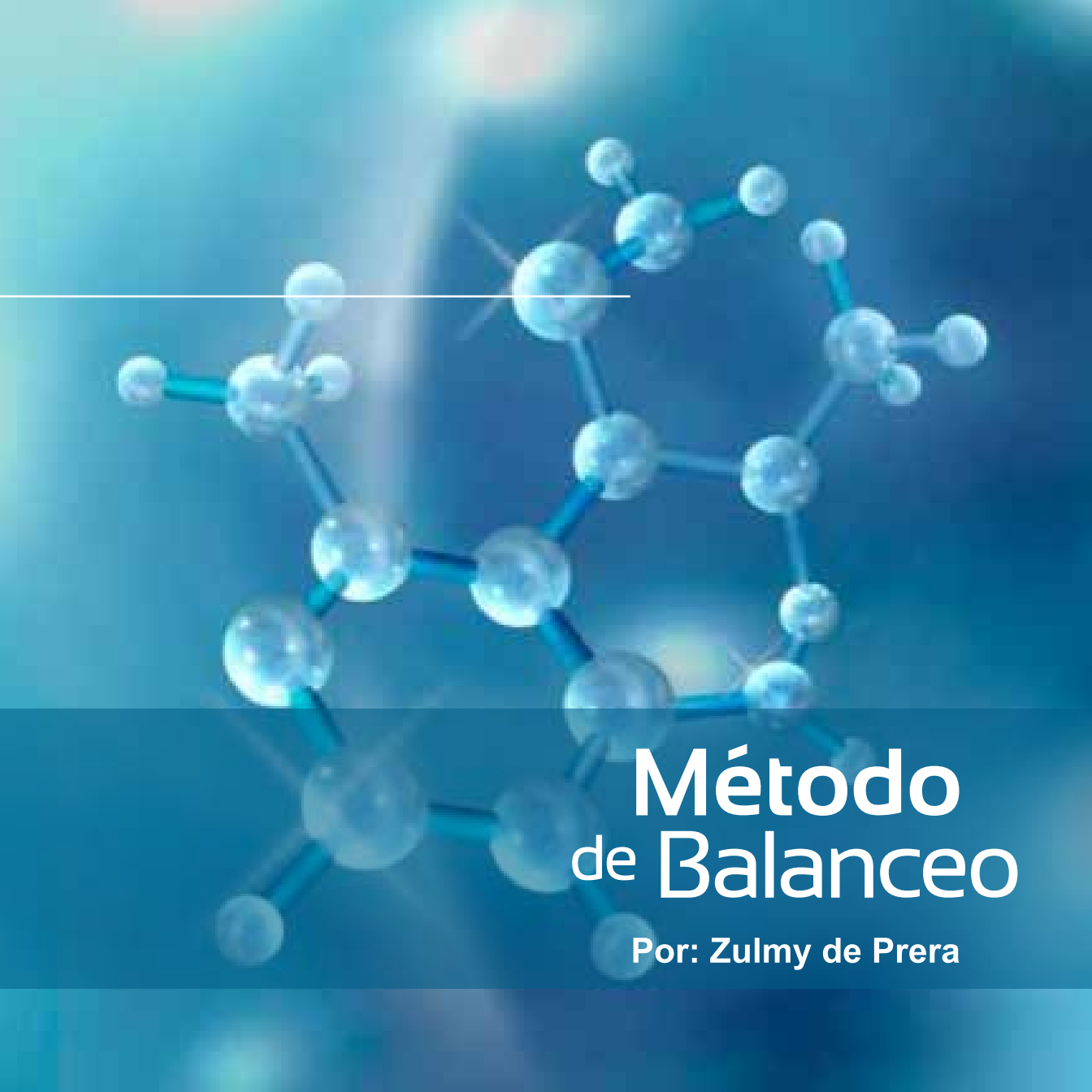


Método de Balanceo

Por: Zulmy de Prera

Índice

Métodos de balanceo
3
Conclusión
19
Glosario
20

Métodos de balanceo

a) Tanteo
b) Algebraico
c) Cambio del número de oxidación
e) Método del ión-electrón.

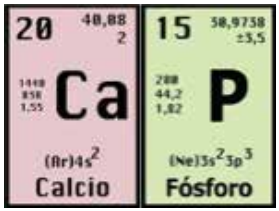
Método por tanteo

- Se escribe los reactivos y productos a ambos lados de la ecuación.
- Se determina si hay cambios de transferencia electrónica en ambos lados de la ecuación. Si no los hay, puede continuarse con este método.
- Selecciona uno de los reactivos y su producto.

- Se balancea todos los elementos con excepción del Hidrógeno y Oxígeno, utilizando COEFICIENTES (números antes del compuesto o elemento). NUNCA se balancea en base a los sub-índices. Veamos un ejemplo:

1. $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$

Determinación de cambios de oxidación: Únicamente pueden cambiar sus estados de oxidación el Ca y el P.



$Ca^{+2} \longrightarrow Ca^{+2}$

$PO_4^{-3} \longrightarrow PO_4^{-3}$

NO hay cambio de oxidación, por lo tanto, no se trata de una reacción REDOX. Entonces, empezamos con la parte del $Ca(OH)_2$, de la siguiente manera:

RECUERDA:

Es una reacción química, por lo tanto, tenemos REACTIVOS y PRODUCTOS, y debemos tener la misma cantidad de átomos de un lado y del otro. De eso se trata el balanceo!!!!!!!!!!!!!

LADO IZQUIERDOLADO DERECHO

$Ca(OH)_2$ ⟶ $Ca_3(PO_4)_2$

Ca 1 ⟵ 3

Del lado Derecho, 3 átomos, del lado Izquierdo 1, entonces, debemos multiplicar por 3 el lado Izquierdo para igualar los átomos. Este número 3 que multiplica, se vuelve un coeficiente del lado derecho,y multiplicará entonces a TODA la ecuación.

1 X 3

$3\,Ca(OH)_2$ ⟶ $Ca_3(PO_4)_2$

Ahora se balancea la porción del Fósforo.

H_3PO_4 ⟶ $Ca_3(PO_4)_2$

P 1 ⟵ P 2

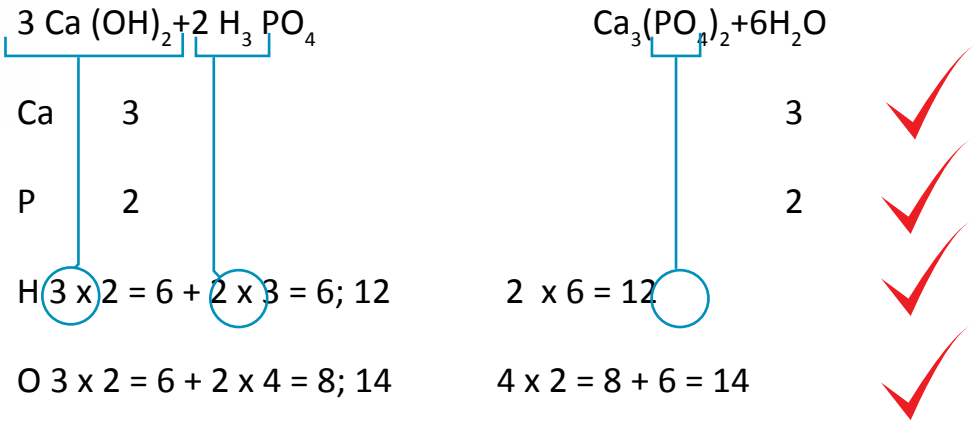
El subíndice 2 multiplica a la ecuación dentro del paréntesis.

Del lado Derecho, 2 átomos de P, del lado Izquierdo 1. Entonces, debemos multiplicar por 2 el lado Izquierdo para igualar los átomos. Este número 2 que multiplica al P, se vuelve el coeficiente del lado derecho y multiplicará entonces a TODA la ecuación.

P 1 x 2

$2\ H_3PO_4$ ⟶ $Ca_3(PO_4)_2$

Ahora, se integran los elementos balanceados y se procede a trabajar H y O, en este orden, el último elemento en balancear debe ser el Oxígeno.



Tenemos balanceados TODOS LOS ELEMENTOS, y la ecuación final es la siguiente:

$$3\ Ca(OH)_2 + 2\ H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$$

Observaciones de operación:

- El coeficiente de 3 $Ca(OH)_2$, multiplica a todo el compuesto, desde el Ca, hasta la expresión del (OH), en cuyo caso multiplica el 3 al O, pero, este a su vez está siendo multiplicado por un

subíndice de 2. Entonces, debes operarlo así: 3 X 2, y repetir la operación para el H.

- Igualmente, el coeficiente 2 del $2H_3(PO_4)$, multiplica a toda la expresión, desde 2 x 3 H, a 2 P y 2 x 4 Oxígeno

- Entonces, el COEFICIENTE (número anterior a la fórmula), multiplica a toda la expresión, incluyendo el paréntesis. 3 $Ca(OH)_2$

- El subíndice de un elemento o un compuesto, NO SE MODIFICA NUNCA y multiplica al elemento o al compuesto o anión encerrado entre paréntesis, únicamente... Ejemplo: 3 $Ca(OH)_2$
  El subíndice 2 multiplica al OH encerrado en el paréntesis, pero NO al resto de la fórmula.

- En el caso de $Ca_3(PO_4)_2$ los sub-índices deben trabajarse de la siguiente forma:

  El 3 multiplica al Ca y el 2 multiplica a la expresión encerrada en el paréntesis PO_4.

Veamos otro ejemplo:

2. $K\,ClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$

K	1	1	✓
Cl	1	1	✓
O	3	2	✓

Debemos balancear al O, para ello multiplicamos el lado izquierdo por 2 y el derecho por 3

$$2K\,ClO_3 \longrightarrow KCl + 3O_2$$

Ahora debemos balancear K y Cl, para ello multiplicamos por dos la porción de KCl de la derecha.

$$2\,KClO_3 \longrightarrow 2\,KCl + 3O_2$$

Observaciones:

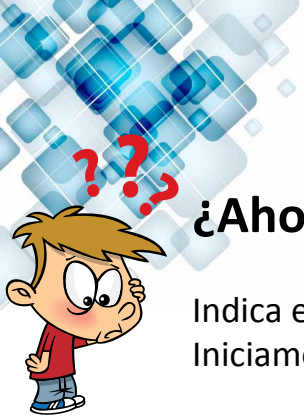
- Se balancea como primera opción, el K y Cl

- Finalmente se balancea el Oxígeno. Vemos que en el lado de los productos tenemos 2 Oxígenos, y del lado de los reactivos 3. Debemos entonces igualarlos y la manera es multiplicando cada uno por el número del otro para dar 6 Oxígenos en ambos lados de la ecuación.

- El balanceo del Oxígeno, nos hace regresar y balancear el resto del productos, K y Cl.

Un ejemplo más:

3. Combustión de Etano en Oxígeno o aire.



¿Ahora tú?

Indica el tipo de reacción química del que se trata el ejemplo. Iniciamos el balanceo.

C	2	2
H	6	2

Debemos balancear para H multiplicando por 3 la porción del H en el lado derecho

$C_2H_6+O_2$	⟶	$2CO_2+3H_2O$
O 2		2 x 2 = 4 + 3 = 7

Tenemos 7 Oxígenos del lado derecho, por lo tanto, debes colocar 7 Oxígenos en el lado izquierdo, pero NO tienes un número que al multiplicar te dé ese valor. Entonces, multiplicas x 7/2 la porción de O al lado izquierdo y luego TODA la ecuación ya balanceada con los otros elementos, x 2.

$$2\,(C_2H_6 + 7/2O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O) =$$

$$2\,C_2H_6 + \frac{2x7O_2}{2} \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

La ecuación ya está totalmente balanceada. Contemos los átomos

$2x2=4C;\ 2x6=12H;\ 7x2=14\ O \longrightarrow 4C+4x2=8+6=14\ O;+6x2=12H$

$$2\,C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 6H_2O$$

Formación de agua.

En toda reacción química hay datos que permanecen constantes tales como el número de moles de cada elemento que interviene en la reacción desde los reactivos hasta los productos, la carga electrónica y la masa.

Entonces, si observas la reacción arriba indicada, verás que el número de átomos de H es el mismo tanto en reactivos como productos, no así el número de átomos de O. Por lo tanto, la ecuación debe balancearse.

$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O \; ; \; H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

Este número 2 que se ha agregado permite entonces tener 2 x 1 O = 2 O. Pero entonces, tenemos 2 H x 2 H = 4.

¿Cómo hacer para balancear la ecuación?, Sabemos que el número de moles en los reactivos debe conservarse en los productos aunque se haya formado compuestos diferentes. Entonces, la solución es tratar de balancear los reactivos, así:

2 $H_2 + O_2 \longrightarrow$ **2** H_2O, OK, ahora tenemos, 2 x 2 H = 4 H en el lado de los reactivos y 1 x 2 O = 2 O.

Y en el lado de los productos, 2 x 2 H = 4 H y 2 x 1 O = 2 O. Estamos con una ecuación balanceada!!!!!!

Nuestra ecuación correcta es: $2\ H_2+O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$

Ahora Tú.

Balancea por tanteo las siguientes ecuaciones.

1. $Al + O_2 \longrightarrow Al_2\ O_3$
2. $NH_3+O_2 \longrightarrow NO+H_2O$
3. $C_3H_8 \ +O_2 \longrightarrow 3CO_2+H_2O$

Balanceo de ecuaciones REDOX por tanteo

La palabra REDOX nos indica que en la reacción química hay un intercambio de electrones, uno se oxida (entrega electrones +) y otro se reduce (recibe electrones -). Este cambio de estado de oxidación entre los elementos, debe verificarse antes de balancear la ecuación.

Recordarás que las reacciones de óxido – reducción REDOX implican INTERCAMBIO de electrones entre los elementos o compuestos de la reacción química, con lo cual se produce un cambio en el número de oxidación de los elementos.

Oxidación: Un elemento da electrones y por lo tanto aumenta su número de oxidación.

Veamos cómo es esto:

1. $Al^0 \longrightarrow Al^{+3} + 3\ e^-$		Aumenta de cero (0) a +3
2. $Cu^0 \longrightarrow Cu^{+2} + 2\ e^-$		Aumenta de cero (0) a +2
3. $P^0 \longrightarrow P^{+5} + 5\ e^-$		Aumenta de cero (0) a +5

Reducción: Un elemento recibe electrones y por lo tanto disminuye su número de oxidación.

Veamos:

1. $F^0 + 1e^- \longrightarrow F^{-1}$ Disminuye de cero (0) a -1

2. $Cl^0 + 5e^- \longrightarrow Cl^{-5}$ Disminuye de cero (0) a -5

3. $O^0 + 2e^- \longrightarrow O^{-2}$ Disminuye de cero (0) a -2

Ahora tú.

Plantea la ecuación para el estado de oxidación de los siguientes elementos:

K, Li, Ca, B, Ag.

Ahora tú.

Plantea la ecuación para el estado de reducción de los siguientes elementos:

S^{-2}, I^{-3}, As^{-5}, Br^{-7}, H^{-1}

Ahora bien:
Agente oxidante, es el elemento que acepta electrones en un proceso Redox, es decir se reduce. Ejemplo:

$Na^0 + Cl^0 \longrightarrow NaCl.$

Esta es la reacción completa, pero en realidad, ocurre en medio acuoso, por lo tanto nos enfrentamos a iones cargados, y la reacción es así:

$Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl.$

Por concepto, ¿Quién gana o acepta el electrón?,
OK, tu sabes que es el Cl-, por lo tanto, es el agente oxidante.

Agente reductor, es el elemento que entrega electrones en un proceso Redox, es decir se oxida. Ejemplo

$Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl;$

Por concepto, ¿Quién pierde el electrón?
OK. Tú sabes que es el Na+, por lo tanto, es el agente reductor.

En resumen:

- El número de oxidación de un elemento es igual a cero. Ejemplo: Na^0, K^0, P^0, Al^0, S^0.

- El número de oxidación de un ión monoatómico positivo o negativo, resulta del intercambio de electrones. Ejemplo Cationes + : Na , Mg , Al , B , Cu ,

- Aniones - :F, Cl, Br, I, S,.Entrega electrones (+), recibe electrones (-).

- Número de oxidación H (+ cuando se combina con No Metales), (- cuando se combina con Metales); O (-2); excepto con los peróxidos (-1).

- El agente Oxidante, se reduce, es decir gana electrones en la reacción, disminuye su número de oxidación.

- El agente Reductor, se oxida, es decir entrega electrones en la reacción, incrementa su número de oxidación.

Conclusión

El balanceo de ecuaciones químicas es un proceso fundamental para la creación de ecuaciones y el pronóstico de qué elementos se combinarán con cuáles, en qué proporciones y cuáles serán los productos a obtener en una reacción química.

Esto está relacionado tanto con el análisis físico-químico de muestras como por ejemplo agua, tierra y la determinación de minerales, alimentos, medicamentos, como para el diseño y formulación de compuestos nuevos.

Específicamente en el diseño de formulaciones, es importante prever los reactivos, las cantidades y condiciones de reacción para obtener productos y su rendimiento. Esto no podría llevarse a cabo, sin ecuaciones químicas balanceadas, en donde se observa la ley de conservación de la masa.

Glosario

Agente Oxidante. Es el elemento que acepta electrones en un proceso Redox, es decir se reduce, o bien, agente que provoca que un elemento o compuesto entregue electrones y se oxida.

Agente Reductor. Es el elemento que ENTREGA electrones en un proceso Redox, es decir se oxida, o bien, agente que provoca que un elemento o compuesto reciba electrones y se reduzca.

Balance de cargas. Equilibrio de las cargas + y – en una ecuación tanto del lado de los reactivos como de los productos.

Balance de Masa. Balanceo del número de átomos de un elemento tanto del lado de los reactivos, como del lado de los productos en una reacción química.

Coeficiente. Número que antecede a un elemento o producto y que lo multiplica en su totalidad.

Ecuación química. Forma esquemática de representar una reacción química, con toda la información tanto de los elementos, como del medio de la reacción.

Reacción química. Combinación de dos o más elementos, moléculas o átomos para formar un compuesto con características físicas y químicas totalmente diferentes a los de origen.

Simplificación. Llevar la ecuación química a la mínima expresión.

Subíndice. Número que precede a un elemento o compuesto, que multiplica únicamente al elemento, o bien al compuesto encerrado en paréntesis.

Palabras: 1,977

Imágenes: Shutterstock

Fuentes:

ANALISIS CUALITATIVO Y QUIMICA INORGANICA. Joseph Nordmann. Edit. Continental, S.A México. 10a.Impresión. 1977

QUÍMICA I. Un enfoque constructivista. Gabriela Pérez Aguirre et al. Pearson Educación de México. S.A de C.V. Ed 1. 2007.

QUÍMICA. Raymond Chang. 4ª. Ed. McGraw-Hill. Julio 1992