

Manfred von Mackensen
“Química procesual”
2001

Una moderna introducción a la
escritura de fórmulas libre de modelos

1. La transición del décimo al undécimo año escolar.

Mirada retrospectiva del décimo año. En el décimo año hacemos un recorrido por las múltiples y sin embargo ordenadas formas de las sales y sus simetrías. Damos a conocer las fuerzas inductoras de los ácidos, los efectos succionantes de las legías, la “petrificación” de las bases. Dentro del reino vegetal en las reacciones alcalinas subyacen gravedad y sobremaduración, en los ácidos frescor y crecimiento. En el caso del animal, en lo alcalino vive el mundo interior del cuerpo; hacia el exterior el ácido trabaja, por ejemplo, como jugo gástrico o como jalea de las abejas. En el aula se seguirá el tema de lo salino, lo alcalino y lo ácido sobre los minerales, aguas de la superficie terrestre y jugos de los seres vivos. Se dejan sentir las direcciones de sus efectos que, representadas en las más diversas variantes por sustancias ponderables, emergen de una manera ilustrativa, hasta en su forma cristalina.

Previsión del undécimo año escolar. Ocasionalmente se puede ofrecer ya en décimo año un tipo u otro de fórmula de sustancias de las sales, ácidos o bases declarada como anticipo. Tal vez también puede solicitarse que la tengan en cuenta para el año siguiente. Sin embargo, la manera en que pueden ser puestas en acción las innumerables sustancias del mundo basándose en un pequeño grupo de elementos químicos, en los que tienen lugar condensaciones, concentraciones y finalmente amortecimientos de los impulsos de devenir y transformación de la plenitud de sustancias en los fenómenos de la naturaleza, ese descenso y puesta en acción, esa unilateralización e individualización extrema, hasta llegar al elemento, es más propio para la edad de los jóvenes del undécimo año escolar; y sólo entonces es adecuado abordarlo didácticamente, puesto que se requiere una determinada visión global de las posibilidades químicas realizada en el décimo curso para observar la concentración y la unilateralización.

2. Leyes y átomos

¿Actividades de los elementos? Siempre en compuestos. Primero, con independencia de si la época comienza con calcio, nitrógeno, sodio o azufre, conviene destacar que un elemento así, como *concentración del impulso de la sustancia*, tiene el peso menor que todos sus derivados. Todos los compuestos del elemento pesan más que la porción del elemento desde la que se ha creado el compuesto. Pues

efectivamente algo se le agregó. El elemento se presenta como concentrado en la corte de sus derivados (compuestos). Pero el elemento actúa en un proceso natural sólo gracias al compuesto, y extiende sus hilos al ligarse a otros elementos o ser ligado por ellos. En el hogar de la naturaleza salen muy pocas cosas de los elementos aislados, que en la mayoría de los casos han sido artificialmente llevados a su estado aislado. Por tanto, un elemento no realiza su impulso, su dirección impelente por sí mismo, sino con otros y a través de otros elementos. Sólo así puede subsistir nuestro mundo: acercándose a cualidades inconmensurablemente nuevas, con fuerzas que fluyen sin límites. Éstas no manan de manera precisamente monótona de los elementos como piedra de construcción de las sustancias. Todo compuesto muestra nuevas cualidades *propias*. Los elementos no hacen más que señalar hacia ellas. Ellos mismos son más pobres.

¡Sin piedras materiales de construcción del mundo! Antes de poder mostrar ese empobrecimiento, no tendríamos que hablar de los elementos como si fueran seres místicos en el trasfondo concebidos trivialmente como algo hecho de una especie de componentes materiales. Por mucho que la química escolar convencional los venere como tales, como si fueran piedras de construcción del mundo, causas fundamentales o simplemente como única realidad: ¡no tenemos razón alguna para poner de relieve los elementos antes del undécimo curso!

Proporciones. Para los niños, la denominada ley de las proporciones constantes, desde el agua de deshielo del primer carámbano, es una experiencia que se tiene y de la que no se habla. Nada viene de la nada, ni viene poco de poco. En la mayoría de los casos hay algo que se excede. Pero si se da mucho ácido al álcali se genera la misma sal que si hubiera menos ácido, sólo que entonces sobraré lo uno o lo otro. Las sustancias poseen tanto la identidad de sus propias cualidades como su proporción de sustancias de partida; simplemente es así. En la clase no hace falta empecinarse con la ley de la conservación de la materia.

Conservación de la masa. Está igualmente claro que al deshacer el producto en la antigua cantidad, mientras no haya nada que se pierda, volverán a aparecer las mismas sustancias o elementos. De lo contrario, en la constante generación y destrucción de un compuesto la sustancia de partida se iría transformando paulatinamente en la otra. ¡Pero son precisamente algo distinto! La llamada ley de la conservación de la materia o de la masa se puede por tanto constatar con los alumnos sin necesidad de grandes introducciones o demostraciones.

Las leyes describen consecuencias, no definiciones. Lo que necesitamos en clase no es, por tanto, un *medir* ampliado, sino una experiencia y un juicio, de cómo las leyes se *muestran* claramente, qué es lo que en la experiencia *señala* hacia ellas. Ese es, por ejemplo, el objetivo del experimento para generar sulfuro de hierro. Y basándonos directamente en él o en parecidas transformaciones ilustrativas, fundamentamos la escritura de fórmulas no en leyes, ni siquiera en átomos.

Precisamente el placer en explicar las cosas por los “átomos” procede de un estrato de opiniones previas semiconscientes aún más profundo que la satisfacción con los “elementos como piedras generales de construcción”; nos aparta aún más del contacto autofortalecido con el mundo y del propio juicio. Hay que protegerse de ambos. Pues todos tienen la tendencia emocional a imaginárselo todo en el mundo como determinado y provocado materialmente.

La vivencia de los límites de las partículas. La imperante química de laboratorio y de la industria se basa en la conservación de la masa y en las relaciones numéricas, proporciones constantes y múltiples (graduadas), conservación de la masa elemental, y finalmente; conservación de las partículas; ¡de aquellas partículas que eran eternas y lo hicieron todo! Uno siente la existencia terrestre como si fuera una jaula dentro de la cual las partículas retozan y generan el mundo - y al mismo tiempo lo delimitan. El poder intervenir en las partículas se experimenta entonces como el máximo poder en la jaula; la fórmula como su imagen y todas las cualidades de los fenómenos del mundo pierden su importancia: es como si uno estuviera tratando con la realidad eterna subyacente. Ahí no hace falta ninguna percepción cualitativa, ninguna empatía con la naturaleza viva y sus sustancias que se van transformando a partir de ella; y sobre todo: no hay que desarrollar pensamientos movidos y validados por uno mismo en aquella empatía y percepción. Uno tiene ya sus representaciones prefabricadas (las moléculas, electrones e iones) que se sostienen firmemente en la física: a cuyo mundo eterno y estático en el fondo se redujo todo ya en las preguntas iniciales.

Sentimientos populares básicos. La mencionada forma de ver el tema no está presente como si fuera un programa filosófico, sino más como una actitud popular; y también en el fondo del alma de los alumnos. Se la podría resumir diciendo: “el conocimiento de la química a partir de la idea de los átomos y débiles señales experimentales, unidas con factibilidad e instinto de poder, culminan en un credo implícito: ‘¡Sed bienvenidos, átomos! ¡Todo os lo debemos a vosotros, la construcción de la naturaleza, de nuestro cuerpo, de nuestros procesos cerebrales: nosotros en vosotros y vosotros en nosotros!’”

Inversión didáctica. Por tanto, empecemos dejando descansar a los átomos. Por inmutables que sean, tan inmutables son las actitudes básicas y opiniones previas con las que se vivencian; ahí no podemos desarrollar nada espiritual para el alumno. Se pueden mencionar los átomos, tocarlos de pasada, se los puede “alabar”; se puede mostrar que uno mismo conoce el sistema, que uno admira su abrumadora inteligencia y sus posibilidades de poder, y que vale la pena conocerlos; pero que uno no busca ni sabiduría ni salvación en ello. Pues éstas las alcanzamos sólo partiendo de la percepción, no de la representación.

Ningún juicio concluyente. Las anteriores declaraciones sobre el problema del atomismo sólo han de salir a la luz de la *consciencia cotidiana* con el propósito de

mantenerse abiertos para lo evidente y adecuado a la vida, para que ello encuentre su camino. Con ello no se ha elaborado una valoración histórica, filosófica, científico-teórica, ni siquiera de especialidad científica. Para acercarnos al problema original fundamental del conocimiento natural materialista causal-analítico, se recomiendan algunos breves ensayos de Rudolf Steiner de 1882 y 1890 (“Única crítica posible de los conceptos atomistas” y “El atomismo y su refutación”).¹

3. Caminos de percepción

Pasos hacia la fórmula. La escritura de fórmulas hay que dejarla de lado y aunque se haya desarrollado partiendo de percepciones, no mediante actividades extra que exijan mucho tiempo. El voltámetro de Hofmann podría ser el único “experimento de fórmula” a finales del proceso. La aparición del sulfuro de hierro sería un experimento clave. Puede reflejar magníficamente lo que quiere decir exceso de azufre. Dado el caso, el quemar el estropajo de acero (virutilla) en el aire o el provocar la reducción del óxido de cobre con amoníaco -todos ellos experimentos que pueden presentarse- serían idóneos para hacer que se elaboraran las proporciones, transformaciones y la permanencia de las sustancias de partida.

La elección de la masa molar. Después de las proporciones viene el problema de la abreviatura. Se define la unidad de masa propia de un elemento, en el hidrógeno un gramo. La definición básica de todo el sistema es por tanto

$$1\text{g hidrógeno} = 1\text{H}$$

A la magnitud de masa específica del elemento, en el presente ejemplo 1g, se la llama masa molar. En condiciones normales un mol de hidrógeno pesa 2g y concretamente por su naturaleza bimolecular, por lo cual se lo escribe H_2 y se tiene entonces la masa molar 2. Aquí en cambio se está hablando de un mol de hidrógeno atómico. Para más detalles véase la página 99- Un mol de hidrógeno, por consiguiente, es una porción de ese tipo de sustancia de una masa de 1g (lo que no contradice la definición atómica del mol; posiciones decimales alejadas carecen de interés para la introducción). Se llegó a 1g, porque el hidrógeno es la sustancia “más ligera”, es decir, la que en condiciones normales tiene la menor densidad; y porque todos los compuestos que se generan a partir de él acogen menos masa del hidrógeno que de su compañero de reacción -el hidrógeno como el elemento física y químicamente más ligero.

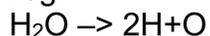
En cualquier caso, la masa molar de los otros elementos que también ha de estar representada por una letra, de principio se la podría escoger discrecionalmente para las aplicaciones más sencillas, es decir no esenciales. Pero la escritura de fórmulas tiene entonces sólo una ventaja si uno se apoya en las proporciones de la formación del compuesto, de tal manera que no hayan de anotarse complejas fracciones de masas molares y de las letras que las abrevian. Así por ejemplo, para el cloro uno asigna la

1.- En: Beiträge zur R. Steiner Gesamtausgabe (*Contribuciones a la Obra Completa de R. Steiner*) Núm. 63. Rudolf Steiner Verlag. Dornach, Suiza.

masa que en el ácido clorhídrico se une con un gramo de hidrógeno en 35g en números redondos. Entonces se puede escribir:



La fórmula del agua a partir de los volúmenes molares. Es interesante que Gay-Lussac descubriera en 1808 que se presentan los mismos volúmenes de cloro e hidrógeno cuando están unidos en el ácido clorhídrico, de modo que las masas molares están señalando hacia un volumen de unidad. Y eso sucede con todos los elementos. Por tanto cada elemento se puede clasificar con una letra en el volumen universal del mol. Las cantidades de letras elementales se comportan como si fueran cantidades de los volúmenes molares que penetran en el compuesto respectivo; al menos en casos sencillos. Así, por ejemplo, en la descomposición del agua en un volumen molar (de aprox. 24 l) surgen oxígeno y exactamente dos volúmenes de hidrógeno (aprox. 48 l). Por tanto la fórmula se presenta como H₂O y -en proporción de peso 1 a 8- la masa molar para el oxígeno se plantea en 16g.



Primer logro. ¿Qué es lo primero que hemos logrado con ese tipo de fórmulas?

- Expresan abreviadamente cantidades de sustancia consumida o emergente que aparecen en las reacciones, de manera que no tenemos resultados de peso, sino que simplemente hemos de escribir letras a las que se añade, a lo sumo, cifras muy pequeñas. La escritura de fórmulas, por tanto, es al principio un protocolo de cantidad sabiamente abreviado, por ejemplo, para fabricantes.
- Al afirmar atrevidamente que en toda sustancia, los elementos que han desaparecido en su interior podrían ser extraíbles posteriormente dando ciertos rodeos, se nos permite predecir algunas posibilidades de reacción y excluir otras. Logramos una imagen de conjunto.

4. El gran descubrimiento

Un sistema universal “caído del cielo”. La ventaja recién mencionada se produce en base a un contenido de los hechos que es difícil de observar. En todos los compuestos de un elemento con otros elementos *de lo más diverso* “actúa” siempre la misma masa molar, y los demás elementos actúan entre sí las mismas masas molares igual como frente a la primera. En una combinación de elementos concretos eso excede las proporciones constantes y graduadas. La masa molar extraída de una combinación de dos, ampliada en caso necesario con pequeños factores de números enteros, se muestra súbitamente como muy acertada en el amplio círculo de la química para todas las demás combinaciones de elementos señaladas con sus masas molares. Podríamos hablar de una ley de las *proporciones universales*. Un ejemplo:

- El dióxido de azufre consume una vez 32 y dos veces 16 gramos (azufre e oxígeno respectivamente);
- El agua consume una vez 16 y dos veces 1 gramo (de oxígeno e hidrógeno respectivamente);

- El ácido sulfhídrico consume una vez 32 y dos veces 1 gramo (de azufre e hidrógeno respectivamente).

Las mismas masas molares tienen validez por todas partes. Ninguna proporción en la red de las innumerables combinaciones queda fuera. Ese es el contenido de la ley de Richter (Jeremías Benjamín RICHTER, 1791). Si, por tanto, uno tiene frente a sí un compuesto determinado, su composición se orienta siguiendo una *ratio universal* de proporciones de masa de incontables combinaciones de elementos; como si en el universo sólo fueran posibles determinados intervalos de masa: los de las masas molares. Se pretendía crear solamente una abreviación para proporciones relacionadas con el peso, pero de manera prodigiosa los paquetes de masa propios de cada elemento, que al principio fueron seleccionados de una manera sencilla y práctica, resultan ser válidos recíprocamente para todos los compuestos simples que podamos concebir! Convencionalmente a eso se le llama la ley de las proporciones equivalentes². Sería más correcto decir “universalidad de las proporciones”, es decir, una idea en otra idea; y no una cosa.

Misteriosas propiedades del volumen molar. ¿Cómo penetró la sabiduría universal en nuestro sistema que empezó de forma meramente arbitraria? Derivando teóricamente las masas molares a un mismo *volumen* único para todos los elementos. Y como sólo algunos de los elementos son gaseosos, para poderlos pesar la mayoría había que pasarlos al estado gaseoso, y luego, siguiendo las leyes de los gases había que recalcularlos hasta sus condiciones normales.³ Ahí en la práctica había que calentar todos los elementos y llevarlos a un estado de presión inferior. Pero eso implica extraerlos de su estado terrestre endurecido en el que hoy se **encuentran. Hay que** considerarlos como si se hallaran en su máxima dilución y en su máxima temperatura, es decir, en un estado más cósmico, tal vez también más propio de su remoto pasado.⁴ Al establecer un volumen molar unitario es como si nos vinculáramos con un origen cósmico de las sustancias. De ahí fluye la proporción sabia y universal de nuestro sistema que empezamos un poco ciegamente y acaba teniendo éxito porque es universal. La escritura de fórmulas adquiere su contenido de ley natural

2.- HOLLEMANN, WIBERG: Lehrbuch der Anorganischen Chemie (*Tratado de química inorgánica*), 1985.

3.- Por otra parte, los llamados gases diatómicos como H₂, O₂, N₂, etc., tenían que ser llevados, mediante aumento de temperatura, a perder esa condensación que iba introduciendo suavemente ese peso y endurecimiento terrestres que hallamos por ejemplo en 2H → H₂. Había que hacerlos “monoatómicos” para mostrar en el volumen molar la masa molar que subyace en la fórmula.

4.- En la práctica, mediante la ley de Richter y otras, se podía tratar con estadios gaseosos difíciles de producir precisamente en las posibles mediciones de propiedades coligativas; uno seguía colgándose del sistema ya explorado y de ese modo delimitaba lo que no era fácilmente medible. (Propiedades coligativas: aumento del punto de ebullición, disminución del punto de congelación, presión osmótica, presión del vapor, etc.)

partiendo de una región de calor y levedad, como si procediera de otro mundo, del cosmos.⁵

Los átomos como sucedáneo del pensar. Cuando negamos el origen del calor y de la dilución, es decir, cuando queremos tener algo que no se basa en la periferia sino en el centro (en simple materia), entonces nos imaginamos átomos (DALTON). Entonces nos salimos del mundo de los objetos (como el de la física clásica) y desembocamos en el lado opuesto. Uno penetra con la idea en estructuras materiales “causantes”. La teoría cinética de los gases creada en 1738 por Daniel BERNOULLI, de acuerdo con la consciencia moderna, empieza ese proceso derivando más o menos la ley de Mariott sobre los gases adquirida empíricamente de una manera tan ingeniosa, que uno olvida la decisión subyacente.

Mantener el interés del alumno. Para la clase se recomienda no dar el paso de Bernoulli, es decir, introducir la escritura de fórmulas libre de modelos. Pues todo lo que quiera fundamentarse en lo invisible, pero imaginándoselo de manera reduccionista como objetos bien precisos, provoca rechazo en los alumnos que están empezando a pensar. Eso lo muestra también el lamento impotente (impotente porque se halla todavía atado al reduccionismo) sobre la pérdida de interés en la enseñanza de la química en secundaria, recientemente descrita por HÖRNER y GREIWE en su escrito: “¿Química? ¡No gracias!”.⁶

5.- Al desembocar el estudio en el inicialmente nebuloso concepto de cosmos, que no se basa ni puede basarse en una sustancia ni en una prescripción de medidas, se le ofrece al lector la oportunidad de acoger como apoyo a la posterior investigación algo que al principio podría registrar como defecto. Pues precisamente el concepto abierto de “cosmos” y “pasado cósmico” que nos aleja de la mera ordenación de lo palpable, puede alimentar esa ordenación con fuerzas de interés y veneración que permiten tantear algo mayor y más global que se vincula con el origen del ser humano y de la Tierra, la única fuente de comprensión efectiva. En cambio podemos constatar que la fría ordenación factual del mundo nos conduce únicamente a la explotación de lo que se ha puesto a nuestra disposición de una manera racional funcional. Por tanto, el concepto “cosmos”, que no podemos discutir aquí debidamente, no es una mácula sino un tesoro por el cual valía la pena escribir todo este tratado. El origen del contexto de los hechos descritos Rudolf Steiner lo llama también “éter químico” (éter en el sentido de fuerzas formativas), como una especie de delimitación para la aparición física de ilimitadas transformaciones de las sustancias. Ahí Steiner parece considerar la ley de la conservación de la masa elemental como un trasfondo de las proporciones universales.

Rudolf Steiner describe la aparición del éter químico a partir del éter vital que se diferencia en efectos elementales permanentes, en la Crónica del Akasha (GA 11); en el curso de Agricultura Biológico-dinámica describe más la intervención del éter vital y del éter químico desde el lejano cosmos suprasolar sobre el reflejo que se produce en el silicio (GA 327); en el segundo Curso de medicina describe más la conservación de la masa elemental por la subsistencia de sustancias etéricas en el éter químico, en contraposición a la cambiante transformación química (GA 313).

6.- Nombre del artículo *Chemie? Nein, danke!* de Kerstin Hörner und Timo Greiwe, en la revista en alemán: *Chimica didactica*, 26 (1) 25-55 (2000).

Culto de los fenómenos. Sólo un pensar que se fundamenta en percepciones puede atraer a los alumnos, un pensar en el que los alumnos mismos que van a participar en ellas pueden juzgar por sí mismos. Pero si, como hacen muchos autores preeminentes que investigan fenomenológicamente, no seguimos con nuestro pensar fuera de la corriente reduccionista, a la larga tampoco podremos despertar el interés de los alumnos. El conocimiento permanece pegado al fenómeno, como por ejemplo en los siguientes autores. Mins MINNSEN describe la “decisiva diferencia entre los posibles objetivos de una fenomenología de la naturaleza y las ciencias naturales: Las ciencias naturales intentan *ir expulsando paulatinamente misterios de la naturaleza* por reducción a relaciones numéricas, unidades estructurales y sus cadenas evolutivas... La fenomenología de la naturaleza intenta, sin proyectar lo que uno quiere ver en el fenómeno, describir el fenómeno natural ante la consciencia de tal manera que, por principio, el fenómeno siga siendo más amplio y profundo que la descripción, que se adelante siempre un poco a la descripción y actúe sobre quien lo describe, superando toda descripción.” Sobre la percepción directa de la sustancia WENDER escribe: “Dejo que los alumnos y alumnas oigan cómo pueden surgir sonidos y estampidos, les dejo ver cómo surgen las magníficas formas y colores, les dejo oler las cosas, percibir cómo las sustancias pueden presentarse sucias o celestiales, les dejo sentir cuán cálida o lisa es una cosa, les dejo saborearlas, percibir cuán dulces o amargas son. Dedico toda mi atención a que puedan realmente percibirlo todo a fondo y que eso se convierta en una vivencia real. Entonces constato (y también sé) que se está apelando a la vida de los sentimientos por vía de los órganos sensoriales y que pueden participar de ese modo en la belleza de la vida, lo que en el proceso también desarrolla su moralidad”.⁷

Fronteras de la mera percepción. Tendría que estar en la naturaleza de los jóvenes que después de haber percibido mucho tendría que brotar *algún pensar*. Ahí chocamos con el déficit de la moderna didáctica de la química que intenta ser fenomenológica. En plena oposición al pensar en modelos hemos de buscar la transición mental entre la bella experiencia aislada y el conjunto de la naturaleza viva y del ser humano. Pues de lo contrario ¿de dónde puede venir de una manera libre la mencionada “moral”? Sólo una idea del ser humano puede darle fuerza al pensar, porque uno puede acercarse a ella e incluso prescribírsele a sí mismo en la propia vida interior. En cambio a la larga no serán dignos del interés del alma del joven los conceptos en una vida mental que, de manera consecuentemente reduccionista, se acaba explicando a sí misma como un epifenómeno de los procesos moleculares del sistema nervioso y sólo ha de considerarse como registro irrelevante del inventario del mundo ya acabado sin participación suya, un registro en el que toda aspiración cognitiva acaba nivelándose.

Antiguos goetheanistas. Habría que agregar que Frits JULIUS reconoce y discute detalladamente el fundamento fenoménico (es decir, que se encuentra en los

7.- Ambos citados de la revista *Chimica didactica*, 26 (2/3)91-92 (2000)

fenómenos reales) de la fijación de la masa molar en el volumen del gas.⁸ Julius describe la red de las proporciones universales, o como decimos nosotros, la universalidad de las proporciones, diciendo: “Cuando algunas sustancias se vinculan entre sí por la proporción de peso que se produce, es como si apareciera en nuestro campo visual un fragmento de la red.”

5. Práctica docente.

La tabla de las masas molares redondeadas de los elementos (antes llamada “pesos atómicos”, hoy “masa atómica relativa en el gramo”) pone a los alumnos en condición de trabajar más o menos la siguiente tarea de ejercicios, en la que se comunican las fórmulas (de sumas) de los compuestos tal como pudieron encontrarse fundamentalmente a partir de las determinaciones de peso de los elementos implicados:

- ¿Cuál es la magnitud de la masa molar del dióxido de carbono de la fórmula CO_2 ? (44g)
- ¿Cuánto carbono se necesita para producir 88g de dióxido de carbono? (24g)
- ¿Cuánto carbono se necesita para producir 88g de monóxido de carbono? (37,7g)

Si ese cálculo estequiométrico se practica de manera demasiado compleja y prolongada llegaremos a una escisión en los alumnos emotivamente interesados (que ahora “se descuelgan”) y los que disfrutan de su poder intelectual y que aprenden a catalogar como núcleo de la química lo que en realidad es un éxito secundario.

Después de establecer fórmulas de composición más exactas (CO , CO_2 , H_2O) se puede practicar brevemente otra contribución de la química de fórmulas, la posibilidad de una rigurosa formulación de reacciones. Si hemos producido nitruro de magnesio y establecido la fórmula Mg_3N_2 podemos formularlo de la manera siguiente:



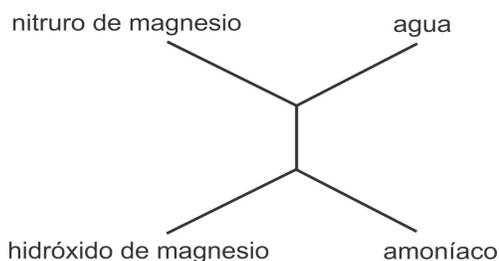
La enunciación sería primero: “tres masas molares de magnesio” y no “tres magnesios” o “tres Mg”. Por tanto Mg no es una abreviatura general para magnesio. Pues Mg no quiere decir “sustancia del tipo magnesio”, sino “24g de magnesio”. Lo respectivo se aplica también, por ejemplo, al dióxido de carbono que por dicha razón yo abrevié con Kd y no con CO_2 , el Cobre con Ku,⁹ etc. Las abreviaturas universales parecen automatizar el conocimiento: pero lo obstaculizan porque ocultan lo concreto - de ahí los símbolos Kd y Ku⁹.

¿Qué sucede entonces al rebajar el nitruro a hidróxido? Primero establecemos un esquema de reacción. Por otra parte, partiendo de la naturaleza de las sustancias,

8.- Grundlagen einer phänomenologischen Chemie” (*Fundamentos de una química fenomenológica*), Verlag Freies Geistesleben, Stuttgart

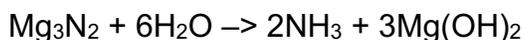
9.- En el alemán original Kd (Kohlendioxid) y Ku (Kupfer) respectivamente. Esa formulación utilizada por Mackensen sería aplicable en algunos casos sólo al alemán, y no al castellano (donde habría que buscar algún sustituto equivalente), pues “Dc” aún podría aplicarse a Dióxido de Carbono, pero si usáramos Co (para el cobre) se confundiría, por ejemplo, con el símbolo ya existente para el Cobalto. (N. del T.)

hemos reflexionado sobre el hecho de que el producto gaseoso será probablemente un compuesto de nitrógeno, y lo sólido mineral (el lodo) un compuesto metálico. Aparentemente, la combustibilidad del magnesio, que sólo se ha descargado parcialmente en la formación del nitruro (sigue ardiendo suavemente en lugar de aparecer una llama luminosa como sucede con el oxígeno), se transforma en el producto gaseoso, es decir, en un compuesto de hidrógeno que en posteriores experimentos en realidad se muestra combustible. Por tanto, desde el punto de vista de las sustancias definimos:

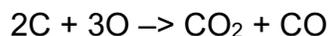


sobre el hecho de que el producto gaseoso será probablemente un compuesto de nitrógeno, y lo sólido mineral (el lodo) un compuesto metálico. Aparentemente, la combustibilidad del magnesio, que sólo se ha descargado

Después de haber transmitido las fórmulas NH_3 y $\text{Mg}(\text{OH})_2$ los alumnos pueden formular:



Aquí se procede según el principio de “que no falte nada”; pues por la constante de las masas elementales todas las letras que se hallan a la izquierda vuelven a surgir a la derecha. El principio permite entonces esbozar reacciones desconocidas únicamente a partir del conocimiento de las fórmulas. Así, por ejemplo, 24g de carbono deben ser consumidos por 48g de oxígeno, ¿qué tipo de gas surgirá? De lo aprendido y del conocimiento de las posibilidades del monóxido de carbono llegamos a formular lo siguiente:



De modo que realmente surgirá monóxido de carbono (tóxico) que aquí hemos “descubierto” al formular la reacción - un triunfo de la escritura de fórmulas. El químico utiliza a cada paso ese tipo de ratio. Los alumnos aprenden a valorar la escritura de fórmulas.

Antes de seguir investigando las secuencias de reacciones (la llamada formulación de reacciones) con el método de escritura de fórmulas, y lo que uno puede predecir o comprender en función de cómo se desarrolle, consultemos otra vez la fórmula sustancial individual en sus ventajas y desventajas para el conocimiento. Tomemos

CO₂. Tenemos pues un gas pesado, recogemos 44g en un recipiente y llamamos a esa porción CO₂. ¿Que reconocemos con ello?

1. La proporción viene dada con la fórmula CO₂: para su producción en 12g de carbono se utilizan 32g de oxígeno. Esas cantidades, aunque ello se haga dando ciertos rodeos, se han movido en todos los casos, ¡pero sólo de esas sustancias y de ninguna otra!
2. Cuando el dióxido de carbono desprende oxígeno o carbono, es decir, cuando desaparece, surgen solamente carbono y oxígeno (en la mayoría de los casos han ingresado en nuevos compuestos) y nada más, en cuyo caso con el 100% de seguridad en principio volverán a aparecer las mismas cantidades.

La fórmula de sustancias es, por consiguiente, un pasado muy claro y un seguro futuro. ¿Qué es lo que nos dice del presente?

3. Uno se ve obligado por la fórmula a concebir la sustancia como adición ; como si el dióxido de carbono fuera avivador y generador de hollín, el agua fuera explosiva y oxidante. Los elementos registrados son o bien pasado o bien futuro, ¡pero no presente! Que en el presente exista algo nuevo es precisamente lo que constituye la posibilidad de la vida y de la transformación en la Tierra. ¡La fórmula lo niega! El saber se bloquea justamente allí, o dicho en buenas palabras: un inconveniente de la escritura en fórmulas.
4. Pero entonces en la composición de los elementos queda algo real también en el presente: la masa. Su conservación sugiere precisamente la continuidad de los componentes; pero en lo que se refiere a la transformación la masa no dice fundamentalmente nada. Simplemente se mantiene.
5. Un segundo aspecto de cada elemento de la fórmula existe en el presente: *la tendencia a la propiedad*. Aunque las propiedades hayan desaparecido algo de ellas reaparece transformado, más para el pensar cualitativo que para los datos medibles que permanecen iguales. Se trata, en último término, de tendencias, inclinaciones, visibles sólo fenomenológicamente. Pero esas tendencias dan orden a la naturaleza.

Tendríamos pues cuatro ventajas y sólo una (tentadora) desventaja (el número 3). Si uno se deja seducir por esa desventaja, es decir, si supone que los elementos siguen existiendo físicamente en los compuestos -y hoy es difícil salirse de eso- la siguiente pregunta tendrá que ser: Bien, ¿qué es lo que mantiene unidos los elementos que tienden a separarse? Y si los elementos simplemente siguen existiendo allí ¿por qué no los vemos en el compuesto? La última pregunta nos lleva a la “división más sutil” en la textura atómica, la primera teoría de la combinación, a los electrones. Los decisivos impulsos a la búsqueda de un modelo en el conocimiento de la química moderna surgen, pues, del problema de las fórmulas, lo que naturalmente no es más que una variante del problema más amplio del materialismo.

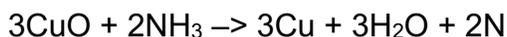
Entonces podríamos exclamar: “¡Dejemos que se mantenga el materialismo si nos hace tanto bien, aunque sea porque nos ha creado toda la magnífica química moderna!” Pero ¡no llegamos a los alumnos! ¿Y qué es lo que sucede con la naturaleza de la Tierra, del entorno, y la salud de los niños que va empeorando cada vez más?

Nuevamente, los últimos párrafos no forman parte de ninguna discusión científica, se consideran simplemente un inventario expresado de manera popular “desde abajo”.

Pero el inicio de la capacidad de comprensión y de la enseñanza empiezan precisamente desde abajo. Los jóvenes buscan la gran coherencia que parte de lo que nos dicen los fenómenos originales, y no que se les quiera exponer meramente una interconexión global concebida de antemano que supuestamente estaría presente en estructuras de partículas. Y teniendo en cuenta la vida y a los seres humanos se pueden encontrar esos nexos si se *quiere* ampliar la observación más allá del manejo exterior de las sustancias. Naturalmente, no se pueden apartar de un plumazo los doscientos años que transcurrieron desde Dalton, pero basta con captar realmente las ventajas 1, 2 y 5 de la idea de las fórmulas y dejar el resto (toda la historia de los modelos); en todo caso para el undécimo año escolar. Ocupémonos ahora de un antiguo problema, el de la valencia. ¿Cómo solucionarlo sin electrones?

6. Valencia oxidativa y reductiva

Primer atisbo de valencia. Al formular la reacción (exposición de ecuaciones reactivas), como ya señalamos antes, se genera la ecuación del número de letras, por ejemplo:



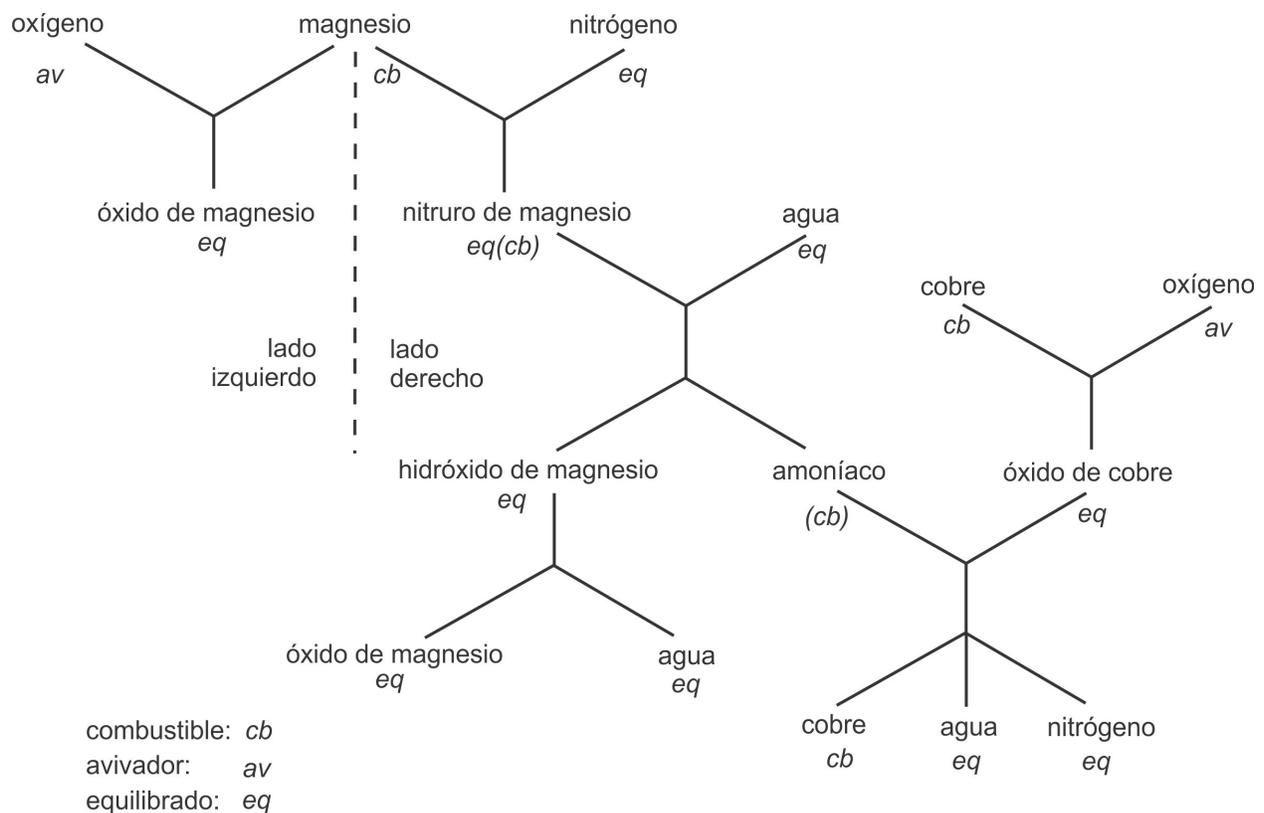
Para formulaciones más complejas y para dar seguridad al principio podemos servirnos en clase de una tabla más o menos como la que sigue:

	cantidad	cantidad
letra	izquierda	derecha
Cu	3	3
O	3	3
H	6	6
N	2	2

Del mismo modo, cuando los alumnos pueden manejarse en el tema, para ellos sigue siendo insatisfactorio que se les tengan que decir las fórmulas. Se puede señalar hacia ello y decir que tras haber comprobado minuciosamente los pesos, lo último siempre se mantiene. Pero los alumnos constatan que el profesor no sólo conoce los resultados de anteriores comprobaciones de peso, sino que extrae todas las pequeñas cifras de una “reserva de cifras” que parecen serle asequibles como especialista. Y esa reserva oculta “valencias”.

Proporciones escalonadas, propiedades escalonadas. La valencia describe los grados de participación de un elemento en la corriente de transformaciones del otro. Pero un elemento en una valencia no está determinado solamente por números o cantidades, sino que muestra un grado cualitativo, como, por ejemplo, el hierro bivalente. Uno encuentra un complejo típico de tendencias que le son propias. Si uno modifica la valencia surge un nuevo complejo emparentado, una fuerza distinta en la acción de la naturaleza. Por eso, las valencias hay que extraerlas por el camino de las transformaciones cualitativas de las sustancias en el mundo y no de cifras de electrones que uno se representa basados solamente en sistemas de medidas de la física y en la cosificación de cantidades.

La polaridad de las fuerzas de transformación. Lo primero que hay que aclarar cualitativamente, teniendo en cuenta los impulsos naturales de las reacciones, es que existen dos direcciones de transformación: la oxidación y la reducción. Son fuerzas de la naturaleza abierta, del nacer y fenecer de los seres vivos y sus materiales. Para ello observamos la tabla de los esquemas de reacciones encadenadas (que se realizan a lo largo de varios días):

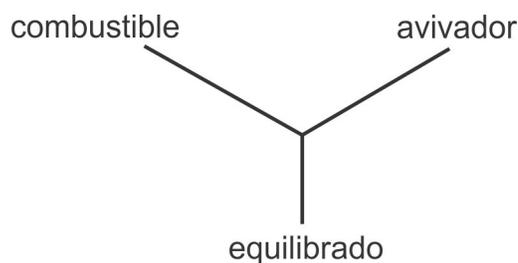


Los alumnos reconocen, entre otras cosas, que el resultado de la transformación del magnesio en el lado izquierdo es igual al del lado derecho, pues todas las otras

sustancias vuelven a aparecer a la derecha tal como son utilizadas (el agua en dos porciones). ¿Qué fuerzas impulsoras intervienen entonces en las reacciones? Primero hay que dar a conocer que la exposición del magnesio es una especie de acto de violencia: el óxido de magnesio y el carbón han de calentarse a una temperatura de 1800 C°, y el magnesio se evapora.

Los imponderables como fuerza impulsora. El elemento imponderable del carbón, es decir, la fuerza que todo lo mueve y que, en último término, procede del cosmos, se estampa violentamente en el magnesio al airear el carbón e intensificar por las ascuas su máxima tendencia a la oxidación. Los imponderables, o mejor dicho, la predisposición de una sustancia a generar el efecto de los imponderables, es la fuerza impulsora de las transformaciones de la Tierra procedente del cosmos cercano (Sol, sistema planetario); sólo ella permite que aparezcan una y otra vez la vida y la química. La idea de los imponderables permite recorrer en el pensamiento los caminos del universo.

Lo combustible frente a lo avivador. La parte visible de la idea de los imponderables pertenece a la escuela. Consiste en una distribución de las sustancias en *combustibles*, *avivadoras* y *equilibradas*:



Estas cualidades se escribieron en cursivo en el esquema anterior. Volvemos a reconocer que el nitrógeno se ve obligado a desempeñar el papel de avivador: por la enorme combustibilidad del magnesio. Este último no se ve auténticamente equilibrado porque el nitrógeno no aporta ninguna cualidad avivadora. La combustibilidad no compensada vuelve a salir de forma contenida en el amoníaco, se prolonga hasta el cobre (reacción de más abajo), pues éste vuelve a ser moderadamente oxidable. Uno aprende que siempre depende de las circunstancias y del asociado en la reacción el que se halle activa una propiedad combustible o una avivadora, es decir, hacia dónde es impelida una sustancia como aquí es el nitrógeno. Todo es variable con todo, nada descansa sobre sí mismo. (En la química reduccionista eso se expresa en la escala de los potenciales redox).

Oxidación y reducción. No vamos a exponer cómo los alumnos pueden practicar en muchos ejemplos de la manera convencional de expresarse “ninguna oxidación sin reducción” (=ninguna desaparición de propiedades combustibles sin desaparición de propiedades avivadoras) y “el medio de oxidación es deducido y el medio de reducción

es oxidado”, etc., de modo que el término reacción redox se hace corriente y diáfano. Ejemplos de ese tipo de sustancias serían:

Sustancias combustibles

madera, paja, heno, resina, cera
aceite, carbón, turba, alquitrán

petróleo, asfalto, gas natural,
alcoholes, azúcar, líquidos aromáticos

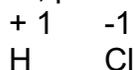
Sustancias avivadoras

aire, oxígeno, nitrato, cromato, permanganeso,
dióxido de plomo, hausmanita, minio, óxido de sodio

cloro, bromo, ácido nítrico, en ciertas
circunstancias: sulfato, carbonato

Emerge entonces un concepto valorado en base a la multitud de sustancias, en el conjunto de la naturaleza, e incluso teniendo en cuenta la abertura de la Tierra al cosmos, por ejemplo, de lo combustible o del desprendimiento de imponderables, y ese concepto sustituye al del desprendimiento de electrones, ahí tenemos un giro goetheano que puede liberarse de la presión subterránea de las ideas reduccionistas que, en último término, son ingenuamente realistas.

Dos tipos de valencia. Por consiguiente, si hemos desarrollado una comprensión cualitativa de las fuerzas redox podemos rápidamente ordenar las valencias. La valencia reductiva del hidrógeno se establece inmediatamente como +1. En el ácido clorhídrico el hidrógeno tiene (aquí y siempre) valencia reductiva 1 (actúa reduciendo), el cloro la oxidativa de igualmente 1, pero abreviada con signo opuesto:



Se lo puede entonces clasificar en todas partes y formular de la manera siguiente, donde la valencia expresa la cifra de oxidación (léase la x como “multiplicado por”)



Cada modificación de la valencia (los elementos puros tienen cero) es una reacción redox. Pero la elaboración de ecuaciones redox se practicará en el duodécimo año escolar hasta que los alumnos hayan llegado a un manejo independiente de las mismas. Primero es útil la proposición: el hidrógeno y los representantes del hidrógeno tienen una valencia de +1, y su socio, cuando interviene en la composición con exactamente un mol, la tiene -1. El oxígeno y sus representantes tienen -2. La tarea del químico, y en parte de los alumnos, es protegerse frente a los conocimientos que suelen aparecer frecuentemente sobre las valencias de los elementos.

¿Qué es lo que se expresa en la valencia? - Derivar las valencias sobre los datos físicos (espectroscopio) de los números cuánticos sobrepasa primero el ámbito de la capacidad de juicio que habría que alcanzar con la enseñanza general de la química. Sin embargo, el origen de las valencias también se puede captar fenomenológicamente de la manera siguiente. El hidrógeno, como el elemento específicamente más ligero

con el más bajo punto de condensación, y como un gas prácticamente permanente, marca la transición de la atmósfera terrestre hacia el espacio cósmico, donde también se lo encuentra como algo que se aleja de la Tierra. Ello hace que sea el elemento más alejado de las cualidades terrestres como solidificación y peso. Eso se manifiesta, entre otras cosas, en su escasa masa molar. Significativamente se presenta sólo con la valencia más baja. Con los otros elementos, lo material se condensa y las masas molares aumentan. Pero entonces entra en acción el influjo fragmentador de lo terrestre generando multiplicidad: cada vez se van agregando más grados de valencia, sobre todo frente al elemento oxígeno mineralizador, que no aleja las cosas de la Tierra sino que lo atrae todo a ella; y llega hasta la valencia ocho en los elementos más pesados (tetróxido de osmio). Vista de este modo, la secuencia de los elementos de un período con su valencia cada vez más oxidativa es un camino para penetrar en la formación de compuestos, la inmersión de una sustancia en otra.

¿Adónde ir con el sistema periódico? Fenomenológicamente, habría que introducir el sistema periódico únicamente como un sistema de diversificación y de valencias. Pues también hay que considerar que las semejanzas que se han ido comprobando en las propiedades entre elementos de un grupo (columna) en los ejemplos clásicos en las alas del sistema (Na/K y Cl/Br) ya no existen en los procesos de vida. Cuanto más tentadora es una ordenación de todos los elementos siguiendo las masas molares, tanto más se infiltrará -en la situación cognitiva de la edad de los alumnos- la interpretación de los mismos partiendo de los patrones de medida de la física; aparte de la sobrecarga de la clase con los múltiples expuestos. Es mejor dejar de lado el sistema periódico o simplemente tratarlo de pasada.

7.- ¿Qué es lo que puede lograrse?

Resultado final. Los alumnos saben: El signo abreviado para el elemento representa un determinado peso (masa) que pudo fijarse inteligentemente para cada elemento. En los elementos gaseosos esa masa molar también ocupa un espacio igual para todos los elementos (volumen molar general). Pero eso ya se tuvo en cuenta en la fijación de las masas molares, de modo que los alumnos sólo han de pensar en pesos cuando escriban fórmulas. Sobre esa estructura se pueden reducir primero todas las explicaciones de la escritura de fórmulas. Pero ¿han de hacerlo?

El goetheanismo como ventaja profesional. Todo avanza hacia el máximo posible de educación formal, hacia la cientificidad, el reduccionismo, la abstracción: “¡Internet en el Jardín de Infancia!”, todo por sus supuestas ventajas profesionales. Pero de ese tipo de puestos de trabajo no hay para todos, el 80% restante ha de hacer otras cosas. La química fenomenológica cualifica para tareas ejecutivas bajo sistemas de control no formales que actúan en la agricultura biológica, medicina y farmacia natural, alimentación y actividades relacionadas con la salud, estudio de la naturaleza y del entorno, en tecnología adecuada, en lo que se refiere a vestimenta, productos de limpieza, colores, materiales de construcción y similares. A ella pertenece el futuro de una gran parte del trabajo profesional; allí donde fracasan las ciencias formales.

