

Para el alumnado de FÍSICA Y QUÍMICA de 3º (A, B y C)

Hola a todos; espero que estéis bien y animados.

Éste es el material de la 2ª semana:

- **1º: Vídeo tutorial sobre cálculos estequiométricos y el mol** https://youtu.be/1Mx7_37fRt0
Hablamos sobre las leyes ponderales
(Ley de conservación de la masa y ley de las proporciones definidas).
Explicamos cómo hacer cálculos estequiométricos sencillos.
Presentamos la magnitud “cantidad de sustancia” y su unidad el mol.
Diferenciamos masa atómica, masa molecular y masa molar.
- **2º: Echadle un vistazo a los ejercicios resueltos que os añado en las siguientes páginas.**
- **3º: revisar los ejercicios y apuntes de vuestro cuaderno** sobre esta parte del tema.

Miradlos con calma las veces que necesitéis. Podéis consultar el libro si lo necesitáis o preguntarme.

EJERCICIOS QUE OS PROPONGO REHACER o REVISAR (ya deberían estar hechos algunos de ellos) PARA ESTA SEMANA:

Página 105: ejercicios 18, 19 y 20.

Página 106: ejercicio 23, 24 y 25.

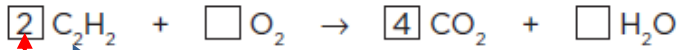
En las siguientes páginas os adjunto:

- Ejercicios resueltos, para que os sirvan de guía o apoyo.
- Las soluciones a los ejercicios de la 1ª semana. Si tenéis alguna duda, podéis usar el correo (elena.acero@ieslaloma.es)

MUCHO ÁNIMO

EJEMPLO RESUELTO 1

Ajusta la siguiente reacción química, comprobando que el número de átomos de cada elemento es el mismo antes que después de la reacción.



subíndice

Calculamos el número de átomos de cada tipo a un lado y al otro (reactivos y productos).

Para ello hay que multiplicar el **coeficiente estequiométrico** (el nº que va delante de cada sustancia) por el **subíndice** (el nº que indica cuántos átomos de ese tipo hay en la fórmula de la sustancia).

REACTIVOS	TIPO DE ÁTOMO	PRODUCTOS
$2 \cdot 2 = 4$	C	$4 \cdot 1 = 4$
$2 \cdot 2 = 4$	H	$2 \cdot 2 = 4$
$5 \cdot 2 = 10$	O	$4 \cdot 2 + 2 \cdot 1 = 10$

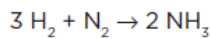
Reacción ajustada:



EJEMPLO RESUELTO 2

Utiliza la ley de conservación de la masa para calcular la masa del reactivo o del producto que falta en estas reacciones químicas:

a) Reacción de hidrógeno y nitrógeno:



Masa de reactivos (g)		Masa de productos (g)
H ₂	N ₂	NH ₃
6,06	28,02	

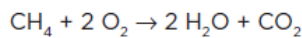
Masa de reactivos= masa de productos

$$m_{\text{H}_2} + m_{\text{N}_2} = m_{\text{NH}_3}$$

$$6,06\text{g} + 28,02\text{g} = m_{\text{NH}_3}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 34,08\text{g}$$

b) Combustión del metano:



Masa de reactivos (g)		Masa de productos (g)	
CH ₄	O ₂	H ₂ O	CO ₂
16,05		36,04	44,01

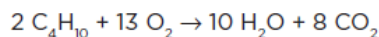
Masa de reactivos= masa de productos

$$m_{\text{CH}_4} + m_{\text{O}_2} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{CO}_2}$$

$$16,05 \text{ g} + m_{\text{O}_2} = 36,04 \text{ g} + 44,01 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}_2} = 64 \text{ g}$$

c) Combustión del butano:



Masa de reactivos (g)		Masa de productos (g)	
C ₄ H ₁₀	O ₂	H ₂ O	CO ₂
116,28	416,00	180,20	

Masa de reactivos= masa de productos

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} + m_{\text{O}_2} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{CO}_2}$$

$$116,28\text{g} + 416 \text{ g} = 180,20 \text{ g} + m_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 352,08 \text{ g}$$

EJEMPLO RESUELTO 3

Utilizando la ley de las proporciones definidas, y teniendo en cuenta los datos de la tabla (que recogen en qué proporción reaccionan N_2 e H_2 para dar NH_3), calcula:

- qué masa de N_2 es necesaria para que reaccionen completamente 12,12 g de H_2 .
- Calcula de dos formas diferentes cuánta masa de amoníaco (NH_3) se formará.

Masa de reactivos (g)		Masa de productos (g)
H_2	N_2	NH_3
6,06	28,02	34,08

- Aplicando la ley de las proporciones definidas, si por cada 6,06g de H_2 , necesito 28,02 g de N_2 , entonces , para los 12,12 g de H_2 , necesitaré:

$$\frac{6,06g H_2}{28,02 g N_2} = \frac{12,12 g H_2}{m_{N_2}}$$

De donde:

$$m_{N_2} = \frac{28,02 g \cdot 12,12 g}{6,06 g} = \mathbf{56,04g de N_2}$$

- Podemos calcular la cantidad de amoníaco (NH_3) de dos formas diferentes:

- Aplicando la ley de las proporciones definidas.

$$\frac{6,06g H_2}{34,08 g NH_3} = \frac{12,12 g H_2}{m_{NH_3}}$$

$$m_{NH_3} = \frac{34,08 g \cdot 12,12 g}{6,06 g} = \mathbf{68,16g de NH_3}$$

- Aplicando la ley de conservación de la masa:

Masa de reactivos= masa de productos

$$m_{H_2} + m_{N_2} = m_{NH_3}$$

$$12,12 g + 56,04 g = m_{NH_3}$$

$$m_{NH_3} = \mathbf{68,16g}$$

EJEMPLO RESUELTO 4

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

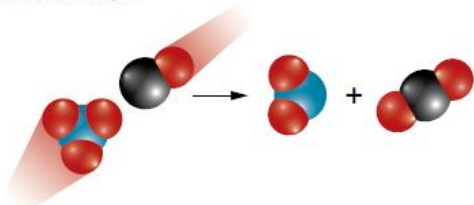
- En un mol de agua hay el mismo número de moléculas que en un mol de butano.
- En un mol de agua hay el mismo número de átomos de hidrógeno que en un mol de butano.
- En un mol de agua hay un mol de átomos de oxígeno y dos mol de átomos de hidrógeno.
- En un mol de agua hay $1,8066 \cdot 10^{24}$ átomos.
- En un mol de agua hay $1,8066 \cdot 10^{24}$ moléculas.

- a) Verdadero: habrá $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas (en el primer caso serán moléculas de agua, y en el segundo caso serán moléculas de butano).
- b) Falso. Para comprobarlo necesitamos recurrir a la fórmula molecular de ambas sustancias. En el agua es H_2O y en el butano es C_4H_{10} . Esto significa que en un mol (de moléculas) de agua hay dos mol de átomos de hidrógeno (o sea $2 \times 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H). Y en un mol (de moléculas) de butano hay 10 mol de átomos de hidrógeno (o sea, $10 \times 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H). Fijaos que nos lo marcan los subíndices.
- c) Verdadero. (Es la misma proporción que nos indican los subíndices de la fórmula molecular: H_2O)
- d) Verdadero. En un mol de agua hay: 2 mol de átomos de hidrógeno más 1 mol de átomos de oxígeno. En total: 3 mol de átomos. Si multiplicamos 3 por $6,022 \cdot 10^{23}$, obtenemos $1,806610^{24}$ átomos.
- e) Falso, hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

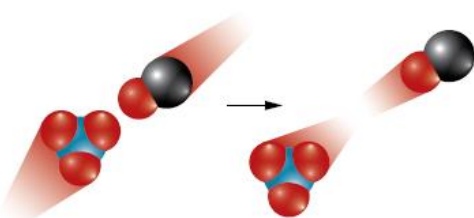
SOLUCIONES A LOS EJERCICIOS DE LA PRIMERA SEMANA

Página 104, nº 9

Explica, con el máximo detalle posible, qué representa el dibujo.



¿Qué conclusión puedes obtener a partir de esta otra representación?



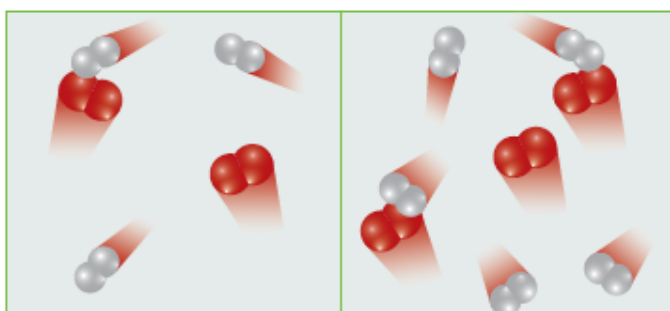
SOLUCIÓN:

El dibujo representa un choque entre dos moléculas (reactivos) y como se puede observar, tras el choque se han formado dos nuevas moléculas (ha habido reacción química). Por lo tanto el choque ha sido eficaz (ha tenido la suficiente energía y una orientación adecuada).

En el segundo dibujo observamos esas mismas moléculas de reactivos, pero tras el choque entre ellas no se forman nuevas sustancias (no hay reacción). Esto se debe a que la orientación de las moléculas en el choque no es la adecuada, como podemos ver en la imagen.

Página 105, nº 10

Explica cómo afecta la concentración de los reactivos a la velocidad de una reacción química. Utiliza para ello la siguiente imagen.

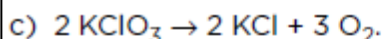
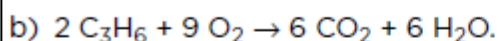
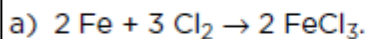
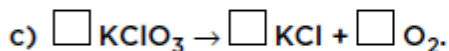
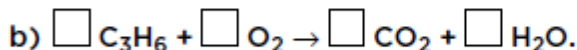
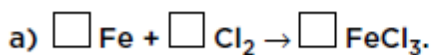


SOLUCIÓN:

Al aumentar la concentración de los reactivos, es mayor el número de moléculas en un determinado volumen. Eso implica que se producen más choques entre ellas, aumentando la probabilidad de algunos de estos choques sean eficaces, y por tanto aumenta la velocidad de reacción.

Página 105, nº 15

Ajusta en tu cuaderno las reacciones químicas siguientes:



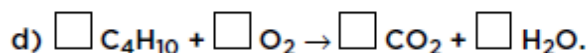
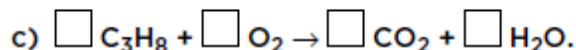
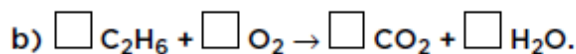
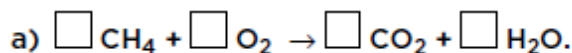
Se trata de que el número de átomos de cada tipo sea el mismo antes y después de la reacción.

Empezad por los coeficientes de los compuestos, y dejad para el final los coeficientes de los átomos que están "sólos", que son sustancias simples (como el Fe, el Cl₂ y el O₂).

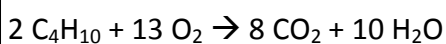
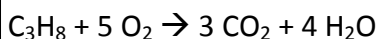
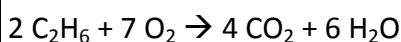
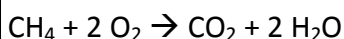
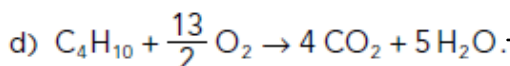
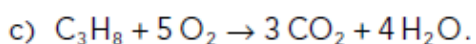
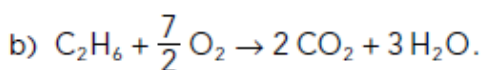
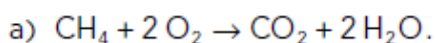
Página 105, nº 17

En la combustión de hidrocarburos, la cantidad de dióxido de carbono está directamente relacionada con el número de átomos de carbono que tenga la molécula del hidrocarburo.

Ajusta en tu cuaderno las siguientes ecuaciones químicas, que representan la combustión de metano, etano, propano y butano:



SOLUCIÓN:



No se suelen dejar coeficientes que sean fracciones, por lo que multiplicamos, en el caso b) y en el d) por 2.