



SOLUCIÓN

Exercicio 1

Sabendo que a masa atómica do xofre é de 32 u, calcula os átomos de xofre que hai en 64 g deste elemento.

Como sei que a masa atómica do xofre é de 32 u entón deduzo que 1 mol de xofre son 32 g e simplemente:

$$64 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32 \text{ g de S}} = 2 \text{ mol de S}$$

É conveniente utilizar factores de conversión para facer os cálculos.

Exercicio 2

Sabendo que a masa atómica do hidróxeno é de 1 u e a do oxíxeno de 16 u, calcula a masa molecular da auga (H_2O). Cal é a masa molar da auga?

A masa molecular será: $2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$

A masa molar será a masa de 1 mol de moléculas de auga, isto é 18 g . Soe expresarse como 18 g por cada mol que collamos, é dicir 18 g/mol.

Vemos que o seu valor numérico coincide coa masa molecular, pero as unidades cambian.

Exercicio 3

Sabendo que a masa atómica do hidróxeno é de 1 u e a do oxíxeno de 16 u, calcula o número de moles de auga (H_2O) que hai nun vaso que contén 250 g. Cantas moléculas bebemos se tomamos o vaso enteiro de auga?

A masa molecular será: $2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$

A masa molar será de 18 g/mol.

Detectado erro na unidade didáctica.

$$250 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 13,89 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Dentro do vaso temos:

$$13,89 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 8,36 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

Se poñemos os zeros correspondentes son 836.000.000.000.000.000.000.000 moléculas de auga!!! Isto dános unha idea do ínfimo tamaño dos átomos e das moléculas.

Exercicio 4

Disolvemos 11 g de CO_2 en 10 L de auga. Cal é a concentración molar da disolución? Datos masa molar: C $\rightarrow$ 12 g/mol ; O $\rightarrow$ 16 g/mol

A masa molar do CO_2 será: $12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$

Para achar o número de moles de CO_2 que temos disoltos:

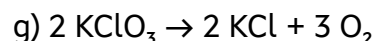
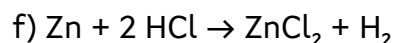
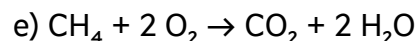
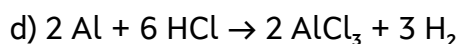
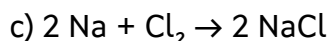
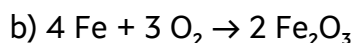
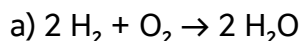
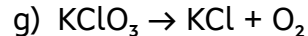
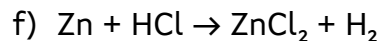
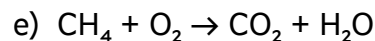
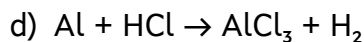
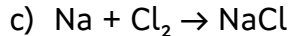
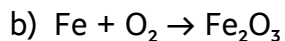
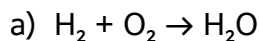
$$n_{\text{CO}_2} = 11 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} = 0,25 \text{ mol de CO}_2$$

Coa expresión para a concentración molar:

$$M(s) = \frac{n_s}{V_{\text{disolución}}} \quad M(\text{CO}_2) = \frac{0,25 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,025 \text{ mol/L}$$

Exercicio 5

Axusta as seguintes ecuacións químicas:



Exercicio 6

Explica as razóns que xustifican os seguintes feitos:

- a) Introducir os alimentos na neveira fai que tarden máis en deteriorarse.

O descenso de temperatura diminúe o movemento das partículas facendo que os choques nas reaccións de descomposición dos alimentos sexan menos efectivos, freando o seu deterioro.

- b) Engadimos conservantes para manter os alimentos en bo estado durante moito tempo.

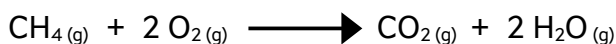
Os conservantes son velenos para algunhas reaccións que necesitan para vivir as bacterias que os estragan, facendo que duren moito máis.

- c) Remexemos para que se active un pegamento formado por dous compoñentes.

Ao remexer, estamos provocando que as partículas dos dous fluídos se relacionen de xeito que haberá moitos máis choques entre elas e actuará a reacción que endurece logo o pegamento.

Exercicio 7

No proceso seguinte (combustión do metano) empregáronse 35 g de metano que se fixeron reaccionar co oxíxeno necesario para que todo o metano se consumira. Que masa de oxíxeno foi consumida? Cantos gramos de dióxido de carbono se produciron?



Moléculas	1 de CH ₄	2 de O ₂		1 de CO ₂
Moles	1 de CH ₄	2 de O ₂		1 de CO ₂
Masa (gramos)	16 de CH ₄	2·32=64 de O ₂		44 de CO ₂

(*)

Paso 1: a ecuación xa está axustada.

Paso 2: utilizando a táboa periódica ou os datos do problema, podemos coñecer a masa molar das substancias que interveñen. Isto é:

Reactivos: CH₄: 1·12+4·1=16 g/mol;

O₂: 2·16=32 g/mol

Produtos: CO₂: 1·12+2·16=44 g/mol;

H₂O: 2·1+2·16=18 g/mol

Paso 3: seguindo o significado da ecuación química e cos datos anteriores, completamos a táboa anterior (*).

Paso 4: partimos sempre da cantidade que proporciona o problema e intentaremos chegar ao que nos piden utilizando os factores de conversión que necesarios que buscaremos na táboa. Neste caso, para a primeira pregunta utilizaremos no factor de conversión os datos de O₂ consumido por CH₄ consumido:

$$35 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{64 \text{ g de O}_2}{16 \text{ g de CH}_4} = 140 \text{ g de O}_2$$

Para responder á segunda pregunta utilizaremos no factor de conversión os datos de masa de CO₂ producido por masa de CH₄ consumido:

$$35 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{16 \text{ g de CH}_4} = 96,25 \text{ g de CO}_2$$



Exercicio 8

Para o proceso anterior, cantos moles de auga se produciron? E moles de CO_2 ?

Outra vez partimos do dato do problema e intentaremos chegar ao que nos piden utilizando a táboa cos datos e os factores de conversión que necesitemos. Neste caso:

$$35 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} = 4,38 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Para responder á segunda pregunta utilizaremos o factor de conversión cos datos de mol de CO_2 producido por masa de CH_4 consumido (para poder eliminar *g de CH_4*):

$$35 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} = 2,19 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Exercicio 9

Para a mesma reacción dos exercicios anteriores, cantas moléculas de oxíxeno se necesitarían para reaccionar con 32 g de CH_4 ?

Agora necesitamos un factor de conversión onde apareza o número de Avogadro (utilizamos a propia definición de mol: $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas/1 mol):

$$32 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{O}_2}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = 2,41 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{O}_2$$