

# IGUALACION DE REACCIONES QUIMICAS

Por Jesús de la Peña

## INTRODUCCION

Con nada de presunción y sí mucho de pesar tengo que confesarme ignorante en Química. Hecha la presentación, este trabajo podría parecer un atrevimiento por doble motivo: primero, por la pretensión mía de aportar algo en este campo y segundo porque el marco de los Ingenieros del ICAI no parece por diversos motivos, el más adecuado al tema de la Química.

Sin embargo, la presentación que acabo de hacer me va a ayudar en el desarrollo del tema. Creo que lo que ocurre aquí respecto de los químicos, nos puede ocurrir a cada cual respecto de nuestra especialidad y esto como principio puede llevar la utilidad del trabajo elemental más allá de lo que aparece como su objetivo inmediato.

Quienes hemos tenido la desgracia de llegar a no saber Química hemos visto siempre en nuestros profesores de la asignatura a una especie de magos que a la hora de igualar las reacciones químicas entablaban un a manera de diálogo con el encerado donde yacía «inerte» (sin igualar) la reacción propuesta: en el diálogo se solía ayudar el profesor casi indefectiblemente del cepillo de borrar y la tiza, así como de gestos y actitudes de «aproximación y toma de perspectiva» del conjunto, de forma semejante a como hace un pintor con la obra que va haciendo crecer en su caballete.

El «diálogo» era más o menos largo dependiendo del tamaño de la reacción, de la dificultad que entrañase, o de ambas cosas a la vez. Naturalmente la

situación terminaba casi siempre con un resultado triunfal que suponía el que aquella reacción había llegado a tomar «vida»; el profesor había podido con ella, es decir, la había igualado. No era raro, sin embargo, que en alguna ocasión el «diálogo» durase más de lo normal y la igualación de la reacción quedase interrumpida para el día siguiente, o que la misma interrupción hubiera sido provocada, providencialmente por el timbre o el bedel que implacables daban la hora. Esto sí, cuando se había llegado al final con éxito y sobre todo si el logro había sido laborioso, casi siempre y como para quitarle importancia a la cosa, el profesor se volvía a la clase y decía algo parecido a esto. «Vean. ¡Ustedes mismos pueden comprobarlo: hay igual cantidad de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación; así es de fácil!»

El «diálogo» solía desarrollarse en dos partes. En la primera todo iba muy fluido y como con gran seguridad; era casi un monólogo con el profesor como protagonista. La segunda ya era más diálogo en sentido estricto: al parecer allí la pizarra tenía mucho que decir, y lo decía; en esta fase se prodigaban con abundancia el uso de tiza y borrador.

He de confesar que a mí, todo esto, siempre me dio mucho que pensar aunque nada que escribir: jamás había tenido materia... Hasta que hace dos años (¡ironías del destino!) tuve que enseñar yo a igualar ecuaciones químicas a quien sabía menos que yo aún: el lector podrá deducir por su cuenta la validez de aplicación a todos los campos de la fábula del sabio; más bien del ignorante, diríamos en este caso.

Pues bien, persuadido de mi incapacidad de competir con los libros de Química en su propio terreno, pensé explotar la salida triunfal del profesor: «¡En ambos miembros de la igualdad hay la misma cantidad de átomos de un mismo elemento!» El lector habrá observado el tono festivo de lo que va escrito; este tono tiene utilidad para dos cosas: Primero para que el autor pueda salvar la cara en un tema que confiesa no dominar y segundo y más importante tal vez, para que los especialistas puedan «distanciarse» de su especialidad, recibir su propia imagen ofrecida por alguien que está «afuera». Con esto tal vez puedan tomar conciencia de la propia deformación profesional, ese mal tan arraigado en los profesionales: ello equivale ni más ni menos a aceptar el mensaje del dicho popular de que los árboles no nos dejan ver el bosque.

## PRESENTACION

1. Vamos a reproducir aquí, íntegro, el punto 5 del capítulo XI del libro de Editorial Alhambra «Química General» del que son autores los Profesores Luder, Vernon y Zuffanti.

### 5. El método del ion-electrón para igualar ecuaciones redox\*

Algunos químicos prefieren otro método de igualar las reacciones redox que se conoce con el nombre de método del *ion-electrón*. Aunque se limita a reacciones en que intervienen iones en solución, el método del ion-electrón pone de relieve el mecanismo de las reacciones iónicas. Por otra parte, es muchas veces de empleo más fácil porque no necesita suponer números de oxidación que no corresponden a las valencias reales.

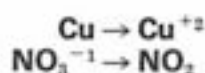
Para ilustrar este método pueden considerarse dos reacciones del ácido nítrico con metales. Cuando el ácido nítrico actúa como agente oxidante (es decir, cuando él se reduce) la reacción conduce a una mezcla de compuestos nitrogenados que incluye dos o más de entre los siguientes:  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$  y  $\text{NH}_4^+$ . Cada uno de estos productos exige una ecuación separada para poder ver cómo se reduce el ácido nítrico.

El ácido nítrico concentrado reacciona con cobre dando fundamentalmente dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$  junto con nitrato cúprico y agua. La ecuación preliminar sin igualar que describe este hecho sería:



Para igualarla se siguen dos etapas:

a) **Escribir las ecuaciones iónicas parciales del agente reductor y del oxidante.** Si se recuerda que las sales y los ácidos fuertes están completamente ionizados en solución, se podría comenzar por escribir las dos ecuaciones de la forma siguiente:

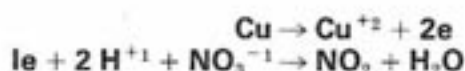


Ahora deben igualarse ambas, tanto en cuanto a los átomos como en cuanto a las cargas.

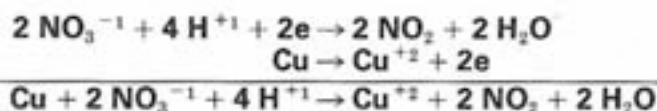
La primera ecuación indica que un átomo de cobre se transforma en un ion cúprico; está pues, igualada en cuanto a los átomos. Para igualarla respecto de las cargas eléctricas, deben añadirse dos electrones al segundo miembro de la ecuación; con ello, las dos cargas negativas y las dos positivas del ion cúprico darán como resultado una carga cero. El cobre está actuando como reductor.

En la segunda ecuación parcial, los átomos de nitrógeno están igualados, pero no lo están los de oxígeno. Considerando la ecuación completa y sin igualar anterior, se ve que la forma razonable de igualar los átomos de oxígeno es con el empleo de moléculas de agua. Se necesita, en el segundo miembro, una molécula de agua para conseguir que queden igualados los átomos de oxígeno en ambos lados de la ecuación. Es preciso, entonces, añadir al primer miembro, de acuerdo con la ecuación completa preliminar, dos iones hidrógeno. La ecuación queda así igualada en cuanto a sus átomos, pero no lo está eléctricamente. Es preciso añadir un electrón al primer miembro; con ello las cargas en ambos miembros son iguales. (No es preciso que sean iguales a cero en ambos lados; basta con que sean iguales.)

Por tanto, las ecuaciones iónicas parciales son:



b) **Multiplicar los dos miembros de cada una de las ecuaciones parciales por los números mínimos necesarios para hacer que el número de electrones ganados por el agente oxidante sea igual al de electrones perdidos por el agente reductor.** Sumar entonces ambas miembro a miembro.



Esta es una ecuación *iónica* completa. Sin embargo, comparada con la original no igualada, se ve que es preciso añadir dos iones nitrato a cada lado de esta ecuación final. Como a estos iones nitrato no les sucede nada pueden omitirse en la ecuación iónica. Si se les quiere incluir, la ecuación iónica anterior podría escribirse en la forma:

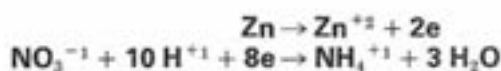


Cuando el ácido nítrico diluido reacciona con el cinc, uno de los productos que resultan es el nitrato amónico:

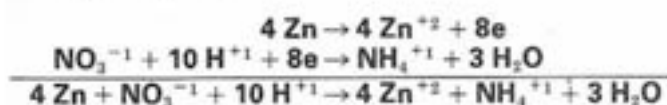


(La igualación de esta ecuación constituye un ejemplo de lo indicado anteriormente en el sentido de que las cargas de las ecuaciones parciales no necesitan ser cero en total.) El primer paso conduce a:

\* Esta cuestión se reserva a veces para un segundo curso.



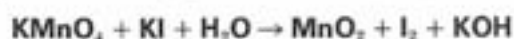
El segundo paso da:



Si se añaden nueve iones nitrato a cada lado, la ecuación completa no iónica es:



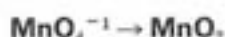
En los dos ejemplos discutidos la igualación de los átomos de oxígeno se hace utilizando  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}^{+1}$ . En algunas reacciones esta igualación debe hacerse con  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{OH}^{-1}$ . El siguiente es un ejemplo de ello:



que es la ecuación no igualada. La primera etapa en la igualación conduce a



para el agente reductor, y a



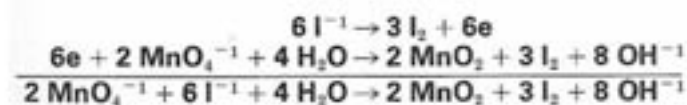
para el oxidante. Esta última, al igualar los átomos de oxígeno (de acuerdo con la presencia de  $\text{KOH}$ ) se transforma en:



La igualación de las cargas requiere tres electrones a la izquierda:



La segunda etapa conduce a



Si se añaden ocho iones potasio a ambos lados de la ecuación, la ecuación completa no iónica es:



**2.** Ahora vamos a proponer, el método de igualación que podíamos llamar algebraico, aplicándolo a las mismas tres reacciones manejadas en 1, y a una cuarta.



a) Como todos los  $\text{Cu}$  que existen en la reacción están en el primer sumando de cada miembro, es evidente que estos dos sumandos tendrán el mismo coeficiente; lo llamaremos A. Así, la ecuación tomará la forma:



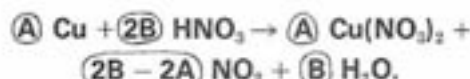
b) Igualmente es claro que si el tercer sumando del segundo miembro tiene un coeficiente B, el segundo sumando del primer miembro tendrá como coeficiente 2B para que los hidrógenos estén igualados, ya que estos dos sumandos son los únicos que tienen hidrógeno en la reacción; ésta quedará, pues:



c) Si igualamos los nitrógenos, resultará que el coeficiente del segundo sumando del segundo miembro vendrá a valer tanto como la diferencia entre los N del primer miembro y los que contiene el primer sumando del segundo miembro, es decir:

$$2B - 2A$$

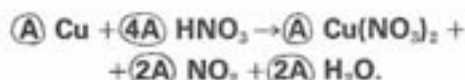
La reacción quedará:



d) Ya tienen asignados coeficientes todos los sumandos de la reacción. Igualando ahora los oxígenos que aún no han entrado en el cómputo, podremos tener una relación entre A y B que permitirá dejar todos los coeficientes en función de uno solo de ellos.

$$\begin{array}{l} 2B \times 3 = 6A + (2B - 2A)2 + B \\ B = 2A \end{array}$$

e) Poniendo B en función de A, la ecuación tomará la forma:



f) Comoquiera que todos los coeficientes han de resultar ser números enteros, el menor valor de A que satisface la ecuación, es 1. Haciendo  $A = 1$  queda la reacción perfectamente igualada de la siguiente forma:



Naturalmente el orden en que se tomen los elementos para organizar la secuencia de igualación es indistinto, pudiéndose alterar a conveniencia.



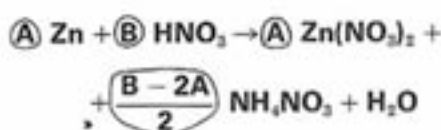
a) Igualando el Zn:



b) Igualando el nitrógeno:

$$B = 2A \cdot X \cdot 2 \quad (X \text{ para el segundo sumando del segundo miembro.})$$

$$X = \frac{B - 2A}{2}$$



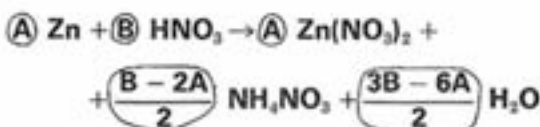
c) Igualando el oxígeno:

$$3B = 6A + \left(\frac{B - 2A}{2}\right) 3 + Y$$

(Y para el tercer sumando del segundo miembro.)

$$6B = 12A + 3B - 6A + 2Y$$

$$\frac{3B - 6A}{2} = Y$$



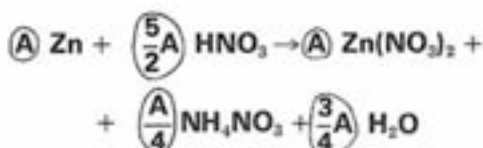
d) Igualando los hidrógenos:

$$B = (B - 2A) 2 + 3B - 6A$$

$$B = \frac{5}{2} A$$

e) Poniendo todos los coeficientes en función de A:

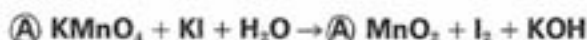
$$\frac{5}{2} A - 2A = \frac{A}{2}; \quad \frac{15}{2} A - 6A = \frac{3A}{2}$$



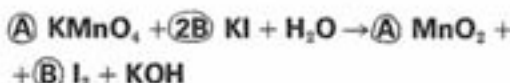
f) Resulta claro que el menor valor de A que satisface a la ecuación es A = 4 con lo que la ecuación queda:



a) Igualando el Mn:

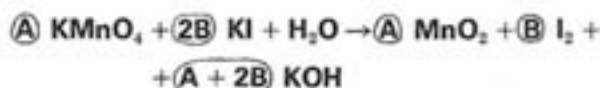


b) Igualando el yodo:



c) Igualando el potasio:

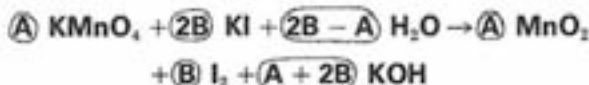
$$A + 2B = X.$$



d) Igualando el oxígeno:

$$4A + Y = 2A + A + 2B.$$

$$Y = 2B - A$$

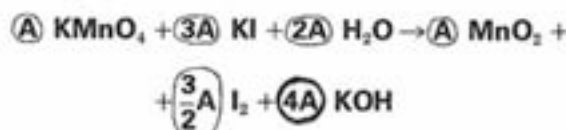


e) Igualando el hidrógeno:

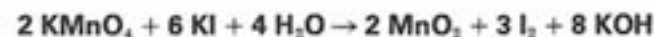
$$(2B - A) 2 = A + 2B.$$

$$2B = 3A$$

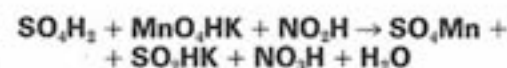
$$B = \frac{3}{2} A$$



f) A = 2



2.4. A manera de ejercicio vamos a plantear ahora una reacción que igualaremos a continuación por el método algebraico dejando a los expertos el trabajo de hacerlo por un procedimiento «químicamente puro» como el mostrado en el punto 1, o por cualquier otro:

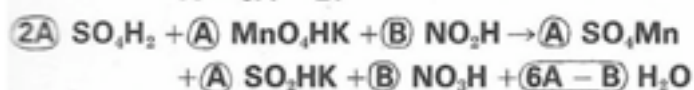


Igualando Mn, K y S:



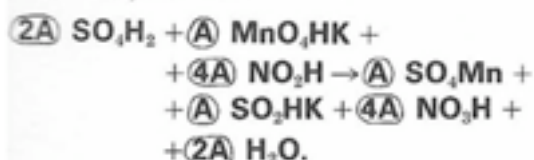
Igualando oxígenos:

$$8A + 4A + 2B = 4A + 2A + 3B + X \\ X = 6A - B.$$

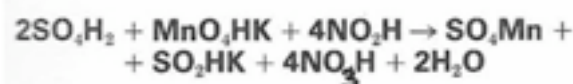


Igualando hidrógenos:

$$4A + A + B = A + B + (6A - B)2 \\ 2B = 8A; B = 4A$$



Siendo  $A = 1$ , queda:



## CONCLUSION

En cierta manera podría parecer a la vez absurdo y pretencioso el desarrollo de la igualación algebraica que aquí se ha hecho. Es evidente que resulta útil a los que no saben Química; pero, ¿a quién, que no sepa Química le puede interesar manejar unas ecuaciones como las que se han mostrado anteriormente?

Por otra parte, si bien es cierto que habrá muchos ingenieros, especialmente los antiguos, que no conozcan procedimientos de igualación de reacciones tales como el del ion electrón, o el de los números de oxidación u otros, no es menos cierto que ya hace años se vienen enseñando estos métodos en las Escuelas de Ingeniería, incluso en las no especializadas en Química. ¿Qué aplicación le queda, pues, al método algebraico? A nuestro juicio este método ha de resultar útil al químico que naturalmente sabe ya bien lo que pasa dentro de la reacción y quiere ahorrar tiempo. En la introducción hablábamos de dos partes en el proceso de ajuste, que por otro lado han quedado perfectamente claras en el punto 1 de la Presentación: la primera, la «química pura» es perfectamente precisa; la segunda, en cambio, la de puro ajuste y compromiso de coeficientes es la que puede llegar a ser muy engorrosa sobre todo en el caso de reacciones complicadas, en las que actúan simultáneamente dos o más oxidantes o reductores. Es para esto donde encuentra su utilidad un procedimiento como el algebraico que conduce seguro y sin titubeos hasta el final. Todo ello ha sido desarrollado con la sensación de haber abierto una puerta que ya estuviera abierta. Ciertamente no me hubiera atrevido a publicarlo sin antes haber pulsado la opinión de químicos eminentes.