

Cómo introducir la geometría molecular en 3º de la ESO

Luis Ignacio García González

La experiencia que se describe ha obtenido el Premio "Operi bene peracto 2007" concedido por la Sección Territorial de Asturias de la Real Sociedad Española de Química.

Resumen: La experiencia que a continuación se expone es una propuesta para profundizar en el concepto de molécula en 3º de la ESO. La metodología es activa ya que son los estudiantes, los que imitando un proceso de investigación, tratan de resolver problemas desconocidos. Tras esta actividad la formulación química aparece como una necesidad para representar de forma abreviada las estructuras moleculares. Una descripción completa de la experiencia puede encontrarse en Internet,^[1] donde es posible visualizar un vídeo grabado durante una clase^[2] y descargar las fichas de investigación propuestas.

Palabras clave: Didáctica de la Química, molécula, formulación, geometría molecular, investigación didáctica.

Abstract: The experience below-mentioned is a proposal to make the concept of molecule in 3º ESO clearer. The methodology is active, as it is directed to students who will follow a real process of investigation and will try to solve unknown problems. After the activity the chemical formulation appears as a necessity to represent the molecular structures in an easy and short way. A full description of the experience can be found on the internet,^[1] where teachers can watch a video recorded during a class^[2] and unload the proposed documents for investigation.

Keywords: Didactics of chemistry, molecule, formulation, molecular geometry, research didactics.

Introducción

El concepto de molécula es algo esencial en química. Sin embargo, cuando se introduce en los primeros cursos de la ESO (Enseñanza Secundaria Obligatoria, de 12 a 16 años), se hace de una manera poco cuidadosa. En el mejor de los casos, las moléculas se reducen a un conjunto (plano) de letras y números, con poco significado, escritos en un encerado.

En 2º de Bachillerato (a los 18 años), pensamos, será el momento de introducir la geometría molecular usando métodos como el de Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV),^[3] pero para esto es necesario tener unos conocimientos de los cuales no disponen en 3º de la ESO. Por tanto, durante algunos años, las moléculas seguirán siendo fórmulas escritas, los números de oxidación algo que hay que aprenderse de memoria para poder escribir fórmulas y las fórmulas algo necesario para poder plantear y resolver cálculos en reacciones. Todo bastante aburrido y muy memorístico. ¿Es esto Química?

Este trabajo plantea que desde 3º de la ESO es posible que nuestros alumnos construyan estructuras moleculares que los ayuden a entender, además del concepto de molécula, el porqué de las diferentes formas de éstas, cuál es el significado de los números de oxidación o qué representa una fórmula. Si esto se puede lograr (al menos en parte) probablemente hayamos conseguido llenar de sentido una parte significativa del programa. Todo un éxito. ¿Cómo hacerlo?

Materiales y fichas

Antes de introducir el concepto de molécula –a mitad de curso aproximadamente– ya se ha hablado de los átomos, de su tendencia a captar o ceder electrones para adquirir la con-



L. I. García

Departamento de Física y Química, I.E.S. Juan A. Suanzes, C/ Marqués s/n. 33400 Avilés, Asturias.

C-e: ignaciogg@educastur.princast.es

Recibido: 04/05/2007. Aceptado: 07/05/2007.

figuración de gas noble y de cómo se pueden formar iones positivos y negativos, llegando así de forma natural a la posibilidad de unirse mediante un enlace iónico o covalente para formar compuestos.^[4] Hecho muy importante ya que la esencia de la química consiste precisamente en eso: en desarrollar capacidades para obtener sustancias distintas, con nuevas propiedades. El uso de modelos moleculares por parte del profesor es esencial para conseguir la correcta asimilación de las diferencias entre los compuestos iónicos y covalentes. Puede usarse para este propósito las posibilidades de "la plastilina y los palillos" tal y como se expone más adelante.

El reto consiste en plantear actividades que, además de ser realizables por los propios alumnos, tengan suficiente atractivo, permitan afianzar los conceptos básicos implicados y sirvan de base para progresar en el estudio de la Química. Más concretamente, en la formulación inorgánica y en el estudio de las reacciones químicas.

La actividad que se presenta a continuación simula una investigación que se lleva a cabo dividiendo la clase en grupos de 2–3 alumnos que trabajan independientemente, aunque no de forma aislada.

A cada uno de los grupos se les facilita una bandeja que contiene esferas de plastilina de diferentes colores y tamaños que representan átomos de algunos de los elementos más comunes. Las esferas han sido construidas respetando las dimensiones reales de los radios covalentes de los átomos (Tabla 1).

Las bolas de plastilina que van a representar los átomos se construyen siguiendo el código de colores que se muestra en

Tabla 1. Elementos seleccionados, radios covalentes y masas de las bolas de plastilina.

Elemento	Color	Radio covalente (?)	Masa bolas plastilina (g)	Número de átomos por equipo
Hidrógeno	○	0,32	3,2	7
Oxígeno	●	0,73	7,3	6
Nitrógeno	●	0,75	7,5	2
Carbono	●	0,77	7,7	2
Cloro	●	0,99	9,9	2
Azufre	●	1,02	10,2	1

la Tabla 1. La proporcionalidad con los radios covalentes de los átomos se consigue tomando masas proporcionales a esos valores. Si se quiere garantizar la construcción de todos los compuestos propuestos de la Tabla 2, deben distribuirse en las bandejas el número de átomos que se indica en la columna situada a la derecha de la Tabla 1. Además, la bandeja contendrá un número suficiente de palillos redondos que servirán para unir las esferas entre sí simulando los enlaces covalentes: los pares electrónicos de enlace.

Tabla 2. Relación de moléculas a construir.

Investigación	Problema A	Problema B
1	H ₂ O	HNO ₃
2	HCl	CH ₃ -CH ₃
3	NH ₃	H ₂ SO ₄
4	CH ₄	HClO
5	CO ₂	HClO ₃
6	SO ₂	HClO ₂
7	SO ₃	HNO ₂
8	O ₂	HClO ₄
9	N ₂	H ₂ SO ₃
10	Cl ₂	H ₂ S
11	H ₂	H ₂ C=CH ₂
12	Cl ₂ O	H ₂ CO ₃

En la Tabla 2, se indica la relación de moléculas a construir. En cada ficha se proponen dos problemas. Las de tipo A, son más sencillas, y las de tipo B, de mayor complejidad.

Al comienzo de la clase el profesor da una breve explicación de lo que se trata de hacer. Realmente, los objetivos a cubrir son muy concretos:

- Construir agrupamientos de átomos (moléculas) siguiendo unas reglas.
- Intentar escribir una fórmula que los represente.

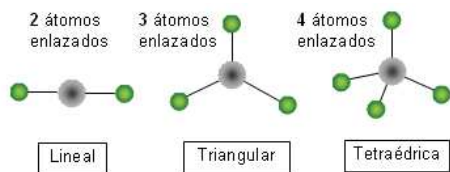
Las reglas que han de cumplirse, escrupulosamente, son tres y se presentan a la clase como resultado de un hipotético estudio empírico de las moléculas (dos de ellas) y como un acuerdo entre los científicos para escribir las fórmulas (la tercera)

Regla 1: Cada elemento tiene una capacidad de combinación que debes respetar. Si, por ejemplo, se dice que la capacidad de combinación del oxígeno es 2, del átomo de oxígeno saldrán dos palillos para enlazar con otros átomos.

Los extremos de los palillos siempre han de tener átomos, no pueden quedar libres.

Regla 2: Los átomos o grupos atómicos que se enlazan al "átomo central" tienden a separarse lo máximo posible para evitar las repulsiones entre los electrones de enlace.

Para ayudarte se dan a continuación las configuraciones en las cuales la separación entre átomos es máxima:



Regla 3: A la hora de escribir la fórmula escribe los símbolos en este orden e indica con un subíndice el número de átomos que hay de cada elemento:



Estas reglas se suministran por escrito en las fichas (Figura 1) que se facilitan a los alumnos. En ellas, también se presentan las moléculas a construir.

Figura 1. Las reglas que hay que cumplir se recogen en las fichas.

En cada una de estas fichas se propone la construcción de dos moléculas para lo cual se suministra información suplementaria (Figura 2), consistente en:

- Naturaleza de los átomos a enlazar.
- Número de átomos de cada elemento.
- Capacidad de combinación de cada elemento.
- Información adicional necesaria.

Problema A				Problema B			
Átomos a enlazar:	H	O		Átomos a enlazar:	H	O	N
Número de átomos:	2	1		Número de átomos:	1	3	1
Capacidad de combinación:	1	2		Capacidad de combinación:	1	2	5
Información: • El oxígeno es el átomo central.				Información: • El nitrógeno es el átomo central. • El H se une al oxígeno.			
Dibujo				Dibujo			

Figura 2. Información adicional suministrada por las fichas.

Construyendo compuestos

Una vez comentada la actividad y repartidas las fichas (una por equipo) se comienzan a resolver los problemas planteados. Como se puede ver en la Figura 2, existen problemas tipo A (más sencillos) y tipo B (más complicados). Los problemas tipo A se solucionan sin muchas dificultades, pero los de tipo B requieren un esfuerzo mayor.

Empiezan entonces a proponerse soluciones bastante curiosas que incluyen ciclos o enlaces libres, pero rápidamente se ve que deben ser desechadas al incumplir algunas de las normas establecidas (Figura 3). Irremediablemente en este punto, aparece un momento de desánimo.

La sensación de que el problema al que se enfrentan supera sus capacidades planea sobre la clase, pero rápidamente se recupera el ánimo cuando alguno de los equipos (por razona-



Figura 3. El proceso de construcción de una molécula.

miento propio o guiados por el profesor), descubre la posibilidad de enlazar los átomos mediante enlaces dobles y aún triples (posibilidad no comentada hasta entonces). A partir de ahí, la noticia corre como la pólvora y las estructuras comienzan a solucionarse con una rapidez que sorprende. Todo un ejemplo de lo que sucede realmente cuando la comunidad científica trata de encontrar la solución a un nuevo problema. Una vez resuelta la estructura deben dibujarla en el espacio destinado al efecto y escribir la fórmula correspondiente (Figura 4).

Cuando un equipo resuelve los problemas planteados en una ficha se le facilita otra. Los grupos más activos han llegado a solucionar hasta cuatro fichas (ocho moléculas) en una sesión de clase. Casi todos solucionan al menos dos fichas (cuatro moléculas).

Sea como sea, al final, han "manipulado" átomos, se han dado cuenta de que tienen tamaños distintos, han descubierto la posibilidad de enlazarlos mediante enlaces sencillos, doble o triples y han comprobado que las moléculas no se reducen a una fórmula, sino que más bien se recurre a ésta como una forma de representar la estructura que han construido. Perciben que no todas las moléculas son iguales, que hay diversas estructuras, que la geometría viene condicionada por el equilibrio entre las fuerzas de repulsión entre los electrones de enlace (representados por los palillos que unen los átomos)... Incluso, tras una breve explicación, los números de oxidación adquieren sentido como número de electrones que se comparten en el enlace, siendo indicativo su signo de la mayor o menor electronegatividad del elemento que toma parte en él.

Actividad de síntesis

En una sesión de clase posterior es muy conveniente realizar una actividad de síntesis en la que se recojan las conclusiones más importantes que se derivan de la actividad realizada:

- Los átomos se unen mediante un enlace químico para formar **compuestos**. Reciben este nombre cuando están formados por átomos diferentes. Si se descompone un compuesto se obtienen sustancias más simples: los elementos que lo constituyen.
- La unidad estructural que forma el compuesto es la **molécula**: conjunto de átomos unidos químicamente.
- Cuando los átomos se unen para formar compuestos se forma una nueva sustancia. Sus propiedades nada tienen que ver con las de los átomos (elementos) que la forman.



Figura 4. Rellenando la ficha.

- Las moléculas son estructuras tridimensionales y adoptan formas variadas: lineales, triangulares, tetraédricas, cadenas, etc.
- Los átomos de los distintos elementos tienen tamaños diferentes.
- Existen enlaces sencillos, dobles y triples.

- Los elementos oxígeno, hidrógeno, nitrógeno... forman moléculas diatómicas.
- Las fórmulas químicas son una representación abreviada de las moléculas. Dan información sobre:
 - Átomos integrantes (símbolos).
 - Relación en que se encuentran (subíndices).
 - Sin embargo, no dan información (directa) sobre la geometría de la molécula.
- Los números de oxidación nos dan idea del número de electrones compartidos por el elemento en cuestión. Cuando se unen dos elementos que tienen distinta electronegatividad, siempre uno de ellos (el más electronegativo) tenderá a atraer más hacia sí el par de electrones, quedando él con cierta carga negativa y el otro con cierta carga positiva (de ahí el significado del signo).

Conclusiones

La actividad sugerida es altamente recomendable. Tras su realización se puede detectar una mayor facilidad para comprender conceptos tales como el de mol (íntimamente ligado a la necesidad de "contar" entidades elementales), determinación de las masas moleculares, significado de las fórmulas, etc. También se observa una mayor aceptación de la necesidad de un lenguaje estandarizado para la nomenclatura de los compuestos (formulación) y el estudio de los números de oxidación de los elementos adquiere un significado que favorece su memorización.

Hay que tener en cuenta que en algunos casos (H_2O , NH_3 ,...) no se obtiene la forma real de la molécula al no considerar la acción repulsiva de pares no enlazantes, pero eso es un inconveniente menor subsanable en cursos superiores.

El plantear la actividad tal y como se ha descrito, tiene la ventaja de fomentar el trabajo en equipo, pudiendo aprovecharse las propias circunstancias del proceso (situación de estancamiento de la investigación, descubrimiento de una vía de solución, comunicación entre equipos, progreso rápido una vez mostrado el camino correcto...) como ejemplificación de la forma de trabajar en ciencia.

Agradecimientos

Mi agradecimiento a Pascual Román Polo quien, además de revisar el manuscrito, realizó aportaciones muy valiosas para su redacción final.

Bibliografía

- [1] <http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Laboratorio/ConsComp/index.htm>. Descripción de la experiencia. Descarga de fichas y apuntes. Consultada el 3/5/2007.
- [2] <http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Videos/Compuestos/Index.htm>. Vídeo grabado durante una de las clases. Consultada el 3/5/2007.
- [3] R. E. Dickerson, H. B. Gray, G. P. Haight, Jr. *Principios de Química*, 2ª ed., Reverté, Barcelona, Vol. 1, Cap. 11, 1985.
- [4] <http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Apuntes/apun3.htm>. Colección de apuntes de 3º de ESO. Dan una idea de la secuenciación de los contenidos y de cómo se tratan. Consultada el 3/5/2007.