

Para el alumnado de FÍSICA Y QUÍMICA de 4º A y 4º C

Material para la 3ª semana.

- **1º: Vídeo tutorial sobre las leyes ponderales, la estequiometría y el concepto de mol.**
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.

Éste es el enlace: https://youtu.be/1Mx7_37fRt0

- **2º: Mirad los dos ejemplos de ejercicios resueltos que os planteo.** Corresponden a los ejercicios de vuestro libro de la **página 142, el nº 10**, y de la **página 143, el nº 19**.

EJERCICIOS QUE OS PROPONGO PARA ESTA SEMANA (tenéis la Semana Santa también para hacerlos):

Para practicar el cálculo de número de partículas, nº de moles y masas:

Página 142: nº 11

Página 143: nº 12

Para practicar el cálculo de masas molares:

Página 143: nº 13.

Para practicar los cálculos estequiométricos:

Página 130: nºs 14, 15 y 16.

En las siguientes páginas os añado:

- Los ejercicios resueltos para que os puedan servir de guía
- las soluciones a los ejercicios de la 2ª semana.

Página 142, nº 10

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) En un mol de agua hay el mismo número de moléculas que en un mol de butano.
- b) En un mol de agua hay el mismo número de átomos de hidrógeno que en un mol de butano.
- c) En un mol de agua hay un mol de átomos de oxígeno y dos mol de átomos de hidrógeno.
- d) En un mol de agua hay $1,8066 \cdot 10^{24}$ átomos.
- e) 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 **H₂O** y en el butano es **C₄H₁₀**. 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).
- c) Verdadero. (Es la misma proporción que nos indican los subíndices de la fórmula molecular: **H₂O**)
- 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 $1,8066 \cdot 10^{24}$ átomos.
- e) Falso, hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

Página 143, nº 19.

El carbonato de calcio se descompone por la acción del calor en óxido de calcio y dióxido de carbono.

- a) Escribe la ecuación química ajustada.
- b) Calcula qué cantidad de dióxido de carbono se forma si reaccionan 150 g de carbonato de calcio.
- a) Escribimos la ecuación química ajustada:



Es decir, que por cada mol de CaCO₃ de partida, obtendremos 1 mol de CO₂.

O lo que es lo mismo: por cada 100g de CaCO₃, obtendremos 44g de CO₂.

Consultando la tabla periódica obtenemos las masas molares que nos interesan:

M(CaCO₃)=100g/mol

M(CO₂)=44g/mol

- b) Podemos hacer el cálculo relacionando masas o relacionando el número de moles.
Si lo hacemos con las masas, y aplicando la Ley de las proporciones definidas, tenemos:

$$\frac{100g \text{ CaCO}_3}{44g \text{ CO}_2} = \frac{150g \text{ CaCO}_3}{m_{\text{CO}_2}}$$

De donde:

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{44g \cdot 150g}{100g} = \mathbf{66g \text{ de CO}_2}$$

Si hacemos el cálculo con el número de moles, primero hallamos qué cantidad de sustancia (n) hay en 150g de CaCO₃.

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{150g}{100 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol CaCO}_3$$

Aplicamos la ley de las proporciones definidas, esta vez usando la proporción en moles (no en gramos):

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{1,5 \text{ mol CaCO}_3}{n_{\text{CO}_2}}$$

De donde:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1,5 \cancel{\text{ mol}}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = \mathbf{1,5 \text{ mol CO}_2}$$

Comprobamos que coinciden los resultados.

Si calculamos cuánta masa de CO₂ es 1,5mol de CO₂:

$$m_{\text{CO}_2} = 1,5 \cancel{\text{ mol}} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{ mol}}} = 66g \text{ de CO}_2$$

SOLUCIONES A LOS EJERCICIOS DE LA SEGUNDA SEMANA

Página 142, nº 6

Explica cómo afecta la concentración de los reactivos a la velocidad de reacción, utilizando para ello la teoría de las colisiones.

Cuanto mayor es la concentración de los reactivos, mayor es la probabilidad de que se produzca una colisión efectiva; por tanto, mayor es la velocidad de la reacción.



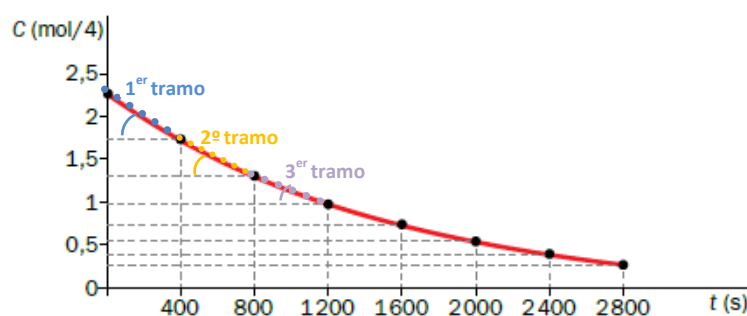
Página 142, nº 7

Medimos la concentración de una sustancia que interviene en una reacción química y obtenemos los siguientes datos:

| Tiempo (s) | Concentración (mol/L) | Tiempo (s) | Concentración (mol/L) |
|------------|-----------------------|------------|-----------------------|
| 0 | 2,32 | 1600 | 0,73 |
| 400 | 1,72 | 2000 | 0,54 |
| 800 | 1,3 | 2400 | 0,39 |
| 1200 | 0,98 | 2800 | 0,28 |

- a) ¿Se trata de un reactivo o de un producto?
- b) Representa los datos de concentración frente al tiempo. La pendiente del gráfico en cada punto es una medida de la velocidad de reacción. ¿Aumenta o disminuye la velocidad de reacción según avanza la reacción? Explica tu observación.

- a) Se trata de un reactivo, pues su concentración va disminuyendo.
- b) En la gráfica se observa que la pendiente del gráfico va decreciendo, lo que indica que la velocidad de la reacción va siendo cada vez menor.



Si os fijáis, la abertura del ángulo (la pendiente de cada tramo), cada vez va siendo menor.

Página 142, nº 8

Explica cómo afecta la temperatura a la velocidad de una reacción química según la teoría cinética de la materia.

Un aumento de temperatura implica que ha ocurrido un aumento de la energía cinética de las partículas; por tanto, al producirse un choque entre varias partículas, con la orientación adecuada, la probabilidad de que la energía sea suficiente para que este sea un choque efectivo aumenta. Por ello, aumenta la velocidad de reacción.

Página 142, nº 9

Explica cuáles son las ventajas de utilizar catalizadores en reacciones que requieran de condiciones extremas de presión y/o temperatura.

Los catalizadores rebajan la energía de activación, la necesaria para que un choque sea efectivo. Por ello, se pueden dar choques efectivos en presencia de un catalizador a menor temperatura.