

REACCIONES QUÍMICAS

1º) ¿Qué diferencia fundamental hay entre un cambio físico y un cambio químico?

Indica si estos cambios son físicos o químicos:

- | | |
|---|--|
| a) Combustión de un papel ⇒ | f) Evaporación de un perfume ⇒ |
| b) Oxidación de un clavo de hierro ⇒ | g) Cocción de un huevo ⇒ |
| c) Lijado de un tablón de madera ⇒ | h) Disolución de azúcar en agua ⇒ |
| d) Fermentación de los azúcares de la uva ⇒ | i) Fusión de un cubito de hielo ⇒ |
| e) Mezclar agua y sal ⇒ | j) Dilatación de una barra de hierro por calor ⇒ |

2º) Contesta estas preguntas:

- ¿Qué es una reacción química?
- ¿Cómo se llaman las sustancias que tenemos al principio de una reacción química, es decir, las sustancias que reaccionan?
- ¿Y cómo se llaman las sustancias que se forman, es decir, las que tenemos al final?
- ¿Qué se emplea para representar una reacción química?
- ¿Qué ocurre con los átomos en una reacción química?

3º) Aquí tienes un ejemplo de cómo se lee una ecuación química. $2 \text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$

Esa ecuación se lee como: “dos moléculas de nitrógeno (N_2) reaccionan con 3 moléculas de hidrógeno (H_2) para dar dos moléculas de amoníaco (NH_3)”. También se puede leer con moles: “dos moles de nitrógeno reaccionan con 3 moles de hidrógeno para dar dos moles de amoníaco”.

Aplicando estos ejemplos, escribe cómo se leen estas ecuaciones químicas, usando moléculas:



4º) ¿Qué cosas se conservan en una reacción química?

¿Qué ley hace referencia a una de esas cosas? Escribe su enunciado:

Completa.- “Para que se cumpla esa ley debe aparecer el número de de cada elemento en los reactivos y en los Para lograrlo debemos ajustar las ecuaciones químicas colocando unos números delante de las fórmulas llamados

5º) Comprueba si estas ecuaciones químicas están bien ajustadas y di en las que no por qué:

- | | |
|---|--|
| a) $\text{C}_3\text{H}_8 + 8 \text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$ | c) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$ |
| b) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ | d) $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$ |

6º) Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

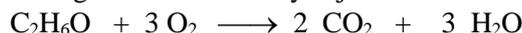
- | | |
|--|---|
| a) $\text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{NO}_2$ | e) $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| b) $\text{C} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{CH}_4$ | f) $\text{C}_2\text{H}_8\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| c) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$ | g) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| d) $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | h) $\text{C}_{14}\text{H}_{30} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |

7º) Tenemos esta ecuación química ya ajustada de la combustión del metano (CH_4):



- Si quemamos 5 moles de CH_4 , ¿cuántos moles de H_2O obtendremos?
- ¿Cuántos moles de O_2 se habrán gastado?

8º) La combustión del etanol se produce según esta ecuación ya ajustada:

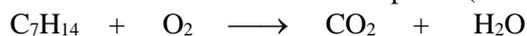


- Si reaccionan 5 moles de O_2 , ¿cuántos moles de CO_2 se obtendrán?
- ¿Y cuántos moles de H_2O ?

9º) Para trabajar con masas en vez de con moles hay que seguir estos pasos:

- Escribir y ajustar la ecuación química.
- Pasar el dato en gramos a moles
- Hallar los moles de la sustancia que nos piden con la ecuación química.
- Pasar esos moles a gramos.

Con esos pasos resuelve este problema.- La combustión del heptano (C_7H_{14}) se produce de acuerdo a esta ecuación química:



Calcula los gramos de agua que se obtendrán con 50 gramos de oxígeno (masas atómicas: $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$)

10º) El gas nitrógeno (N_2) reacciona con el gas hidrógeno (H_2) para formar amoníaco. ¿Cuántos gramos de nitrógeno deben reaccionar para obtener 85 g de amoníaco? ¿Y cuánto de hidrógeno? (masas atómicas: $\text{N} = 14 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$)

SOLUCIONES

1º) ¿Qué diferencia fundamental hay entre un cambio físico y un cambio químico?

En el cambio físico las sustancias no se transforman en otras y en el químico sí.

Indica si estos cambios son físicos o químicos:

- | | |
|---|---|
| a) Combustión de un papel ⇒ químico | f) Evaporación de un perfume ⇒ físico |
| b) Oxidación de un clavo de hierro ⇒ químico | g) Cocción de un huevo ⇒ químico |
| c) Lijado de un tablón de madera ⇒ físico | h) Disolución de azúcar en agua ⇒ físico |
| d) Fermentación de los azúcares de la uva ⇒ químico | i) Fusión de un cubito de hielo ⇒ físico |
| e) Mezclar agua y sal ⇒ físico | j) Dilatación de una barra de hierro por calor ⇒ físico |

2º) Contesta estas preguntas:

- a) ¿Qué es una reacción química?
Es la transformación de una o varias sustancias químicas en otras.
- b) ¿Cómo se llaman las sustancias que tenemos al principio de una reacción química, es decir, las sustancias que reaccionan? **Reactivos**
- c) ¿Y cómo se llaman las sustancias que se forman, es decir, las que tenemos al final? **Productos**
- d) ¿Qué se emplea para representar una reacción química? **Una ecuación química**
- e) ¿Qué ocurre con los átomos en una reacción química? **Ocurre que los enlaces de los átomos de los reactivos se rompen, los átomos se separan, se reordenan y se unen de otra manera formando así los productos.**

3º) Aquí tienes un ejemplo de cómo se lee una ecuación química. $2 \text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$

Esa ecuación se lee como: “dos moléculas de nitrógeno (N_2) reaccionan con 3 moléculas de hidrógeno (H_2) para dar dos moléculas de amoníaco (NH_3)”. También se puede leer con moles: “dos moles de nitrógeno reaccionan con 3 moles de hidrógeno para dar dos moles de amoníaco”.

Aplicando estos ejemplos, escribe cómo se leen estas ecuaciones químicas, usando moléculas:



Una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno y se forman una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua.



Dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno y se forman dos moléculas de agua.

Usando moles:



Dos moles de hidróxido de sodio reaccionan con un mol de sulfuro de dihidrógeno y se forman un mol de sulfuro de sodio y dos moles de agua.



Dos moles de aluminio reaccionan con tres moles de oxígeno molecular y se forman dos moles de trióxido de dialuminio.

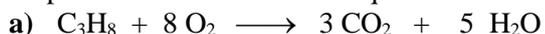
4º) ¿Qué cosas se conservan en una reacción química? **El número de átomos de cada elemento y la masa total.**

¿Qué ley hace referencia a una de esas cosas? **La ley de conservación de la masa de Lavoisier.** Escribe su enunciado:

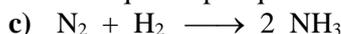
En cualquier reacción química que tenga lugar en un sistema cerrado, la masa total de las sustancias allí existentes se conserva, es decir, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.

Completa.- “Para que se cumpla esa ley debe aparecer el ...**mismo**... número de ...**átomos**... de cada elemento en los reactivos y en los ...**productos**... Para lograrlo debemos ajustar las ecuaciones químicas colocando unos números delante de las fórmulas llamados ...**coeficientes**... **...estequiométricos**...”

5º) Comprueba si estas ecuaciones químicas están bien ajustadas y di en las que no por qué:



No, hay distinto número de átomos de H y de O.



No, hay distinto número de átomos de H.

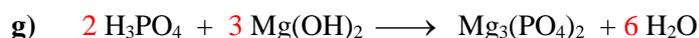
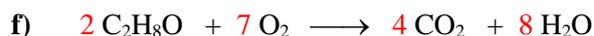
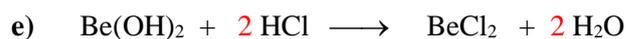
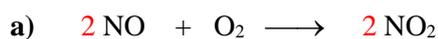


No, hay distinto número de átomos de O.

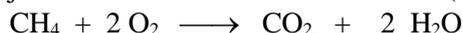


Sí está bien ajustada.

6º) Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



7º) Tenemos esta ecuación química ya ajustada de la combustión del metano (CH_4):



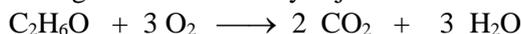
a) Si quemamos 5 moles de CH_4 , ¿cuántos moles de H_2O obtendremos?

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{CH}_4 \rightarrow 2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \\ 5 \text{ mol } \text{CH}_4 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 10 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

b) ¿Cuántos moles de O_2 se habrán gastado?

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{CH}_4 \rightarrow 2 \text{ mol } \text{O}_2 \\ 5 \text{ mol } \text{CH}_4 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 10 \text{ mol } \text{O}_2$$

8º) La combustión del etanol se produce según esta ecuación ya ajustada:



a) Si reaccionan 5 moles de O_2 , ¿cuántos moles de CO_2 se obtendrán?

$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ mol } \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ mol } \text{CO}_2 \\ 5 \text{ mol } \text{O}_2 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 3,33 \text{ mol } \text{CO}_2$$

b) ¿Y cuántos moles de H_2O ?

$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ mol } \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \\ 5 \text{ mol } \text{O}_2 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

9º) Para trabajar con masas en vez de con moles hay que seguir estos pasos:

(1) Escribir y ajustar la ecuación química.

(2) Pasar el dato en gramos a moles

(3) Hallar los moles de la sustancia que nos piden con la ecuación química.

(4) Pasar esos moles a gramos.

Con esos pasos resuelve este problema.- La combustión del heptano (C_7H_{14}) se produce de acuerdo a esta ecuación química:



Calcula los gramos de agua que se obtendrán con 50 gramos de oxígeno (masas atómicas: $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$)

(1) Ajustamos la ecuación química: $2 \text{C}_7\text{H}_{14} + 21 \text{O}_2 \longrightarrow 14 \text{CO}_2 + 14 \text{H}_2\text{O}$

(2) Pasamos los 50 gramos de oxígeno a moles:

$$\text{Masa molar } (\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{O}_2 \rightarrow 32 \text{ g } \text{O}_2 \\ x \text{ mol } \text{O}_2 \rightarrow 50 \text{ g } \text{O}_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 1,56 \text{ mol } \text{O}_2$$

(3) Hallamos los moles de la sustancia que nos piden (agua) con la ecuación química.

$$\left. \begin{array}{l} 21 \text{ mol } \text{O}_2 \rightarrow 14 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \\ 1,56 \text{ mol } \text{O}_2 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 1,04 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

(4) Pasamos esos moles de agua a gramos.

$$\text{Masa molar } (\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \rightarrow 18 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \\ 1,04 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \rightarrow x \text{ g } \text{H}_2\text{O} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 18,72 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

10º) El gas nitrógeno (N₂) reacciona con el gas hidrógeno (H₂) para formar amoníaco. ¿Cuántos gramos de nitrógeno deben reaccionar para obtener 85 g de amoníaco? ¿Y cuánto de hidrógeno? (masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u)

(1) Escribimos y ajustamos la ecuación química: $N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$

(2) Pasamos los 85 gramos de amoníaco a moles:

$$\text{Masa molar } (NH_3) = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } NH_3 \rightarrow 17 \text{ g } NH_3 \\ x \text{ mol } NH_3 \rightarrow 85 \text{ g } NH_3 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 5 \text{ mol } NH_3$$

(3) Hallamos los moles de las sustancias que nos piden (N₂ y H₂) con la ecuación química.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } N_2 \rightarrow 2 \text{ mol } NH_3 \\ x \text{ mol } N_2 \rightarrow 5 \text{ mol } NH_3 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 2,5 \text{ mol } N_2 ; \quad \left. \begin{array}{l} 3 \text{ mol } H_2 \rightarrow 2 \text{ mol } NH_3 \\ x \text{ mol } H_2 \rightarrow 5 \text{ mol } NH_3 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 7,5 \text{ mol } H_2$$

(4) Pasamos esos moles a gramos.

$$\text{Masa molar } (N_2) = 2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } N_2 \rightarrow 28 \text{ g } N_2 \\ 2,5 \text{ mol } N_2 \rightarrow x \text{ g } N_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 70 \text{ g } N_2;$$

$$\text{Masa molar } (H_2) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } H_2 \rightarrow 2 \text{ g } H_2 \\ 7,5 \text{ mol } H_2 \rightarrow x \text{ g } H_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 15 \text{ g } H_2$$