en términos de fuerzas intermoleculares o de la pérdida de energía cinética” (p. 830).

La resistencia de las ideas previas sugiere que aun los estudiantes de 16 años de edad pueden tener dificultad para aplicar el modelo corpuscular a situaciones prácticas.

Fusión

Cosgrove y Osborne (1981) presentan tres ideas principales expresadas por estudiantes entre ocho y 17 años de edad, a los cuales se les mostró hielo fundiéndose en una cuchara. La respuesta de que el hielo “simplemente se derrite y se convierte en agua” fue muy común. Los alumnos

de 12 a 13 años de edad con frecuencia dijeron que el hielo “está arriba de su temperatura de fusión”, mientras que los de edades entre 14 y 17 años pensaron que “el calor hace que las partículas se muevan y se separen”. Un número pequeño de alumnos de 14 a 17 años de edad usó el modelo corpuscular.

Brook y colaboradores (1984) pidieron a estudiantes de 15 años de edad que explicaran qué pasaba con el hielo cuando se saca de un congelador a -10°C y se deja calentar a una temperatura de -1°C . Cerca de la mitad de las respuestas utilizaron el modelo corpuscular, pero utilizaron ideas previas en su aplicación. Ejemplos de estas respuestas incluyen:

“El bloque de hielo se enfría y las partículas comienzan a desprenderse unas de otras para formar gases” (p. 53).

“Las partículas empiezan a desprenderse unas de otras debido al incremento en la temperatura. Cuando se han desprendido cambian de la forma cristalina a la solución” (p. 53).

En la primera respuesta confunden la fusión con la evaporación, mientras que en la segunda se introduce la idea de disolución.

Otros estudiantes aplicaron sus ideas macroscópicas de que las partículas se expanden y se contraen, por ejemplo:

“A medida que la temperatura aumenta, las partículas entran en calor y comienzan a expandirse” (p. 56).

“Cuando un bloque de hielo se saca del congelador, el cambio brusco de temperatura hará que las partículas disminuyan de tamaño” (p. 57).

Otras explicaciones incluyeron que las partículas se derritieron o murieron. Sin embargo, la pregunta que se les planteó no pretendía probar en forma explícita las ideas sobre el cambio de estado, porque en la misma, la temperatura usada era inferior a los 0°C . Así, algunas de las ideas expresadas por los alumnos pudieron ser producidas por la confusión sobre qué se les preguntaba o porque interpretaron la pregunta como si el hielo pudiera derretirse.

Congelación

Las ideas de los niños acerca de la congelación no han sido investigadas con amplitud. Stavy (1990b) encontró que algunos niños de seis a 14 años de edad se han dado cuenta de que la fusión es reversible, pero subraya que:

“Es posible que los alumnos de estas edades no tengan una concepción general de la reversibilidad del proceso de fusión sino juzgan cada caso en forma específica” (p. 509).

En este caso, los estudiantes pueden pensar que el agua puede congelarse y luego fundirse para convertirse de nuevo en agua, pero esto no necesariamente lo aplican a otras sustancias. Stavy (1990b) menciona cómo las palabras “fundir” y “congelar” fueron aplicadas para una vela de cera y el agua. La reversibilidad del cambio de estado hielo-agua fue aceptada por casi todos los que respondieron; pero, la noción de que la vela se funde y se congela fue comprendida por 50 por ciento de los niños de 10 años de edad, y aumentó a 100 por ciento sólo en aquéllos de 16 años.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

Los estudiantes no son consistentes en el uso de ideas corpusculares

Los estudiantes no usan de manera consistente ideas sobre el modelo corpuscular para explicar los cambios, y si éstas son expresadas, con frecuencia son incorrectas. Los ejemplos incluyen el razonamiento de que las partículas pueden expandirse, contraerse o romperse y que son estáticas.

Los cambios de estado son vistos como hechos aislados

A los estudiantes se les dificulta entender la reversibilidad de los cambios de estado, y piensan que cada proceso es un hecho aislado. Sin embargo la fusión y la congelación no necesariamente pueden involu-

crar a la misma sustancia y, nosotros no los ayudamos al nombrar el agua en estado sólido como “hielo”, llamar el agua en estado líquido como “agua”, y al agua en estado gaseoso como “vapor”.

La información de una sustancia no puede transferirse a otras

En general, el agua se usa como ejemplo para la discusión de cambios de estado. A pesar de que los estudiantes tienen la capacidad de dar ideas científicamente correctas sobre el comportamiento del agua, no pueden aplicar el mismo razonamiento a otras sustancias. Esto demuestra que en lugar de que hayan aprendido y entendido los cambios de estado en forma general, sólo lo han aprendido para los cambios de estado del agua. No han aprendido lo fundamental, sino que dependen de un solo ejemplo.

Ideas sobre la condensación

Los estudiantes pueden desarrollar un modelo de cambio de estado que involucre moléculas que se rompen al hervir y se reacomodan al condensarse. Los de 12 a 15 años de edad pueden no saber de dónde provienen las sustancias condensadas, y dicen, por ejemplo, que “atraviesa el vidrio” o que “se han pegado al mismo”.

Ideas sobre la fusión y la congelación

En las investigaciones sobre el razonamiento de los estudiantes en relación con la fusión y la congelación, se emplea el hielo en forma generalizada. Alrededor de la mitad de los estudiantes de 15 años de edad piensan que las partículas del hielo se pueden encoger, expandir, disolver o fundir cuando se da el cambio a agua líquida. Los términos fundirse y disolverse, con frecuencia, se usan como sinónimos. Las ideas respecto de la congelación han sido menos estudiadas y tal parece que los alumnos de 16 años de edad desarrollan la idea de que congelar y fundir son “opuestas”. La idea de que la congelación debe ocurrir a temperaturas “frías” parece estar arraigada con firmeza en muchos estudiantes.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRENSIÓN²

Proporcione una extensa variedad de sustancias

Los estudiantes necesitan experimentar los cambios de estado con más de una sustancia. Promueva la investigación de los cambios de estado con sustancias de uso cotidiano, por ejemplo: mantequilla, margarina, chocolate, sopa de tomate. Estos ejemplos pueden ayudar a los estudiantes a entender que los puntos de congelación no necesariamente son “fríos” y que los de ebullición no siempre son “calientes”. Pueden hacer experimentos para encontrar las temperaturas de cambio entre los estados para diversas sustancias, representar estos datos en una sola gráfica y mostrar, de esta forma, la variación en los valores para el mismo cambio de estado.

Ponga en duda el modelo de “las moléculas que se pueden romper”

Se deben usar modelos moleculares mientras se discuten los cambios de estado. Se recomienda hervir agua frente a los estudiantes. Darle a cada uno un pedazo de papel. Pedirles que escriban lo que ellos piensan que hay en las burbujas cuando el agua hierve. Recopile las respuestas y ordénelas. Es muy probable que haya una variación. Pedir a unos cuantos estudiantes que expliquen su razonamiento. Unos pocos dirán “vapor”; entonces pregúnteles de qué está hecho el “vapor” —moléculas de agua—. Quizás, una parte de ellos sugerirá que de hidrógeno y oxígeno. Entonces, utilice un modelo molecular para el hielo que muestre los enlaces de hidrógeno entre las moléculas, para ilustrar que estos enlaces son los que se rompen durante los cambios de estado y no los que están dentro de las moléculas del agua. En general, los estudiantes que piensan que “las moléculas se rompen” cambiarán su razonamiento como resultado de estas actividades.

² Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Barker, 2001b.

Refuerce el uso del modelo corpuscular

Use imágenes visuales para explicar lo que sucede durante un cambio de estado. Comente lo que le pasa a las partículas —no hable de la masa de la sustancia—, pero sí refiérase a “partículas de mantequilla”, “partículas de chocolate” o “partículas de sopa de tomate”. Discuta por qué las temperaturas para la transición entre los estados difieren, relacione lo anterior con distintos tipos de partículas y, por tanto, para diferentes fuerzas de enlace intermolecular. Para dar consistencia y prevenir dificultades en el aprendizaje del enlace químico, es mejor usar el término “enlace intermolecular”, en vez de “atracciones” o “fuerzas que se atraen”.

Considere cómo presentar los cambios de estado como reversibles

Los estudiantes necesitan ver los ciclos de calentamiento y enfriamiento, de tal manera que puedan darse cuenta de que nada ha sido añadido o sustraído de la sustancia. Podrán pensar que los cambios han ocurrido debido a los cambios en la apariencia. Aunque se vuelva a solidificar la mantequilla, por ejemplo, ¡nunca se verá igual que antes de ser fundida! Usar el modelo corpuscular ayudará a los estudiantes a darse cuenta de que las partículas se han acomodado de forma diferente por lo que no se obtendrá un sólido con la misma apariencia.

Ideas de los estudiantes sobre las diferencias entre elementos, compuestos y mezclas

Las diferencias entre elementos, compuestos y mezclas constituyen la base para la comprensión de las reacciones químicas. Dos definiciones de “elemento” muestran que el modelo corpuscular está implícito al hacer la distinción:

“Una sustancia pura no puede ser separada en otra sustancia pura” (Freemantle, 1987, p. 123).

“Un elemento es una sustancia que contiene sólo una clase de átomos” (Atkins, 1989, p. 8).

Para entender el postulado de Freemante: “no puede ser separada”, los estudiantes deben entender que la materia consta de pequeñas partículas que se combinan. Para comprender la definición de Atkins los estudiantes deben saber el significado de “átomo”. Este tema ha recibido relativamente poca atención de los investigadores; sin embargo, Ben-zvi et al. (1986), Briggs y Holding (1986) y Barker (1995) estudiaron el pensamiento de los alumnos respecto de estas ideas.

ESTABLECIMIENTO DE LAS DISTINCIONES

Briggs y Holding (1986) exploraron cómo los estudiantes de 15 años de edad aplican el modelo corpuscular para establecer diferencias entre

elementos, compuestos y mezclas. Estos autores usaron puntos de colores para representar diferentes átomos en diagramas de una mezcla de dos elementos, de un compuesto y de un solo elemento. Cerca de 30 por ciento de los estudiantes seleccionaron los tres en forma correcta. Varios estudiantes no pudieron “distinguir entre representaciones de partículas de compuestos y elementos” (p. 43), pensaron que la imagen de un solo compuesto, la cual mostraba dos puntos de diferente color unidos como moléculas, representaba un elemento (siete por ciento) o una mezcla (39 por ciento). Con base en lo anterior, Briggs y Holding establecen que:

“...cerca de la mitad de los estudiantes consideraron cualquier diagrama que contuviera diferentes símbolos para los átomos, en la posición que fuera, como una representación de una mezcla” (p. 48).

Las entrevistas mostraron que los estudiantes parecen entender la naturaleza macroscópica de un elemento, pero no usaron el modelo corpuscular, al decir, por ejemplo, que un elemento era:

“...una sustancia simple...”

“...una forma de una sustancia química...” (pp. 50-51).

Estas respuestas indican el razonamiento de que todas las partes son iguales y que un elemento es “puro”. Otras respuestas muestran una confusión considerable acerca de las partículas presentes en un elemento, por ejemplo:

“Un elemento es una clase especial de una sustancia química... y todas las moléculas y átomos de una misma sustancia...” (p. 50).

“...[un elemento] es una parte de un átomo, algo que hace a un átomo... éstos pueden estar unidos por muchos de éstos, un elemento sólo es una parte de un átomo” (p. 50).

Ben-zvi y colaboradores (1986) encontraron que casi la mitad de los estudiantes de 15 años de edad atribuían la mayor parte de las propiedades físicas del cobre a los átomos del propio elemento, de tal manera

que hacían del átomo una versión microscópica del elemento. Sobre el particular Briggs y Holding (1986) establecieron que:

“...el total rechazo de los estudiantes para utilizar las ideas sobre el modelo corpuscular al hablar de elementos, compuestos y mezclas puede incrementar o dar como resultado un vacío en su pensamiento. Si los puentes entre los niveles macroscópicos y corpusculares, no están bien contruidos, los estudiantes no estarán listos para transitar libremente de uno a otro lado a menos que estén presentes guías más fuertes” (p. 57).

Barker (1995) llevó a cabo un estudio longitudinal de la comprensión de un conjunto de ideas básicas de química entre 250 estudiantes de 16 a 18 años de edad que, en el Reino Unido, tomaban el curso de química llamado nivel Avanzado (A) que se ofrece a los estudiantes mayores de 16 años de edad.* Encontró que casi todos los alumnos que empezaban dichos cursos pudieron distinguir de manera correcta los diagramas de Briggs y Holding.

Briggs y Holding (1986) exploraron las diferencias acerca de elementos, compuestos y mezclas que hicieron los estudiantes de 15 años de edad cuando se les pidió que identificaran un elemento de una lista de cuatro sustancias, cada uno descrito con terminología química básica. Sólo 21 por ciento de los alumnos usaron de manera explícita el modelo corpuscular al escoger su opción. Otras respuestas incluyeron:

“Yo pienso que es porque los elementos no pueden separarse en nada excepto por cromatografía...” (p. 19).

“...un elemento puede ser separado en dos o más sustancias...” (p. 20).

Tal parece que estos estudiantes recuerdan la definición de Atkins de manera confusa. Algunas respuestas sugieren que un elemento se quema para obtener un gas, o “casi todos los elementos necesitan oxígeno para estar vivos” (p. 21).

En el mismo estudio, los alumnos consideraron que una sustancia era un elemento, basándose en los resultados específicos de las “pruebas”.

* En México identificamos estos cursos con los de bachillerato (N. de T.).

Algunas respuestas incorporaron características físicas en una definición de “elemento”, por ejemplo:

“...ningún elemento puede tener un punto de fusión arriba de 200 °C y disolverse en agua para dar una solución incolora” (p. 31).

Otros estudiantes confundieron “elemento” con características químicas o reacciones químicas. El estudio de Barker (1995) reveló que alrededor de tres por ciento de estudiantes de 16 años de edad que empezaban los cursos de química de bachillerato, pueden hacer pruebas generales para determinar si una sustancia es un “elemento” o un “compuesto”; cifra que se incrementó a 17 por ciento al finalizar el curso. La autora informa que cerca de 43 por ciento de los alumnos pueden definir en forma correcta “elemento” y “compuesto” al principio de dicho curso, cifra que quedó igual hasta el final del mismo.

Gabel y Samuel (1987), con consternación, indican que:

“Aun después de pasar por un curso de química, los estudiantes no pueden distinguir entre algunos de los conceptos fundamentales en los cuales se basa toda la química como sólidos, líquidos y gases; mezclas y compuestos en términos del modelo corpuscular” (p. 697).

IMPLICACIONES PARA LA ENSEÑANZA

Tal vez, los estudiantes de bachillerato mayores de 16 años de edad que eligieron seguir cursos de química tienen pocas dificultades para hacer distinciones entre elementos, compuestos y mezclas cuando se presentan con diagramas de partículas. Esto indica que lo opuesto también puede ser cierto, que los estudiantes “no químicos” pueden encontrar problemático hacer estas distinciones; entonces, este aspecto fundamental de la química permanece como un misterio.

Estos datos tienen implicaciones relevantes para la enseñanza. El entendimiento de los estudiantes de las diferencias entre elementos, compuestos y mezclas en términos de partículas es pobre. Por tanto, no es sorprendente que a los alumnos se les haga “difícil” la química,

debido a que no entienden un principio básico que aporta el fundamento para un estudio más detallado.

Para ayudar a los estudiantes, se sugieren actividades al final del siguiente capítulo.

Ideas de los estudiantes sobre procesos químicos

INTRODUCCIÓN A LAS “REACCIONES QUÍMICAS”

Unido a la dificultad en la distinción entre elementos, compuestos y mezclas aparece el entendimiento del cambio químico. Para los propósitos de este análisis, un cambio químico ocurre cuando átomos (o iones) son reacomodados como reactivos para formar nuevas sustancias. Con frecuencia, los cambios químicos van acompañados por alteraciones en la apariencia física o el color, la producción de gas, luz, calor o enfriamiento.

Reacción química

Los estudiantes experimentan dificultades para reconocer cuándo ocurre una reacción química. Muchos no distinguen de manera consistente entre un cambio químico y un cambio de estado, al cual los expertos llaman un “cambio físico”. Diversos estudios muestran evidencia de este hecho. Por ejemplo, Ahtee y Varjola (1998) exploraron qué significa la definición de “reacción química” para jóvenes de 13 a 20 años de edad. Preguntaron a los estudiantes qué clase de cosas indicarían que ha ocurrido una reacción química. Estos investigadores encontraron que alrededor de una quinta parte de los jóvenes en edades entre 13 y 14 años, y los de 17 a 18 años, pensaban que la disolución y un cambio de estado son reacciones químicas. Sólo 14 por ciento de los 137 estu-

diantes universitarios que formaban parte de la muestra pudieron explicar qué ocurría realmente en una reacción química.

La idea de los estudiantes acerca de la evidencia de que hubo una reacción química fue probada por Briggs y Holding (1986). Presentan respuestas de jóvenes de 15 años de edad a la pregunta sobre una sustancia química que pierde masa, aumenta su volumen y cambia de color al calentarla. Se les preguntó si ellos estaban de acuerdo en que había ocurrido un cambio químico. Cerca de 18 por ciento estuvo de acuerdo y comentó, por ejemplo:

“La sustancia cambia de color, masa y estado, por tanto, parece ser obvio que ha tenido lugar un cambio químico” (p. 639).

Alrededor de 23 por ciento ofreció otras respuestas, como:

“... La masa se ha fundido y ha llenado [...] el tubo [...] pero los gramos han disminuido. La sustancia se ha fundido, por tanto, la masa [...] ha crecido” (p. 63).

“El color cambió. Se disolvió” (p. 64).

Estas explicaciones utilizan los términos “fundir” y “disolver”, lo que sugiere confusión con cambios de estado.

Shollum (1981a) informa respecto de una confusión similar entre cambio de estado y cambio químico. Encontró que alrededor de 70 por ciento de los jóvenes de 14 años de edad y más de 50 por ciento de los de 16 años piensan que diluir un jugo de fruta concentrado añadiendo agua es un cambio químico. También encontró que 48 por ciento de los de 14 años y 55 por ciento de los de 16 años, pensaban que disolver azúcar era un cambio químico. Al definir los términos “cambio físico” y “cambio químico”, tres estudiantes describieron un cambio físico como:

“Cuando algo cambia su forma respecto de lo que era antes”.

“Uno en el que una reacción no rompe los compuestos”.

“Cambio de propiedades... Puede fácilmente revertirse a su forma original” (p. 20).

Los mismos estudiantes definieron un cambio químico como:

“...cuando la forma molecular se cambia por hacer algo, por ejemplo, al añadir o quitar agua”.

“Uno en el que los compuestos se rompen para formar nuevos compuestos”.

“Cambiar a una forma o estado diferente. No es fácil de revertir” (p. 20).

Al aplicar estas definiciones, el primer estudiante clasificaría disolver como un cambio químico ya que implica agregar agua. El segundo distingue los cambios con base en si los compuestos se rompen o no, mientras que el tercero se concentra en cambios de “forma”. Los tres pensaron que disolver azúcar en agua es un cambio químico.

Después de todo ¿qué es una “reacción química”?

¿Qué debe considerarse un cambio químico o físico? Gensler (1970) descartó la idea de que las dificultades de los estudiantes son artificiales, dice que los profesionales de la química están equivocados. Discrepó con la idea de que los cambios de fase tradicionales del agua fueran pensados como cambios “físicos” estándar “porque el agua no cambia”, dice que:

“Por experiencia de primera mano, todo el mundo sabe que, de hecho, el hielo no es agua; afirmar lo contrario sería una falsedad” (p. 154).

Continúa diciendo:

“Una descripción detallada de los procesos... con seguridad es mejor cuando se hace en términos de cambios en los enlaces ‘químicos’ intermoleculares” (p. 155).

Disolver azúcar o sal y recristalizarlos de la solución es una práctica común en secundaria (alumnos entre 11 y 14 años de edad). Gensler

comenta que esto no puede verdaderamente llamarse “cambio físico”, porque se requiere un acto de “fe ciega” por parte del aprendiz para creer que el soluto recristalizado es idéntico al material inicial. Los enlaces intermoleculares en el soluto difieren del original y el sólido puede estar hidratado. Con base en esto, dice que:

“..en una disciplina donde el experimento es supremo, al novato se le pide desconfiar y rechazar sus propios resultados experimentales y darle fe a la autoridad” (p. 154).

Por tanto, Gensler sugiere que la información sensorial del estudiante entra en conflicto con lo que se le enseña, y genera confusión. Para un alumno, el azúcar recristalizada no es el mismo material que se usó originalmente, y de acuerdo con la definición del maestro, debe haber ocurrido un cambio químico.

La redefinición de “cambio químico” puede servir. Strong (1970) comenta que un cambio químico puede definirse por las cuatro características siguientes:

1. Identidad del producto determinado por la identidad de los materiales iniciales.
2. La mezcla de los materiales iniciales es esencial cuando más de un reactivo está involucrado.
3. Discontinuidad entre las propiedades de los materiales iniciales y el producto final.
4. Invariancia de las propiedades del producto cuando la temperatura, la presión y la composición inicial son variadas” (p. 689).

Estos criterios podrían estar relacionados con características sensoriales que pueden ayudar a los estudiantes a desarrollar una comprensión de los cambios que realmente ocurren a escala microscópica.

Gensler tiene un señalamiento que sería valioso considerar. Habría que cuestionar la capacidad de los estudiantes jóvenes —que descansa sobre todo en la evidencia sensorial— para distinguir estos dos tipos de cambio, ya que su modelo corpuscular para la materia es bastante pobre. Ahtee y Varjola (1998) comentan que:

“Sólo hasta que el concepto de átomo se introduce, la diferencia entre cambio químico y físico se hace obvia” (p. 314-315).

Ellos sugieren que para ayudar a los alumnos a formular una idea clara de “reacción química”, debe presentarse un conjunto de fenómenos dentro de un enfoque que estimule la observación, el cuestionamiento y la argumentación. Los autores también sugieren que la descripción atómica no sea “dada tan pronto” (p. 315), sino en vez de eso, esperar hasta que los estudiantes perciban la necesidad de una explicación general en términos distintos de los que ellos manejan.

¿Qué es una sustancia?: entendimiento de la terminología química

La química como todas las ciencias tiene un vocabulario distintivo con significados muy específicos. Una buena parte de la enseñanza y el aprendizaje de la química consiste en incorporar este lenguaje en forma tal que ayude a los alumnos a desarrollar la comprensión de los conceptos químicos. Existe evidencia que sugiere que las dificultades pueden aparecer porque los maestros no son conscientes de los significados y problemas que los principiantes tienen con estos términos, lo que empobrece el aprendizaje de los conceptos químicos que representan.

A fin de ayudar a los docentes, Loeffler (1989) propone una estrategia para enseñar los términos “elemento”, “compuesto” y “mezcla” a los estudiantes que están inmersos en el proceso de aprendizaje de las diferencias entre los mundos macroscópico y microscópico. Reconoce que, desde el punto de vista de la química, es incorrecto pensar en partículas que se comportan individualmente como grandes trozos de sustancia. Por tanto, evita usar la palabra “elemento” y la sustituye por “sustancia”. Ésta puede usarse para describir propiedades macroscópicas de cualquier material químico normalmente llamado elemento, compuesto o mezcla. Emplea la expresión “especie química” para describir las partículas presentes. Así, por ejemplo, “agua” comprende la especie “moléculas de agua”. Las propiedades de la sustancia se enseñan de manera muy específica como propiedades macroscópicas sin mencionar partículas. Esto puede ayudar a los alumnos a aprender sobre las propiedades sin asociarlas con las partículas presentes.

Loeffler sugiere usar términos separados y luego integrarlos de manera gradual haciendo los nombres de las sustancias más precisos, por ejemplo:

“Na, sodio atómico... O₂ oxígeno molecular... S, azufre elemental” (p. 929).

Aunque es una buena idea, ya que es de vital importancia establecer la distinción macro-microscópico, parece problemático describir el azufre como “elemental” en contraste con el sodio y el oxígeno que también son elementos químicos. La estrategia añade un significado extra a “elemento” más allá del punto de vista de los químicos tradicionales, lo cual puede causar confusión más tarde.

Vogelezang (1987) también piensa que la noción de sustancia deberá enseñarse antes de aprender acerca de átomos y moléculas porque se relaciona en forma más cercana con las experiencias de los estudiantes. Como éstos tienden a pensar en la materia como continua, el término “sustancia” se acerca más a su noción de “material” que las palabras orientadas a partículas como “átomo” y “molécula”. Este autor reconoce que los estudiantes aún necesitan saber sobre átomos y moléculas y recomienda la estrategia desarrollada por de Vos y Verdonk (1985a, b; 1986; 1987a, b) para esto (se presenta más adelante). Sin embargo, la propuesta apoya los puntos de vista de Stavy (1990a, b) y de Novick y Nussbaum (1981) quienes creen que las imágenes ayudan a los estudiantes a adquirir, en las clases de ciencia, la visión de la materia aceptada científicamente.

Sin embargo, Johnson (1996) señala que el concepto “sustancia” no se presenta aislado, sino que se relaciona con otras ideas de “componente” como material, objeto, pureza y cambio químico. Encontró que jóvenes de 11 a 14 años de edad aplican mal estas ideas de “componente” porque carecen del punto de vista del químico sobre el concepto “sustancia”. Por ejemplo, en su investigación, los estudiantes no clasificaron un clavo y una fibra de hierro como “sólidos”, porque para ellos los sólidos “no tienen agujeros” o tienen que ser “trozos grandes”. El químico se centra en el material más que en la forma, así que, respecto a las dos formas son “sólidos”. El uso de la palabra “puro” también

es problemático, porque en el mundo cotidiano esto se entiende como “inalterado” o “natural”. Los niños piensan en la sal de roca como “pura” mientras que en la sal extraída del mineral como “impura” porque ha pasado por un proceso químico. Un razonamiento similar se aplica al agua destilada. Estas ideas contradicen el punto de vista del químico para quien una sustancia pura significa una sola sustancia, en lugar de varias.

Ahtee y Varjola (1998) comentan que los estudiantes de todas las edades también encuentran problemático el término “sustancia”. Los estudiantes intercambian la palabra “sustancia” con “elemento” o “átomo”, por ejemplo:

“Las sustancias intercambian los electrones exteriores entre ellas...” (jóvenes de 17 y 18 años de edad).

Estos resultados sugieren que aunque usar la palabra “sustancia” puede ser bueno en principio, los químicos deben ponerse de acuerdo sobre el significado de este término antes de que pueda usarse como una estrategia para enseñar los cambios físicos y químicos.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

Es una práctica común desarrollar la enseñanza de la química de manera jerárquica; se plantea a partir de la naturaleza corpuscular de la materia, pasa por la separación de mezclas y la distinción entre elementos, compuestos y mezclas, hasta llegar a las reacciones químicas, conceptos importantes como enlace químico, velocidades de reacción y así sucesivamente. El éxito de esta estrategia de enseñanza es limitado. A continuación, se presentan cuatro dificultades importantes.

El pensamiento del estudiante no se consolida

En el enfoque tradicional no se considera el tiempo ni el espacio necesarios para desarrollar y consolidar el aprendizaje de una idea antes que la siguiente se presente. En cada etapa se asume que los estudiantes han

aprendido como el maestro lo pretende. Se da poco tiempo para descubrir las ideas de los niños y dirigir las. Como resultado, los estudiantes exhiben un pensamiento muy enredado cuando intentan asimilar a sus propias estructuras los nuevos puntos de vista científicos sobre el mundo.

Razonar sobre las reacciones no involucra partículas

La dependencia de los estudiantes de los modelos de la materia continua los lleva a pensar sobre las reacciones químicas de la misma manera. Así, atribuyen a las partículas, las propiedades macroscópicas de las sustancias —una partícula de sulfato de cobre se vería azul, un átomo de cobre conduciría la corriente eléctrica y así sucesivamente—. Llegan a considerar dos formas del mismo elemento químico como sustancias diferentes, debido a variaciones estructurales macroscópicas como las que se presentan entre una fibra y un clavo de hierro. Sin embargo, los estudiantes muestran su comprensión de las diferencias entre elementos, compuestos y mezclas cuando se presentan con diagramas; esto sugiere que las imágenes son útiles en la enseñanza.

A menudo se piensa que los cambios de estado son reacciones químicas

Los estudiantes confunden los cambios de estado y las disoluciones con cambios químicos. ¡Los químicos no ayudan porque enfatizan en los detalles y dejan de lado lo importante! El punto clave es que una reacción química involucra la formación de una nueva sustancia. Se necesitan imágenes que hagan esto claro e inequívoco en lugar de requerir el “acto de fe ciega” sugerido por Gensler (1970) para creer que una sustancia recuperada de la solución es la misma que al principio.

El idioma de la química causa confusión

Los estudiantes se encuentran con muchos términos diferentes en la química, cada uno con un significado específico para los químicos. Cuando aprenden las ideas básicas, dichos conceptos a menudo se confunden. La palabra “sustancia”, por ejemplo, puede intercambiarse con “elemento” y “átomo”. Introducir los términos “elemento”, “compues-

to” y “mezcla” antes de que los estudiantes entiendan lo que pasa en una reacción química también puede crear problemas. Otras palabras descriptivas también causan dificultades. Por ejemplo, extraer sal “pura” de la sal de roca no se considera como una purificación, sino como la creación de un producto químico (Johnson, 1996). Los niños necesitan tener la oportunidad de aprender los significados químicos en lugar de escuchar los términos sueltos.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRESIÓN¹

Los educadores holandeses de Vos y Verdonk (1985a, b; 1986; 1987a, b) proponen una estrategia para introducir el tema de las reacciones químicas titulada “A New Road to Reactions”. Esta técnica de cinco etapas exige que los maestros eviten un enfoque tradicional basado en entender terminología detallada y, en cambio, presentar procesos químicos que obliguen a los estudiantes a pensar explicaciones sobre lo que ellos ven.

Esta secuencia de pasos describe una manera valiosa de proporcionar imágenes para ayudar a los estudiantes a formarse un punto de vista aceptado de los cambios químicos. Al final se les ayuda a distinguir entre cambio físico y cambio químico y, después de esto, a comprender que los cambios químicos ocurren en una escala microscópica entre los átomos. Este enfoque sugiere que la secuencia comúnmente utilizada para enseñar las ideas químicas básicas parece crear confusión en muchos estudiantes de secundaria.

Ayúdelos a reconocer que se forma una nueva sustancia

Los estudiantes muelen por separado (en los morteros y sus respectivos pistilos) yoduro de potasio y nitrato de plomo. Luego, vierten uno sobre otro. Al mezclarse los polvos, inmediatamente producen un sólido amarillo brillante (yoduro de plomo) mezclado con un sólido blanco (nitra-

¹ Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Barker, 2001c y 2002.

to de potasio). El maestro finge enojo y pregunta: "¿Quién puso ese sólido amarillo en el mortero?". Esto provoca confusión: "yo no sé, no más apareció", "vino de no sé donde", "¡no fui yo!". La respuesta del maestro es: "Bueno, no pudo simplemente haber aparecido, ¡debe de haber venido de alguna parte! ¿de dónde vino?". Tal vez, los estudiantes digan que los polvos blancos son como huevos diminutos y que el polvo amarillo estaba adentro de ellos, de tal modo que, al mezclarlos se rompieron los "huevos" e hicieron que el material amarillo apareciera. Anderson (1990) sugiere que este razonamiento surge porque:

"Parece que la mayoría de los niños de 14 años de edad, aún se adhieren firmemente a una idea tácita e inconsciente de que cada sustancia individual se conserva, le pase lo que le pase" (p. 4).

El reconocimiento del material amarillo como una nueva sustancia es el punto importante; por consiguiente, se les hace ver que si una sustancia blanca estuviera hecha de "huevos diminutos", el material amarillo tendría que haber aparecido desde que se molió, es decir, antes de mezclarla con el otro polvo blanco. Los estudiantes prefieren pensar de manera intuitiva que las dos sustancias originales ya contenían el material amarillo pero que algo les impidió verlo desde el principio.

Mediante un cuestionamiento continuo, los estudiantes admiten que la sustancia es nueva y que "simplemente apareció". El experimento crea un conflicto cognoscitivo, ya que tanto el resultado como señalamientos del profesor ponen en tela de juicio el pensamiento de los estudiantes. De Vos y Verdonk señalan que:

"El papel del maestro es hacer más duro, no más fácil [las cursivas se agregaron] que el estudiante abandone su idea anterior. El nuevo punto de vista sobre las sustancias debe ser una victoria personal del estudiante y algo para sentirse orgulloso" (p. 239).

Extienda este razonamiento a otras reacciones

Los estudiantes llevan a cabo la misma reacción, pero agregan cantidades pequeñas de sólidos a agua en una caja de Petri. Se ponen cantida-

des pequeñas del nitrato de plomo y de yoduro de potasio en lados opuestos de la caja. Después de unos momentos, una línea de yoduro de plomo amarillo cristalino aparece en el centro de la caja. Los estudiantes pueden explicar esto mediante la idea de que “las moléculas” de las sustancias “se atraen” entre sí. Sin embargo, esta idea se desvanece cuando repiten el experimento y agregan un reactivo unos minutos antes que el otro, y se produce, entonces, la formación instantánea del precipitado. Otras combinaciones de sustancias, incluso azúcar y sal o sal y nitrato de plata ayudan a los estudiantes a comprender que no siempre se forma un precipitado, aun cuando las “moléculas” de las sustancias choquen entre sí. En esta etapa, puede alentárseles a que piensen que las partículas son muy pequeñas, de lo contrario las verían moverse en el agua de alguna manera.

Muestre reacciones que involucren la generación de calor

Permita a los estudiantes que sientan el aumento de la temperatura que ocurre cuando se pone una fibra de hierro en una solución de sulfato de cobre. Sobre este particular, los autores señalan:

“[Los estudiantes] no están buscando una afirmación general [para explicar los sucesos] y no tienen ninguna razón para generalizar sobre las reacciones químicas con base en un experimento particular” (p. 973).

Esto es importante, porque si un maestro da una explicación general, los estudiantes pueden pensar que todas las reacciones producen calor. Luego, ellos miden el cambio de temperatura que ocurre cuando pequeñas alícuotas de una solución de hidróxido de sodio se agregan a ácido clorhídrico. Se les pide que expliquen de dónde viene el calor. Trabaje con ellos para llegar a la respuesta que involucra la formación de nuevos enlaces químicos.

Introduzca la idea de que las partículas se reorganizan cuando ocurren las reacciones químicas

El cuarto paso introduce a los estudiantes a la idea de que las reacciones químicas ocurren porque las partículas de las sustancias se reorganizan.

Al principio, en la primera fase, los estudiantes pensaron que los sólidos blancos permanecían inalterados y que la sustancia amarilla ya existía. Ellos pensaron que se conservó la identidad de las sustancias blancas y no se dieron cuenta de que cambiaron durante la reacción química. De Vos y Verdonk (1987a) comentan:

“...la mayoría de los estudiantes atribuyen una identidad particular a una molécula y suponen que la molécula conserva esta identidad a lo largo de las reacciones químicas... Según este punto de vista... una molécula puede pasar por muchos cambios radicales y todavía retener su identidad y seguir perteneciendo a las especies originales” (p. 693).

En esta fase, los autores se ocuparon de la tendencia de los estudiantes a pensar que se conserva la identidad de sustancias. El punto clave que los alumnos necesitan aprender es que aunque un átomo mantiene su identidad durante una reacción química, una molécula no. La generación de nuevos enlaces implica que las moléculas nuevas están conformadas por las partículas originales. El término “átomo” se puede presentar más adelante. Los autores reconocen que cambiar el pensamiento de los alumnos es difícil.

Al final, de Vos y Verdonk (1987b) proponen usar la descomposición de la malaquita para introducir la idea de que una “molécula” de malaquita cuando se calienta se rompe “en otras dos sustancias”. Después de esto, usando un ciclo de cobre, ellos introducen la idea de que un elemento químico, cobre, por ejemplo, no puede descomponerse en nada más. Sólo entonces se introduce el término “átomo”.

Ideas de los estudiantes sobre procesos químicos específicos: reacciones en sistemas cerrados

Las reacciones químicas en sistemas cerrados, en las cuales los gases atmosféricos no participan, tienen un lugar común en cursos iniciales de química. La comprensión deficiente de los estudiantes sobre las densidades relativas de la materia y el modelo corpuscular crean problemas para que se den cuenta de qué pasa durante estos cambios. Los principales ejemplos de tales reacciones empleadas por investigadores educativos se analizan aquí.

FÓSFORO Y OXÍGENO EN UN RECIPIENTE CERRADO

Esta reacción ha sido la base de una pregunta muy común empleada en los principales estudios que exploran las ideas previas de los estudiantes. Se tiene un pedazo de fósforo inmerso en agua, dentro de un matraz cerrado que se calienta con el sol. Se dice a los alumnos que el fósforo se enciende y produce un humo blanco que se disuelve en agua. Se les pregunta si la masa total del recipiente y su contenido será igual, mayor o menor que el valor inicial, cuando se completen todos los cambios que ocurren. Anderson (1984, 1990) y Briggs y Holding (1986) informan que cerca de 30 por ciento de estudiantes de 15 años de edad proporcionan respuestas del tipo de conservación, en las que sugieren que la masa no cambiará porque “el matraz está cerrado”, como:

"A pesar de un cambio de forma o estado, el mismo peso está presente" (Driver, 1983, p. 165).

"El matraz está cerrado. Nada se añade ni sale" (Andersoon, 1984, pp. 40-42).

Otro 16 por ciento piensa que la masa puede disminuir, al indicar que:

"El humo no pesa / es luz / es más ligero que un sólido".

"El fósforo / el humo se disuelve en el agua [y por ello se hace ligero]".

"El fósforo se quema todo o se destruye".

"El oxígeno se acaba cuando ocurre una combustión" (Andersoon, 1984, pp. 40-42).

Sólo seis por ciento piensa que la masa podría aumentar, por ejemplo, porque:

"El humo es más pesado que el fósforo".

"Cuando el humo se disuelve en agua, el peso aumenta" (Andersoon, 1984, pp. 40-42).

De esta manera, cerca de un tercio de estudiantes con edad de 15 años no consideran que la masa se conserva en esta reacción. Andersoon (1984) comenta que:

"Si un estudiante es capaz de decidir si una cantidad de materia o, más exactamente, la masa, se conserva o no, debe ser capaz de distinguir entre lo que es material y lo que no lo es" (p. 45).

Si los estudiantes no enfocan su atención en el matraz cerrado, sus respuestas dependen, sobre todo, de sus pensamientos sobre el humo. Los alumnos que piensan que éste es un "material", pueden ofrecer una respuesta asociada al principio de conservación, o bien, sugerir que el humo es más pesado que el fósforo. Aquellos que asocian "humo" con

el término “gas” y no piensan que los gases son materiales, darán respuestas no conservativas. Y, por último, hay quienes también pueden pensar que la materia se acaba cuando ocurre una reacción química y, por tanto, sugerirán que la masa disminuye.

Barker (1995) (como se informa en Barker y Millar, 1999) utilizó una versión ligeramente adaptada de la misma pregunta en su estudio longitudinal que empezó con alumnos de 16 años de edad, que en el Reino Unido iniciaban cursos de nivel A. Cerca de 75 por ciento de 250 estudiantes proporcionaron la respuesta correcta, mientras que, alrededor de seis por ciento confundía masa y densidad, al razonar que la masa disminuía porque el gas-líquido “pesaba menos que el sólido”. También, 11 por ciento pensó que la masa disminuía porque el fósforo se disolvía o se agotaba. Para cuando estos mismos alumnos cumplieron 18 años de edad, cerca de 81 por ciento dio una respuesta correcta, mientras que sólo alrededor de tres por ciento confundió masa con densidad, y cinco por ciento pensó que la masa disminuiría.

PRECIPITACIÓN

Al mezclar dos soluciones acuosas se puede producir un precipitado —por ejemplo, en las pruebas que reducen azúcares e iones sulfato—. Existen pocos trabajos que analicen las ideas previas de los estudiantes en este tipo de reacción. Por ejemplo, de Vos y Verdonk emplearon reacciones de precipitación en sus secuencias de enseñanza. Por otro lado, Barker (1995) y Barker y Millar (1999) estudiaron, en un periodo de dos años, lo que pensaban alumnos de 16 a 18 años de edad sobre la conservación de la masa en reacciones con formación de precipitados. Encontraron que cerca de 44 por ciento de estudiantes de 16 años de edad mencionaron el principio de conservación de la masa, y estuvieron de acuerdo en que la masa de un precipitado sólido y el líquido restante tienen la misma masa que los dos líquidos originales. Al final de su estudio, 70 por ciento dio esta respuesta. Como segunda conclusión hallaron confusión entre peso y densidad. Cerca de 17 por ciento de alumnos a la edad de 16 años, pensaron que la masa debería incrementarse porque un sólido “pesa más que un líquido”; porcentaje que

disminuyó a casi 10 por ciento al final del estudio. Y como tercer hallazgo, encontraron que cerca de 14 por ciento de los principiantes sugirieron que un gas era producido de manera que la masa disminuía, mientras que siete por ciento daba esta respuesta al final del curso.

Happs (1980) y Shollum (1982) entrevistaron estudiantes de 10 a 17 años de edad sobre la formación de un precipitado preparado al mezclar soluciones de nitrato de plomo y de cloruro de sodio. Estudiantes de todas las edades tendían a describir, más que explicar, qué es lo que pensaban que había ocurrido, por ejemplo:

“Todo se puso turbio” (Happs, 1980, p. 10).

Otros emplearon lenguaje científico, como “disolvente”, pero muy pocos utilizaron la palabra “precipitado” para describir el sólido blanco. Los estudiantes de mayor edad pensaban que el precipitado era una sustancia nueva, mientras que los más jóvenes describían la reacción como sustancias que se juntaban. Sin embargo, algunos de los mayores pensaban que no había ocurrido reacción alguna:

“Si esos dos (nitrato de plomo y cloruro de sodio) han reaccionado, se debería de poner claro” (Shollum, 1982, p. 12).

DISOLUCIÓN

Para nuestro propósito, la disolución se considera un cambio químico.

Piaget e Inhelder (1974) publicaron que los niños más chicos piensan que el azúcar “desaparece” cuando se disuelve en agua, y entonces no se “conserva” la masa del material. Ellos están satisfechos con la idea de que la masa del agua no cambiaría, porque la sustancia añadida a ella, simplemente, deja de existir. Diversos investigadores, incluidos Driver (1983) y Cosgrove y Osborne (1981), han explorado la prevalencia de estas y otras explicaciones entre niños de mayor edad. En su estudio, Driver (publicado en Briggs y Holding, 1986) encontró que cerca de dos tercios de los niños entre 9 y 14 años de edad piensan que la masa de una solución azucarada debería ser menor que la masa de

azúcar y agua por separado. Cuando un problema similar se plantea a estudiantes de 15 años de edad (Andersoon, 1984), más de la mitad de la muestra piensa que la masa de la solución sería menor. Las explicaciones ofrecidas por los estudiantes eran muy variadas, como:

“Cuando el azúcar se disuelve en el agua, el azúcar no tiene masa y así sólo hay 1 000 g de agua”.

“El azúcar se descompone, forma un líquido con el agua y entonces pesa menos” (Andersoon, citado en Driver et al., 1985, pp. 154-155).

Estos estudiantes no tienen clara la idea de conservación de la masa, lo que sugiere que su pensamiento sobre este proceso puede no haber cambiado desde su infancia.

Cerca de 30 por ciento de alumnos de 15 años de edad en el estudio de Andersoon predecían que la masa debería mantenerse sin cambio. Este porcentaje aumenta a cerca de 50 por ciento para los estudiantes que han estudiado química. Las respuestas en esta categoría muestran con claridad que los estudiantes sabían que el azúcar aún estaba presente, por ejemplo:

“Ninguna de las dos sustancias podría haberse ido a ninguna parte excepto en el sartén... aun cuando el azúcar no pueda verse, aún está presente” (Andersoon, citado en Driver et al., 1985, p. 154).

Aunque esta respuesta no emplea ideas sobre partículas, el estudiante ciertamente emplea la idea de la conservación de la masa. Otros alumnos lograron el mismo resultado al adoptar un enfoque algorítmico, suman las masas de soluto y disolvente dadas en la pregunta.

En el estudio de Cosgrove y Osborne (1981), cerca de un cuarto de los que respondieron, usaron la palabra “fundir” para describir lo que le pasa al azúcar, por ejemplo:

“El azúcar se disuelve... el agua como que funde los cristales de azúcar” (p. 18).

Los términos “disolver” y “fundir” parecen emplearse aquí como sinónimos, aunque su uso disminuye con la edad.

En el estudio de Barker (1995) (publicado en Barker y Millar, 1999), se preguntó a 250 estudiantes cómo sería la masa de una solución de sal (cloruro de sodio) comparada con la masa del soluto y del disolvente. Cerca de 57 por ciento de alumnos de 16 años de edad, pensaron que las masas tendrían el mismo valor. Y se encontraron diversas ideas previas significativas, como que, 16 por ciento pensaba que se liberaba un gas cuando la sal se disolvía, y siete por ciento decía que se perdía masa durante la disolución. Para cuando estos alumnos cumplieron 18 años de edad, el porcentaje que proporcionó la respuesta correcta fue 62 por ciento; 15 por ciento aún seguía pensando que un gas se producía, y cerca de cuatro por ciento pensaba que había pérdida de masa. Estos datos indican que algunos estudiantes piensan que disolver es una reacción química, y que el desprendimiento de un gas es una de sus características particulares. De forma alternativa, algunos estudiantes pueden haber leído “sodio” en lugar de “cloruro de sodio”, de manera que malinterpretaron el proceso químico en la pregunta.

DISOLUCIÓN DE UNA PASTILLA EFERVESCENTE EN AGUA

Se han realizado varias investigaciones respecto de las ideas de los estudiantes sobre el desprendimiento de un gas cuando se agrega una pastilla efervescente al agua. Shollum (1981a y 1982) entrevistó alumnos de 11 a 17 años de edad, sobre los procesos que ocurrían cuando una pastilla de vitamina C se agregaba al agua. En forma característica, los estudiantes decían que la tableta se “disolvía”, y que un gas, mencionado por la mayoría como “aire”, se producía. Unos cuantos, de mayor edad, nombraron a este gas “dióxido de carbono”. Pero no podían describir cómo se forma el gas. Algunos dijeron que el gas existía desde el comienzo, que estaba contenido en la tableta, y que se desprendía cuando la tableta se añadía al agua; sus argumentos eran, por ejemplo:

“Cuando hacen la tableta le ponen un poco de burbujas de aire dentro”.

“...debe de haber una forma de seguro en ella y así, el aire dentro se esfuerza por salir hacia arriba” (1981a, p. 5).

Otros sugieren que la pastilla reaccionó con el agua:

“La pastilla está reaccionando con el agua, se separan el hidrógeno y el oxígeno. Esto los convierte a ambos en gases que se liberan por arriba” (1981a, p. 5).

Ningún estudiante explicó el gas formado vía un rearrreglo de átomos. Los compuestos en la pastilla que reaccionan para formar el gas no se mencionan, tal vez, porque les crean dificultades extras. Muchos describen el fenómeno como una reacción química, pero sus explicaciones sugieren que no saben qué significa esto. No comprenden que involucra un rearrreglo de átomos para producir una nueva sustancia. Esto confirma los resultados de Hesse y Anderson (1992), quienes señalan que:

“...el término “reacción” se usó de manera regular en las explicaciones de los estudiantes; sin embargo, éstos demostraron poca comprensión acerca de que una reacción involucra la interacción entre átomos y moléculas. La idea previa que permanece para la mayoría de ellos es que las explicaciones científicas sólo involucran la habilidad de “hablar en forma elegante” (p. 294).

Los estudiantes aprenden un vocabulario científico, pero no las ideas detrás de las palabras.

En el mismo estudio Anderson preguntó a estudiantes de 13 a 16 años de edad, sobre la reacción que ocurría cuando una pastilla de aspirina se dejaba caer en agua. Encontró que cerca de 25 por ciento de los alumnos de todas las edades razonaron que el gas producido tiene masa. Esto sugiere que aunque los estudiantes no puedan explicar cómo se forma el gas, algunos, al menos, están de acuerdo en que los gases son materiales.

Barker (1995) hizo una pregunta similar a alumnos de 16 a 18 años de edad. Pocos estudiantes, en cualquier etapa de su estudio longitudinal, explicaban que el gas no había existido antes sino que se formó en la reacción. Cerca de 37 por ciento, en el comienzo y al final del estudio, señaló que el gas ya estaba presente en la tableta y casi 10 por

ciento de ellos dijeron que el gas estaba “en forma de sólido”. Estos resultados apoyan la sugerencia de que los estudiantes pueden pensar en el desprendimiento de gases como una característica de una reacción química, y que, para ellos el significado que da un químico a estos hechos no se entiende muy bien.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

Masa y densidad son confusas

Las reacciones que comprenden cambios de estado son difíciles de explicar en forma correcta. De esta manera, los estudiantes pueden razonar que los productos de una reacción de precipitación son más pesados que los materiales al comienzo; y que cuando se produce un gas la reacción pierde algo de su masa total.

Los gases pueden preexistir o ser característicos de una reacción química

A menudo se presenta a los estudiantes reacciones que producen gases. Entonces, ellos pueden asociar de forma automática la producción de gas con la idea de “reacción química”. El explicar cómo se forma un gas es también problemático: los gases pueden preexistir en los materiales de inicio de una reacción, y simplemente son “liberados” cuando una tableta u otra sustancia entra en contacto con agua.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRENSIÓN¹

El empleo de experimentos demostrativos de reacciones simples puede ser una estrategia poderosa para promover que los estudiantes cambien su forma de pensar acerca de este tipo de reacción.

¹ Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Barker, 2002 y en Kind, 2002a.

Precipitación

Coloque dos probetas de 50 mL en una balanza. Añada 25 mL de una solución de cloruro de bario a una de ellas y 25 mL de una solución de sulfato de sodio a la otra. Registre la masa total. Coloque pequeñas cantidades de las dos soluciones en tubos de ensayo por separado. Vacíe el contenido de un tubo en el otro. Pida a los estudiantes que observen el precipitado blanco que se formó. Ahora pregúnteles su predicción sobre la masa: ¿Qué le pasará a ésta si una de las soluciones que se encuentra sobre la balanza se vierte en la otra? ¿Aumentará, disminuirá o no cambiará? Tenga en cuenta que cerca de la mitad de alumnos de 14 y 15 años de edad dirán que la masa aumentará porque se formó un sólido. A continuación, vacíe la solución de una probeta en la otra. Pida a los estudiantes que observen que la masa no cambia. Algunos no creerán lo que pasa. Pídales sus explicaciones, pero oriéntelos hacia la respuesta de que no se ha agregado o quitado masa, entonces no se espera cambio alguno de masa y, al mismo tiempo, que la densidad de los materiales es irrelevante.

Prepare soluciones

Una estrategia similar puede emplearse para ayudar a los estudiantes a que piensen sobre la disolución. Pese masas idénticas de azúcar y cloruro de sodio y prepare dos vasos de precipitados con agua. Los sólidos se disolverán para formar moléculas solvatadas (azúcar) e iones (cloruro de sodio). Coloque un vaso con agua y las muestras de azúcar y cloruro de sodio sobre una balanza sin mezclarlos. Pida a los estudiantes que predigan qué le pasará a la masa cuando el azúcar-cloruro de sodio se agregue al agua. Algunos estudiantes pueden pensar que la masa disminuirá en ambas situaciones porque se forma un gas o porque la sustancia “desaparece”. Otros pensarán que la masa no cambiará, pero creerán que el cloruro de sodio permanece como moléculas en el agua, y que las moléculas de azúcar se rompen en átomos. Muestre primero que la masa no cambia, entonces, emplee modelos moleculares para mostrarles qué le pasa a las estructuras cristalinas en cada caso. Esta demostración presenta una buena oportunidad para discutir la

conducta de compuestos iónicos, compuestos covalentes y de fuerzas intermoleculares.

Disuelva una pastilla efervescente

Añada una pastilla efervescente en agua dentro de un matraz Erlenmeyer. Pida a los estudiantes que predigan qué pasará con la masa, a lo que ellos, con suma facilidad, responderán que disminuirá porque se libera un gas. Coloque el matraz encima de una balanza y observe esta disminución. Sin embargo, esto no les permitirá darse cuenta de que el gas tiene masa. Para demostrar esto repita el experimento pero coloque un globo en la boca del matraz. Este globo se inflará con el gas producido y la masa no cambiará. El experimento muestra que los productos de una reacción tienen la misma masa que los materiales de inicio, y también que los gases tienen masa tal y como la materia en cualquier otro estado físico.

Esta reacción puede utilizarse también para estudiar el origen del gas. Muestra a los estudiantes los nombres de los ingredientes de la pastilla y pregunte cuál de ellos es el gas. Deben darse cuenta de que no hay ninguno; por tanto, el gas no pudo haber existido desde el comienzo, sino que debe haberse producido en la reacción entre los compuestos de la pastilla y el agua.

Ideas de los estudiantes sobre procesos químicos en sistemas abiertos

Los sistemas abiertos, por lo común, necesitan el oxígeno de la atmósfera para “oxidar” otra sustancia o para que ésta se “queme”. Las ideas de los estudiantes acerca de estas reacciones han sido investigadas, entre otros, por Shollum (1981a, b, 1982); Anderson (1984, 1986, 1990); Brook et al. (1984); Ross (1987, 1993); Boujaoude (1991); Barker (1995); Watson et al. (1997); y Barker y Millar (1999).

EL ORIGEN DE LA CORROSIÓN

Shollum (1981a), Anderson (1984) y Driver (1983), entre otros investigadores, encontraron un patrón de respuestas consistente entre estudiantes de 14 a 15 años de edad sobre el origen de la corrosión en un clavo de hierro. En este capítulo se presenta una selección.

Una minoría de estudiantes atribuyen la corrosión a una reacción química, y no siempre incluyen el oxígeno, por ejemplo:

“Corrosión es la forma de reacción química que tiene un clavo de hierro luego de que se ha dejado en la lluvia”.

“...se provocó una reacción con el agua y una impureza del clavo” (Shollum, p. 13).

Parece que estos estudiantes aprendieron la palabra “reacción” y la

emplean para describir la aparición de corrosión. Aun cuando se sabe que el oxígeno participa, los estudiantes no lo asocian necesariamente con un incremento en masa, por ejemplo:

“El hierro sólo ha reaccionado con el oxígeno del aire, el cual no pesa”.
(citado en Driver et al., 1985, p. 163).

En este caso, el estudiante no piensa que los gases tengan masa. Más comúnmente, piensan que la masa de un clavo corroído debería ser menor que el clavo original porque la corrosión “se come” al metal, por ejemplo:

“Cuando el clavo se corroe se hace más pequeño...”.

“La corrosión corroe y reduce” (Andersson, 1984, p. 34).

Brook y colaboradores (1984) encontraron esta respuesta en un tercio de alumnos de 15 años de edad. Esta forma es similar al pensamiento de tipo nivel macroscópico, que se presentó antes, en la cual algunas propiedades aparentes en la cotidianidad se asocian a la corrosión. Casi un tercio de alumnos piensan que la masa del clavo no cambiaría, porque la corrosión era simplemente “parte del clavo”, por ejemplo:

“[La corrosión] siempre está debajo de la superficie del clavo” (Shollum, 1981a, p. 13).

Andersson (1990) llamó a esta explicación “modificación”; la corrosión existía antes del suceso, pero se hizo visible cuando el clavo se puso en agua. Un tipo diferente de modificación presentaron Brook y colaboradores y Andersson (1984), quienes encontraron que casi un tercio de un grupo de alumnos de 15 años de edad pensaron que el clavo debería hacerse más pesado al ser corroído:

“La corrosión hace más pesados a los clavos”.

“Se añade agua cuando aparece la corrosión”.

“Se añade oxígeno cuando se forma la corrosión”.

“Oxígeno y agua se añaden cuando ocurre la corrosión” (Andersson, 1984, pp. 34-35).

LA REACCIÓN ENTRE COBRE Y OXÍGENO

Primero Andersson (1984, 1986) y después Hesse y Anderson (1992) estudiaron lo que pensaban los estudiantes sobre la reacción entre cobre y oxígeno. Andersson pidió a alumnos entre 13 y 15 años de edad que explicaran cómo se ennegrecen tubos de cobre calientes. Cerca de 10 por ciento explicó que “ésta es la forma en que todos los tubos de cobre cambian” (1986, p. 552), y aceptó el suceso como un hecho, al expresar “así es como pasa”. Otros alumnos sugirieron que el agua afectó los tubos y provocó el ennegrecimiento, explicación que Andersson describe como “desplazamiento”; y que el cobre se cambiaba por el calor (modificación). Cerca de 20 por ciento de los alumnos de 15 años de edad, hacían este reconocimiento, y explicaban, por ejemplo, que:

“El cobre y el oxígeno reaccionaban”.

“Es una oxidación. Aire = oxígeno reacciona con cobre, el óxido de cobre se forma y éste es lo que forma el ennegrecimiento” (p. 556).

En el estudio de Hesse y Anderson (1992), un estudiante (no se indica su edad) explica que el cobre y el oxígeno reaccionan con el “calor como el catalizador” (p. 287). Por tanto, aunque algunos estudiantes han desarrollado opiniones aceptadas de la reacción cobre-oxígeno, no ocurre lo mismo para la mayoría de alumnos de 15 años de edad.

Barker (1995) preguntó a estudiantes de 16 años de edad que habían comenzado el curso de química de bachillerato de dónde venía “el color negro” en polvo de cobre cuando se calentaba en el aire y que provocaba un incremento en la masa. El 63 por ciento dijo que provenía de la reacción con oxígeno. El 12 por ciento sugirió que venía de una reacción con “gases-aire”, mientras que cerca de 10 por ciento sugirió que el color negro era hollín, carbono o dióxido de carbono. A la edad de 18 años, 75 por ciento de ellos dieron la respuesta correcta y casi ocho por ciento proporcionó respuestas con los dos tipos principales de ideas previas.

COMBUSTIÓN DE FIBRA DE ACERO (O DE HIERRO)

La velocidad de reacción entre hierro y oxígeno puede incrementarse al calentar el hierro en la atmósfera. Cuando se aplica calor externo, los químicos dicen que el hierro se está “quemando” o “entra en combustión” en presencia de oxígeno. Las ideas de los estudiantes acerca de esta reacción fueron comentadas por Driver et al. (1985); Andersson (1986); y Donnelly y Welford (1988).

Los estudiantes predicen cómo debe cambiar la masa de la fibra de hierro una vez que se quema en oxígeno. Cerca de 40 por ciento de éstos, con 15 años de edad (Driver et al., 1985), que han estudiado química por dos años piensan que la masa de hierro debe aumentar debido a la reacción con el oxígeno. Estos estudiantes se dan cuenta de que la masa del oxígeno debe considerarse. Y, otro, seis por ciento piensa que la masa debe aumentar, pero explica que esto se debe al hollín de la flama que se añade al recipiente, lo que puede deberse a la apariencia negra de la fibra de hierro luego de calentarla. Casi 40 por ciento piensa que la masa del hierro debe disminuir. Este grupo incluye a 19 por ciento que sugiere que un gas o un humo debe escapar y a 10 por ciento que piensa que la “combustión” debe dejar cenizas, las cuales deben ser menos pesadas que el hierro. Estos estudiantes no reconocen el papel del oxígeno en la reacción, y emplean el término “combustión” en un sentido no-químico, no lo consideran una “reacción con oxígeno”. La familiaridad de los estudiantes con cenizas que permanecen luego de quemar carbón o madera, y que son menos voluminosas que el material de inicio, puede contribuir a esta idea. Cerca de cinco por ciento piensa que la masa del hierro debe permanecer sin cambio, por ejemplo:

“Debe permanecer igual porque el polvo está en la fibra y al calentar todo no hay diferencia” (Driver et al., 1985, p. 160).

Esta respuesta conserva la cantidad de material de partida, al reconocer que el hierro presente al inicio debe permanecer hasta el final, aunque este estudiante no percibe el papel del oxígeno en la reacción.

Andersson (1986) presenta otras respuestas del tipo de “transmutación” entre alumnos de 15 años de edad que estudian química:

“La fibra de hierro que se quemó se convierte en carbón. El carbón pesa más”.

“Forma carbón luego de ponerse rojo al calentarlo, lo que lo hace más pesado” (p. 555).

En un estudio previo, (Barker, 1990) encontró que algunos estudiantes de 11 y 12 años de edad empleaban este razonamiento para explicar cómo se formaba “el polvo blanco” al quemar magnesio:

“Viene de quemar carbón, es el hollín que sale luego de quemar” (p. 69).

Esta respuesta, tal vez, está basada en las experiencias de los estudiantes al quemar combustibles, pues se conoce, ampliamente, que contienen carbono. En los casos de metales quemados, los estudiantes que no piensan como los químicos no emplean esta información, y en su lugar sugieren que una sustancia puede cambiar en otra.

Las ideas de los estudiantes sobre la combustión del hierro en presencia de oxígeno son consistentes con las que poseen sobre corrosión. Observamos confusión en la conservación de la masa y en el papel del oxígeno. A continuación examinaremos el pensamiento de los estudiantes sobre reacciones entre un combustible y oxígeno.

COMBUSTIÓN DE UNA VELA

Las ideas de los alumnos sobre la combustión de velas han sido exploradas por varios autores (Shollum, 1981a, b; Meheut et al., 1985; Boujaoude, 1991; y Watson et al., 1997) cuyos resultados revelan respuestas similares. Casi 25 por ciento de alumnos de 14 años de edad describen la combustión de una vela como un cambio de estado de agregación. Meheut y colaboradores (1985), encontraron que cerca de 25 por ciento de alumnos de 11 y 12 años de edad describen el cambio como “fusión”. Boujaoude (1991) encontró que los alumnos de 14 años de edad que piensan que una vela disminuye su tamaño porque la cera se evapora ignoran el papel de la flama. Como el oxígeno es invisible, los sentidos de los estudiantes les sugieren que sólo ocurre un cambio de estado. Al-

gunos estudiantes piensan que la llama de la vela se debe a que el “pabulo se quema”, pero no la cera (Boujaoude, 1991). El que piensen que ocurre un cambio de estado puede explicarse porque consideran que el calor de la flama (que proviene del pabulo quemándose) funde la cera.

Los estudiantes poseen conocimientos deficientes de modelos de partículas que forman la materia que pueden contribuir al desarrollo de este modelo de “cambio de estado” para la combustión. Shollum (1981b) muestra que una proporción significativa de estudiantes con edades de 14 años y más no perciben que la cera y que la flama son de naturaleza corpuscular. Aquellos que piensan que la llama está compuesta de partículas la describen como:

“pequeñeces que arden... bacteria muy pequeña... oxígeno del aire... partículas de hidrógeno del aire” (p. 12).

Sólo dos estudiantes de un grupo de 36 percibieron la flama como partículas de hidrocarburos. Este hallazgo confirma la visión continua de la materia que se ha comentado con anterioridad.

Meheut y colaboradores (1985) informan de ideas sobre el papel del oxígeno en la combustión de una vela. Aunque la mayoría de los alumnos entre 11 y 12 años de edad sabían que el oxígeno es necesario para que la combustión ocurra, no podían explicar de manera exacta cómo se utilizaba. Algunos pensaron que el oxígeno “se agotó” o “se quemó”. En el estudio de Boujaoude (1991), alumnos de 14 años de edad fueron entrevistados sobre el papel del oxígeno en la combustión de una vela. Un estudiante comentó:

“El oxígeno alimenta al fuego y mantiene a la vela quemándose” (p. 695).

Es decir, no conocen con precisión el papel del oxígeno en este fenómeno. En su lugar, los estudiantes piensan que ocurre un cambio de estado de agregación, que disminuye la masa de la vela porque la cera se evapora. Este pensamiento conserva la cantidad de material original. La visión de que el oxígeno “se agotó” también parece prevalecer, e indica que algunos estudiantes piensan que el oxígeno se destruye en la combustión.

Watson y colaboradores (1997) describen las explicaciones dadas por 150 alumnos de 14 y 15 años de edad a preguntas sobre aspectos de la combustión, incluyen sus ideas sobre lo que pasa cuando una vela se enciende en un recipiente y se apaga en pocos segundos. Al explorar la consistencia de sus explicaciones en el contexto de las reacciones de combustión, los autores encontraron tres tipos de esquemas correspondientes a las categorías "reacción química", "transmutación" y "modificación" del modelo de Andersson (1990). Notaron que los estudiantes que utilizaban un esquema de transmutación (donde el material involucrado en una reacción de combustión se cambia en calor, el oxígeno "alimenta la flama" y la masa no se conserva) tienden a utilizar este pensamiento en forma consistente en diversas situaciones. La tenacidad de este esquema puede deberse, en parte, a las limitaciones de la experiencia de los estudiantes, ya que "funciona" bien para combustibles que contienen carbono y oxígeno, que se emplean comúnmente en los cursos de secundaria. Un segundo grupo empleaba modificaciones de estas ideas (por ejemplo, el oxígeno no se involucraba en el cambio, o bien, la flama era la fuente de calor para la reacción) tendía a adaptar su pensamiento de acuerdo con las características de la sustancia que era quemada. Un tercer grupo utilizaba una mezcla de ideas de reacción química y de transmutación. Watson y colaboradores sugieren que aquellos estudiantes cuyas respuestas eran inconsistentes podrían estarse moviendo de una "teoría" a otra para explicar la combustión. Indican que diversos aspectos de la combustión se encuentran ausentes en las respuestas de los estudiantes, como la formación de productos imperceptibles como gases, el peso de los gases y la existencia de átomos y moléculas. El éxito en hacer la transición hacia el esquema de la "reacción química" puede depender del grado en el cual los estudiantes entienden estos aspectos imperceptibles.

COMBUSTIÓN DE BUTANO

Boujaoude (1991) y Shollum (1981a, b) pidieron a estudiantes que explicaran lo que creían que sucedía al encender un mechero de gas. Shollum (1981b) reporta que los alumnos coincidían en que ocu-

rría una “combustión”. Se notaba que no empleaban el modelo de cambio de estado (¡tal vez porque el gas no se podía fundir!). Alumnos de 12 a 15 años de edad sugerían con frecuencia que el gas se destruía, por ejemplo:

“El gas se consume, las flamas se comen el gas... Éste se agota y entonces se eleva en forma de pequeñas partes” (p. 7).

Un estudiante dentro de la investigación de Boujaoude empleaba un razonamiento similar para explicar que el oxígeno era “quemado”.

Shollum comenta que muchos jóvenes con edades superiores a 17 años piensan que se produce calor, por ejemplo:

“Se convierte en calor o en ondas calientes” (1981b, p. 7).

Algunos estudiantes de mayor edad describen los productos como dióxido de carbono e hidrógeno, lo que sugiere que no conocen bien el papel del oxígeno al producir dióxido de carbono y agua. Como algunos alumnos emplean esta reacción diariamente al calentar o cocinar, la respuesta “el gas se convierte en calor” es la esperada. Sin embargo, estas respuestas indican que una alta proporción de estudiantes entre 14 y 15 años de edad piensan que el gas o el oxígeno se destruye cuando ocurre una combustión.

COMBUSTIÓN DE GASOLINA

Andersson (1984) informa las ideas que tienen alumnos de 15 años de edad sobre combustión de gasolina en el motor de un coche. Se les pidió que predijeran la masa del gas de escape formado cuando 50 kg de gasolina se colocaban en un carro conducido hasta que se vaciara el tanque. Sus respuestas pueden compararse con las dadas por alumnos respecto de conservación de masa en sistemas cerrados, comentados con anterioridad en la sección Fósforo y oxígeno en un recipiente cerrado.

Andersson encontró que sólo tres por ciento de alumnos de 15 años de edad piensan que la masa del combustible aumentaría. Aunque

algunos dieron la respuesta esperada, que la gasolina había reaccionado con el oxígeno, otros pensaron que la masa debería de aumentar porque:

“La gasolina se mezcla con el aire y se vuelve más pesada” (p. 38).

Estos estudiantes reconocen que el aire está involucrado, aunque parece que no consideran que ocurrió una reacción química. Sin embargo, los términos “mezcla” y “reaccionó” pueden ser sinónimos para estos estudiantes, de manera que esta sería su forma de decir que ocurrió una reacción.

Más de 50 por ciento de los estudiantes analizados por Andersson pensaron que la masa de la gasolina debería de mantenerse constante. Muchos emplearon el modelo de cambio de estado de agregación, por ejemplo:

“Aun si no se convierte en líquido debe de pesar mucho” (p. 38).

De manera indirecta, esta aseveración dice que la gasolina se volvió gas, en forma similar a la opinión, descrita antes, de que la cera de una vela se “funde”. Estos estudiantes no perciben que el oxígeno está involucrado en la reacción, y que la cantidad de gasolina se conserva.

Casi 27 por ciento de los alumnos encuestados pensaron que la masa del gas de escape sería menor que la masa de la gasolina por dos razones. Primero, que los gases “no pesan tanto como los líquidos”, de manera que, independientemente de lo que pasara con la gasolina, los gases emitidos deberían de tener una masa menor, por ejemplo:

“El gas es más ligero que la gasolina (agua), así que, si sólo tenemos 50 kg de gasolina y se transforman en gas, éste debe ser más ligero...” (p. 37).

En esta respuesta se confunden masa y densidad. En este razonamiento se conserva la cantidad de materia, pero se piensa que la masa medible ha cambiado.

La segunda explicación del decremento de masa es que la gasolina se cambió (“transmutó”) en energía, por ejemplo:

“Es menos de 50 kg porque parte de la gasolina se transformó en calor y energía cinética” (Andersson, 1986, p. 555).

Respuestas similares se encontraron en explicaciones sobre la combustión del butano. Estas ideas sugieren que aunque los estudiantes se dan cuenta de que la combustión genera calor, no saben cómo se produce.

Barker (1995) y Barker y Millar (1999) informan las respuestas de 250 alumnos entre 16 y 18 años de edad a la pregunta, un poco modificada, que hizo Andersson sobre la gasolina. Encontraron que sólo 14 por ciento de los estudiantes de 16 años de edad que inician los cursos de química del bachillerato, se dan cuenta de que la masa del gas aumenta con respecto a la de la gasolina. A la edad de 18 años, esta proporción aumentaba a 40 por ciento. La respuesta incorrecta más frecuente establecía “lo que entra debe salir”, dada por 44 por ciento de alumnos de 16 años de edad y por 30 por ciento de los de 18 años. Una pequeña proporción de estudiantes de ambos grupos pensaron que la gasolina se convertía en luz, calor o energía; que el gas era más ligero que el material de comienzo y entonces la masa debería disminuir; y que la gasolina se consumía o se extinguía.

Esta pregunta de la gasolina no menciona el papel del oxígeno, a fin de que los estudiantes se dieran cuenta de ello. Así, aun cuando muchos no sepan qué ocurre en el interior de un motor de coche, la pregunta puede invitar a respuestas del tipo “lo que entra debe salir” y “los gases son más ligeros que los líquidos”, que son de las pocas bases con que cuentan los alumnos para este tipo de preguntas. A pesar de todo, la variedad de respuestas fue comparable con las de la pregunta de la gasolina descritas anteriormente y existe cierta evidencia para sugerir que aun cuando se quemara el combustible en presencia de los estudiantes, muchos de ellos todavía no podrían darse cuenta de que se necesitaba oxígeno para ello. Aunque la pregunta de la gasolina puede ser problemática, es también una forma válida para probar el pensamiento de los estudiantes en sucesos cotidianos.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

La investigación educativa evidencia que el estudiante desarrolla una variedad de modelos erróneos sobre las reacciones químicas en sistemas abiertos.

El papel del oxígeno casi no se comprende

Como la atmósfera es invisible al ojo humano y los estudiantes confían en información concreta, visible, significa que ellos a menudo evitan incluir el papel del oxígeno en sus explicaciones para reacciones en sistemas abiertos. Aun cuando se aprecie su papel, la noción de que los gases no tienen masa implica que los estudiantes no se dan cuenta de que los productos sólidos de una reacción de oxidación tienen más masa que el sólido del comienzo.

Los combustibles cambian de estado de agregación y no se queman

Algunos estudiantes desarrollan el modelo en donde los combustibles cambian de estado de agregación cuando se queman. En este modelo, la cera de una vela se funde y la gasolina se convierte en gas. La llama de una vela es una entidad separada del combustible y no está formada por partículas.

Los combustibles se destruyen cuando se queman o se cambian a otra cosa

Que muchos combustibles sólidos produzcan cenizas sólidas cuando se queman, las cuales poseen una masa y un volumen menor que el material original, deja la impresión de que el combustible se destruyó. La corrosión producida en la oxidación lenta del hierro puede percibirse como si un agente activo se estuviera comiendo el metal. Se piensa en el carbón como un producto de una combustión o de una reacción de oxidación, a pesar de que este elemento no esté presente en los reactivos. De manera similar, los combustibles se transforman en energía.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRENSIÓN¹

Emplee actividades para diagnosticar

Investigue qué piensan los estudiantes mediante preguntas de diagnóstico como las empleadas en las investigaciones educativas. Una buena forma de introducir una clase sobre combustibles es proporcionando tres ejemplos diferentes: uno sólido, uno líquido y un tercero gaseoso. Muestre a los estudiantes cómo se queman los tres y pregúnteles cuál debe ser la masa de los productos. Identifique si emplean modelos de cambio de estado o de destrucción en sus respuestas, y si su esquema de razonamiento es consistente en los tres combustibles. Pregúnteles cuáles piensan que son los productos de la combustión en cada caso. Manténgase preparado para actuar según sus repuestas, tal vez, empleando alguna de las estrategias descritas a continuación.

Utilice modelos moleculares

Divida la clase en equipos y a cada uno asígnele un combustible diferente por estudiar. El equipo debe construir un modelo molecular de cada combustible y del gas oxígeno. Entonces emplee estos modelos para explicar cómo se quema el combustible. Los modelos pueden utilizarse para resolver las ecuaciones que simbolizan la reacción.

Presente ideas comunes en forma explícita

Los estudiantes necesitan darse cuenta de que los productos de una combustión son consistentemente similares, independientemente del combustible empleado. Que la combustión siempre produce un óxido. Trabaje con ellos en la comprensión de que los gases tienen masa, de manera que los productos de una combustión siempre deben incluir la masa del oxígeno. El empleo de ecuaciones puede ayudar a facilitar este

¹ Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Kind, 2002b.

entendimiento. Muestre que el carbón puede ser producido al suspender un pedazo de cerámica sobre la llama de un combustible que posea carbono, que los mismos productos se generan sin depender de que el combustible sea sólido, líquido o gaseoso. Y que lo único diferente es su cantidad, que un combustible “limpio”, como el etanol, genera menores partículas de carbón que la cera de una vela. Repita el procedimiento con metales que se oxiden y emplee modelos moleculares para mostrar que el metal reacciona con el gas oxígeno, y que, por tanto, no se produce carbón.

Regrese a los aspectos básicos

Revise la comprensión que poseen los estudiantes sobre las reacciones químicas. La combustión es una reacción química que produce nuevas sustancias y en donde la masa se conserva. Al emplear modelos los estudiantes pueden darse cuenta de que se necesita algo de energía para romper enlaces iniciales de manera que se inicie la reacción, pero que después de esto la reacción procede sola. La energía liberada cuando las moléculas del producto se forman es la que se emplea para romper más enlaces y de paso para calentar-cocinar-manejar un vehículo hasta que el flujo de combustible o de oxígeno se termine.

Ideas de los estudiantes sobre ácidos, bases y neutralización

IDEAS PREVIAS SOBRE ÁCIDOS, BASES Y NEUTRALIZACIÓN

Varios investigadores entre los cuales se encuentran Cros et al. (1986, 1988); Hand y Treagust (1988); Ross y Munby (1991); y Nakhleh (1992) han analizado las ideas de los estudiantes acerca de la naturaleza de los ácidos, las bases y la neutralización. Sus investigaciones revelan alguna consistencia con el análisis presentado antes sobre los modelos de los estudiantes para las reacciones químicas.

Hand y Treagust (1988) identificaron cinco tipos de ideas previas importantes sobre los ácidos y bases entre 60 estudiantes de 16 años de edad. Éstos fueron:

- “(1) Un ácido es algo que se come un material o que te puede quemar.
- (2) Probar que algo es ácido sólo se puede hacer viendo si se come algo.
- (3) La neutralización es la descompostura de un ácido o algo que cambia del ácido.
- (4) La diferencia entre un ácido fuerte y uno débil es que el ácido fuerte se come el material más rápido que uno débil.
- (5) Una base es algo que repara a un ácido” (p. 55).

Ninguna idea de partícula se usa aquí: los estudiantes hacen declaraciones descriptivas que enfatizan un continuo, un modelo no-corpuscular para los ácidos y bases; algunos incluyen ideas antropomórficas como "comer". Esta visión no-corpuscular persiste en una minoría de estudiantes, según lo comenta Nakhleh (1992). En su estudio encontró que 20 por ciento de estudiantes de 17 años de edad que siguen cursos de química de bachillerato dibujaron imágenes consistentes con un modelo no-corpuscular de un ácido cuando se les preguntó cómo "aparecerían bajo una lupa" un ácido o una base (p. 192). Esto implica que aunque los estudiantes sean capaces de medir el pH y conozcan las características corrosivas de los ácidos y las bases, algunos encuentran difícil asociar las propiedades con las partículas presentes.

En el estudio longitudinal de Barker (1995), a los participantes se les hizo una pregunta en dos partes que involucraba al ácido clorhídrico. En la primera parte, se solicitó a los estudiantes dibujar un diagrama que mostrara cómo se forma el ácido clorhídrico a partir del gas cloruro de hidrógeno y de agua. Alrededor de la mitad dio una respuesta basada en el modelo corpuscular, de los cuales cerca de 12 por ciento de los de 16 años de edad dibujaron los iones hidrógeno o hidronio (también conocido como oxonio) y 40 por ciento dibujó moléculas de cloruro de hidrógeno. Al final del estudio, casi 80 por ciento usó las ideas de partículas, dividido entre 37 por ciento que dibujó iones hidrógeno e hidronio y 40 por ciento que dibujó moléculas de cloruro de hidrógeno. Este hecho apoya las entrevistas de Ross y Munby (1991), a estudiantes de 17 años de edad, que mostraron que la noción de "un ácido contiene iones hidrógeno" era bastante conocida.

Aun cuando los estudiantes "saben" que los ácidos "contienen iones hidrógeno", se les dificulta explicar la conducta química de los ácidos. En la segunda parte de su pregunta, Barker pidió a los mismos estudiantes explicar cómo se forma el gas hidrógeno cuando un trozo de magnesio se agrega al ácido. Cerca de seis por ciento al principio y 17 por ciento al final del estudio de los que en la primera parte contestaron usando la idea de "iones hidrógeno-hidronio", usó la frase "reacción de desplazamiento" en la segunda parte; esto sugiere que ellos en realidad manejan un significado químicamente correcto para proporcionar estas respuestas. La idea de "reacción de desplazamiento" también

fue usada por estudiantes que dieron contestaciones incorrectas en la primera parte. Por ejemplo, alrededor de ocho por ciento de los que al inicio dibujaron moléculas de cloruro de hidrógeno, usó esta aseveración, cifra que aumentó a casi 12 por ciento al final. Otro 12 por ciento de los de 18 años de edad, mencionaron los iones correctos pero pensaron que el cloro fue desplazado. Parece que los estudiantes veían la reacción ácido-metal como un medio del hidrógeno para intercambiar "parejas" con el magnesio, percibiendo el fenómeno como una reacción entre el magnesio y el "cloro-cloruro" del cloruro de hidrógeno, en lugar de entre los átomos de magnesio e iones hidrógeno-hidronio. Estos resultados tienen implicaciones en la enseñanza sobre los potenciales de electrodo, así como en una presentación más detallada del equilibrio ácido-base.

Hay evidencia que apoya que ir cambiando las definiciones de "ácido" y "base" también causa dificultades a los estudiantes. Hand (1989) continuó el estudio con los 24 de los estudiantes investigados en Hand y Treagust (1988). En esta etapa posterior, algunos estudiantes habían aprendido ideas mucho más sofisticadas en un curso de química pura, mientras que otros habían estudiado un curso de ciencia más general o de biología. Se aplicó al grupo una prueba basada en las cinco ideas previas originales. Los resultados indicaron que sólo los estudiantes que estudiaban química podían contestar correctamente de memoria preguntas básicas, mientras que aquellos que estudiaban biología lo hicieron mejor en conjunto. El autor concluyó que los biólogos lo hicieron bien porque "ellos no tuvieron interferencia alguna debido a nuevas definiciones" (p. 142). Carr (1984) está de acuerdo con esto y declara que las dificultades de los estudiantes con ácidos y bases son:

"percibidas más como confusión entre los modelos usados al enseñar el concepto que como un conflicto entre las preconcepciones y el punto de vista científico" (p. 97).

En los cursos avanzados de química, se redefinen los ácidos y las bases bajo la teoría de Brønsted-Lowry como "donadores" y "aceptores", y se dejan de lado las definiciones de Arrhenius en las cuales un ácido es una "sustancia que libera" iones hidrógeno y una base es la que produ-

ce iones hidróxido en solución. Hand sugiere que presentar a los estudiantes esta nueva teoría los confunde. Hawkes (1992) apoya esto cuando comenta:

“Es inherente a la naturaleza humana que aceptemos lo que nos dicen primero y lo abandonemos o lo cambiemos con dificultad” (p. 543).

Los alumnos mayores de 16 años de edad, que estudian química de bachillerato, pueden continuar usando ideas aprendidas mucho antes y no ven razón alguna para cambiarlas.

Cros y colaboradores (1986, 1988) investigaron las ideas de estudiantes de ciencia universitarios franceses sobre ácidos y bases y encontraron que el concepto de bases estaba mucho menos desarrollado que el de ácidos. Muchos dieron la definición de Arrhenius de bases: que son donadores de OH^- . No pudieron nombrar bases en forma tan fácil como ácidos, dando como respuesta sólo amoníaco e hidróxido de sodio o de potasio. Estudiantes de segundo año no mostraron mejoría respecto a los de primer año en estos temas.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

Los ácidos pueden quemar y comerse el material

Los estudiantes piensan en los ácidos como agentes activos que dañan la piel y otros materiales. Esta idea se desarrolla en los niños pequeños, quienes aprenden a pensar en los ácidos como en algo “peligroso”. Los dibujos animados que muestran a científicos haciendo agujeros en los bancos con ácidos contribuyen también a esta imagen. No se perciben los ácidos como sustancias formadas por partículas, sino como materia continua con propiedades especiales.

Neutralización quiere decir una ruptura ácida

En lugar de considerar la neutralización como una reacción entre un ácido y un álcali, los estudiantes perciben esto como eliminar las pro-

propiedades de los ácidos. El álcali puede detener la acción de un ácido o alternativamente el ácido puede estropearse.

Una base-álcali inhibe las propiedades quemantes de un ácido

Los estudiantes tienden a encontrar los ácidos en la educación formal mucho antes que a los álcalis; por tanto, las ideas sobre estos últimos están relativamente poco desarrolladas. Aunque los álcalis diluidos son de hecho más corrosivos que los ácidos diluidos, las percepciones de los estudiantes son que los álcalis no tienen propiedad corrosiva alguna, que más bien actúan para que los "ácidos" (los inhiben) no se "coman" otro material.

Los iones hidrógeno están presentes en los ácidos, pero los ácidos permanecen en forma molecular en solución

Que los iones hidrógeno son responsables del comportamiento ácido es algo relativamente muy conocido, por lo menos entre muchos estudiantes de química de 16 años de edad. Sin embargo, un modelo común para el comportamiento ácido parece ser que los iones hidrógeno permanecen en la molécula e "intercambian compañeros" o son "desplazados" de la molécula mediante una reacción con un álcali o un metal.

Las reacciones ácido-base aparecen en la mayoría de los cursos de química de secundaria. Los maestros deben, por consiguiente, estar conscientes de las dificultades de los estudiantes con estas reacciones. Los problemas de los estudiantes pueden surgir debido a que tanto los ácidos como los álcalis se ven como el agua. Hacerlos reaccionar requiere precisión y alguna manera de saber que la neutralización se ha completado; por tanto, se requiere un indicador. La presencia de estas otras sustancias le agrega una capa extra de "misterio". Un experimento también común en este nivel es investigar la naturaleza ácido-base de las sustancias cotidianas usando el indicador universal. Así, los estudiantes averiguan que la pasta de dientes, la levadura en polvo, el jabón, el blanqueador, el vinagre, la salsa de tomate y otros artículos domésticos muy conocidos tienen una propiedad química específica que nosotros "etiquetamos" como ácido o base.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRESIÓN¹

Presente los ácidos y las bases al mismo tiempo

En lugar de dejar que los estudiantes se concentren sobre todo en los ácidos, hay que fomentar el conocimiento de los álcalis también. Un enfoque común es pedir a los estudiantes que midan el pH de un conjunto de sustancias de uso cotidiano. Los limpiadores domésticos que contienen amoníaco, la pasta dentífrica, “el bicarbonato para hornear” tienen un pH alcalino, mientras que el jugo de fruta, el vinagre, la salsa de tomate y los champús tienden a tener un pH ácido. Es necesario que este enfoque sea equilibrado, si no, se van a encontrar con más ácidos que álcalis. El siguiente paso es probar el comportamiento de ácidos y álcalis del laboratorio para demostrar que, de hecho, los álcalis son más corrosivos que los ácidos. Esto puede hacerse dejando caer muestras de ácido y álcali diluidos sobre un conjunto de materiales como papel, nailon, lámina de aluminio y algodón. Las muestras pueden inspeccionarse con el tiempo para comprobar que el álcali causará más corrosión que el ácido.

Muestre la diferencia entre “fuerte” y “débil” y diluido y concentrado

Disoluciones secuenciales 1:10 de un ácido fuerte, una base fuerte, un ácido débil y una base débil mostrarán que por cada disolución se obtiene un cambio de pH de 1 (de 2 a 3, de 3 a 4, etcétera). Un ácido o una base fuerte requerirán más diluciones para alcanzar el mismo valor que una base débil. Esto sugiere que hay más partículas responsables de la acidez o alcalinidad presentes en los ácidos y bases fuertes que en los débiles.

Esto puede contrastarse con soluciones concentradas en las que una cantidad grande de cualquier sustancia puede disolverse en agua. Esto es independiente de si el ácido o la base es “fuerte” o “débil”.

¹ Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Barker, 2002.

bil", pero se aplica en igual manera a las sustancias no-ácidas como cloruro de sodio o azúcar.

Introduzca la neutralización como una reacción que involucra un ácido y una base que reaccionan juntos

Los estudiantes pueden llevar a cabo una titulación entre un ácido fuerte y una base fuerte, midiendo el pH y la temperatura después de la adición de cada alícuota de ácido. Una gráfica con los resultados revela que la temperatura más alta y el punto de neutralización coinciden. Pueden usarse modelos moleculares para reforzar el concepto de reacción entre un ácido y una base, para mostrar que se forman agua y una sal. En el análisis, los estudiantes pueden ser conducidos hacia la noción de que la formación de enlaces en el agua es una fuente de energía. Variar el ácido a un diprótico o un triprótico revela que se libera más energía (esto puede relacionarse de manera directa con las ecuaciones de las reacciones involucradas).

Dificultades de los estudiantes con la estequiometría

Los moles conectan las sustancias representadas en una reacción química con las cantidades necesarias en la práctica. El mol es una noción abstracta —no podemos “ver” el número de Avogadro de partículas— de manera que lo mejor que podemos hacer es presentar una idea acerca de su magnitud. El uso significativo del mol requiere destrezas en matemáticas, lo que representa un reto adicional.

UNA CAUSA DE DIFICULTADES: LA DEFINICIÓN DE “MOL”

Se conoce desde hace tiempo el problema que representa para los estudiantes “el concepto de mol” (Lazonby et al., 1982). Dado que las ideas que tienen los estudiantes de química del bachillerato acerca de las partículas son a menudo pobres o inconsistentes, no es extraño que tengan dificultades. Dierks (1981) señala que la adopción del mol como unidad en la química es relativamente reciente. Observa que la discusión del “problema del mol” empezó en 1953 (p. 146) y, desde entonces, los químicos han estado muchos años poniéndose de acuerdo acerca de la definición. La palabra “mol” ha adquirido tres significados: una unidad individual de masa; una porción de sustancia; y un número (p. 150). Los profesores de química con frecuencia adoptan un enfoque simplista, en el cual el mol es una unidad de conteo. Nelson (1991) disiente de este enfoque con base en el hecho

de que el mol no se define estrictamente como un número, sino más bien como:

“...la cantidad de sustancia que corresponde al número de átomos que hay en 0.012 kg de carbono-12” (p. 103).

Dierks (1981) sugiere que el problema se presenta cuando se introduce el concepto de moles a estudiantes que no van a ser profesionales de la química. Se refiere a un trabajo previo acerca de las dificultades de los estudiantes para establecer la conexión esencial entre las fórmulas químicas o ecuaciones químicas y las expresiones matemáticas que representan cantidades de sustancia. Sobre este tema en particular declara que:

“Se acepta, en general,... que los estudiantes necesitan tener un concepto claro de lo que significa cantidad de sustancia, si van a trabajar de manera exitosa con este concepto. Tal parece que dicho concepto sólo puede desarrollarse cuando la cantidad de sustancia se interpreta como una cantidad numérica” (p. 152).

Al adoptar el punto de vista de Ausubel de que: “el aprendizaje significativo tiene lugar cuando la información nueva se enlaza con conceptos existentes” (p. 153), Dierks aconseja empezar por presentar el mol como un “número”, lo cual se contrapone a la firme recomendación de Nelson (1991) en el sentido de enseñar el mol como una “cantidad”. Esta discrepancia constituye el problema central de la enseñanza del mol: podemos usar “cantidad de sustancia” y “número de partículas” como conceptos sinónimos, y contribuir, sin querer a la confusión de los estudiantes, al no explicar con claridad lo que queremos expresar en cada caso.

En un trabajo más reciente de Boujaoude y Barakat (2000) se hacen tres sugerencias acerca de cómo enseñar el mol. Desarrollan un examen de estequiometría y entrevistan al azar a 40 estudiantes entre 16 y 17 años de edad, quienes evidencian deficiente comprensión respecto de cantidades molares, reactivo limitante, conservación de la materia, volumen molar de los gases en condiciones estándar de presión y

temperatura y coeficientes en una reacción química. Los autores recomiendan que los profesores ayuden a los estudiantes a desarrollar relaciones claras entre estas ideas, antes de plantearles problemas numéricos. Señalan que los maestros deberían analizar también cómo enfocan los estudiantes la resolución de problemas, lo que evitaría el continuo empleo de estrategias equivocadas. Recomiendan como tercer punto, que los problemas estimulen el pensamiento y no meras aplicaciones de algoritmos. En este estudio los autores encontraron que todo ello ayudaba a los estudiantes en la adquisición de habilidades en la resolución de problemas.

APTITUDES MATEMÁTICAS DE LOS ESTUDIANTES

Como señalan Boujaoude y Barakat, el manejo de la matemática también es una causa de las dificultades de los estudiantes. Es muy improbable que quien no puede manejar los números adquiera conocimientos acerca de los moles. Shayer (1970, citado en Rowell y Dawson, 1980) explica las dificultades de los alumnos en términos de su falta de destrezas cognoscitivas “necesarias para enfrentar los conceptos” (p. 639). Shayer piensa que aquellos que no han alcanzado la fase del pensamiento operativo formal de Piaget no pueden aprender lo relativo a los moles, porque las destrezas cognoscitivas como el razonamiento acerca de proporciones y relaciones no se han desarrollado. Esto coincide a grandes rasgos con la sugerencia de Dierks, puesto que el pensamiento operativo formal implica:

“...la destreza para... percibir la necesidad de controlar las variables, cuando se hacen inferencias de los datos, y de ajustar las observaciones, en especial las de proporcionalidad, a los modelos cuantitativos” (Driver, 1983, p. 61).

Rowell y Dawson (1980) y Nelson (1991) están en desacuerdo y sugieren que los estudiantes necesitan ser llevados paso a paso por la ruta apropiada para inducirlos al uso aceptable de los moles.

RAZONAMIENTO DE LOS ALUMNOS RESPECTO DE LAS MASAS REACCIONANTES

Barker (1995) informa las respuestas de 250 estudiantes de 16 a 17 años de edad a una pregunta acerca de la reacción entre el hierro y el azufre, adaptada de Briggs y Holding (1986). Se les dijo que 56 g de hierro reaccionan con 32 g de azufre para dar 88 g de sulfuro de hierro y se les pidió que predijeran lo que se produciría cuando reaccionan 112 g de hierro y 80 g de azufre. Al principio del estudio, con dos años de duración, alrededor de 50 por ciento dio la respuesta correcta, que se producirían 176 g de sulfuro de hierro y quedaría algo de azufre. La respuesta incorrecta más frecuente, dada por 32 por ciento, fue sumar las dos cantidades para obtener 192 g. Estos estudiantes no se habían dado cuenta de la necesidad de aplicar el razonamiento relativo a las masas reaccionantes. Al término de los dos años del estudio, cerca de 75 por ciento dio la respuesta correcta, mientras que alrededor de 16 por ciento respondió que 192 g.

Boujaoude y Bakarat (2000) informan que cerca de 40 por ciento de su muestra de estudiantes de 16 a 17 años de edad calcularon la masa molar dividiendo o multiplicando el total de las masas atómicas por el coeficiente mostrado en la reacción química.

SUGERENCIAS DE LOS INVESTIGADORES PARA EL APRENDIZAJE DE LOS MOLES

Modelado de una reacción química

Rowell y Dawson (1980) abordan la enseñanza de los moles a estudiantes de 16 años de edad mediante el modelo de una reacción química muy sencilla, como es: $2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$ representada con fichas pequeñas. A continuación, la idea de proporcionalidad se introduce mostrando una reacción en la cual "2A" hacen "1C". Se les pregunta qué se puede producir si sólo se tiene "1 A". Una vez desarrollada la idea de que las reacciones tienen lugar en proporciones, Rowell y Dawson introducen la idea de que el número de partículas que participan puede

ser muy grande. En ese momento, vuelven a la reacción original y piden a los estudiantes que imaginen que se trataba de átomos de elementos químicos. La conservación del número de átomos y de las masas se enfatiza en cada punto. Los autores llevaron a cabo una estrategia de aprendizaje de seis semanas empleando este enfoque gradual y los examinaron antes, inmediatamente después y al cabo de dos meses. Encontraron que 21 de los 24 estudiantes respondían sin errores la prueba final. Esto refuta la propuesta de Shayer, puesto que los estudiantes no fueron seleccionados por su destreza para pensar de una manera operativa formal. Los autores concluyen:

“La enseñanza del concepto de mol no es tarea fácil, pero no tiene que ser por necesidad la montaña que algunos han pretendido que sea” (p. 707).

El uso de algoritmos

Kean y colaboradores (1988) recomiendan el uso de algoritmos para ayudar en la enseñanza y el aprendizaje de las ideas de mol. Hacen notar que los algoritmos útiles “permiten a los estudiantes la resolución de problemas, mediante significados y no de rutina” (p. 987). Sugieren una estrategia de ocho pasos para ayudar a los estudiantes a diseñar un algoritmo para convertir masas en medidas de volumen y viceversa. De manera semejante, se les puede enseñar un algoritmo para resolver problemas de proporcionalidad y, eventualmente, cálculos de masas reaccionantes. Esta estrategia ayuda a que los estudiantes desarrollen confianza en su manejo de datos numéricos, pero necesita un entrenamiento cuidadoso a fin de asegurar que la aplicación sea la adecuada. Finley y colaboradores (1992) alertan:

“Investigaciones recientes indican que la habilidad para resolver problemas numéricos no garantiza la comprensión conceptual de los fundamentos moleculares del problema” (p. 254).

A pesar de que la propuesta de Kean y sus colaboradores puede proporcionar el medio para alcanzar un fin, puede ocurrir que los estudiantes aprendan el algoritmo pero no su significado químico. El enfoque de

Rowell y Dawson, arraigado con firmeza en los principios de la estequiometría, tiene muchas razones para recomendarse.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

Los químicos no se ponen de acuerdo en la definición de mol

Los químicos han discutido el significado de “un mol” durante los últimos cincuenta años. El mol tiene tres significados: una unidad individual de masa, una porción de sustancia y un número. Los profesores de química adoptan con frecuencia la posición simplista de “unidad de conteo” que no tiene correspondencia con ninguno de ellos. Al margen de la discusión filosófica de los expertos, los estudiantes necesitan un planteamiento preciso basado en la asociación entre la cantidad de sustancia y una cantidad numérica.

El mol se enseña como una idea matemática abstracta

Con frecuencia se enseña el mol con un enfoque matemático que oscurece el significado químico. Los estudiantes que batallan con el manejo de números y símbolos encontrarán dificultades para entender esta forma de abordar el aprendizaje del mol.

Los estudiantes no tienen seguridad en la comprensión de los conceptos preliminares

El mol es una idea que relaciona los principios básicos de la reacción química con conceptos más avanzados que tienen que ver con el control de las reacciones. Por ello, antes de aprender lo relativo al mol, los estudiantes tendrán que entender que las reacciones químicas producen nuevas sustancias; que la materia está hecha de diminutas partículas invisibles a simple vista y que los químicos tienen que ser capaces de medir con exactitud cantidades de sustancia, para poder controlar las reacciones químicas.

El número de Avogadro no se puede “ver”

El tamaño del número de Avogadro es demasiado grande para que pueda comprenderse a primera vista. Se puede dar a los estudiantes una impresión de su tamaño, con la ayuda de sorprendentes imágenes tales como un mol de granos de arena alineados a lo largo de una milla (1.6 km); un mol de canicas que forman una capa de 1 500 km de espesor sobre el Reino Unido e Irlanda.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRESIÓN¹

Lo que sigue es una secuencia experimentada y comprobada. Con paciencia y cuidado, se puede enseñar el mol a la mayor parte de los estudiantes, sin mucha dificultad.

Muestre a los estudiantes elementos cuya masa guarde una relación de números enteros

Tenga preparadas muestras pesadas de elementos y compuestos químicos, claramente etiquetadas con símbolos, fórmulas y valores de la relación: A_r/M_r (relación de masas atómicas/relación de masas moleculares). Incluya dos elementos con una relación sencilla de A_r —son buenos ejemplos el cobre (asuma una $A_r = 64$) y el azufre ($A_r = 32$)—.

Presente en el pizarrón una tabla con dos columnas, una para cada elemento, escriba un símbolo en la parte superior de cada columna, y la relación A_r . Inmediatamente debajo escriba la relación (2:1). Pida a los estudiantes que imaginen un átomo de cada elemento y que establezcan la relación de sus masas (2:1). ¡Es fácil! A continuación pregunte si es posible pesar un átomo de la manera acostumbrada. La respuesta es no. Explique que los químicos necesitan poder comparar masas que puedan medirse con facilidad.

¹ Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Barker, 2002 y en Kind, 2004.

Muestre que la relación continúa siendo la misma, en forma independiente del número de átomos

Llene las columnas con números crecientes de átomos —el número puede escribirse para ambas columnas o por separado—, en cada una. Los números deben llegar hasta 1 000 000. Señale que incluso un millón de átomos no puede medirse con los métodos acostumbrados porque los átomos son demasiado pequeños. Cada vez que añada un número haga referencia a la relación de masas, señale que siempre es la misma: 2:1. Subraye el hecho de que la relación es fija.

Introduzca la masa en gramos que utilizan los químicos: pregunte acerca de los átomos presentes

A continuación refiérase a las etiquetas de los frascos. Es posible medir cantidades de sustancias químicas, pero ¿cómo lo han hecho los químicos?, ¿qué hay de especial en las cantidades medidas? Traiga los frascos de los dos elementos seleccionados y escriba las masas en gramos en las listas. Pida a los estudiantes que establezcan la relación de masas —ésta no varía, 2:1—. Ahora viene la pregunta esencial: “¿Qué pueden decir acerca del número de átomos que hay en cada frasco?”. Espere pacientemente la respuesta, repitiendo, si es necesario, la discusión. En algún momento alguien establecerá la concordancia entre la relación de masas de los átomos y la relación de las masas que están en los frascos y concluirá que el número de átomos en cada frasco es el mismo.

Introduzca el concepto de número de Avogadro, refuerce la noción del tamaño atómico

Cuando esté convencido de que la mayor parte del grupo ha entendido, introduzca las nociones siguientes: los átomos son extremadamente pequeños; el número de átomos es extremadamente grande, el número de átomos se llama número de Avogadro; llamamos a este número y esa cantidad de sustancia “un mol”. Apoye la discusión con imágenes del número de Avogadro, tales como que un mol de los dulces llamados malvaviscos cubriría la superficie de Estados Unidos de América con

una capa de 1 000 km de espesor (recuerde el inciso sobre la carencia de visibilidad del número de Avogrado).

Utilice “cartas con fórmulas” para reforzar las ideas

Prepare una serie de “cartas con fórmulas” (ver ejemplos en Barker, 2002). Cada carta del mazo tendrá el símbolo y el valor de A_r de un elemento químico. Haga las cartas con elementos con “poder de combinación” de uno, en forma de cuadrado y duplique y triplique la longitud para los elementos con poderes de combinación de 2 y 3. Esto permitirá a los estudiantes hacer las fórmulas de compuestos sencillos como el agua, alineando dos cartas de hidrógeno con una de oxígeno y construyendo un cuadrado de dos por dos, por ejemplo. Asegúrese de que hay suficiente número de cartas para que los estudiantes construyan los reactivos de una reacción. Por ejemplo, la reacción química entre el hidrógeno y el oxígeno necesita cuatro cartas de hidrógeno y dos cartas de oxígeno. Use las cartas cada vez que los estudiantes se encuentren con una nueva reacción química. Refuerce la noción de que se forman sustancias nuevas y se conserva la masa total. Anime a los estudiantes a que escriban reacciones químicas en forma correcta, con base en las fórmulas que construyen con las cartas. Ellos pueden ver de manera fácil que los valores de las masas moleculares relativas, M_r de los elementos y los compuestos son la suma de los valores de A_r de los elementos participantes; aproveche para introducir el hecho de que los números grandes delante de cada fórmula representan el número de moles presente. Estas cartas son de valor incalculable para trabajar con estudiantes de cualquier nivel de habilidad.

Introduzca las matemáticas más tarde

Con suficiente práctica, los estudiantes verán las relaciones entre moles, masas y valores de A_r y M_r por sí mismos. Cuando introduzca lo anterior, asegúrese de que en todos los ejemplos las relaciones sean sencillas y se utilicen sólo sustancias familiares. Refuerce el aprendizaje empleando reacciones que puedan demostrarse frente a los estudiantes, pese las sustancias de manera explícita una a una y muestre lo que ocurre

cuando se emplean cantidades excesivas. La relación entre el hierro y el azufre es un buen ejemplo. Entonces, cuando los estudiantes se sientan seguros con el uso de las cartas con fórmulas y, por ejemplo, parezcan no necesitarlas para reacciones sencillas y muestren señales de memorizar la información que contienen; es en este momento y no antes; cuando se retiran las cartas. En ese momento las matemáticas toman su lugar. El proceso de integración del conocimiento puede necesitar semanas, no sólo unas cuantas lecciones. Si es necesario, regrese a la discusión inicial y ayude a los estudiantes que avanzan con menor rapidez. La paciencia, mientras gradualmente los estudiantes adquieren confianza, traerá con posterioridad su recompensa.

Ideas de los estudiantes sobre el enlace químico

Los químicos han estudiado con amplitud las formas en las que se combinan las partículas para componer la aparentemente infinita gama de sustancias que existen. Casi todas las moléculas* tienen enlaces que caen entre los extremos de enlace “covalente” e “iónico”; el comportamiento de una sustancia está influido por los enlaces intermoleculares cuya extensión afecta sus puntos de fusión y ebullición, su estructura y su uso potencial. Los cursos de química de bachillerato introducen el estudio de los enlaces intermoleculares. Es relativamente escaso el trabajo realizado sobre las ideas que tienen los estudiantes acerca del enlace químico antes de los 16 años de edad.

EL ENLACE COVALENTE

La idea más simple asociada con la formación de enlaces covalentes sencillos es que un par de electrones es compartido por dos átomos, y que en un enlace doble son dos pares de electrones los compartidos. En cualquiera de los dos casos, compartir electrones confiere estabilidad adicional a los átomos participantes y se necesita una cierta energía para romper el enlace.

* Como se verá más adelante, las moléculas no tienen enlaces iónicos, ni las sustancias iónicas forman moléculas (N. de T.).

El desarrollo de las ideas básicas

Barker (1994) comunica los cambios en las ideas básicas de los estudiantes sobre los enlaces covalentes y la estructura molecular en un periodo de dos años. Alrededor de 18 por ciento de los estudiantes de 16 años de edad podían distinguir entre los enlaces covalentes sencillos y dobles en las moléculas de metano, eteno y agua, en términos del número de electrones participantes. Cerca de 66 por ciento de los estudiantes fueron capaces de hacer lo mismo 15 meses después. Un 25 por ciento adicional distinguía en esa etapa entre enlaces sencillos y dobles pero no especificaba el número de electrones que participaban. Casi siete por ciento de los estudiantes, al final del estudio, pensaban que los enlaces tenían 1 ó 2 electrones.

En un estudio paralelo, Barker exploró las ideas de los estudiantes acerca de la energía en la formación de un enlace, les preguntó por qué la fórmula de la molécula de metano es CH_4 . Muy pocos de ellos, en ese momento de la investigación, respondieron en términos de energía, pero cerca de seis por ciento al principio y 16 por ciento al final, dijo que “el C y el H son más estables como CH_4 ”. Una respuesta muy generalizada, dada por 56 por ciento de los estudiantes de 16 años de edad y por 18 por ciento de los de 18, fue: “el C necesita cuatro enlaces”. Esta respuesta ignora al hidrógeno en la molécula y atribuye una conducta antropomórfica al átomo de carbono. Taber (1996) encontró que esta clase de lenguaje está muy extendida y no sólo en los estudiantes, sino también entre profesores en su intento de facilitar la comprensión de las cuestiones de la ciencia.

Avance en la comprensión

Taber (1997a) llevó a cabo un estudio de casos donde exploró el avance de la comprensión del enlace químico en estudiantes de bachillerato. En un informe previo (Taber, 1993a, b) describe tres entrevistas hechas a “Annie” acerca del enlace químico y señala el avance en la comprensión. En la primera entrevista, ella reconoce que existe un enlace covalente en las moléculas diatómicas que tienen dos átomos idénticos. No explicó la formación del enlace covalente en términos de

electrones compartidos. En cambio, decía que los átomos se “amarraban”. Para decidir si el enlace era covalente o no, ella observaba los elementos químicos implicados para establecer si ambos eran no-metales. Si eso ocurría, entonces se formaría un enlace covalente entre ellos. Después de varios meses en el curso de química, Annie describió los enlaces covalentes en términos de electrones compartidos y se dio cuenta de que un resultado de compartir electrones es que los átomos adquieren “capas llenas” de electrones. Hacia el final del curso, cuando fue entrevistada de nuevo, pudo describir la atracción electrostática entre los núcleos atómicos y los electrones, lo que indica que había avanzado hacia una percepción aceptada del enlace covalente. El progreso de Annie se refleja en el desarrollo de ideas más elaboradas.

Taber desarrolló un modelo sobre el avance de las ideas que tienen los estudiantes de química de bachillerato sobre el enlace químico. Sostiene que éstos empiezan ese curso con una gama de herramientas conceptuales obtenidas de asignaturas curriculares previas relacionadas con ciencias y que éstas se desarrollan desde el “marco de la regla del octeto” hasta un “principio de explicación, del mínimo en la energía”, en el cual utilizan ideas basadas en la teoría cuántica centrada en el uso de orbitales atómicos. Un punto clave es su evidencia de que los estudiantes encuentran más sencillo adquirir o añadir nuevas herramientas conceptuales al conjunto de las antiguas, que desmontar los modelos existentes. El estudio de Barker apoya estas afirmaciones —aunque a los estudiantes se les enseñen ideas “nuevas” basadas en orbitales atómicos—, cuando contestan preguntas acerca de la estructura molecular, prefieren emplear los modelos de estructura molecular que ya poseían. Esto pudiese apuntar la necesidad de alentar a los estudiantes a que asimilen y apliquen nueva información.

Dificultades asociadas

Al aprender el enlace covalente, los estudiantes descubren lo relativo a las formas de las moléculas y también que casi todos los enlaces covalentes están polarizados. Al mismo tiempo se les presentan “reglas” de combinación, por ejemplo la “regla del octeto” que predice, con sus limitaciones, el número máximo de electrones permitido en un orbital.

En consecuencia, además de aprender las ideas básicas acerca de los electrones compartidos, los estudiantes deberían asimilar muchos otros conceptos asociados. En su trabajo con australianos de 17 años de edad, Peterson y Treagust (1989) encontraron que los estudiantes desarrollaban ideas durante un curso de química avanzada, pero que su progreso estaba acompañado con frecuencia de ideas previas en estas áreas asociadas. Por ejemplo, encontraron que 23 por ciento pensaba que los electrones eran compartidos por igual en todos los compuestos covalentes, mientras que, alrededor de la cuarta parte atribuía la forma de las moléculas a la repulsión entre los pares de electrones del enlace, o a la polaridad del enlace. Sólo alrededor de 60 por ciento sabía la posición correcta de los electrones en un enlace entre el hidrógeno y el flúor. En la misma pregunta hecha a estudiantes del primer año de química en la universidad (Peterson, 1993) se obtuvo 55 por ciento de respuestas correctas, lo que implica que la mayor parte de los estudiantes que aprenden sobre la polaridad de los enlaces, retienen el conocimiento.

ENLACES IÓNICOS

Las ideas básicas asociadas con los enlaces iónicos implican transferencia de electrón(es) entre dos átomos eléctricamente neutros para formar iones con carga global positiva o negativa. El número de electrones transferido o aceptado por un átomo se relaciona con la valencia del elemento. Las cargas positivas y negativas abarcan “todo” el ion de manera que, dependiendo del empaquetamiento, los iones forman enlaces iónicos con más de un ion de carga opuesta a la vez, para integrar una estructura gigantesca que llamamos cristal.

Los estudiantes encuentran que el enlace iónico es difícil de aprender, describir y explicar

La evidencia presente sugiere que el tema es problemático para los estudiantes y que todas esas dificultades pudieran representar importantes obstáculos para la comprensión. El estudio de Barker (1995) aporta evidencia preliminar acerca de las dificultades de los estudiantes frente

a una pregunta abierta que sondea la formación de enlaces iónicos entre los átomos de sodio y de cloro. La pregunta incluye el diagrama de un frasco que contiene gas cloro, en el cual se introduce un trozo de sodio metálico caliente, junto con una descripción de la reacción. Se les pide que describan lo que ocurre en el frasco. Al principio del estudio, alrededor de 20 por ciento dio respuestas que sugerían un conocimiento acerca del enlace iónico, incluida la contestación: "se transfiere un electrón del sodio al cloro y se forma un compuesto estable". El 54 por ciento en esta etapa, sugiere simplemente que el sodio y el cloro están "reaccionando" o "formando un compuesto". Para el final de la investigación, a pesar del periodo de enseñanza de 15 meses, estos patrones quedaron en 34 por ciento y 48 por ciento respectivamente, comparados con cifras mucho más altas (que aparecen arriba) para el enlace covalente.

En un nivel más específico la entrevista de trabajo de Taber (1993a, b) con Annie, también indica que hay problemas. Cuando ella empezó su curso de química de bachillerato, reconocía una clase de enlaces entre los metales y los no metales, a los cuales denominó "iónicos", pero no pudo reconocer el tipo de enlace presente en un diagrama de un cristal de cloruro de sodio, al cual describió como "sólo átomos de cloro y de sodio" arreglados en "filas" (p. 18). Taber resume la opinión de Annie de lo que es un cristal de cloruro de sodio:

"...la estructura se mantiene unida, pero sin enlace alguno: hay cargas en los átomos neutros; los átomos se combinan sin traslaparse; y los átomos están intercambiando no sólo electrones sino fuerzas relacionadas con la configuración electrónica" (p. 19).

En la segunda entrevista, Annie identificó los iones en el cloruro de sodio, pero empleó el término "molécula" para describir las sustancias iónicas, como si los elementos se combinaran para formar partículas discretas como el carbono y el hidrógeno se combinan para formar una molécula de metano. Ella sabía que cuando los iones se combinan, el resultado global es que se produce algo neutro. En su entrevista final, reconoció que la transferencia de electrones está implicada en el enlace iónico, pero siguió confundida acerca de la existencia de alguna clase de enlace en el cloruro de sodio, al decir:

“...es casi como si estuviesen mezclados, pero no se han combinado. Yo creo que se mantienen juntos efectivamente sólo por la atracción de sus fuerzas” (p. 23).

Annie sabía que las cargas positivas y negativas implicaban atracción, pero no podía describir de manera adecuada el papel de dichas cargas en la estructura del cloruro de sodio.

Las respuestas de Barker sugieren que los estudiantes de química de 16 y 17 años de edad no pueden describir con acierto el enlace iónico, mientras que el trabajo de Taber proporciona evidencia detallada para explicar este estado de cosas. Se discuten más detalles relativos a los problemas de los estudiantes.

Los compuestos iónicos forman moléculas discretas

Butts y Smith (1987) informan los resultados de 28 entrevistas con estudiantes australianos de 17 años de edad que habían estudiado el enlace químico. Se les pidió que dibujaran y explicaran la estructura del cloruro de sodio. A pesar de que la mayoría asociaba el compuesto al enlace iónico, muchos no se daban cuenta de que el enlace iónico es tridimensional. Butts y Smith también señalaron que algunos estudiantes consideraban que el cloruro de sodio era molecular, y sugerían que había enlaces covalentes entre el cloro y el sodio, pero que se necesitaban enlaces iónicos entre las moléculas para crear la estructura completa. Taber (1994) sugiere que los estudiantes han adquirido esa idea porque no “comparten el marco del conocimiento electrostático” del profesor, y también porque se les ha enseñado la formación de iones de una manera que apunta al modelo molecular.

A los alumnos del estudio australiano se les pidió que describieran lo que ocurriría si se disolviese cloruro de sodio en agua. Todos contestaron que las partículas se dispersarían, aunque algunos pensaban que los iones cloruro y sodio seguirían atrayéndose uno al otro de manera que habría una estructura “residual” en el agua. Dos estudiantes sugirieron que la sal reaccionaría con el agua formando iones sodio, cloruro e iones hidrógeno y oxidrilos. Barker (1994) informa sobre hallazgos semejantes. Encontró que alrededor de 28 por ciento de los estudiantes

que empiezan cursos de química de bachillerato y 40 por ciento de ese mismo grupo que ya había terminado el curso, visualizaban de forma intuitiva el ácido clorhídrico como moléculas de cloruro de hidrógeno en solución. Los estudiantes utilizaban la idea de que los elementos “cambiaban de pareja” con el cloro, para explicar el desprendimiento de hidrógeno gaseoso al añadir magnesio metálico. La extrapolación de estas respuestas sugiere que el producto estaría formado por moléculas de cloruro de magnesio en solución.

Taber (1998) encontró evidencia que indica una posible explicación de esta manera de pensar. Su trabajo detallado sugería que los estudiantes percibían la formación de los enlaces iónicos en términos de la electrovalencia de los átomos implicados. En este modelo, el cloruro de sodio existe como moléculas de “NaCl” porque el sodio y el cloro tienen ambos electrovalencia de uno; un átomo de sodio pierde un electrón que gana un átomo de cloro asociado y los dos iones forman un par discreto. De manera semejante, el cloruro de magnesio existe como $MgCl_2$ porque el cloro (valencia uno) se combina con el magnesio (valencia dos) permitiendo que cada átomo de magnesio pierda dos electrones, uno para cada átomo de cloro asociado. El modelo, en esencia, significa que los estudiantes perciben el modelo iónico igual que la formación de enlaces covalentes, siendo el factor clave la generación de “niveles electrónicos llenos”. Los niveles se pueden llenar compartiendo o transfiriendo electrones, en ambos casos resulta una molécula discreta, cuya fórmula está determinada por las valencias de los elementos. Taber informa acerca de una consecuencia de lo anterior: un estudiante argüía que un ion sodio no podía formar seis enlaces iónicos, a menos que tuviese una carga de 6^+ .

Un “marco molecular” para los compuestos iónicos

Taber continúa su trabajo con el enlace iónico con un examen administrado a 370 estudiantes (1997b). Los datos obtenidos lo llevaron a formular un “marco molecular” que los estudiantes emplean para describir los enlaces iónicos. El marco incluye tres supuestos llamados “valencia”, “historia” y “sólo fuerzas”. El primer supuesto establece que el número de enlaces iónicos que un ion puede formar está determina-

do por la configuración electrónica; el supuesto "historia" establece que los enlaces únicamente pueden formarse entre átomos que han dado o aceptado electrones, mientras que el supuesto "sólo fuerzas" establece que los iones interactúan con otros iones, pero que un enlace iónico sólo puede formarse entre un ion de sodio y uno de cloro (p. 101), de manera que estas interacciones adicionales son "sólo fuerzas", no enlaces. Esto implica que los compuestos iónicos adoptan una estructura molecular como las moléculas covalentes, pero más bien con enlaces iónicos entre los iones, en lugar de enlaces covalentes entre los átomos.

ENLACES INTERMOLECULARES

Por lo regular, en los cursos de química de secundaria, en el Reino Unido, no se aborda el tema de los enlaces intermoleculares. Las ideas acerca del enlace de hidrógeno y otros tipos de enlaces dipolo-dipolo, incluidos los que con frecuencia se llaman "fuerzas de Van der Waals", se enseñan en cursos de bachillerato. Este tema ha recibido relativamente poca atención de los investigadores en educación química.

Enlaces por "puente de hidrógeno"

Los enlaces por "puente de hidrógeno" se presentan cuando el hidrógeno se enlaza con los elementos altamente electronegativos: flúor, oxígeno y nitrógeno. Por ejemplo, en el fluoruro de hidrógeno los electrones del enlace covalente entre el hidrógeno y el flúor se distribuyen hacia el átomo más electronegativo, distorsionando la nube electrónica y creando cargas parciales positivas y negativas en la molécula; situación que se conoce como dipolo. El núcleo de hidrógeno aporta la carga parcial positiva, mientras que la nube de electrones distorsionada en torno al flúor aporta la carga parcial negativa. La carga parcial positiva de una molécula puede alinearse con la negativa de otra, resultando un tipo específico de atracción electrostática que se llama "enlace por puente de hidrógeno".

Avance en el desarrollo de ideas básicas

Barker (1995) y Taber (1993a) han estudiado lo que piensan los estudiantes acerca de los enlaces por puentes de hidrógeno. En el estudio de Barker se pidió a 250 estudiantes que iniciaban el curso de química de bachillerato, que identificaran los enlaces entre las moléculas de agua y que explicaran qué los distinguía de los enlaces covalentes. Al principio, alrededor de 18 por ciento los identificó como enlaces de hidrógeno, después de 15 meses, la cifra subió hasta 69 por ciento. El 20 por ciento empezó por sugerir que se trataba de enlaces "líquidos" o "débiles" entre moléculas, lo que tal vez se debió a que, en ausencia de una enseñanza formal, tendían a adivinar los diagramas que se les presentaron. Alrededor de ocho por ciento, en la primera etapa, describió el enlace de hidrógeno como "una fuerza de atracción, no un enlace". Después de 15 meses, pocos estudiantes dieron la respuesta "líquido-débil", pero 24 por ciento dio la descripción de "atracción". Esto sugiere que se enseña a los estudiantes a distinguir entre enlaces intermoleculares y otros tipos de enlaces y a atribuirles estas diferentes propiedades, lo cual no es ni exacto en su contenido químico, ni necesario.

El trabajo de Taber con Annie (1993a) proporciona un panorama más específico acerca del avance en la comprensión de los enlaces de hidrógeno. Se le presentó un diagrama que representaba una cadena de moléculas de fluoruro de hidrógeno. En las moléculas se señalaba adecuadamente la nube electrónica distorsionada, y en el dibujo, las moléculas se tocaban una a otra. Annie no pensó que hubiese enlace alguno entre las moléculas. Taber sugiere que esto tal vez se debe a que en el dibujo estas formas no estaban traslapadas. En la segunda entrevista, posterior a la enseñanza, Annie pudo describir la diferencia entre el enlace O-H dentro de una molécula de agua y el enlace entre dos moléculas de agua:

"Tienes los dos hidrógenos añadidos al oxígeno. Entonces el hidrógeno trae un pequeño enlace como si fuera el otro oxígeno, para mantener la estructura unida, pero no es como, sino que es un enlace, pero no es tan fuerte, como sería el enlace iónico" (p. 42).

En la tercera entrevista, Annie habló de los enlaces de hidrógeno, incluyó los pares de electrones solitarios y demostró una comprensión mucho más clara del papel intermolecular del enlace por “puente de hidrógeno”.

Otros enlaces intermoleculares

Otros dipolos, los temporales, se forman porque los electrones se mueven continuamente en el interior de las moléculas. Cargas temporales positivas se enlazan con cargas temporales negativas. A este tipo de interacción se le puede llamar “fuerza de Van der Waals”. En términos de energía, cada atracción electrostática es muy pequeña, pero cuando se generan y se rompen miles o millones de ellas, el efecto sobre la estructura y el comportamiento de una sustancia es significativo.

Barker exploró el pensamiento de los estudiantes acerca de otros enlaces intermoleculares, además de los enlaces de hidrógeno, les pidió que explicaran por qué el vapor a 1 000 °C sobre una mezcla de los cloruros de titanio (IV) y de magnesio, sólo contenía cloruro de titanio (IV), dado que el cloruro de titanio (IV) es covalente y que el cloruro de magnesio es de naturaleza iónica. Al principio, sólo uno por ciento de las respuestas sugerían que los enlaces intermoleculares entre las moléculas de cloruro de titanio (IV) se rompían, patrón que aumentó a 16 por ciento 15 meses después. Al principio del estudio se dividió a los alumnos que iniciaban el curso de química de bachillerato en cuatro grupos. Los que pensaron que las sustancias covalentes tienen bajos puntos de ebullición y por eso se necesita más calor para vaporizar el cloruro de magnesio, sumaron 22 por ciento; los que pensaron que los enlaces iónicos no pueden romperse con calor fueron cerca de 13 por ciento; quienes sugirieron que los enlaces covalentes son más débiles que los iónicos y por eso se rompen alcanzaron alrededor de la cuarta parte (24 por ciento), y casi un tercio no ofreció respuesta o la respuesta no era codificable. Al final del estudio prevalecían las respuestas anteriores; las cifras correspondientes eran 14 por ciento, 15 por ciento, 31 por ciento y 11 por ciento de respuestas nulas o no codificables. Estos datos señalan el recurso muy generalizado de emplear nociones cualitativas y vagas en la descripción del comportamiento de las sus-

tancias, a pesar de que en el curso se presentaban todos los enlaces intermoleculares en una forma químicamente correcta y contextual.

En la primera entrevista (Taber 1993a) se preguntó a Annie sobre la estructura del yodo. Explicó que las moléculas de yodo se mantenían juntas por “fuerzas de presión”, no por medio de enlaces químicos. Después de recibir la enseñanza se dio cuenta de la existencia de las fuerzas de Van der Waals y las colocó correctamente entre las moléculas de yodo, pero pensó que estaban presentes también en compuestos como el cloruro de sodio, dando la impresión de que las aplicaba a cualquier estructura que no podía explicar de otra manera. En esta segunda etapa, Annie sabía que el calor afecta las fuerzas de Van der Waals, pero no podía explicarlo de manera aceptable. En su entrevista final había retenido la idea de que las fuerzas de Van der Waals existen en el cloruro de sodio, y se había dado cuenta de que estos enlaces se romperían antes que los enlaces covalentes cuando se calentaran las sustancias. Los puntos de vista de Annie confirman los presentados en el estudio a gran escala.

Dificultades asociadas

En el aprendizaje de las fuerzas intermoleculares algunos estudiantes desarrollan concepciones alternativas. Un error frecuente mencionado en el caso de Annie y presentado con mayor formalidad por Peterson y Treagust (1989) es la confusión de las diferentes localizaciones de los enlaces inter e intramoleculares. Alrededor de 23 por ciento de los estudiantes pensaban que los enlaces intermoleculares estaban en el interior de la molécula covalente. En un estudio posterior, Peterson (1993) encontró que 36 por ciento de los estudiantes de química del primer año de la universidad pensaban que el carburo de silicio tenía un alto punto de fusión a causa de “las intensas fuerzas intermoleculares”.

Los estudiantes también malinterpretan la fuerza relativa de los enlaces inter e intramoleculares. Peterson y Treagust informan que un tercio de la muestra de los estudiantes australianos pensaban que “existen grandes fuerzas intermoleculares en un retículo covalente continuo” (p. 460).

Los compuestos con enlaces iónicos se comportan como moléculas sencillas

Los estudiantes ven que las fórmulas de los compuestos iónicos se escriben "NaCl" o "MgCl₂". No hay diferencia entre estas fórmulas y "CH₄" o "H₂O" que son compuestos predominantemente covalentes. Se ignoran las estructuras tridimensionales con carácter iónico predominante. Aunque lo anterior es una convención química, es necesario ayudar a los estudiantes de química a entender que los compuestos con enlaces predominantemente iónicos, se comportan de manera diferente que los compuestos con enlaces covalentes. Por ejemplo, entender que, en solución, se separan los iones de compuestos esencialmente iónicos, y en cambio, las moléculas permanecen unidas.

El elemento central (el primero) de una fórmula es el responsable de la formación de enlaces

La convención usada en la escritura de fórmulas contribuye a las ideas previas acerca de que el primer elemento de la fórmula es el más "poderoso". En el metano, por ejemplo, se percibe que el carbono "necesita" cuatro enlaces, mientras que el hidrógeno, que es el compañero más débil, sólo "necesita" un enlace, para cada hidrógeno.

Los átomos "quieren" formar enlaces

Una extensión de la idea de que los átomos "necesitan" formar enlaces, es que los átomos deciden si van a construir esos enlaces. Este razonamiento puede venir de analogías tales como "tomarse de las manos" o "encontrar una pareja" que se emplean en la enseñanza. Esta estrategia origina problemas más tarde, cuando los estudiantes tratan de aprender el papel de la energía en la formación de enlaces.

Sólo hay dos tipos de enlaces: covalentes e iónicos

La enseñanza anterior a los cursos de bachillerato se enfoca, casi en su totalidad, a los enlaces covalentes e iónicos, hasta un grado tal que el estudiante piensa que los enlaces deben ser “iónicos” o “covalentes”, lo cual no es una ayuda, dado que la mayoría de los enlaces químicos caen entre estos dos extremos o bien en la categoría de enlaces intermoleculares.

Los enlaces covalentes son más débiles que los enlaces iónicos

La enseñanza presenta las diferencias entre los compuestos “iónicos” y “covalentes”, en términos de puntos de fusión, puntos de ebullición y estados físicos. Las explicaciones simplistas ignoran el papel de las fuerzas intermoleculares y conducen al estudiante, por ejemplo, hacia modelos pobres para explicar los cambios de estado.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRESIÓN¹

Explore la comprensión de los estudiantes sobre procesos sencillos

El agua hirviendo, la disolución del cloruro del sodio y del azúcar, la fusión del hielo, la sublimación del yodo y la evaporación de la propanona pueden emplearse para investigar lo que piensa el estudiante sobre el enlace químico. Haga explícitos estos procesos realizándolos en presencia de los estudiantes y empleando modelos moleculares para sondear las ideas acerca de cuáles son los enlaces que se rompen y cuáles los que se forman.

¹ Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Barker, 2002 y en Kind, 2003.

Utilice el conflicto cognoscitivo para mostrar por qué los elementos forman diferentes tipos de enlaces

Muestre a los estudiantes que el enlace depende de que los átomos formen compuestos de la manera energéticamente más favorable. Construya tres rejillas con 2, 8 y 8 cajas en cada una, alineadas como para representar a los electrones. Las cajas deben ser suficientemente grandes para poner dentro un chocolate pequeño. Para empezar, ponga 11 chocolates en una rejilla, arreglados en una distribución 2.8.1 que representa a los electrones en un átomo de sodio y 17 chocolates en una segunda rejilla, en una distribución 2.8.7, para representar a los electrones de un átomo de cloro. Explique que cuando se forman los compuestos, los espacios destinados a los electrones por lo general se llenan. ¿Cómo pueden los átomos de sodio y de cloro arreglar sus electrones para que se llenen todos los espacios? Invite a un estudiante a que mueva el chocolate solitario del "átomo de sodio" al "átomo de cloro". Para ganarse un chocolate, un estudiante debe razonar acerca de lo que ocurriría si el magnesio sustituyese al sodio. Esta vez, haga un "átomo de magnesio" colocando 12 chocolates en un arreglo 2.8.2, en la rejilla que se usó para el sodio, pero deje el cloro como estaba. Haga la misma pregunta que en el caso anterior. ¿Cómo podrían el magnesio y el cloro arreglar sus electrones de manera que se llenasen todos los espacios? Los estudiantes evadirán la respuesta del químico al decir, por ejemplo, que se ha creado otro espacio nuevo o que se "pierde" el electrón adicional. En algún momento, alguien se dará cuenta de que se necesita un átomo adicional de cloro. En ese momento, traiga la tercera rejilla y muestre que la fórmula unitaria para el cloruro de magnesio es $MgCl_2$. La discusión puede ampliarse para mostrar cómo existen varias formas de llenar los espacios destinados a los electrones, dependiendo de la situación energéticamente más favorable. La transferencia de electrones puede ser preferible en algunas reacciones, mientras que compartir los electrones es más conveniente para formar otros compuestos.

Una ampliación adicional permite la discusión de los estados físicos de compuestos comunes como el metano, el agua y el cloruro de sodio. Estos tres se pueden emplear para introducir los enlaces covalentes,

iónicos y polares, con la idea adicional de que, en la práctica, la mayoría de los compuestos caen entre los tipos extremos de enlace, el iónico y el covalente.

Utilice la electrostática para explicar la formación de enlaces

Describa las partículas que participan en la formación de los enlaces químicos, establezca siempre cuál tiene carga positiva y cuál negativa. Por ejemplo, los electrones en un enlace covalente están cargados negativamente y los enlaces se forman entre los electrones y los núcleos cargados positivamente. Un enlace iónico implica iones positiva y negativamente cargados que se atraen mutuamente en un arreglo tridimensional. Un enlace intermolecular se forma entre la región con carga positiva de una molécula y la región con carga negativa de otra. El empleo de este tipo de lenguaje ayuda a los estudiantes a enfocarse en las partículas involucradas en el enlace químico, más que en las propiedades de conjunto de los compuestos. Este enfoque es útil para los estudiantes porque establece una transición hacia las interacciones de orbitales electrónicos que se emplean en el nivel universitario para explicar estas ideas.

Sea consistente en el empleo de la terminología de “enlace”

En inglés, se emplea una variedad de términos para describir los enlaces —en español también—, sobre todo en los enlaces intermoleculares. Términos como “fuerzas de Van der Waals”, “fuerzas de London”, “fuerzas de atracción” y “atracciones”, no son necesarios. Este lenguaje extrema la complicación del cuadro. Términos como “enlaces dipolo-dipolo inducido” y “enlaces dipolo permanente-dipolo permanente” son mucho más descriptivos porque explican con claridad la clase de interacción involucrada. Así, los estudiantes pueden trabajar en la construcción del enlace con las partículas que participan en él (o emplear el término adecuado porque ya lo han trabajado) mejor que remitirse a un ejercicio de memoria. También, este lenguaje significa que puede haber consistencia en las discusiones acerca de las energías relativas de enlace ¡los químicos no se refieren a las energías de las “fuerzas

relativas de atracción"! El uso de un lenguaje que apoye la enseñanza de la energética ayuda a los estudiantes a establecer patrones correctos de pensamiento.

Dos cosas que deben evitarse

Los profesores que trabajan con estudiantes de secundaria tienden a tener excesiva confianza en la regla del octeto, como herramienta infalible para que los estudiantes la usen en la determinación de fórmulas y enlaces. Esto aumenta los problemas de los estudiantes con el enlace iónico, porque la usan (o se les enseñó a usarla) como una técnica para determinar las fórmulas de todos los compuestos. En la enseñanza de los enlaces iónicos se aplica la regla para mostrar que algunos átomos pueden "llenar sus niveles" por transferencia de electrones en lugar de compartírselos, lo que implica que los enlaces iónicos se forman entre iones con carga opuesta, para formar moléculas como el "NaCl". Esta fórmula satisface la regla del octeto y aquí puede terminar la enseñanza, y dejar a los estudiantes con el "marco molecular" de Taber. El resultado directo es que éstos no pueden entender del todo cómo se forman los retículos cristalinos ni la conducta de las soluciones ácidas ni la influencia que tienen los enlaces iónicos en los puntos de fusión. Esto, incluso antes de que se consideren los gases inertes.

El uso de analogías antropomórficas para explicar cómo se forman los enlaces también debe ser evitado porque le da al estudiante ideas falsas acerca de átomos que "quieren" formar enlaces, o "necesitan" un cierto número de enlaces, o "encontrar una pareja". La analogía auspicia este tipo de ideas previas en los estudiantes; es mucho mejor hacer que ellos piensen en los elementos químicos como sustancias químicas y no como organismos "vivos".

Ideas de los estudiantes sobre termodinámica

El concepto químico más simple asociado con la termodinámica es que la energía se libera cuando se forman enlaces y se consume cuando éstos se rompen. Los alumnos de bachillerato también aprenden la primera ley de la termodinámica que establece que: "La energía de un sistema aislado es constante" (Atkins, 1986, p. 40) y se les enseña a aplicarla en cálculos de cambios de entalpía. Las ideas de los estudiantes acerca de estos aspectos químicos han recibido relativamente poca atención de los investigadores.

LA ENERGÍA SE LIBERA CUANDO SE FORMAN ENLACES QUÍMICOS

Ross (1993) observa que muchos estudiantes piensan que la energía se libera cuando se rompen enlaces químicos. Considera que esta idea previa es una barrera para el aprendizaje y que aparece cuando los estudiantes desarrollan una fuerte asociación entre combustibles y energía, al aprender de memoria la frase "los combustibles contienen energía". El desarrollo de esta idea continúa cuando los estudiantes asocian la frase: "un combustible es un almacén de energía" con los enlaces químicos. Por ejemplo, aprenderán que cada molécula de metano involucra la formación de cuatro enlaces covalentes entre carbono e hidrógeno; es más fácil imaginar que la energía asociada a la combustión del metano se genera cuando estos enlaces se rompen, que pensar que ésta se libera

cuando se forman nuevos enlaces. Las ideas de los estudiantes acerca del proceso de combustión ya se discutieron antes. Éstas revelan que muchos alumnos de 15 años de edad no saben de dónde proviene el calor producido en la combustión. El enlace químico les da una respuesta. Ross (1993) sugiere que para enseñar a los estudiantes, los profesores deben presentar las reacciones entre combustibles y oxígeno como un “sistema combustible-oxígeno” y ayudarlos a desarrollar las ideas acerca de las fuerzas relativas de los enlaces covalentes en diferentes moléculas.

Evidencias de la persistencia de estas ideas entre alumnos de química de bachillerato surgen del estudio longitudinal de Barker (1995). Se les preguntó de dónde proviene la energía que se libera al quemar metano. Al inicio, sólo seis por ciento de los estudiantes (de 16 años de edad) dijeron que la energía proviene de la formación de enlaces. Otras respuestas descriptivas o incorrectas fueron: la energía está almacenada en el metano (13 por ciento); de quemar el metano (14 por ciento); de la flama (siete por ciento), o simplemente “del metano” (seis por ciento). Quince meses después, cerca de 50 por ciento dijo que la energía provenía de la formación de enlaces. De manera paralela, aumentó la proporción de estudiantes que pensaban que la energía está almacenada en el metano, hasta cerca de 19 por ciento. Las demás respuestas incorrectas disminuyeron en forma notable. Otras evidencias indican que algunos estudiantes recordando sus cursos de secundaria que “los combustibles son almacenes de energía” y encuentran dificultad en reemplazar esta afirmación por el razonamiento químico preciso.

En una segunda pregunta, Barker pidió a los alumnos elegir el diagrama de energía que pensaban representaba mejor la reacción exotérmica entre sodio y cloro. Se les proporcionaron tres diagramas de reacciones exotérmicas —el de una reacción altamente exotérmica, el de otra que desprendía muy poca energía y el tercero de una reacción con desprendimiento intermedio—. La reacción más exotérmica era la que “mejor se adecuaba” en las respuestas, pero como no se dieron datos de soporte, al analizar las respuestas se aceptaron como correctos los diagramas de las dos reacciones relativamente más exotérmicas. Al inicio, sólo alrededor de 12 por ciento eligió un diagrama apropiado justificado con un argumento aceptable, mientras cerca de 30 por ciento eligió un diagrama adecuado pero dio argumentos descriptivos simples o inco-

rectos que incluían: “la reacción es exotérmica”. Alrededor de 14 por ciento malinterpretó el término “exotérmico”, de tal forma que eligió el diagrama con la menor diferencia de energías, al explicar que “la reacción no libera mucha energía” o “la reacción requiere mucha energía para empezar”. Cerca de cinco por ciento relacionó la estequiometría de la ecuación correspondiente con la longitud de la flecha, de tal forma que seleccionó el diagrama con desprendimiento de energía intermedio con el argumento de que éste representaba una relación 2:1. Quince meses después, se dieron cambios notables. Cerca de 28 por ciento seleccionó una respuesta esperada y dio una explicación correcta. El 40 por ciento eligió el diagrama correcto sin explicación. La proporción de las otras respuestas prácticamente permaneció sin cambio.

LA ENERGÍA SE CONSERVA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Brook y colaboradores (1984) encontraron que menos de uno en 20 alumnos de 15 años de edad utiliza ideas acerca de la conservación de la energía en respuestas escritas. Cuando se les preguntó más directamente acerca de este principio, dos tercios de los estudiantes dijeron: “La energía se agota o se pierde”. Los autores concluyen que:

“...incluir un argumento explícito del principio de conservación de energía en el cuerpo de las preguntas no tiene mucho efecto en el tipo de respuesta” (p. 12).

Finegold y Trumper (1989) encuentran dificultades similares en su estudio realizado con alumnos entre 14 y 17 años de edad. Informan que 80 por ciento de aquellos en edades entre 14 y 15 años no mencionan el principio de conservación de la energía en sus respuestas a preguntas básicas. La energía se acaba fue la respuesta más común. Ross (1993) hace notar que los estudiantes adquieren esta idea de sus experiencias cotidianas relacionadas con las baterías que se agotan, el tanque de gasolina que hay que llenar y la electricidad que se consume al proveer luz y calor.

En su trabajo, algunos estudiantes describen la energía como “causada” por algo, por ejemplo:

“Estudiante: Creo que se suministra algo que causa energía...”

Profesor: No entiendo.

Estudiante: Para cualquier tipo de energía existe algo que la activa, que le da la fuerza” (p. 106).

Los estudiantes parecen sugerir que la energía está hecha de algo. Los autores no dan la proporción exacta de los estudiantes con este punto de vista, pero comentan que esa respuesta es “frecuente” (p. 103).

LA ENTROPÍA AUMENTA HASTA UN MÁXIMO EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

El principio esencial de la segunda ley de la termodinámica es que el desorden, o la entropía, aumenta cuando ocurre una reacción química. Un argumento alternativo es que “el calor no puede fluir espontáneamente de un cuerpo frío a otro caliente” (Freemantle, 1987, p. 177). Duit y Kesidou (1988) realizaron un estudio entre jóvenes de 13 a 16 años de edad, relativo a la comprensión de este argumento de la segunda ley. Reportan entrevistas con 14 estudiantes alemanes de 16 años de edad, y un hallazgo interesante es que:

“La mayoría de los estudiantes tienen intuitivamente la idea correcta de que las diferencias de temperatura tienden a igualarse y que el proceso no regresará totalmente después de la igualación” (p. 193).

El principio implicado en esta ley no parece ir contra las experiencias cotidianas de los alumnos; es posible que esta idea sea menos problemática. La primera ley es más complicada porque las transferencias de energía involucradas en un sistema con frecuencia son invisibles. Por ejemplo, cuando se le da cuerda a un carrito de juguete, avanzará sólo durante un periodo limitado y a un niño le parecerá que la energía simplemente se “acabó” o se “agotó”. Que la energía haya hecho el trabajo para mover el coche en contra del medio ambiente, no es obvio. En contraste, los estudiantes tienden a pensar que el calor puede

fluir en una sola dirección, puesto que, de nuevo, esto concuerda con su experiencia cotidiana.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

Los combustibles son “almacenes” de energía

Esta idea es común aun en alumnos de química de bachillerato. La percepción sensorial los lleva a esta idea porque el oxígeno involucrado en una reacción de combustión es invisible. También, al enseñar los combustibles y los alimentos, con frecuencia se hace referencia a que los combustibles “contienen” energía o que los alimentos “proveen” energía, sin mencionar las reacciones químicas involucradas. Esta idea contribuye a que los estudiantes encuentren que los cálculos de cambios de energía en reacciones son complicados.

La energía se puede crear y consumir

En relación con lo anterior, está la idea de que la energía se crea y se consume. La energía parece ser creada a partir de una reacción de combustión. La energía se “agota” cuando una reserva de combustible se termina; de manera eventual, a una batería no recargable también se le acabará la energía. El lenguaje que usamos para describir estos hechos lleva a los estudiantes a la percepción de que la energía es como una sustancia que puede “producirse” y “consumirse”. Esto impide que aprendan que la energía se conserva y disipa cuando se desprende en las reacciones químicas.

La energía se libera cuando se rompen enlaces químicos

La idea de que los combustibles son almacenes de energía induce a los alumnos que están aprendiendo acerca del enlace químico, a la creencia de que el rompimiento de enlaces libera energía. Esto es como pensar que al romper un huevo se libera su contenido. Algunos estudiantes argumentan que aunque se requiere cierta energía para romper un enlace, se libera mucha más cuando éste se rompe.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRENSIÓN¹

Mejore la comprensión de los estudiantes sobre la conservación de energía

Boohan y Ogborn (1966) desarrollaron un útil “lenguaje gráfico” que representa un amplio intervalo de cambios energéticos, y que puede emplearse para introducir ideas clave como que la energía se conserva y nunca se destruye. Este lenguaje puede emplearse tal cual con alumnos entre 11 y 16 años de edad, pero tiene que modificarse para adaptarlo a situaciones químicas. El principio debe ser estimular a los estudiantes a que piensen que la energía está disponible en formas “útiles” y “no-útiles”. Por ejemplo, un sistema combustible-oxígeno puede describirse como una forma “útil” de energía porque la energía puede transferirse para hacer algún tipo de trabajo.

Emplee un lenguaje consistente para referirse a los “sistemas combustible-oxígeno”

En la enseñanza de la energía debemos referirnos a “sistemas X-oxígeno” no sólo sistemas “X” —donde X puede representar un combustible u otro reactivo—. Así se evitará que los estudiantes piensen que el combustible por sí mismo, o cualquier otro reactivo, es una “fuente” de energía. Con estos recursos, se puede guiar al estudiante hacia la comprensión de que los enlaces químicos participan en el “almacenamiento” y la “liberación” de energía.

Introduzca el concepto de entropía en una etapa temprana

La introducción temprana del concepto de entropía ayudará a los alumnos a entender cómo se conserva la energía y por qué podemos utilizar unas formas de energía y otras no. La energía dispersa es “no-

¹ Las sugerencias que se ofrecen en esta sección se publicaron por primera vez en Barker, 2002.

útil”, aunque la cantidad de energía presente en cualquier proceso sea constante.

Las ideas cualitativas asociadas con el concepto de entropía no son difíciles y adquieren mucho sentido cuando están asociadas al principio de conservación. Otra propuesta para la introducción cualitativa del concepto de entropía está sugerida en el curso Salters de Química Avanzada (Burton et al., 1994). En él se adopta la idea de “número de arreglos” en el cual las partículas pueden ordenarse, lo que conduce al hecho de que el suceso que ocurre es el de mayor probabilidad. Esto puede relacionarse con sucesos cotidianos como ganar el premio mayor de la lotería, o que cierto equipo de fútbol gane la liga, o que el sol salga mañana, etcétera. Se puede invitar a los estudiantes a reflexionar sobre la probabilidad de que suceda el evento más verosímil. Por ejemplo, la probabilidad de ganar la lotería nacional inglesa es aproximadamente de 14 millones a uno, de tal forma que el resultado más probable al comprar un boleto es que ¡el comprador no gane! Razonamientos similares se pueden aplicar a sucesos químicos —por ejemplo, la probabilidad de que dos sustancias se mezclen es muy alta si ambas tienen moléculas similares—. Existe sólo un arreglo posible para que el etanol y el agua puedan quedar completamente separados si los dos líquidos se colocan en el mismo recipiente, pero existen muchas formas de que se mezclen. Por tanto, la predicción será que las sustancias se mezclarán. El mensaje que los estudiantes necesitan recibir es que el suceso que se efectuará en la vida real es aquel que tenga mayor probabilidad de ocurrir. Respecto a la energía, el suceso más probable es el que conduce a la dispersión de la energía y no el que determina que ésta permanezca en un lugar. En consecuencia, el primero tiene mayor probabilidad de ocurrir.

Utilice modelos moleculares para mejorar la comprensión del enlace químico

Los estudiantes necesitan ayuda para dirigir su atención a la energía necesaria para romper los enlaces químicos. Un enfoque que puede ser útil es el de la “destrucción molecular”. Al iniciar el estudio de la termodinámica, muchos estudiantes realizan un experimento en el que

quemar un combustible líquido para calentar agua y calculan en forma errónea el cambio de energía. Para obtener el máximo beneficio de este experimento deben emplearse combustibles relacionados, como los alcoholes, en vez de comparar, por ejemplo, el hexano y el etanol. El uso de una secuencia permite a los estudiantes jugar de manera efectiva a la “destrucción molecular”. Para hacerlo, se divide a los alumnos en equipos. A cada equipo se le proporciona un combustible diferente; en caso de que el grupo sea muy grande puede haber repeticiones. Antes o después del experimento se pide a los estudiantes que asignen un nombre a su combustible y que hagan el modelo de una molécula. Después deben elaborar ideas acerca de lo que sucede cuando la molécula se quema. Se hacen modelos de moléculas de oxígeno y entonces notan que para que pase algo, la molécula de combustible y las moléculas de oxígeno deben romperse. Esto suena algo duro, pero exhorto a los alumnos a que inviertan energía en la “destrucción de su molécula especial”; es decir, que rompan su modelo como puedan. Esto pone el énfasis en el hecho de que para romper los enlaces se necesita energía. Decimos que, en efecto, enlaces del mismo tipo requieren, dentro de ciertos límites, la misma cantidad de energía para romperse. Esto tiene sentido. Cuando se separan todos los átomos, se pueden formar nuevos enlaces y entonces la pregunta natural es: “¿si invertimos energía para romper enlaces, qué debe pasar cuando se formen?”. A pesar de que no podemos “ver” la energía liberada en la construcción de los nuevos modelos, los estudiantes intuyen que la formación de enlaces es el proceso inverso y se dan cuenta de que se libera energía. Los cálculos precisos, que se pueden hacer en una hoja de cálculo sencilla, refuerzan el hecho de que la combustión siempre es un proceso exotérmico.

También necesitamos revisar la enseñanza de la formación del enlace iónico. La enseñanza de la termodinámica, de manera específica, el tema de la ley de Hess, está centrada casi en su totalidad en moléculas covalentes y, en particular, en sistemas combustible-oxígeno. En la enseñanza del enlace iónico, empleamos el ciclo de Born-Haber pero no establecemos la relación explícita con la ley de Hess. Ambos se presentan a los estudiantes como dos sistemas distintos. Para reforzar el hecho de que la formación de enlaces es un proceso exotérmico,

necesitamos enfocar la enseñanza de estos tipos de enlaces y la aplicación de las ideas termodinámicas de una forma más consistente que la tradicional.

Ideas de los estudiantes sobre el equilibrio químico

Un patrón tradicional en la enseñanza del equilibrio químico sugiere que a los estudiantes de secundaria, se les inicie en el estudio cualitativo de las reacciones reversibles y que se dejen las ideas más complicadas, como el cálculo y el significado de las constantes de equilibrio, para cursos de bachillerato. El principio de Le Chatelier se introduce de manera habitual en esta etapa para ayudar a los estudiantes a predecir la dirección del cambio en los estados de equilibrio. Las ideas asociadas con el equilibrio químico se consideran entre las más difíciles de enseñar y aprender en los cursos preuniversitarios de química, de manera que quizá no resulte sorprendente que este tema haya recibido atención excesiva de los investigadores, entusiasmados por explorar el desarrollo del pensamiento de los estudiantes respecto a los conceptos clave. Aquí revisaremos dichos conceptos.

ASPECTOS DEL APRENDIZAJE DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Un equilibrio “dinámico”

El principio básico que necesitan entender los alumnos es que un estado de equilibrio implica un intercambio de moléculas o átomos entre dos “lados” a la misma velocidad. Los “lados” pueden ser dos fases, por ejemplo, la distribución de moléculas de yodo entre agua y hexano,

o dos reacciones, como ocurre en la formación de amoníaco. La naturaleza dinámica no puede verse, pero está implícita en los procesos químicos.

Maskill y Cachapuz (1989) usaron una prueba de asociación de palabras (WAT, por sus siglas en inglés) para investigar las respuestas intuitivas de los estudiantes ante la declaración: "las reacciones están en equilibrio". Alrededor de 76 por ciento de los estudiantes entre 14 y 15 años de edad, que no habían recibido enseñanza sobre el equilibrio químico, asociaron firmemente esta situación con algo "estático" y "equilibrado". Se observó poco cambio en estudiantes más avanzados, como puede verse en la siguiente respuesta:

"...la reacción terminó, está estable, ya no reaccionará más, a menos que se adicione algo..." (p. 67).

Gorodetsky y Gussarsky (1986, 1990) encontraron razonamientos similares entre estudiantes de 17 y 18 años de edad. En sus investigaciones anteriores usaron las pruebas WAT junto con una prueba controlada por el profesor. Encontraron que sólo los alumnos que alcanzaron los valores más altos en esta prueba rompieron la asociación entre "dinámico" y "estático" para, en su lugar, hacer asociaciones entre "dinámico", "equilibrio químico" y "reversibilidad". En un trabajo posterior los autores exploraron el impacto de una secuencia docente, en el pensamiento de los estudiantes, compararon un grupo de control que no recibió clases, con dos grupos con diferente grado de instrucción. Los resultados mostraron que la instrucción propició la aceptación de una relación entre "equilibrio" y "equilibrio químico", pero también un ligero aumento en la asociación de "estático" y "estado de balance" con los términos anteriores. Estos datos sugieren que la noción de una reacción en la que no ocurren cambios observables contradice a la intuición, por lo que muchos estudiantes la encuentran difícil.

Una reacción en equilibrio implica dos reacciones separadas

Los químicos expertos consideran que las reacciones directa e inversa son partes del mismo sistema químico. Los alumnos ven las dos reaccio-

nes como sucesos separados e independientes. Una primera evidencia de esto procede del trabajo de Johnstone y colaboradores (1977), quienes informaron que 80 por ciento de 255 estudiantes entre 16 y 17 años de edad tenían esta opinión. Los investigadores sugieren que la flecha con doble punta utilizada en las reacciones en equilibrio contribuye a que los estudiantes perciban “dos-lados”. La flecha sencilla que se usa para representar una reacción que termina o casi termina, pone el énfasis en una reacción, de manera que dos flechas implican dos reacciones separadas.

Evidencia adicional sobre este razonamiento se desprende de diversas investigaciones. Gorodetsky y Gussarsky (1986) encontraron reflexiones similares en un tercio de los estudiantes de química de 17 a 18 años de edad. Maskill y Cachapuz (1989) utilizaron la prueba WAT en estudiantes de 14 y 15 años de edad y los resultados revelaron el mismo razonamiento. Banks (1997) dio seguimiento al desarrollo de la comprensión en un pequeño grupo de estudiantes mayores de 16 años de edad a lo largo de un curso de química de bachillerato y encontró evidencia adicional.

Problemas con el principio de Le Chatelier

En 1888, Henri Le Chatelier ideó un enunciado resumido que podía ayudar a los químicos a hacer predicciones cualitativas de los cambios en el estado de equilibrio:

“Si un sistema está en equilibrio, y se hace un cambio en alguna de las condiciones, entonces el sistema responde para contrarrestar el cambio tanto como sea posible” (Burton, et al., 1994, p. 137).

Varios investigadores han probado la habilidad de los estudiantes para aplicar el principio de Le Chatelier a situaciones en las que se agrega más reactivo a un sistema cerrado. Hackling y Garnett (1985) encontraron que aun cuando alrededor de 40 por ciento de los estudiantes de 17 años de edad pueden aplicar el razonamiento esperado, una idea previa común es la de tratar a todas las sustancias involucradas en la reacción como independientes, en lugar de identificar las interacciones entre ellas. Berquist y Heikkinen (1990) reportan que algunos

estudiantes de química de 19 años de edad emplean un modelo “oscilante” y sugieren que cuando ocurre algún cambio, debe seguir otro inmediatamente porque la primera posición se ha alterado. Informan, sin porcentajes precisos, que una idea común era la noción de que el equilibrio se restablecería sólo cuando todo el reactivo adicional se consumiera. Estas ideas reflejan que los estudiantes aplican un modelo de “dos reacciones” para explicar el equilibrio químico —en este último caso, si se agrega un reactivo, entonces la reacción directa continuará hasta “agotar” el material extra, mientras la reacción inversa permanece sin cambio—.

Las limitaciones del principio de Le Chatelier también presentan problemas. Wheeler y Kass (1978) notaron que 95 por ciento de 99 estudiantes de química de 17 y 18 años de edad utilizan en forma equivocada el principio de Le Chatelier, sin darse cuenta de que éste no puede aplicarse a todos los casos. Quilez-Pardo y Solaz-Portoles (1995) estudiaron las respuestas de 65 maestros y 170 estudiantes frente a cinco situaciones en las cuales el principio de Le Chatelier no aplicaba. Entre 70 y 90 por ciento de los estudiantes y alrededor de 70 por ciento de los maestros usaron el principio de Le Chatelier para responder estas preguntas, con el resultado de frecuentes predicciones incorrectas.

Cálculo y uso de constantes de equilibrio

El valor de K indica el avance de una reacción y se calcula aplicando la ley de Equilibrio. Cuanto más grande sea el valor de K , la reacción estará más cerca de completarse. K tiene un valor constante para una reacción específica a una temperatura definida. Varios estudios revelan las dificultades que los alumnos tienen con estas ideas.

La primera dificultad que mencionan Hackling y Garnett (1985) es que alrededor de 50 por ciento de los alumnos de 17 años de edad piensan que, en el equilibrio, existe una relación aritmética simple entre las concentraciones de reactivos y productos; en general, las consideran iguales. Los autores sugieren que:

“Esta idea previa puede atribuirse al gran énfasis puesto en la estequiometría de la reacción en los temas introductorios de química” (p. 211).

Los estudiantes saben que las ecuaciones químicas tienen que estar balanceadas y transfieren esta idea a los estados de equilibrio.

La segunda dificultad, en alrededor de 20 por ciento de los estudiantes, consiste en considerar que K aumenta cuando se restablece el equilibrio, después de cambiar la concentración de un reactivo. Argumentan que este cambio aumentaría la cantidad de producto, con la consecuencia de un aumento de K .

En tercer lugar, Hackling y Garnett (1985) y Gorodetsky y Gussarsky (1986) encontraron que muchos estudiantes no aprecian el efecto de la temperatura sobre K , y demuestran incapacidad para juzgar cuándo K es constante, o cuándo y de qué manera cambia su valor. La proporción de estudiantes que expresan estas ideas disminuye después de haber tomado un curso de química. En un estudio a pequeña escala, dentro de un curso de química especial, Banks (1997) revela poco cambio en las ideas de los estudiantes respecto a K y la persistencia en la incertidumbre sobre cuándo cambia la constante.

Confusiones entre rapidez y equilibrio químico

En el equilibrio, la rapidez de las reacciones directa e inversa es igual, dando como resultado un estado dinámico de "no cambio total". A pesar de que esto parece bastante claro, la literatura muestra diversas situaciones en las que los estudiantes confunden las ideas de rapidez de reacción con las de equilibrio químico.

El estudio que Hackling y Garnett (1985) realizaron al final del curso de química con un grupo de 30 alumnos de 17 años de edad revela que alrededor de 25 por ciento piensa que la rapidez de la reacción directa aumenta desde el momento en que se mezclan los reactivos hasta que se establece el equilibrio. Esto puede reflejar la percepción de que las reacciones directa e inversa son sucesos independientes.

Maskill y Cachapuz (1989) y Hackling y Garnett (1985) encontraron que algunos estudiantes consideran que las concentraciones de reactivos y productos son iguales en el equilibrio. Estos estudiantes pueden estar confundiendo igualdad de velocidades con igualdad de concentraciones.

En tercer lugar, Hackling y Garnett (1985) informan que cerca de 50 por ciento de los estudiantes piensan que un cambio en las condiciones

tiene como resultado un aumento en la rapidez de la reacción favorecida y una disminución en la rapidez de la otra reacción. Banerjee (1991) encontró razonamientos similares entre 35 por ciento de estudiantes universitarios y 49 por ciento de profesores de química. Algunos estudiantes (27 por ciento) hacen extensiva esta idea al papel de los catalizadores, sugieren que la velocidad de las reacciones directa e inversa se verá afectada de manera distinta, resultado que fue corroborado por Gorodetsky y Gussarsky (1986).

Por último, Banerjee informa (sin mencionar cifras) que tanto estudiantes universitarios como profesores de bachillerato tienden a asociar una valor alto de K con una reacción muy rápida.

RESUMEN DE LAS PRINCIPALES DIFICULTADES PARA LA ENSEÑANZA

El equilibrio es estático, no dinámico

La experiencia más común de los estudiantes es observar que las reacciones se completan. Cuando se encuentran con alguna reacción que no se completa, sino que la reacción inversa tiene un avance significativo, no es sorprendente que piensen que la posición de equilibrio está en un punto fijo. Es decir, que una vez alcanzado ese punto, no hay movimiento de las partículas de un "lado" a "otro". Esta es otra versión de una reacción que se ha completado.

Una reacción en equilibrio implica dos reacciones separadas

Tal vez, el siguiente paso en el aprendizaje de los estudiantes sobre los conceptos de equilibrio sea reconocer que tienen lugar dos reacciones y pensar en ellas como dos sucesos separados. Las investigaciones sugieren que el uso de la doble flecha puede contribuir a este reconocimiento.

El principio de Le Chatelier se usa como si aplicara en todos los casos

En los cursos de química de bachillerato es común enseñar el principio de Le Chatelier, por lo cual ha ganado reputación como herramienta

útil en la predicción de cambios en la posición de equilibrio bajo determinadas circunstancias. Sin embargo, los estudiantes a quienes les enseñaron que ésta es la única estrategia para considerar de qué manera se ajusta la posición de equilibrio, no aprenderán que este principio no aplica siempre.

Los conceptos de velocidad y equilibrio pueden confundirse

Existen ciertas evidencias de que los estudiantes perciben que las velocidades de una reacción en un sistema en equilibrio pueden cambiar, mientras otras disminuyen o permanecen constantes. No han adquirido aún la noción de que el concepto de velocidad se aplica a un sistema como un todo, más que a las reacciones que lo componen. Esta dificultad está relacionada con la percepción de dos reacciones separadas.

SUGERENCIAS PARA MEJORAR LA COMPRESIÓN

Presente una mayor diversidad de reacciones a los estudiantes de 11 a 16 años de edad

Los estudiantes necesitan trabajar con una muestra más amplia de reacciones que la que les mostramos comúnmente. No deberíamos tener miedo de presentarles situaciones que no concuerdan con una "norma" establecida, sino más bien utilizarlas como un reto para su capacidad de comprensión y ofrecer una perspectiva más amplia de los fenómenos químicos que la que permiten las reacciones en una sola dirección. Las demostraciones de reacciones "poco familiares" podrían formar parte de una secuencia docente diseñada para poner a prueba la percepción de los estudiantes acerca del cambio químico, alentándolos a aceptar el equilibrio con un enfoque cualitativo.

Enseñe utilizando las leyes de equilibrio y las leyes de Van't Hoff

La extensa aplicación del principio de Le Chatelier en los cursos de química de bachillerato debe cuestionarse y sustituirse por un enfoque

más claro, preciso y esencialmente más honesto de los problemas del equilibrio. Banerjee (1991) acierta al abogar por la enseñanza de las leyes de Van't Hoff, que se fundamentan en la termodinámica, y podría agregarse, el uso de la ley de Equilibrio. El principio de Le Chatelier es innecesario e inútil. Sin embargo, tienen que tomarse en cuenta los resultados del estudio de Treagust y Graeber (1999), que compara dos enfoques diferentes de la enseñanza del equilibrio químico. Los efectos en el aprendizaje de los estudiantes del enfoque australiano que utiliza analogías en la enseñanza del principio de Le Chatelier y las velocidades moleculares se comparan con la propuesta alemana, que introduce la ley de Equilibrio y las analogías, sólo en la última sesión de una secuencia didáctica. Los resultados no muestran diferencias significativas.

Las dificultades que los estudiantes tienen con la constante de equilibrio merecen atención. Es necesario establecer la relación matemática entre el valor de K y las concentraciones de reactivos y productos. Los alumnos necesitan experimentar con las cantidades para observar por sí mismos que el cambio en las concentraciones no da como resultado un cambio en K . Una vez que esto quede firmemente establecido, los estudiantes deben investigar por qué la temperatura afecta a K , pero el cambio en las concentraciones no. Los profesores necesitan introducir y explicar los efectos del cambio de temperatura, en relación con el cambio de entalpía de la reacción, deben evitar que los estudiantes añadan, por su cuenta, conceptos cinéticos. La convicción de que esto último puede ocurrir ayudará a los docentes a ser cautelosos y cuidadosos en el uso del lenguaje.

Utilice evaluaciones diagnósticas para determinar la comprensión de los estudiantes

Voska y Heikkinen (2000) diseñaron una "prueba para identificar las conceptualizaciones de los estudiantes" (TISC, por sus siglas en inglés) sobre aspectos del equilibrio químico, en específico con la aplicación del principio de Le Chatelier, la constancia de la constante de equilibrio y el efecto de un catalizador. Es una prueba de opción múltiple de dos columnas. Los autores sugieren que, aun cuando las preguntas abiertas pueden evaluar el razonamiento de los estudiantes con más preci-

sión, las pruebas de opción múltiple permiten a los profesores identificar un intervalo de ideas previas que requieren solución (p. 171). A pesar de sus limitaciones, las pruebas de diagnóstico pueden ser útiles para determinar el punto de partida de los estudiantes, sus progresos y los cambios en el pensamiento después de la instrucción.

Reflexión final

En esta sección se analizan diversos temas: la dificultad e importancia de ir “más allá de las apariencias”; la necesidad de una muy buena educación en secundaria y bachillerato; la importancia de desarrollar habilidades matemáticas, y las posibilidades de trabajo futuro.

IR “MÁS ALLÁ DE LAS APARIENCIAS”

Esta obra se titula “Más allá de las apariencias” porque es la forma en que los químicos encaran el mundo: en términos de las partículas invisibles que conforman las sustancias que necesitamos y usamos de manera cotidiana. Esto es tan instintivo para los químicos, que no pueden “no ver” las partículas. Un profesional de la química que conocí hace poco me enseñó su tesis doctoral en la que describe cómo creó una nueva clase de compuestos después de hacer cerca de 80 nuevas moléculas organometálicas. Éste fue su trabajo, su vida, su obsesión. Los estudiantes no pueden compartir esta obsesión porque no poseen la “visión molecular”. Argumentos semejantes son válidos para entender el concepto de energía; “observar” que ésta se disipa en formas no-útiles es la clave para aceptar la primera ley de la termodinámica. Estos puntos son fundamentales para una comprensión genuina de la química, pero como se indica en la obra, son problemáticos y, creo que tienen, para nuestra especialidad, consecuencias seriamente subestimadas. Como

los estudiantes no pueden “ver” las partículas, no pueden entender realmente las reacciones químicas y así, el tejido de la química se pierde para ellos en una neblina de sucesos impenetrables, ajenos, por completo, a sus experiencias cotidianas en un mundo “continuo”. Tal vez, lo mejor que pueden esperar muchos estudiantes es que su maestro presente el tema de una manera bastante interesante que les permita aprender algunos hechos y patrones del comportamiento químico. Aun cuando la situación actual genera algunos profesionales de la química para cubrir nuestras necesidades futuras, muchos estudiantes se manifiestan insatisfechos, como sugiere la reciente investigación de Osborne y Collins (2000). Es necesario actuar.

DESARROLLAR UNA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA SÓLIDA Y CONSISTENTE PARA LOS CURSOS DE SECUNDARIA Y BACHILLERATO

Se han hecho diversas referencias sobre las estrategias para el aprendizaje de la química en la educación secundaria y en bachillerato. Dos puntos pueden destacarse. Primero, el cumplimiento con los requerimientos del currículo nacional es un objetivo prioritario para los profesores de secundaria, de manera que lo que se presenta en las clases de química refleje los contenidos prescritos. De ahí que muchos de los comentarios sobre cómo enseñamos estos temas en los cursos de secundaria y bachillerato sean aplicables a todos nosotros. Yo también he dado clases en las que invito a los alumnos a participar en la compilación de una tabla para comparar los puntos de ebullición y las estructuras de compuestos iónicos y covalentes y en la enseñanza del enlace iónico, de una forma potencialmente inútil. No obstante, en segundo lugar, debemos tener en cuenta las investigaciones sobre ideas previas y avanzar hacia nuevos enfoques. En el resto de esta reflexión se expone el posible significado de lo anterior.

La evidencia indica que una de las razones del impacto de la enseñanza en la secundaria y el bachillerato actual es que los estudiantes encuentran muy difícil “desaprender” una idea. A lo largo de la obra hay muchas referencias que sugieren que las primeras experiencias de

los estudiantes frente a la química tienen efectos muy significativos y de amplio alcance, que con frecuencia influyen, al menos, en su aprendizaje posterior. Taber (1997a) reflexiona sobre esto y destaca que los estudiantes nunca parecen dismantelar sus viejas ideas sobre enlace químico; en lugar de ello, prefieren adicionar nuevos conceptos. También tuvimos evidencia en este sentido al estudiar combustibles y enlaces por puentes de hidrógeno. Por supuesto, en muchos estudiantes, esto causa confusión y un aprendizaje pobre. El reto para los profesores es, por tanto, desarrollar nuevas formas de enseñar muy bien los principios fundamentales, la teoría corpuscular y el cambio químico. Cuando digo “muy bien” estoy pensando en formas que no sólo “rocan la superficie” del pensamiento de los estudiantes, sino que generen desafíos intelectuales que los ayuden a desarrollar la “visión molecular” necesaria para el estudio futuro. Si los estudiantes no pueden “desaprender” conceptos, entonces debemos enseñar de manera adecuada, desde el principio, la química que creemos que deben saber. Se ha comprobado que la premisa de la corriente “blanda” es infructuosa.

DESARROLLO DE HABILIDADES MATEMÁTICAS

Los conceptos químicos parecen dividirse con esmero entre los que llamamos “cualitativos” y los “cuantitativos”. Los primeros son aquellos que no requieren habilidades adicionales externas, en particular matemáticas. En esta categoría están la teoría corpuscular, los cambios de estado, el cambio químico (incluidos ácidos y bases y elementos, compuestos y mezclas) y el enlace químico. Estos pueden enseñarse sin recurrir a habilidades matemáticas más allá de los procesos más simples. Los conceptos “cuantitativos” requieren habilidades matemáticas de orden mayor como razones y proporciones, logaritmos y probabilidad. Además de enseñar bien los conceptos cualitativos básicos, debemos también estar seguros de que los estudiantes poseen las habilidades necesarias, externas a la química, para hacer frente a las demandas adicionales de las áreas cuantitativas.

POSIBLES INVESTIGACIONES FUTURAS

En el libro se revela que ciertas áreas conceptuales se han estudiado de manera extensa por los investigadores, mientras que otras están prácticamente inexploradas y otras más, como ciertos aspectos orgánicos e inorgánicos de la química, aún no se tocan. Es necesario hacer una colección de ideas previas en estos temas. En segundo lugar, con el fin de mejorar nuestra docencia, existe la necesidad de establecer con gran detalle qué hacen los docentes realmente cuando enseñan estas ideas. Podemos hacer mucho más que compartirlas, desarrollarlas y ayudar a que nuevos profesores las aprendan. En tercer lugar, el trabajo futuro para desarrollar pruebas de diagnóstico que ayuden a determinar el avance del aprendizaje de los alumnos, sería de gran utilidad. A lo largo del texto se han hecho varias referencias a pruebas desarrolladas por investigadores. Su valía estriba en alertar la atención de los docentes hacia los problemas de aprendizaje, para que ayuden a evitar el “rozamiento superficial” y, en su lugar, mantengan un trabajo intelectual estimulante. Empapar nuestra práctica cotidiana en esta perspectiva podría resultar beneficioso.

En esta obra también se incluye una amplia revisión de las investigaciones sobre ideas previas en química y mis puntos de vista en relación con las implicaciones que éstas tienen en la enseñanza, así como sugerencias para mejorar la comprensión. Espero que los lectores se hayan sentido estimulados a considerar de qué manera podemos implantar los cambios necesarios para ayudar a más estudiantes a ir “más allá de las apariencias”.

Bibliografía

- Abraham, M. R. y V. M. Wilkinson (1994). "A Cross-age Study of the Understanding of Five Chemistry Concepts", en *Journal of Research in Science Teaching*, 31 (2), pp. 147-165.
- Ahtee, M. e I. Varjola (1998). "Students' Understanding of Chemical Reaction", en *International Journal of Science Education*, 20 (3), pp. 305-316.
- Anderson, B. (1990). "Pupils' Conceptions of Matter and its Transformations (Age 12-16)", en *Studies in Science Education*, 18, pp. 53-85.
- _____ (1986). "Pupils' Explanations of some Aspects of Chemical Reactions", en *Science Education*, 70, pp. 549-563.
- _____ (1984). "Chemical Reactions", en *Elevperspektiv Report*, Núm. 12, University of Göteborg, Göteborg.
- Atkins, P. (1989). *General Chemistry*, Freeman, Londres.
- Banks, P.J. (1997). *Students' Understanding of Chemical Equilibrium*, tesis de maestría, Department of Educational Studies, University of York, sin publicar.
- Banerjee, A. (1991). "Misconceptions of Students and Teachers in Chemical Equilibrium", en *International Journal of Science Education*, 13 (3), pp. 355-362.
- Bar, V. e I. Galili (1994). "Stages of Children's Views about Evaporation", en *International Journal of Science Education*, 16 (2), pp. 157-174.

- _____ y A. S. Travis (1991). "Children's Views Concerning Phase Changes", en *Journal of Research in Science Teaching*, 28 (4), pp. 363-382.
- Barker, V. (2002). *Building Success in GCSE Science: Chemistry*, Folens Publishers, Dunstable.
- _____ (2001a). "Chemical Concepts: Particles are Made of this...", en *Education in Chemistry*, 38 (2), p.36
- _____ (2001b). "Chemical Concepts: Changing Matter", en *Education in Chemistry*, 38 (4), p. 92.
- _____ (2001c). "Chemical Concepts: Introducing Chemical Reactions", en *Education in Chemistry*, 38 (6), p. 147.
- _____ y R. Millar (2000). "Students' Reasoning about Thermodynamics and Chemical Bonding: What Changes Occur During a Context-based Post-16 Chemistry Course?", artículo aceptado para publicación en *International Journal of Science Education*.
- _____ y R. Millar (1999). "Students' Reasoning about Chemical Reactions: What Changes Occur During a Context-based Post-16 Chemistry Course?", en *International Journal of Science Education*, 21 (6), pp. 645-665.
- _____ (1995). *A Longitudinal Study of 16-18 Year Olds' Understanding of Basic Chemical Ideas*, tesis de doctorado, Department of Educational Studies, University of York, sin publicar.
- _____ (1990). *Children's Understanding of the Kinetic Particle Theory*, ponencia para obtener grado de maestría, University of London, sin publicar.
- Ben-zvi, R., B. Eylon y J. Silberstein (1987). "Students' Visualisation of Chemical Reactions", en *Education in Chemistry*, 24, pp.117-120.
- _____, B. Eylon y J. Silberstein (1986). "Is an Atom of Copper Malleable?", en *Journal of Chemical Education*, 63, pp. 64-66.
- Benson, D. L., M. C. Wittrock y M. E. Baur (1993). "Students' Preconceptions of the Nature of Gases", en *Journal of Research in Science Teaching*, 30 (6), pp. 587-597.
- Berquist, W. y H. Heikkinen (1990). "Students' Ideas Regarding Chemical Equilibrium", en *Journal of Chemical Education*, 67 (12), pp. 1 000-1 003.

- Beveridge, M. (1985). "The Development of Young Children's Understanding of the Process of Evaporation", en *British Journal of Educational Psychology*, 55, pp. 84-90.
- Boohan, R. y J. Ogborn (1996). *Energy and Change*, Association for Science Education, Hatfield, Reino Unido.
- Boujaoude, S. B. y H. Barakat (2000). "Secondary School Students' Difficulties with Stoichiometry", en *School Science Review*, 81 (296), pp. 91-98.
- _____ (1991). "A Study of the Nature of Students' Understandings about the Concept of Burning", en *Journal of Research in Science Teaching*, 28 (8), pp. 689-704.
- Briggs, H. y B. Holding (1986). *Aspects of Secondary Students' Understanding of Elementary Ideas in Chemistry: Full Report*, Children's Learning in Science Project Leeds, University of Leeds.
- Brook, A., H. Briggs, y R. Driver (1984). *Aspects of Secondary Students' Understanding of the Particulate Nature of Matter*, Children's Learning in Science Project Leeds, University of Leeds.
- Burton, G., J. Holman, G. Pilling y D. Waddington (1994). *Salter's Advanced Chemistry: Chemical Ideas*, Heinemann Educational Publishers, Oxford, Reino Unido.
- Butts, B. y R. Smith (1987). "HSC Chemistry Students' Understanding of the Structure and Properties of Molecular and Ionic Compounds", en *Research in Science Education*, 17, pp. 192-201.
- Carmichael, P., R. Driver, B. Holding, I. Phillips, D. Twigger y M. Watts (1990). *Research on Students' Conceptions in Science: A Bibliography*, Children's Learning in Science Group, University of Leeds.
- Cros, D., M. Chastrette y M. Fayol (1988). "Conceptions of Second Year University Students of Some Fundamental Notions in Chemistry", en *International Journal of Science Education*, 10 (3), pp. 331-336.
- _____ M. Maurin, R. Amouroux, M. Chastrette, J. Leber y M. Fayol (1986). "Conceptions of First-year University Students of the Constituents of Matter and the Notions of Acids and Bases", en *European Journal of Science Education*, 8 (3), pp. 305-313.
- Carr, M. (1984). "Model Confusion in Chemistry", en *Research in Science Education*, 14, pp. 97-103.

- Cosgrove, M. R. y R. Osborne (1981). *Physical Change: A Working Paper of the Learning in Science Project*, Núm. 26, University of Waikato, Hamilton, Nueva Zelanda.
- Dierks, W. (1981). "Teaching the Mole", en *European Journal of Science Education*, 3, pp. 145-158.
- van Driel, J. H., W. de Vos y A. H. Verdonk (1989). *Why do Some Molecules React while Others don't?*, University of Utrecht, documento de trabajo sin publicar.
- Donnelly, J. F. y A. G. Welford (1988). "Children's Performance in Chemistry", en *Education in Chemistry*, 25 (1), pp. 7-10.
- Dow, W. M., A. H. Verdonk y D. Wilson (1978). *Pupils' Concepts of Gases Liquids and Solids*, Northern College of Education, Dundee.
- Driver, R., A. Squires, P. Rushworth y V. Wood-Robinson (1994). *Making Sense of Secondary Science*, Routledge & Kegan Paul, Londres.
- _____, E. Guesne y A. Tiberghien (Eds.) (1985). *Children's Ideas in Science*, Milton Keynes, Open University Press.
- _____. (1983). *The Pupil as Scientist?*, Milton Keynes, Open University Press.
- Duit, R. y S. Kesidou (1988). "Students' Understanding of Basic Ideas of the Second Law of Thermodynamics", en *Research in Science Education*, 18, pp. 186-195.
- Engel Clough, E. y R. Driver (1986). "A Study of Consistency in the Use of Students' Conceptual Frameworks across Different Task Contexts" en *Science Education*, 70 (4), pp. 473-496.
- Freemantle, M. (1987). *Chemistry in Action*, 1st. Edition, Macmillan, Londres.
- Gabel, D. L. (1993). "Use of the Particle Nature of Matter in Developing Conceptual Understanding", en *Journal of Chemical Education*, 70, pp. 193-194.
- _____ y K. V. Samuel (1987). "Understanding the Particulate Nature of Matter", en *Journal of Chemical Education*, 64 (8), pp. 695-697.
- Garnett, P., P. Garnett y M. Hackling (1995). "Students' Alternative Conceptions in Chemistry: A Review of Research and Implications for Teaching and Learning", en *Studies in Science Education*, 25, pp. 69-95.

- Gensler, W. (1970). "Physical versus Chemical Change", en *Journal of Chemical Education*, 47 (2), pp. 154-155,
- Gorodetsky, M. y E. Gussarsky (1986). "Misconceptualisation of the Chemical Equilibrium Concept as Revealed by Different Evaluation Methods", en *European Journal of Science Education*, 8 (4), pp. 427-441.
- Griffiths, A. K. y K. R. Preston (1992). "Grade-12 Students' Misconceptions Relating to Fundamental Characteristics of Atoms and Molecules", en *Journal of Research in Science Teaching*, 29 (6), pp. 611-628.
- Gussarsky, E. y M. Gorodetsky (1990). "On the Concept 'Chemical Equilibrium': The Associative Framework", en *Journal of Research in Science Teaching*, 27 (3), pp. 197-204.
- _____ y M. Gorodetsky (1988). "On the Chemical Equilibrium Concept: Constrained Word Associations and Conception", en *Journal of Research in Science Teaching*, 25 (5), pp. 319-333.
- Hackling, M. W. y P. Garnett (1985). "Misconceptions of Chemical Equilibria", en *European Journal of Science Education*, 7 (2), pp. 205-214.
- Haidar, A. H. y M. R. Abraham (1991). "A Comparison of Applied and Theoretical Knowledge of Concepts Based on the Particle Nature of Matter", en *Journal of Research in Science Teaching*, 29, pp. 611-628.
- Hand, B. M. (1989). "Students' Understanding of Acids and Bases: A Two Year Study", en *Research in Science Education*, 19, pp.133-144.
- _____ y D. F. Treagust (1988). "Application of a Conceptual Conflict Strategy to Enhance Student Learning of Acids and Bases", en *Research in Science Education*, 18, pp. 53-63.
- Happs, J. (1980). *Particles: A Working Paper of the Learning in Science Project*, Núm. 18, University of Waikato, Hamilton, Nueva Zelanda.
- Hawkes, S. J. (1992). "Arrhenius Confuses Students", en *Journal of Chemical Education*, 69 (7), pp. 542-543.
- Hayes, P. (1979). "The Naive Physics Manifesto", en D. Michie (Ed.), *Expert Systems in the Microelectronic Age*, Edinburgh University Press, Edinburgo, Reino Unido.

- Hesse, J. J. y C. W. Anderson (1992). "Students' Conceptions of Chemical Change", en *Journal of Research in Science Teaching*, 29 (3), pp. 277-299.
- Holding, B. (1987). *Investigation of School Children's Understanding of the Process of Dissolving with Special Reference to the Conservation of Matter and the Development of Atomistic Ideas*, tesis de doctorado, University of Leeds, sin publicar.
- Johnson, P. (1998a). "Progression in Children's Understanding of a 'Basic' Particle Theory: A Longitudinal Study", en *International Journal of Science Education*, 20 (4), pp. 393-412.
- _____ (1998b). "Children's Understanding of Changes of State Involving the Gas State, Part 1: Boiling Water and the Particle Theory", en *International Journal of Science Education*, 20 (5), pp. 567-583.
- _____ (1998c). "Children's Understanding of Changes of State Involving the Gas State, Part 2: Evaporation and Condensation below Boiling Point", en *International Journal of Science Education*, 20 (6), pp. 695-709.
- _____ (1996). "What is a substance?", en *Education in Chemistry*, marzo, pp. 41-45.
- Johnston, K. y R. Driver (1991). *A Case Study of Teaching and Learning about Particle Theory*, Centre for Studies in Science and Mathematics Education, University of Leeds, Reino Unido.
- Johnstone, A. H., J. J. Macdonald, y G. Webb (1977). "Chemical Equilibria and its Conceptual Difficulties", en *Education in Chemistry*, 14, pp. 169-171.
- Kind, V. (2004). "Chemical Concepts: Understanding the Mole", en *Education in Chemistry*, en prensa.
- _____ (2003). "Chemical Concepts: Chemical Bonds", en *Education in Chemistry*, 40 (4), p. 93.
- _____ (2002a). "Chemical Concepts: Closed System Chemical Reactions", en *Education in Chemistry*, 39 (2), p. 36.
- _____ (2002b). "Chemical Concepts: Open System Chemical Reactions", en *Education in Chemistry*, 39 (4), p. 91.
- Kruger, C. J. y M. K. Summers (1989). "An Investigation of Some Primary Teachers' Understanding of Change in Materials", en *School Science Review*, Vol. 71, Núm. 255, pp. 17-27.

- Lazonby, J. N., J. E. Morris y D. J. Waddington (1982). "The Muddlesome Mole", en *Education in Chemistry*, julio, pp. 109-111.
- Lee, O., D. Eichinger, C. Anderson, G. Berkheimer y T. Blakeslef (1993). "Changing Middle School Students' Conceptions of Matter and Molecules", en *Journal of Research in Science Teaching*, 30, pp. 249-270.
- Loeffler P. A. (1989). "Fundamental Concepts in the Teaching of Chemistry", en *Journal of Chemical Education*, 66 (11), pp. 928-930.
- Meheut, M. y A. Chomat (1990). "The Bounds of Children's Atomism: An Attempt to Make Children Build up a Particle Model of Matter", en P. L. Linjse, P. Licht, W. de Vos y A. J. Waarlo (Eds.), *Relating Macroscopic Phenomena to Microscopic Particles: A Central Problem in Science Education*, Centre for Science and Mathematics Education, University of Utrecht, Utrecht, Holanda.
- Maskill, R. y A. F. C. Cachapuz (1989). "Learning about the Chemistry Topic of Equilibrium: The Use of Word Association Tests to Detect Developing Conceptualisations", en *International Journal of Science Education*, 11 (1), pp. 57-69.
- Meheut, M., E. Saltiel y A. Tiberghien (1985). "Pupils' (11-12 year olds) Conceptions of Combustion", en *European Journal of Science Education*, 7, pp. 83-93.
- Millar, R. (1989). What Use are Particle Ideas to Children?, ponencia presentada en el seminario "Relating Macroscopic Phenomena to Microscopic Particles: A Central Problem in Secondary Science Education", efectuado en el Centre for Science and Mathematics Education, University of Utrecht, Holanda, octubre 22-26.
- Mitchell, A. C. y S. H. Kellington (1982). "Learning Difficulties Associated with Particulate Theory of Matter in the Scottish Integrated Science Course", en *European Journal of Science Education*, 4, pp. 429-440.
- Nakleh, M. (1992). "Why some Students don't Learn Chemistry", en *Journal of Chemical Education*, 69 (3), pp. 191-196.
- Nelson, P. G. (1991). "The Elusive Mole", en *Education in Chemistry*, julio, pp. 103-104.
- Novick, S. y J. Nussbaum (1981). "Pupils' Understanding of the Particulate Nature of Matter: A Cross-age Study", en *Science Education*, 65 (2), pp. 187-196.

- _____ y J. Nussbaum (1978). "Junior High School Pupils' Understanding of the Particulate Nature of Matter: An Interview Study", en *Science Education*, 62 (3), pp. 273-281.
- Osborne, J. F. y S. Collins (2000). *Pupils' Views of the School Science Curriculum*, King's College, Londres.
- Osborne, R. y M. Cosgrove (1983). "Children's Conceptions of the Changes of State of Water", en *Journal of Research in Science Teaching*, 20 (9), pp. 825-838.
- Pereira, M. y M. Elisa (1991). "Pupils' Representations of Models of Water", en *International Journal of Science Education*, 13, pp. 313-319.
- Piaget, J. y B. Inhelder (1974). *The Child's Construction of Quantities*, Routledge & Kegan Paul, Londres.
- Prieto, T., A. Blanco y A. Rodriguez (1989). "The Ideas of 11 to 14 Year Old Students about the Nature of Solutions", en *International Journal of Science Education*, 11 (4), pp. 451-463.
- Peterson, R. F. (1993). "Tertiary Students Understanding of Covalent Bonding and Structure Concepts", en *Australian Journal of Chemical Education*, julio, pp. 11-15.
- _____ y D. F. Treagust (1989). "Grade-12 Students' Misconceptions of Covalent Bonding", en *Journal of Chemical Education*, 66 (6), pp. 459-460.
- Quilez-Pardo, J. y J. J. Solaz-Portoles (1995). "Students' and Teachers' Misapplication of Le Chatelier's Principle: Implications of the Teaching of Chemical Equilibrium", en *Journal of Research in Science Teaching*, 32 (9), pp. 939-957.
- Ross, B. y H. Munby (1991). "Concept Mapping and Misconceptions: A Study of High School Students' Understandings of Acids and Bases", en *International Journal of Science Education*, 13 (1), pp. 11-23.
- Ross, K. (1993). "There is no Energy in Food and Fuels - but They do Have Fuel Value", en *School Science Review*, 75 (221), pp. 39-47.
- _____ (1987). *A Cross-cultural Study of People's Understanding of the Functioning of Fuels and the Process of Burning*, The College of St. Paul and St. Mary, Cheltenham, Glos, documento no publicado.
- Rowell, J. A. y C. J. Dawson (1980). "Mountain or Mole Hill: Can Cognitive Psychology Reduce the Dimensions of Conceptual Problems in Classroom Practice?", en *Science Education*, 64 (5), pp. 693-708.

- Russell, T. y D. Watt (1990). *Evaporation and Condensation*, A primary SPACE Research Report, University of Liverpool Press, Reino Unido.
- _____, W. Harlen y D. Watt (1989). "Children's Ideas about Evaporation", en *International Journal of Science Education*, 11, Número especial, pp. 566-576.
- Shollum, B. (1982). *Reactions: Working Paper of the Learning in Science Project*, Núm. 37, University of Waikato, Hamilton, Nueva Zelanda.
- _____. (1981a). *Chemical Change: A Working Paper of the Learning in Science Project*, Núm. 27, University of Waikato, Hamilton, Nueva Zelanda.
- _____. (1981b). *Burning: A Working Paper of the Learning in Science Project*, Núm. 36, University of Waikato, Hamilton, Nueva Zelanda.
- Scott, P. (1992). "Pathways in Learning Science: A Case Study of the Development of One Student's Ideas Relating to the Structure of Matter", en R. Duit, F. Goldberg, y H. Niedderer (Eds.), *Research in Physics Learning: Theoretical Issues and Empirical Studies*, University of Kiel, Alemania.
- Sequeria, M. y L. Leite (1990). "On Relating Macroscopic Phenomena to Microscopic Particles at the Junior High School Level", en P. L. Linjse, P. Licht, W. de Vos y A. J. Waarlo (Eds.), *Relating Macroscopic Phenomena to Microscopic Particles: A Central Problem in Science Education*, Centre for Science and Mathematics Education, University of Utrecht, Holanda.
- Séré, M. G. (1986). "Children's Conceptions of the Gaseous State, Prior to Teaching", en *European Journal of Science Education*, 8 (4), pp. 413-425.
- _____. (1982). "A Study of Some Frameworks Used by Pupils Aged 11-13 Years in the Interpretation of Pressure", en *European Journal of Science Education*, 4, pp. 299-309.
- Stavy, R. (1990a). "Children's Conception of Changes in the State of Matter: From Liquid (or Solid) to Gas", en *Journal of Research in Science Teaching*, 27 (3), pp. 247-266.
- _____. (1990b). "Pupils' Problems in Understanding Conservation of Matter", en *International Journal of Science Education*, 12 (5), pp. 501-512.

- _____ (1988). "Children's Conception of Gas", en *International Journal of Science Education*, 10 (5), pp. 553-560.
- _____ y D. Stachel (1985). "Children's Ideas about 'Solid' and 'Liquid'", en *European Journal of Science Education*, 7 (4), pp. 407-421.
- Strong, L. E. (1970). "Differentiating Physical and Chemical Changes", en *Journal of Chemical Education*, 47 (10), pp. 689-690.
- Taber, K. S. (2002). *Chemical Misconceptions - Prevention, Diagnosis and Cure*, Volumes 1 and 2, Royal Society of Chemistry, Londres.
- _____ (1998). "The Sharing out of Nuclear Attraction: or 'I can't Think about Physics in Chemistry'", en *International Journal of Science Education*, 20 (8), pp. 1 001-1 014.
- _____ (1997a). *Understanding Chemical Bonding*, tesis de doctorado, Faculty of Education, Roehampton Institute, University of Surrey, documento no publicado.
- _____ (1997b). "Student Understanding of Ionic Bonding: Molecular versus Electrostatic Framework?", en *School Science Review*, junio, 78 (285), pp. 85-95.
- _____ (1996). "The Secret Life of the Chemical Bond: Students' Anthropomorphic and Animistic References to Bonding", en *International Journal of Science Education*, 18 (5), pp. 557-568.
- _____ (1994). "Misunderstanding the Ionic Bond", en *Education in Chemistry*, 31 (4), pp. 100-103.
- _____ (1993a). *Case Study of an A Level Student's Understanding of Chemical Bonding: Annie*, Havering College of Further and Higher Education, documento de investigación.
- _____ (1993b). *Stability and Lability in Student Conceptions: Some Evidence from a Case Study*, ponencia presentada en el British Educational Research Association Annual Conference, University of Liverpool, septiembre.
- _____ (1993c). *Understanding the Ionic Bond: Student Misconceptions and Implications for Further Learning*, ponencia presentada en el Royal Society of Chemistry Autumn Meeting, University of Warwick, septiembre.
- Tan, K-C. D. y D. F. Treagust (1999). "Evaluating Students' Understanding of Chemical Bonding", en *School Science Review*, 81, septiembre, p. 294.

- Treagust, D. F. y W. Graeber (1999). "Teaching Approaches and Learning Outcomes for 'Chemistry Equilibrium' in Senior High School in Australia and Germany", en M. Komorek, H. Behrendt, H. Dahncke, R. Duit, W. Graeber y A. Kross (Eds.), *Proceedings of the Second International Conference of the European Science Education Research Association*, University of Kiel, Alemania, Vol. 2, pp. 605-607.
- Tytler, R. (1998). "Children's Conceptions of Air Pressure: Exploring the Nature of Conceptual Change", en *International Journal of Science Education*, 20 (8), pp. 929-958.
- Vogelezang, M. J. (1987). "Development of the Concept 'Chemical Substance' - Some Thoughts and Arguments", en *International Journal of Science Education*, 7 (5), pp. 519-528.
- de Vos and Verdonk (1987a). "A New Road to Reactions, Part 4, The Substance and its Molecules", en *Journal of Chemical Education*, 64, pp. 692-694.
- _____ (1987b). "A New Road to Reactions, Part 5, The Elements and its Atoms", en *Journal of Chemical Education*, 64, pp. 1 010-1 013.
- _____ (1986). "A New Road to Reactions, Part 3, Teaching the Heat Effect of Reactions", en *Journal of Chemical Education*, 63, pp. 972-974.
- _____ (1985a). "A New Road to Reactions, Part 1", en *Journal of Chemical Education*, 62, pp. 238-240.
- _____ (1985b). "A New Road to Reactions, Part 2", en *Journal of Chemical Education*, 62, pp. 648-649.
- Wandersee, J. H., J. J. Mintzes y J. D. Novak (1994). "Research on Alternative Conceptions in Science", en D. Gabel, (Ed.), *Handbook of Research on Science Teaching and Learning*, Macmillan, Nueva York, pp. 177-210.
- Watson, R. J., T. Prieto y J. S. Dillon (1997). "Consistency of Students' Explanations about Combustion", en *Science Education*, 81, pp. 425-444.
- Wheeler, A. E. y H. Kass (1978). "Student Misconceptions in Chemical Equilibrium", en *Science Education*, 62 (2), pp. 223-232.
- Westbrook, S. L. y E. D. Marek (1991). "A Cross-age Study of Student Understanding of the Concept of Diffusion", en *Journal of Research in Science Teaching*, 28, pp. 649-660.

