

La estructura electrónica de los átomos en la escuela secundaria: un estudio de los niveles de comprensión

Antonio García-Carmona

Abstract [*Atoms electronic structure in secondary school: a study of understanding levels*]

In this paper, we support the didactic need to carry out investigations oriented to integrate and consolidate the atoms electronic structure in physics and chemistry curriculum in basic scientific education. It will contribute to understand, for example, the electric behaviour of conductor and insulator materials suitably. Also, we describe a didactic proposal to introduce atoms electronic structure in obligatory secondary school [14-15 years old]. And we present an investigation of pupils' conceptions and learning difficulties about it.

1. Introducción

Uno de los temas más dificultosos de la Física y Química, en los niveles básicos de enseñanza, es el estudio del átomo (Albanese y Vicentini, 1997; De la Fuente *et al.*, 2003; De Posada, 1993, 1999; García-Carmona, 2002; Lee, 1993; Mondelo, García y Martínez, 1994). Ello se debe, entre otras razones, a que los conceptos que se manejan no se manifiestan en el entorno macroscópico y cotidiano de los adolescentes (Rosado y García-Carmona, 2004a). Además, su aprendizaje requiere de una capacidad de abstracción que no suele estar suficientemente desarrollada en los adolescentes (Pozo y Gómez-Crespo, 1998). Otra dificultad añadida es el tratamiento desestructurado que suele hacerse de los contenidos relacionados con el átomo en la educación no universitaria (Gil, Senent y Solbes, 1989; Solbes y Vilches, 1991). El aspecto más notorio es la mezcla de concepciones clásicas y cuánticas, sin dejar claro las diferencias entre ambas visiones, ni los límites de la primera. Ello es consecuencia de un afán por simplificar aspectos del tema que, por su complejidad, no están al alcance de los alumnos de niveles básicos (García-Carmona, 2002), con lo cual se ofrece una información ambigua o incompleta que, lejos de ayudar, obstaculiza el proceso de aprendizaje.

*Área de Ciencias del Colegio Luisa de Marillac. Sevilla, España.

Correo electrónico: agarciaca@cofis.es

Recibido: 9 de agosto de 2005; aceptado: 10 de febrero de 2006.

En España, el currículo de Física y Química de la Educación Secundaria Obligatoria (ESO) [12-16 años] establece el estudio del átomo en el 2º ciclo de la etapa [14-16 años]. Su introducción tiene como finalidad: *a) comprender la naturaleza eléctrica de la materia; b) clasificar los elementos químicos en metales y no metales, y su ordenación en el Sistema Periódico, y c) explicar las uniones entre átomos (enlace químico)*. Si bien, en este contexto el currículo no hace alusión explícita al estudio la *estructura electrónica de los átomos*, de ahí que ésta sólo sea introducida por el 60% de los libros de texto de Física y Química de la ESO, con un tratamiento didáctico bastante desigual (García-Carmona, 2004).

Aun cuando somos conscientes de la dificultad que entraña la enseñanza/aprendizaje de la estructura electrónica de los átomos en la educación básica —principalmente, por la habitual baja capacidad de abstracción de los adolescentes—, consideramos esencial hacer una primera introducción en la ESO. Con ello, el alumnado adquiere un conocimiento básico y adecuado de la materia, ya que las propiedades físico-químicas de un elemento vienen determinadas por la distribución de los electrones en el interior de sus átomos (Eisberg y Resnick, 1994). Pese a esta necesidad didáctica y epistemológica, observamos que actualmente no hay demasiado interés por el tema y las investigaciones didácticas, al respecto, son prácticamente inexistentes.

Desde el punto de vista didáctico, en la educación básica creemos que es aconsejable introducir la estructura electrónica de los átomos como una consecuencia de las interacciones electrostáticas producidas en su interior. Así, los niveles energéticos de los electrones se asocian a su energía potencial electrostática, debido a sus interacciones con los protones del núcleo y los diferentes niveles se determinan por las distancias de los electrones al núcleo. En sintonía con algunas recomendaciones, relativas al estudio del átomo en el nivel de ESO (Martín-Díaz, Gómez-Crespo y Gutiérrez, 2000), dicho planteamiento se realiza en el contexto del modelo atómico pre-cuántico de Bohr. La introducción de un modelo atómico cuántico en la educación básica, tal como se concluye en algunos estudios (García-Carmona,

2002; Solbes *et al.*, 1987; Tsaparlis y Papaphotis, 2002), supone una dificultad añadida; sobre todo, si lo que se pretende es hacer una primera aproximación al tema.

Desde hace algún tiempo venimos planteando la enseñanza del comportamiento eléctrico de la materia a partir de nociones sobre *estructura y propiedades de la materia* (Rosado y García-Carmona, 2002, 2003, 2004b). Uno de los contenidos básicos de la propuesta es el estudio de la estructura electrónica de los átomos, cuya finalidad es que los alumnos comprendan el carácter metálico y no metálico de los elementos principales. La propuesta está siendo aplicada y evaluada desde hace varios cursos, con el fin de depurar, progresivamente, su eficacia didáctica. En este artículo se presentan los resultados parciales de esta amplia investigación. Se describe parte de la propuesta didáctica empleada en la enseñanza/aprendizaje de la estructura electrónica de los átomos, en la ESO, la acción llevada a cabo en el aula, y la evaluación realizada. Finalmente, se analizan los resultados obtenidos y se exponen las implicaciones didácticas que de ellos se derivan.

2. Objetivos

En consonancia con lo que acabamos de decir, el propósito de la investigación era conocer las concepciones y dificultades de aprendizaje, de alumnos de 14-15 años, sobre la estructura electrónica de los átomos, con el fin de consolidar su enseñanza en esta etapa educativa. Las preguntas que guiaron la investigación fueron:

- ¿Cuál es el nivel de aprendizaje alcanzado por los alumnos, sobre la estructura electrónica, una vez concluido el proceso de enseñanza/aprendizaje?
- ¿Cuáles son los modos de razonamiento y concepciones alternativas de los alumnos sobre el tema?
- ¿Existe estabilidad en las ideas y esquemas de razonamientos de alumnos sobre el tema?

Los objetivos de la investigación fueron, precisamente, buscar respuestas a estos interrogantes.

3. Metodología

3.1 Propuesta de actividades de enseñanza/aprendizaje

A continuación se presenta un *extracto* –por razones de espacio– de la propuesta didáctica constructivista, diseñada para la enseñanza/aprendizaje de la estructura electrónica de los átomos en 3º de ESO [14-15 años]. Se comentan las actividades con objeto de facilitar su puesta en práctica en el aula, si bien estos han de ser considerados como sugerencias

didácticas y no como “recetas ad hoc”. Más aún, las actividades deben considerarse como un marco abierto y flexible, en revisión permanente, con el propósito de mejorar su eficacia didáctica.

Actividad 1

Completa el siguiente texto con las palabras que faltan:
 “Los átomos se componen de núcleo y corteza. En el núcleo atómico se encuentran los _____, que tienen carga positiva, y los _____, que no tienen carga eléctrica. En la corteza atómica, girando alrededor del núcleo, se encuentran los _____, cuya carga eléctrica es _____ que la del protón, pero de signo _____. En un átomo, el número de _____ es igual al de _____; por tanto, un átomo es eléctricamente neutro.”

En esta primera actividad, los alumnos repasan la estructura interna de los átomos y, por tanto, su naturaleza eléctrica, dado que es esencial en la comprensión de la estructura electrónica de los mismos. Se presenta una aproximación al modelo de Bohr, que es lo recomendado para este nivel educativo. En este momento, conviene recordar (pues lo han debido estudiar antes), que los electrones giran alrededor del núcleo a consecuencia de su interacción electrostática con los protones. Puesto que se supone que ya ha sido tratado en clase que la energía potencial de los electrones es única para cada distancia al núcleo, se podrá hacer alusión a los ‘subniveles energéticos’ indicando que, en cada capa, los electrones poseen energías ‘muy próximas’, y que éstas son muy diferentes a las energías de los electrones de otro nivel o capa. No obstante, esto es algo complejo para el nivel de ESO, de modo que es preferible posponer su estudio al Bachillerato (16-18 años). Es suficiente con que los estudiantes de la educación básica asuman que todos los electrones de una misma capa poseen la ‘misma energía’, como una primera aproximación.

Actividad 2

Ya sabemos que los electrones se encuentran en la corteza del átomo girando alrededor del núcleo. La corteza está compuesta por distintos niveles o capas en las que se encuentra un cierto número de electrones. La 1ª capa admite hasta 2 electrones, la 2ª capa hasta 8 electrones, la 3ª capa hasta 18 electrones, la 4ª capa hasta 32, etcétera. En general, para la capa *n* el número máximo de electrones será $2n^2$. A la distribución de los electrones, en las diferentes capas, se denomina **estructura electrónica**. Los electrones alojados en la capa más externa son los que determinan las propiedades físicas y químicas de los átomos y, por tanto, de la materia. Éstos se denominan **electrones de valencia**.

- (a) Investiga cuál es la estructura electrónica y los electrones de valencia de los siguientes elementos: Na, K, Cl, F.
 (b) Dibuja un esquema de cada uno de estos átomos con la distribución de los electrones en las distintas capas.

La actividad 2 introduce la estructura electrónica de los elementos, y resalta el papel de los electrones de valencia en la determinación de las propiedades físico-químicas de los elementos. Sólo se pretende que los alumnos obtengan la distribución *de los electrones en los distintos niveles de energía electrónica –sin hacer mención a los subniveles energéticos–, y sean capaces, por tanto, de identificar e número de electrones de valencia* (García-Carmona, 2004). En el nivel de ESO, los alumnos podrán obtener la estructura electrónica con ayuda de la tabla periódica.¹ El periodo les indicará el número de niveles a rellenar, y el grupo el número de electrones del último nivel o capa de valencia.

Con relación al apartado (a), los alumnos han de obtener las siguientes estructuras electrónicas (el número de electrones de valencia va representado en **negrita**): Na (2, 8, **1**), K (2, 8, 8, **1**), Cl (2, 8, **7**) y F (2, **7**). Y con relación al apartado (b), se dibujan los esquemas bidimensionales de la figura 1.

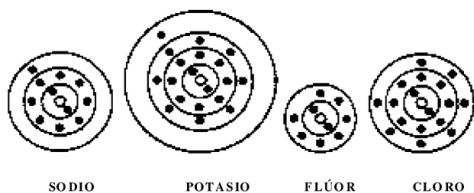


Figura 1. Representación esquemática bidimensional de la estructura electrónica de algunos elementos principales.

Actividad 3

De todos los elementos de la tabla periódica, los gases nobles son los más estables, desde el punto de vista químico. Esto quiere decir que los podemos encontrar en la naturaleza sin estar combinados con átomos de otros elementos. Todos los gases nobles tienen 8 electrones en su capa más externa (excepto el helio que sólo tiene 2 y es estable). Así, en la naturaleza todos los átomos tratan de conseguir la misma estabilidad que los gases nobles; esto es, conseguir en su capa más externa 8 electrones: **regla del octeto**. Por eso, los átomos se combinan entre sí con la finalidad de formar compuestos químicos, ya que ello les permite tener los 8 electrones de valencia.

(a) En los átomos de la actividad anterior, cuyas estructuras electrónicas ya has encontrado, indica cuántos electrones necesitan en su capa más externa para alcanzar la estabilidad de gas noble.

(b) ¿Cuáles de esos átomos conseguirán con mayor facilidad su estabilidad? ¿Por qué?

¹ Dado el planteamiento elemental y limitado de la propuesta, orientada a hacer una primera introducción a la estructura electrónica (en un marco pre-cuántico), sólo nos ocupamos de los átomos principales, o representativos, de la tabla periódica. Entendemos que es más conveniente dejar para Bachillerato (16-18 años) el estudio de la estructura electrónica de los metales de transición, ya que es cuando se introducen nociones de Cuántica que permiten su mejor tratamiento y comprensión.

Enlazada con la anterior, la actividad 3 ofrece información sobre cómo los átomos alcanzan su estabilidad, en función del número de electrones de valencia que poseen. Asimismo, sirve de antesala para introducir explícitamente el carácter metálico y no metálico de los elementos en la actividad siguiente.

Aquí, los alumnos han de concluir que la estabilidad de los átomos será tanto más fácil de alcanzar cuanto menor número de electrones hayan de ganar (no metales) o perder (metales), hasta poseer 8 electrones –salvo algunas excepciones como la del hidrógeno– en su última capa (regla del octeto).² Al respecto, los alumnos suelen aplicar esta regla en términos de ganancia de electrones; es decir, para el caso del sodio y el potasio consideran que la estabilidad vendrá dada por la ‘ganancia de 7 electrones’, en lugar de que estos pierdan el electrón de valencia que poseen (se incide sobre ello en la actividad siguiente).

Actividad 4

Has observado, en la actividad anterior, que a unos átomos les faltan más electrones que a otros para alcanzar la estabilidad. En el caso del flúor (F) y el cloro (Cl), éstos tienen 7 electrones de valencia; por tanto, sólo les falta adquirir un electrón para ser estables. Por el contrario, el sodio (Na) y el potasio (K) tienen un electrón de valencia que los hace inestables. Es fácil pensar que a éstos les será más fácil desprenderse de ese electrón que ganar 7 para ser estables. Esto responde a que en la penúltima capa tienen 8 electrones, y, si pierden el electrón de valencia, esa penúltima capa pasa a ser la capa más externa, con lo cual consiguen tener los 8 electrones requeridos para su estabilidad. Los átomos que tienen pocos electrones de valencia (menos de 4 electrones) y que, por tanto, tienden a perder sus electrones de valencia, se denominan **metales**; mientras que los que tienden a ganar electrones se denominan **no metales**.

(a) Clasifica los veinte primeros elementos de la tabla periódica en metálicos y no metálicos.

(b) Busca información en algún libro técnico, Internet o enciclopedia las propiedades de los elementos metálicos y no metálicos, y realiza un cuadro comparativo.

La actividad 4 es de información. Por un lado, refuerza y sintetiza los aspectos tratados en la actividad anterior, respecto a la regla del octeto, y, por otro, introduce el carácter metálico y no metálico de los elementos, un fenómeno gobernado por la tendencia a perder o ganar, respectivamente, electrones, a fin de lograr la estabilidad química. La finalidad de la

² Aunque se trata de una regla simple, que presenta ciertas limitaciones, es apropiada para hacer una primera introducción al tópico que estamos tratando en el nivel de ESO.

cuestión (a) es que los alumnos se familiaricen con los elementos metálicos y no metálicos más habituales, aprovechando que saben manejar la tabla periódica de los elementos. Y la cuestión (b) intenta que los alumnos obtengan información sobre las principales propiedades de los metales y no metales.

Actividad 5

Dentro del conjunto de los elementos metálicos, hay unos que tienen mayor actividad electrónica que otros; es decir, que ceden con más facilidad sus electrones de valencia. Del mismo modo, en los no metales también hay unos con más actividad electrónica que otros, en el sentido de que son más tendentes a ganar los electrones que le faltan.

(a) Dadas los siguientes elementos metálicos, cuyas estructuras electrónicas se acompañan, indica cuál presenta mayor carácter metálico (mayor actividad electrónica): Rb (2, 8, 18, 8, 1); Ca (2, 8, 8, 2); In (2, 8, 18, 3).

(b) Haz lo mismo con los siguientes elementos no metálicos: Cl (2, 8, 7); S (2, 8, 6); P (2, 8, 5).

La actividad 5 complementa a la anterior. Incide en el mayor o menor carácter metálico y no metálico de los elementos, en función del número de electrones de valencia que poseen. Los alumnos han de comprender que los metales con menor número de electrones de valencia presentan un mayor carácter metálico; mientras que en los no metales, el carácter no metálico es mayor cuantos más electrones de valencia posean. Se podría introducir el término de *electronegatividad*, sin embargo, este concepto como tal no suele introducirse en el nivel de ESO. En su lugar, se ha hablado de mayor o menor actividad electrónica. En el apartado (a), el elemento que presenta mayor carácter metálico es el rubidio, seguido del calcio, y, por último, el indio. Y en el apartado (b), el elemento con mayor carácter metálico es el cloro, seguido del azufre y, finalmente, el fósforo.

Actividad 6

Averigua la estructura electrónica del silicio (Si) y del germanio (Ge). ¿Cuántos electrones de valencia tienen? ¿Qué comportamiento tendrán, metálico o no metálico? Razona tu respuesta.

Una vez estudiadas las estructuras electrónicas de los metales y no metales, se abordan los semimetales. En la actividad 6, los alumnos obtendrán que ambos poseen 4 electrones de valencia. Este resultado produce una discusión interesante entre los alumnos, con afirmaciones como “puesto que les da igual ganar que perder los electrones de valencia, unas

veces serán metales y otras no metales”; o “como no pueden ganar ni perder los electrones de valencia, no serán metales ni no metales”. En cualquier caso, todas estas ideas apuntan al propósito de la actividad: que los alumnos comprendan que esos elementos se encuentran en un punto intermedio a los metales y no metales.

Actividad 7

Como habrás observado con la actividad anterior, tanto el Si como el Ge tienen 4 electrones de valencia, lo cual indica que les es igual de fácil o difícil ganar que perder 4 electrones hasta alcanzar los 8 electrones de valencia para lograr la estabilidad. A estos elementos se les denomina **semimetales**, ya que tienen un comportamiento intermedio entre los metales y los no metales. ¿Serán conductores o aislantes? Busca información acerca de las propiedades de esos elementos.

La última actividad tiene el propósito aunar las ideas de los alumnos –y, por tanto, ayudar a los rezagados en el aprendizaje de la actividad anterior– e introduce, de forma explícita, el concepto de semimetal. Lo define como un elemento que tiene un comportamiento intermedio entre los metales y no metales. Obviamente, esta propiedad se cumple a temperatura ambiente ya que, por ejemplo, a altas temperaturas los materiales semimetálicos son mejores conductores de la electricidad que los materiales metálicos. Si bien, se trata de un aspecto que se sale de los objetivos de la secuencia de enseñanza que estamos describiendo aquí.

3.2 Descripción de la experiencia: acción en el aula

Con objeto de contrastar los resultados y verificar si éstos aportaban, realmente, un marco estable de concepciones y dificultades de aprendizaje, se evaluó la experiencia durante dos cursos académicos consecutivos (2002/03 y 2003/2004). No se buscó la representatividad de la muestra (muestreo casual o accidental) e intervinieron aquellos alumnos que estaban disponibles en el momento de la investigación, con lo cual, la experiencia se realizó con grupos naturales de la práctica docente (Elliott, 2000). Se llevó a cabo en un centro de Educación Secundaria de Sevilla, con alumnos que cursaban la asignatura de Física y Química en 3º de ESO [14-15 años]. En la primera ocasión (curso 2002/03), la investigación se realizó con 33 alumnos, y en la segunda (2003/04) con 27 alumnos.

Antes de realizar la prueba de evaluación (véase el anexo), los alumnos fueron instruidos mediante la

propuesta didáctica descrita. Las actividades se realizaron en grupos reducidos de alumnos (3 o 4 componentes) con objeto de realizar, con posterioridad, una puesta en común en clase. Esta estrategia se planteó por el hecho de que la interacción entre individuos de nivel cognitivo similar favorece al proceso de aprendizaje (Cordero *et al.*, 2002). En todo momento, pues, se facilitó a los alumnos la participación tanto dentro de los grupos como ante el conjunto de la clase.

El seguimiento del proceso de enseñanza/aprendizaje se hizo a través del *diario del profesor* y de los *cuadernos de clase* de los alumnos. Con la información recogida se analizaron las dificultades y el progreso del aprendizaje de los alumnos durante el proceso (parte de ello se recoge en los comentarios de las actividades descritas). Esto nos permitió elaborar la prueba objetiva de evaluación.

Como aspecto importante, hay que indicar que se trató de mantener constantes (con igual influencia para ambos grupos) factores como el profesor, la metodología, la propuesta didáctica, etcétera. (*variables intervinientes*), que pudieran influir de manera diferenciada en los resultados de cada grupo. Por ello, los dos grupos fueron instruidos por el mismo profesor, mediante la misma propuesta didáctica, durante, prácticamente, el mismo número de sesiones, y en el mismo tramo del curso (2º trimestre). De este modo, la investigación se delimitó en estudiar el nivel de conocimiento o comprensión (*variable dependiente*) demostrado por los alumnos en las cuestiones de la prueba de evaluación (*variables independientes*).

3.3 Procedimiento de evaluación del aprendizaje

En la investigación se combinan las metodologías cualitativa y cuantitativa. Por una parte, se realiza un estudio cuantitativo orientado a comparar los resultados obtenidos en las dos ocasiones en que se llevó a cabo la experiencia (curso 2002/03 y 2003/04). Por otra, se hace un estudio cualitativo enfocado a describir, analizar y, consecuentemente, categorizar las concepciones manifestadas por los alumnos, en relación con la estructura electrónica de los átomos.

La evaluación del aprendizaje alcanzado por los alumnos se hizo mediante una prueba escrita (anexo). En el análisis de los niveles y las dificultades de aprendizaje de los alumnos, se establecieron cuatro categorías o niveles de respuesta:

- **Nivel I:** Respuesta en blanco.
- **Nivel II:** Respuesta errónea o confusa en el

sentido de que no comprende, o no aplica adecuadamente los conceptos manejados.

- **Nivel III:** Respuesta correcta –en el caso de respuestas de opción múltiple–, pero no se justifica adecuadamente, o bien se hace de manera incompleta o imprecisa.
- **Nivel IV:** Respuesta correcta y justificada adecuadamente.

4. Resultados y discusión

4.1 Comparación de los niveles de aprendizaje entre los grupos estudiados

Al principio de analizar las ideas de los alumnos, se comprobó si existían diferencias significativas en los resultados de ambos grupos; para ello, se emplearon métodos estadísticos de contraste. Concretamente se empleó la prueba de contraste no paramétrica U de Mann-Whitney. Los resultados de la prueba indicaron que no existían diferencias significativas en los niveles de aprendizaje alcanzados por los alumnos de cada grupo. Esto, de alguna manera, da idea de la fiabilidad (Padilla, 2002) de las cuestiones de evaluación propuestas, debido a la estabilidad de los resultados en dos ocasiones distintas. Asimismo, permite confirmar que los dos grupos investigados forman parte de la misma muestra; es decir, que existe un patrón estable de concepciones y razonamientos de alumnos de 14-15 años sobre la temática estudiada.

Como la prueba estadística indicó que no existían diferencias significativas entre los alumnos de los dos grupos, se analizan los niveles de aprendizaje de un modo global; esto es, considerando a los alumnos de ambos grupos como parte de una sola muestra (N = 60). Y con objeto de ilustrar los modos de razonamiento de los alumnos, se hace alusión a algunas de sus respuestas, transcritas literalmente.

4.2 Niveles de comprensión y dificultades de aprendizaje

La **cuestión 1** evalúa el conocimiento de los alumnos sobre la naturaleza eléctrica de los átomos, como antesala en la comprensión de la estructura electrónica. Encontramos que el 3,3% de los alumnos deja su respuesta en blanco (nivel I), y el 13,3% no escoge la opción correcta (nivel II). Entre las del nivel II, la idea errónea más frecuente es la de considerar que el estado neutro es equivalente a no poseer cargas eléctricas; es decir, se confunde ‘tener carga’ con ‘estar cargado’ (y, por tanto, ‘no tener carga’ con ‘no estar cargado’):

«a). No tienen cargas eléctricas porque, cuando un átomo tiene el mismo número de electrones y protones, es neutro, y entonces no tiene ningún tipo de carga.» (Nivel II; alumno del curso 2002/03).

«a). Porque un átomo neutro no tiene cargas eléctricas, ni positivas ni negativas.» (Nivel II; alumno del curso 2003/04).

El nivel III es alcanzado por el 48,3% de los alumnos. En este nivel, aun cuando se escoge la opción correcta, en su justificación se cometen algunas imprecisiones, como el hecho de pensar que el estado neutro de un objeto equivale a que esté, simultáneamente, cargado positiva y negativamente:

«Yo he elegido la c) porque un átomo para ser neutro tiene que estar cargado positiva y negativamente [...]» (Nivel III; alumno del curso 2003/04).

Otra de las imprecisiones observadas en las explicaciones de los alumnos del nivel III consiste en confundir el estado eléctricamente neutro (igual número de electrones y de protones) con estabilidad química (cumplimiento de la 'regla del octeto': alcanzar 8 electrones en la capa de valencia):

«c). Los átomos siempre tienden a ser estables y para conseguir la estabilidad [química] tienen que tener el mismo número de electrones y de protones [...]» (Nivel III; alumno del curso 2002/03). [No cursiva añadida].

«Los átomos tienden a tener 8 electrones en su última capa, por eso se dice que tienen el mismo número de electrones y protones.» (Nivel III; alumno del curso 2003/04).

También, entre las imprecisiones cometidas en las respuestas del nivel III, se observa que los alumnos conciben el estado neutro como una carga eléctrica ("carga neutra"):

«c). [...] al tener el mismo número de protones y de electrones, se compensan sus cargas y [el átomo] queda con carga neutra». (Nivel III; alumno del curso 2002/03). [No cursiva añadida]

«Es la c), porque al tener el mismo número de electrones y de protones su carga es neutra, ya que no puede ser ni negativa ni positiva [...]» (Nivel III; alumno del curso 2003/04).

Por último, el nivel máximo de conocimiento (nivel IV) fue alcanzado por el 38,3% de los alumnos. Ejemplos de respuestas de este nivel son las siguientes:

«c). Porque si tiene la misma carga positiva y negativa,

se queda [el átomo] neutro, ya que si hay más electrones que protones, será un ion negativo; y positivo si hay mayor número de protones que de electrones.» (Nivel IV; alumno del curso 2002/03). [No-cursiva añadida]

«c). Tiene que tener el mismo número de electrones y de protones, ya que si tuviera mayoría de electrones sería un átomo cargado negativamente (ion negativo); y si tuviera exceso de protones, sería un átomo cargado positivamente (ion positivo).» (Nivel IV; alumnos del curso 2003/04).

La **cuestión 2** tiene como finalidad comprobar el nivel de comprensión de la regla del octeto. El 5% de los alumnos deja la respuesta en blanco (nivel I); mientras que el 26,7% escoge una opción incorrecta (nivel II) y, por tanto, da una justificación incorrecta. Entre las explicaciones erróneas de los alumnos, se observa la idea de que la estabilidad atómica viene dada siempre en términos de ganancia de electrones:

«Elijo la d) porque si el azufre gana 2 [electrones], la capa de valencia tiene 8 [electrones] y el potasio, si gana 7 [electrones] tiene también en 8.» (Nivel II; alumno del curso 2002/03). [No-cursiva añadida]

«b). Porque es mejor ganar electrones que perderlos, y si se pierde, que sean pocos electrones como pasa con el potasio.» (Nivel II; alumno del curso 2003/04).

Los niveles más altos de conocimiento fueron manifestados por un 36,7%, para el nivel III (respuesta correcta, pero justificada de forma incompleta), y un 31,7% para el nivel IV (nivel máximo). Como ejemplo de estos niveles, se muestran las siguientes respuestas:

«b). Porque es más fácil ganar dos electrones en el S y perder un electrón en el K que cualquier otra opción.» (Nivel III; alumno del curso 2003/04).

«b). En el caso del azufre, gana dos electrones porque es más "fácil" ganarlos que perder seis para conseguir la estabilidad. En el caso del potasio ocurre lo contrario, es más fácil ganar uno que perder siete. Los metales tienden a perder electrones porque tienen pocos en su capa de valencia, por el contrario, los no metales tienden a ganar.» (Nivel IV; alumno del curso 2002/03).

El reconocimiento del carácter metálico o no metálico de los elementos se analizó a través de la **cuestión 3**. Se obtuvo que el 8,3% de los alumnos no contesta (nivel I), mientras que el 33,3% no elige la opción correcta (nivel II). Entre las explicaciones

dadas en el nivel II, resulta de interés destacar la concepción errónea de asociar el carácter metálico con el hecho de que el elemento necesite ganar o perder –indistintamente– pocos electrones de valencia para lograr su estabilidad:

«d). Porque los dos tienen la capacidad para soltar uno [electrón] o ganar uno. A' puede perder uno y B' puede ganar otro, por eso son los dos buenos metales.» (Nivel II; alumno del curso 2002/03). [No-cursiva añadida]

«d). Ya que los dos sólo tienen, o que perder o ganar un electrón, por lo tanto son los dos iguales de metálicos.» (Nivel II; alumno del curso 2002/03).

Otra idea alternativa, que se pone de manifiesto en el nivel II, consiste en relacionar el carácter metálico con el hecho de que el elemento tenga muchos electrones, con independencia de su distribución en los átomos (y sean o no electrones de valencia):

«c). Porque al tener más electrones de valencia el elemento B' (17 electrones), es más metálico que A' (11 electrones)» (Nivel II; alumno del curso 2003/04).

El nivel III fue alcanzado por un 33,3%. Se observa que las justificaciones dadas por los alumnos de este nivel suelen ser demasiado escuetas y, por tanto, no profundizan en la explicación exigida:

«a). Porque B' tiene menos facilidad de desprenderse de la carga eléctrica que A'.» (Nivel III; alumno del curso 2003/04).

Finalmente, el nivel máximo (nivel IV) fue demostrado por el 25% de los alumnos. He aquí algunos ejemplos de respuestas de estos dos niveles:

«A' es más metálico que B' porque pierde sus electrones [de valencia] con mayor facilidad y éstos tienen mayor libertad de movimiento dentro del material.» (Nivel IV; alumno del curso 2002/03). [No-cursiva añadida]

«A' es un metal puesto que tiende a perder [sus electrones de valencia] para quedarse estable. B', por el contrario, tiende a ganar, por lo que es un no metal.» (Nivel IV; alumno del curso 2003/04). [No-cursiva añadida]

El reconocimiento de un elemento semimetal, a partir de su estructura electrónica, se evaluó en la **cuestión 4**. Un 6,7% del alumnado dejó su respuesta

en blanco (nivel I), y un 18,3% contestó de manera errónea (nivel II). En el nivel II, los alumnos asumen que el comportamiento intermedio de los semimetales viene dado porque, al tener 4 electrones de valencia, tiene simultáneamente propiedades de metal y no metal ('dualidad metal-no metal'):

«[...] porque al ser un semimetal tiene 4 electrones de valencia. Al tener cuatro da igual que reciba 4 electrones para ser estable que le quiten 4 electrones para ser estable. De forma que entre sus átomos habrá algunos que sean metales y otros no metales.» (Nivel II; alumno, curso 2002/03).

«[...] es un semimetal, por lo cual tiene la mitad de metal y mitad de no metal.» (Nivel II; alumno del curso 2002/03).

Los niveles de conocimiento más altos fueron alcanzados por un 48,3%, con el nivel III, y un 26,7% con el nivel IV. Éstas fueron algunas de las respuestas de los niveles:

«He elegido esta opción [opción c] porque es un semimetal y, según lo estudiado, al tener un comportamiento intermedio es más metal que los no metales habituales y menos metal que los metales habituales.» (Nivel III; alumno del curso 2002/03) [No cursiva añadida].

«Elijo la opción c). El elemento es un semimetal porque tiene 4 electrones en su última capa. Como para ser estable le es igual de fácil o difícil perderlos que ganarlos, sus electrones no se ceden con tanta facilidad como en los metales, ni están tan agarrados como en los no metales.» (Nivel IV; alumno del curso 2003/04).

5. Conclusiones

En este trabajo se ha puesto de manifiesto la viabilidad de emprender la enseñanza/aprendizaje de la estructura electrónica de los átomos en la educación científica básica (nivel de ESO). Esto permite a los alumnos adquirir una formación adecuada sobre la estructura y propiedades de la materia. Para ello, es suficiente con introducir la estructura electrónica de un modo descriptivo, dentro del contexto pre-cuántico (modelo de Bohr). Esto es, que los alumnos sean capaces de reconocer las estructuras electrónicas de los primeros elementos de la tabla periódica, y comprendan el comportamiento metálico y no metálico de éstos a partir del número de electrones de la última capa (capa de valencia).

Por otra parte, y a la vista de los resultados obtenidos, concluimos –aunque conscientes de las

limitaciones del estudio, porque se ha realizado con grupos naturales (limitación de la validez externa)—que existe un marco consistente de concepciones, en alumnos de 14-15 años, sobre la estructura electrónica de los átomos. Asimismo, se confirma que las dificultades de aprendizaje son similares a las habitualmente observadas en otros contenidos de Física y Química, propuestos para la misma etapa educativa. Conviene decir, no obstante, que sólo se han abordado algunos de los conceptos y fenómenos relacionados con la estructura electrónica. Por tanto, será necesario tratar, en futuras investigaciones, otros aspectos como, por ejemplo, su influencia en la comprensión del Enlace Químico, que ya ha sido analizada en los niveles educativos post-obligatorios (Bachillerato y Universidad) (Boo, 1998; De Posada, 1999; Solbes y Vilches, 1991; Zamora, Varcárcel y Sánchez, 2004).

A modo de síntesis, detallamos las *concepciones alternativas* más relevantes de los alumnos de 14-15 años, en relación con el tema:

- Con respecto al estado eléctrico del átomo, los alumnos confunden “tener carga” con “estar cargado”.
- Piensan que la neutralidad eléctrica de un átomo responde al hecho de que está, simultáneamente, cargado positiva y negativamente. Asimismo, la neutralidad se concibe como un estado eléctrico más.
- Confunde la neutralidad eléctrica de un átomo con la estabilidad electrónica (química), gobernada por la regla del octeto.
- Se observa en los alumnos una tendencia a pensar que la estabilidad atómica (regla del octeto) viene dada siempre en términos de ganancia de electrones.
- Se detecta la idea de asociar el carácter metálico con el hecho de que un elemento necesite, en términos de la regla del octeto, ganar o perder —indistintamente— muy pocos electrones para lograr su estabilidad.
- También, a la hora de identificar el carácter metálico de un elemento, los alumnos centran su atención en el número total de electrones en lugar de los electrones de valencia, y asumen que un elemento es metálico si es aquel que tiene muchos electrones (sean o no de valencia).
- A consecuencia de que los semimetales tienen 4 electrones de valencia, los alumnos creen que tienen, simultáneamente, las propiedades de los metales y no metales; lo que explicaría su comportamiento intermedio.

En definitiva, hemos de decir que los resultados de este estudio no son más que el inicio de una línea de investigación orientada a integrar y consolidar la enseñanza/aprendizaje de la estructura electrónica de los átomos en la ESO. Si bien, creemos que son un referente importante con vistas a emprender nuevas investigaciones, que profundicen en los aspectos aquí expuestos, y arrojen luz a la problemática planteada. Y es que, como señala Viennot (1995), para progresar en el proceso de enseñanza/aprendizaje de las Ciencias, es necesaria una revisión continua de sus contenidos y tratar de descubrir las ideas y modos de razonamientos de los alumnos. ■

6. Referencias

- Albanese, A. y Vicentini, M., Why do we believe that an Atom is Colourless? Reflections about the Teaching of the Particle Model, *Science & Educatio*, 6, 251-261, 1997.
- Boo, H.K., Students' understanding of chemical bonds and the energetic of chemical reactions, *Journal of Research in Science Teaching*, 35(5), 569-581, 1998.
- Cordero, S. et al., ¿Y si trabajan en grupo...? Interacciones entre alumnos, procesos sociales y cognitivos en clases universitarias de Física, *Enseñanza de las Ciencias*, 20(3), 427-441, 2002.
- De la Fuente, M.A. et al., Estructura atómica: análisis y estudio de las ideas de los alumnos (13-14 años), *Enseñanza de las Ciencias*, 21(1), 123-134, 2003.
- De Posada, J.M., Concepciones de los alumnos de 15-18 años sobre la estructura interna de la materia en el estado sólido, *Enseñanza de las Ciencias*, 11(1), 12-19, 1993.
- De Posada, J.M., Concepciones de los alumnos sobre el enlace químico antes, durante y después de la enseñanza formal. Problemas de aprendizaje, *Enseñanza de las Ciencias*, 17(2), 227-245, 1999.
- Eisberg, R. y Resnick, R., *Física Cuántica*, Limusa, México, 1994.
- Elliott, J., *La investigación-acción en educación* (4ª ed.), Morata, Madrid, España, 2000.
- García-Carmona, A., Los modelos atómicos en la Física y Química de la Educación Secundaria Obligatoria, *Revista Española de Física*, 16(3), 37-39, 2002.
- García-Carmona, A., Introducción a la configuración electrónica de los átomos en los niveles

- básicos de enseñanza, *Alambique: Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 40, 25-34, 2004.
- Gil, D., Senent, F. y Solbes, J., Física moderna en la Enseñanza Secundaria: Una propuesta fundamentada y unos resultados, *Revista Española de Física*, 3(1), 53-58, 1989.
- Lee, O. *et al.*, Changing middle school students' conceptions of matter and molecules, *Journal of Research in Science Teaching*, 30(3), 249-270, 1993.
- Martín-Díaz, M.J., Gómez-Crespo, M.A. y Gutiérrez, M.S., *La Física y la Química en Secundaria*, Narcea, Madrid, España, 2000.
- Mondelo, M., García, S. y Martínez, C., Materia inerte o materia viva. ¿Tienen ambas constitución atómica?, *Enseñanza de las Ciencias*, 12(2), 226-233, 1994.
- Padilla, M.T., *Técnicas e instrumentos para el diagnóstico y la evaluación educativa*, CCS, Sevilla, España, 2002.
- Pozo, J.I. y Gómez-Crespo, M.A., *Aprender y enseñar Ciencia*, Morata, Madrid, España, 1998.
- Rosado, L. y García-Carmona, A., Programa-guía sobre Física de Semiconductores en la Electrónica de la Educación Secundaria Obligatoria, en Rosado, L. y Cols. (editores), *Didáctica de la Física y sus Nuevas Tendencias*, UNED, Madrid, España, 2002, pp. 775-846.
- Rosado, L. y García-Carmona, A., Una propuesta de enseñanza/aprendizaje sobre la conducción eléctrica en semiconductores intrínsecos para la Educación Secundaria, en Rosado, L. y Cols. (editores), *Didáctica de la Física y sus Nuevas Tendencias*, UNED, Madrid, España, 2003, pp. 425-45 .
- Rosado, L. y García-Carmona, A., El entorno del alumno como marco de referencia en la enseñanza de la Física, en Rosado, L. y Cols. (eds.), *Didáctica de la Física y sus Nuevas Tendencias*, UNED, Madrid, España, 2004a, pp. 259-312.
- Rosado, L. y García-Carmona, A., Concepciones y dificultades de aprendizaje de estudiantes de Secundaria sobre el comportamiento eléctrico de los semiconductores y otros materiales, en *Actas de los XXI Encuentros de Didáctica de las Ciencias Experimentales*, San Sebastián, España, 2004b, Pp. 273-280.
- Solbes, J., Calatayud, M., Climent, J. y Navarro, J., Errores conceptuales en los modelos atómicos cuánticos, *Enseñanza de las Ciencias*, 5(3), 189-195, 1987.
- Solbes, J. y Vilches, A., Análisis de la introducción de la teoría de enlaces y bandas, *Enseñanza de las Ciencias*, 9(1), 53-58, 1991.
- Tsaparlis G. y Papaphotis, G., Quantum-chemical concepts: are they suitable for secondary students? *Chemistry Education Research and Practice*, 3, 129-144, 2002.
- Viennot, L., The Contents of Physics. Essential Elements, Common Views, in Bernardini, C. Tarsitani, C. & Vicenti, M. (editors), *Thinking physics for teaching*, New York, Plenum Press, USA, 1995.
- Zamora, A., Varcárcel, M. V. y Sánchez, G., ¿Cómo conceptualizan los alumnos de ESO y Bachillerato (14-18 años) las ideas de modelo y enlace químico? *Actas de los XXI Encuentros de Didáctica de las Ciencias Experimentales* (San Sebastián, España), pp. 293-300, 2004.

ANEXO: Prueba de evaluación

Cuestión 1

Un átomo es eléctricamente neutro porque:

- a) No tiene cargas eléctricas.
- b) Tiene sólo neutrones.
- c) Tiene el mismo número de electrones y protones.
- d) Tiene el mismo número de electrones, protones y neutrones.

Explicación: _____

Cuestión 2

La estructura electrónica del azufre (S) es (2, 8, 6), y la del potasio (K) (2, 8, 8, 1). Indica cuál será el comportamiento de cada elemento con el fin de lograr su estabilidad química:

- a) El azufre perderá 6 electrones y el potasio ganará 7 electrones.
- b) El azufre ganará 2 electrones y el potasio perderá un electrón.
- c) El azufre perderá 6 electrones y el potasio perderá un electrón.
- d) El azufre ganará 2 electrones y el potasio ganará 7 electrones.

Explicación: _____

Cuestión 3

Sean dos átomos A y B, cuyas estructuras electrónicas son, respectivamente, (2, 8, 1) y (2, 8, 7). Indica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) A es más metálico que B.
- b) A y B no son metales.
- c) A es más no metal que B
- d) A y B son metales.

Explicación: _____

Cuestión 4

La estructura electrónica del elemento que compone cierto material es (2, 8, 4). A temperatura ambiente:

- a) Tiene carácter metálico.
- b) Tiene carácter no metálico.
- c) Es más metal que los no metales y menos metal que los metales habituales.
- d) Es menos metal que los no metales y menos aislante que los metales.

Explicación: _____