

ESTEQUIOMETRÍA

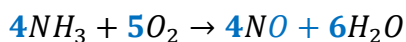
Ecuaciones químicas. Ajuste

1. Escribe y ajusta la ecuación química que representa la reacción de los gases amoníaco y oxígeno para producir óxido de nitrógeno (II) y agua.

La ecuación química es:



Y ajustada queda:



2. ¿Significan lo mismo las expresiones ecuación química y reacción química?

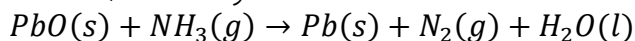
No; una reacción química es un proceso que ocurre, mientras que una ecuación química es una representación abreviada y simbólica de dicho proceso.

3. ¿Qué significado tienen los subíndices en una fórmula química? ¿Y los coeficientes en una ecuación? ¿Se pueden modificar los subíndices al ajustar las ecuaciones químicas?

Los subíndices nos indican el número de átomos de un elemento existentes en una fórmula que representa a una sustancia. No se pueden modificar o modificaríamos también la sustancia.

Los coeficientes son factores que introducimos en una ecuación química delante de las fórmulas de los reactivos o de los productos, para ajustar el número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación.

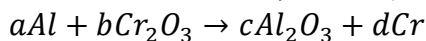
4. Ajusta la ecuación química siguiente:



La reacción ajustada es:



5. Asigna valores a los coeficientes a, b, c y d que aparecen en esta ecuación:



La reacción ajustada es:

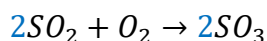


6. Escribe y ajusta la ecuación que representa la reacción química entre el dióxido de azufre, SO_2 , y el oxígeno, O_2 , para producir trióxido de azufre, SO_3 .

La ecuación química es:

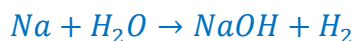


Y ajustada queda:

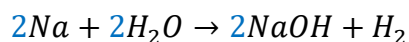


7. Escribe y ajusta la ecuación que representa la reacción entre el sodio, Na , y el agua, H_2O , para producir hidróxido de sodio, $NaOH$, e hidrógeno H_2 .

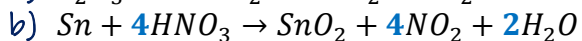
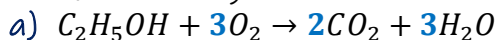
La ecuación química es:



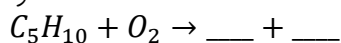
Y ajustada queda:



8. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



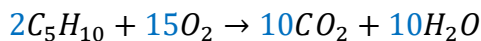
9. Completa y ajusta la siguiente ecuación:



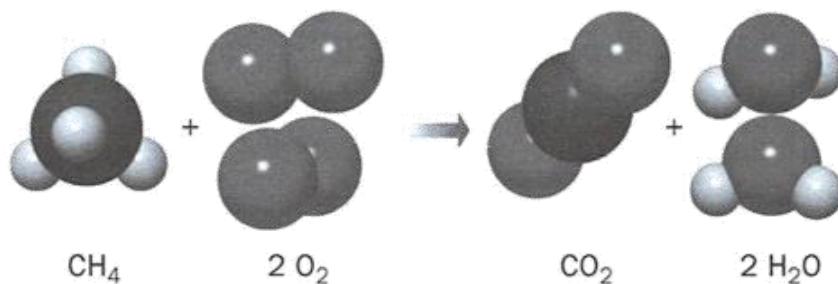
La ecuación química es:



Y ajustada queda:



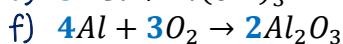
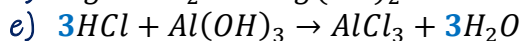
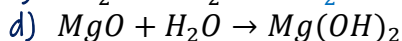
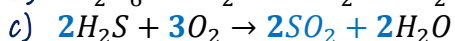
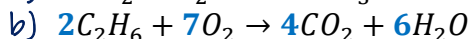
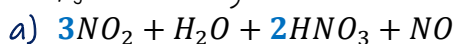
10. El esquema representa una reacción química. ¿Qué enlaces se rompen y cuáles se forman?



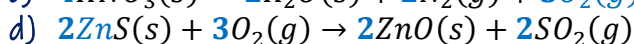
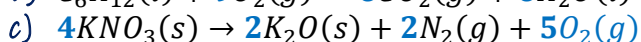
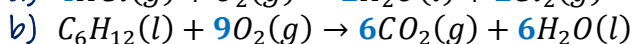
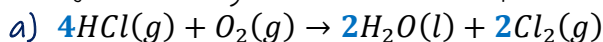
Se rompen 4 enlaces C-H de la primera sustancia (metano) y 2 enlaces O-O de la segunda (oxígeno).

Se forman 2 enlaces C-O en el primer producto (dióxido de carbono) y 4 enlaces O-H en el segundo (agua).

11. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



12. Ajusta las siguientes reacciones químicas:



LEYES PONDERALES

Principio de conservación de la masa

Ley de las proporciones definidas

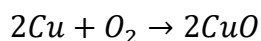
13. Se calienta una muestra de 10g de Cu en presencia de oxígeno del aire y se forman 12,52g de CuO. ¿Qué sustancias son los reactivos y cuáles los productos? ¿Qué masa de oxígeno habrá intervenido en la reacción?

La reacción ajustada que tiene lugar es:



Los reactivos son el Cu y el O₂ y el producto es el CuO.

Usando la ley de conservación de la masa:



$$10 + x = 12,52$$

$$x = 12,52 - 10 = 2,52\text{g de O}_2$$

14. Teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa completa los datos de la siguiente reacción química:

Carbono + Oxígeno → Dióxido de carbono		
12g	x	44g
4,8g	6,4g	y

Usando la ley de conservación de la masa:

$$12 + x = 44$$

$$x = 44 - 12 = 32g \text{ de } O_2$$

Usando la ley de conservación de la masa:

$$4,8 + 6,4 = y$$

$$y = 11,2g \text{ de } CO_2$$

15. Razona si contradicen la ley de Lavoisier estas afirmaciones sobre reacciones químicas:

a) Cuando un objeto de metal se oxida, pesa más que al principio.

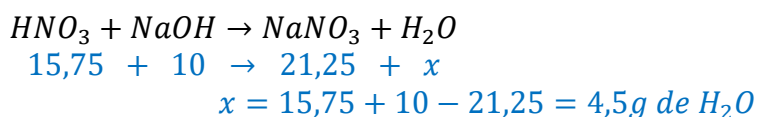
Podemos pensar que pesará más, porque ha reaccionado con el oxígeno y ha formado un óxido que tiene más masa que el metal original. Esto no contradice la ley de Lavoisier: si supiéramos la masa de oxígeno que ha intervenido en la reacción, comprobaríamos que dicha masa más la del metal es igual a la masa del óxido formado.

b) Al arder un tronco, las cenizas pesan menos que el tronco inicial.

Tampoco es contradictorio. En este caso, parte de los productos de la reacción serán gaseosos y por eso las cenizas pesan menos. Si se retuvieran esos productos, la masa del tronco sería igual a la de las cenizas más la de los gases.

16. En un laboratorio se hacen reaccionar 15,75g de ácido nítrico, HNO_3 , con 10g de hidróxido de sodio, formándose nitrato de sodio, $NaNO_3$, y agua. Si se han obtenido 21,25g de la sal, ¿qué cantidad de agua se producirá?

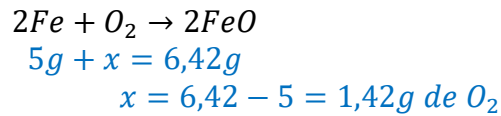
Usando la ley de conservación de la masa:



17. Un trozo de 5g de hierro se deja a la intemperie durante cierto tiempo y se vuelve a pesar. La balanza marca 6,42g. ¿Cómo se puede explicar?

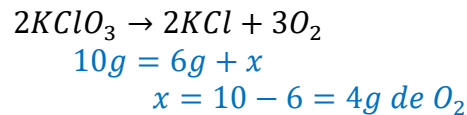
Se ha formado óxido de hierro, y lo que ha aumentado, 1,42g es la masa del oxígeno que ha intervenido en la reacción.

Se demuestra usando la ley de conservación de la masa:



18. En el laboratorio del centro escolar hemos calentado 10g de $KClO_3$ hasta alcanzar la temperatura de $400^\circ C$ para que se descomponga. Cuando hemos pesado el producto que se ha formado, nos ha sorprendido que solo pesara 6g. ¿Crees que hemos descubierto que la ley de conservación de la masa no se cumple?

No. La ley de conservación de la masa se cumple, pero en la descomposición del $KClO_3$ se forma oxígeno en estado gaseoso. La reacción es:

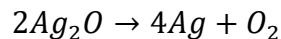


19. En la descomposición térmica de 116g de óxido de plata, Ag_2O , se obtienen 108g de plata metálica. ¿Qué cantidad de oxígeno se habrá desprendido?

La reacción ajustada que tiene lugar es:

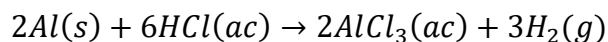


Usando la ley de conservación de la masa:

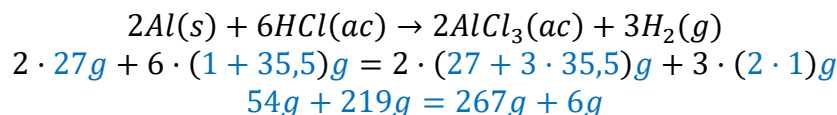


$$x = 116 - 108 = 8g \text{ de } O_2$$

20. Calcula los gramos de hidrógeno y de tricloruro de aluminio que se pueden obtener a partir de 270g de aluminio, y los gramos necesarios de ácido clorhídrico:



La relación estequiométrica no podemos sacarla del enunciado porque solo nos proporcionan un dato, así que miramos las masas atómicas de la tabla periódica y comprobamos la ley de conservación de la masa:



Ahora sí podemos usar la ley de proporciones definidas, teniendo estas masas como referencia:

$$\begin{array}{l} 54g \text{ de } Al \text{ ----- } 6g \text{ de } H_2 \\ 270g \text{ de } Al \text{ ----- } x \end{array}$$

$$x = \frac{270 \cdot 6}{54} = 30g \text{ de } H_2$$

54g de Al ----- 267g de $AlCl_3$

270g de Al ----- x

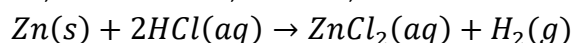
$$x = \frac{270 \cdot 267}{54} = 1335g \text{ de } AlCl_3$$

54g de Al ----- 219g de HCl

270g de Al ----- x

$$x = \frac{270 \cdot 219}{54} = 1095g \text{ de } HCl$$

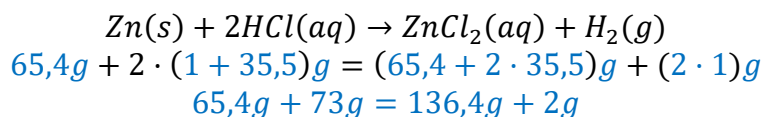
21. Para obtener hidrógeno, se hacen reaccionar 327g de cinc con una solución de ácido clorhídrico, obteniéndose, además, dicloruro de cinc.



a) ¿Cuántos gramos de reactivos se han empleado?

b) ¿Cuántos gramos de productos se han formado?

La relación estequiométrica no podemos sacarla del enunciado porque solo nos proporcionan un dato, así que miramos las masas atómicas de la tabla periódica y comprobamos la [ley de conservación de la masa](#):



Ahora sí podemos usar la [ley de proporciones definidas](#), teniendo estas masas como referencia para reactivos y productos queda:

65,4g de Zn ----- 73g de HCl

327g de Zn ----- x

$$x = \frac{327 \cdot 73}{65,4} = 365g \text{ de } HCl$$

65,4g de Zn ----- 136,4g de $ZnCl_2$

327g de Zn ----- x

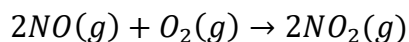
$$x = \frac{327 \cdot 136,4}{65,4} = 682g \text{ de } ZnCl_2$$

65,4g de Zn ----- 2g de H_2

327g de Zn ----- x

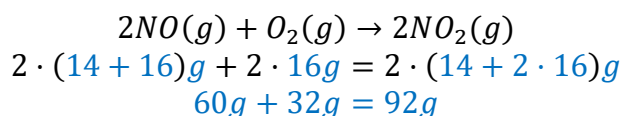
$$x = \frac{327 \cdot 2}{65,4} = 10g \text{ de } H_2$$

22. La siguiente reacción química entre gases transcurre sin variar la presión ni la temperatura:



Determina los gramos necesarios de NO para tener 276g de NO₂.

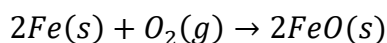
La relación estequiométrica no podemos sacarla del enunciado porque solo nos proporcionan un dato, así que miramos las masas atómicas de la tabla periódica y comprobamos la [ley de conservación de la masa](#):



Ahora sí podemos usar la [ley de proporciones definidas](#), teniendo estas masas como referencia para reactivos y productos queda:

$$\begin{array}{l} 60g \text{ de NO} \text{ ----- } 92g \text{ de NO}_2 \\ x \text{ ----- } 276g \text{ de NO}_2 \\ x = \frac{276 \cdot 60}{92} = 180g \text{ de NO} \end{array}$$

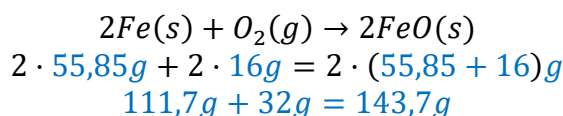
23. La oxidación del hierro es un proceso que está representado por esta ecuación química:



En una reacción de este tipo reaccionan 32g de oxígeno.

- Calcula cuánto óxido de hierro (II) se formará.
- ¿Cuánto hierro es necesario? ¿Qué sucede si se añade más hierro?

La relación estequiométrica no podemos sacarla del enunciado porque solo nos proporcionan un dato, así que miramos las masas atómicas de la tabla periódica y comprobamos la [ley de conservación de la masa](#):



Ahora sí podemos usar la [ley de proporciones definidas](#), teniendo estas masas como referencia:

- Con 32g de O₂ reaccionan 143,7g de FeO (no hace falta hacer ningún cálculo).
- Es necesario 111,7g de Fe. Si se añade más hierro, el exceso añadido no reacciona y queda inalterado.