ProNEP EGB, asignatura Ciencias de la Naturaleza, título Interpretación de los datos obtenidos en las mediciones científicas como base del trabajo químico, autora Eloisa Ortega Cantero, fecha de grabación 14 de diciembre de 1981, fecha de emisión 27 de febrero de 1982. El Ley de la Ciencia de la Naturaleza

misión dedicada a interpretar los datos del trabajo químico vamos a resolver unos ejercicios a partir de unas mediciones obtenidas cuyos datos indicamos a continuación. Por lo que le aconsejamos tome nota de estos valores para que le sea más cómodo seguir la presente emisión y pueda así mismo anotar los resultados. Hemos intentado escoger ejercicios bastante representativos a la hora de dar la clase en segunda etapa de educación general básica. Suponemos un compuesto que tiene un peso molecular igual a 120. Realizamos el análisis del mismo y hallamos que está formado por azufre, oxígeno, hidrógeno y sodio, obteniendo así mismo que estas sustancias están en la siguiente proporción.

De azufre hay un 26,66%. De oxígeno hay un 53,33%. De hidrógeno hay un 0,83%. Y por último de sodio tiene un 19,16%. A la vista de estos datos obtenidos por mediciones experimentales llegadas a partir de varios ensayos científicos, queremos calcular la fórmula empírica de este compuesto. En este ejercicio debemos recordar lo primero, que las fórmulas empíricas representan los distintos átomos de los elementos y el número de átomos que hay de cada uno. Asimismo, consideramos que el peso molecular se calcula sumando los pesos atómicos de los elementos multiplicado por el número de átomos que forman el compuesto. Entonces, en este caso, 120

será por tanto la suma de lo que pesa el oxígeno, que es 16, por el número de átomos de oxígeno que haya en la fórmula, más lo que pesa el azufre, que es 32, por el número de átomos de azufre, más lo que pesa el hidrógeno, que es 1, por el número de átomos de hidrógeno, y más lo que pesa el sodio, que es 23, por el número de átomos de sodio que existen en la fórmula. La composición centesimal indica la cantidad expresada en tantos por ciento que existe de un elemento en un compuesto determinado. Al contrario de cómo se procede para calcular el tanto por ciento, debemos plantear las reglas de tres correspondientes para resolver el ejercicio. En este caso será, en primer lugar, para el azufre se plantearía, en 100 gramos de compuesto hay 26,66 de azufre, en 120, que es el peso molecular.

Habrá X. Despejando X queda igual a 120 por 26,66 dividido por 100, cuyo valor es 31,99, es decir, prácticamente 32. Como el peso atómico del azufre es 32, nos indica que existe un solo átomo de azufre en la fórmula. Para el caso del oxígeno, procediendo de modo análogo, sería. En 100 gramos del compuesto hay 53,33 de oxígeno, luego en 120 habrá Y. Siendo Y igual a 120 por 53,33 dividido entre 100, que da 63,99, valor prácticamente igual a 63. Al dividir este número por el peso atómico del oxígeno, que es 16, queda 4.

lo que indica que la fórmula tiene cuatro átomos de oxígeno. En tercer lugar, para el caso del hidrógeno, procediendo de forma análoga a los anteriores, sería En 100 gramos del compuesto existe 0,83 de hidrógeno, luego en 120 habrá Z. El valor de Z es 120 por 0,83 dividido entre 100, igual a 0,99. Como en los casos anteriores, es prácticamente igual a 1. Al ser 1 el peso atómico del hidrógeno, quiere decir que hay un solo átomo de este elemento, o sea, de hidrógeno. El último elemento, en este caso el sodio, se puede calcular bien por una regla de 3 análoga a las

anteriores, o bien restando del total, o sea, de 120 lo calculado hasta ahora.

Vamos a describir esta segunda forma, ya que la primera usted puede plantearla fácilmente. Sería, la suma de lo calculado hasta ahora es 32 gramos de azufre más 16 por 4, que es el peso del oxígeno por el número de átomos que existen, más 1, que es el peso del átomo de hidrógeno que forma el compuesto. Esto da igual a 97. Restando a 120, 97, queda 23, que por coincidir con el peso atómico del sodio, indica que existe un solo átomo de este en la fórmula. A la vista de estos resultados obtenidos, podemos concluir que la fórmula empírica que se quería calcular tiene un átomo de sodio, un átomo de azufre, cuatro átomos de oxígeno y un átomo de hidrógeno. O sea, que es el bisulfato sodio.

o también llamado sulfato ácido de sodio. Un segundo ejercicio podría ser el que se cita a continuación. Experimentando en condiciones normales de presión, que es 760 milímetros de mercurio y de temperatura, 0 grados Kelvin, hacemos reaccionar una molécula de ácido clorhídrico, CLH, con cuatro moléculas de bióxido de manganeso, MnO2, y mediante las mediciones adecuadas y las separaciones necesarias, obtenemos una molécula de cloro, Cl2, dos moléculas de agua, H2O, y una molécula de cloruro de manganeso, Cl2Mn. A partir de estos datos, queremos calcular,

Por ejemplo, primero los gramos de agua y segundo los litros de cloro en condiciones normales que se obtendrán al reaccionar 300 gramos de ácido clorhídrico, CLH. Para este y en general para cualquier ejercicio de química es importante recordar que lo primero que se debe hacer es escribir la ecuación de todos los compuestos que intervienen en la reacción y ajustarla con los coeficientes adecuados. En este caso será por tanto, bióxido de manganeso cuya fórmula empírica es MnO2 más 4 moléculas de ácido clorhídrico que es el HCl. CLH para dar una molécula de cloruro de manganeso que es Cl2Mn más dos moléculas de agua H2O más una molécula de cloro Cl2.

En este segundo ejercicio propuesto se agrupan el caso de la determinación del peso de las sustancias y el del volumen a partir de una cantidad fija. Cuando ya tenemos la ecuación escrita y ajustada, se calculan los pesos moleculares del ácido clorhídrico CLH, agua H2O y cloro molecular CL2, que son del ácido clorhídrico 35,5, que es el peso del cloro, más 1, que es el peso del hidrógeno, o sea, igual a 36,5. Del agua, 2 pertenecientes a los dos átomos de hidrógeno más 16 del oxígeno, o sea, 18. Del cloro molecular, 35,5 por dos átomos, o sea, igual a 71. Y el peso del cloro, que es el peso del hidrógeno, más 1, que es el peso del hidrógeno, o sea, igual a 36,5. En la primera cuestión de este ejercicio hay que calcular los gramos de agua para lo cual se...

sigue el siguiente razonamiento. Con 4 por 36,5 gramos, que es el peso de las moléculas de ácido clorhídrico que intervienen en la reacción ajustada, se obtienen 2 por 18 gramos de agua, recordando que el 2 es el coeficiente del agua en la reacción ajustada. Luego, con los 300 gramos de clorhídrico que da el enunciado, se obtendrán x gramos de agua. Despejando el valor de x, es igual a 300 por 2 y por 18 dividido todo entre 4 por 36,5. Efectuando esta operación queda 73,97 gramos de agua que se obtienen. Para el segundo apartado, en el que hay que calcular los litros de cloro, se obtiene el valor de x.

igual a 22,4 litros. De forma análoga al caso anterior, fijándonos en la reacción química, se plantea la siguiente regla de 3. Con 4 por 36,5

gramos de ácido clorhídrico se obtienen 22,4 litros de cloro molecular. Esto es lo que indica la ecuación química ajustada. Con los 300 gramos de ácido clorhídrico que da el enunciado se obtendrán i litros de cloro molecular. Despejando el valor de i queda 300 por 22,4 dividido entre 4 por 36,5 que es igual a 46,02 litros de cloro molecular. Música

Otro ejercicio que podría plantear con sus alumnos es el descrito a continuación. En condiciones normales observamos que un mol de aire, o sea 22,4 litros, pesan 28,8 gramos. Y entonces queremos calcular, por ejemplo, la densidad del gas metano, cuya fórmula empírica es CH4 con respecto al aire. Este último ejercicio propuesto de química está basado en el principio de Avogadro, que se expresa de la siguiente forma. Volúmenes iguales de cualquier gas sometido a las mismas condiciones de presión y de temperatura tienen el mismo número de moléculas. Las condiciones normales son 760 milímetros de presión y 0 grados Kelvin de temperatura, como ya hemos indicado anteriormente. Universalmente se toma como valor de la fórmula. La unidad de volumen molar es de 22,4 litros.

En general, para calcular la densidad de un gas con respecto al aire, basta con dividir lo que pesa un mol de esa sustancia, o sea el peso molecular, por 28,8, que es el peso de 22,4 litros de aire. Por tanto, para calcular el peso molecular del gas metano debe procederse como indicamos a continuación. 14 gramos del carbono más 4 gramos del hidrógeno igual a 18. Así, la densidad del gas metano con respecto al aire será 18 dividido entre 28,8, que es igual a 0,62. Otros ejercicios, también consecuencia del principio de Avogadro, pueden ser calcular el peso de un litro de un gas cualquiera en condiciones normales, o también determinar el peso molecular de un gas, etc. Buenas noches.

Fin Fin