

Parte 1

Composición porcentual de compuestos químicos

Explicación paso a paso (desde cero)

¿Qué es la composición porcentual?

La **composición porcentual** indica **qué porcentaje de la masa total de un compuesto corresponde a cada uno de los elementos que lo forman**.

Por ejemplo:

El agua (H_2O) está formada por:

- Hidrógeno (H)
- Oxígeno (O)

Aunque tiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, **el oxígeno aporta la mayor parte de la masa**, porque un átomo de oxígeno pesa mucho más que uno de hidrógeno.

Conceptos que debes conocer

1. Átomo

Es la partícula más pequeña de un elemento químico.

Ejemplo:

- Un átomo de hidrógeno
 - Un átomo de carbono
 - Un átomo de oxígeno
-

2. Elemento químico

Es una sustancia formada por un solo tipo de átomo.

Ejemplos:

Elemento	Símbolo
----------	---------

Hidrógeno	H
-----------	---

Elemento	Símbolo
Oxígeno	O
Carbono	C
Sodio	Na
Cloro	Cl

3. Compuesto químico

Es una sustancia formada por dos o más elementos unidos químicamente.

Ejemplos:



4. Masa atómica

Cada elemento tiene un peso característico llamado **masa atómica**.

Usaremos estos valores aproximados:

Elemento	Masa atómica
H	1
C	12
N	14
O	16
Na	23
Mg	24
Al	27
P	31
S	32
Cl	35.5
K	39
Ca	40
Fe	56

Paso 1. Identificar la fórmula química

Ejemplo:



Significa:

- 1 átomo de Carbono
 - 2 átomos de Oxígeno
-

Ejemplo:



Significa:

- 2 Hidrógenos
- 1 Azufre
- 4 Oxígenos

Siempre debemos observar los subíndices.

Paso 2. Calcular la masa que aporta cada elemento

Ejemplo:



Masas atómicas:

Carbono = 12

Oxígeno = 16

Calculamos:

Carbono

$$1 \times 12 = 12$$

Oxígeno

$$2 \times 16 = 32$$

Paso 3. Calcular la masa molar del compuesto

La masa molar es la suma de todas las masas.

Ejemplo:



Carbono =12

Oxígeno =32

Total

$12+32=44 \text{ g/mol}$

Paso 4. Calcular el porcentaje de cada elemento

La fórmula es:

$\text{del elemento total Porcentaje} = \frac{\text{Masa total}}{\text{Masa del elemento}} \times 100$

Ejemplo

Carbono

$44 \times 12 \times 100 = 27.27\%$

Oxígeno

$44 \times 32 \times 100 = 72.73\%$

Comprobación

$27.27 + 72.73 = 100\%$

Siempre debe sumar aproximadamente 100%.

Ejemplo completo 1

Calcular la composición porcentual del agua (H_2O).

Paso 1

Fórmula

H_2O

Hay

2 Hidrógenos

1 Oxígeno

Paso 2

Buscar las masas

$$H = 1$$

$$O = 16$$

Paso 3

Calcular la masa de cada elemento

$$H$$

$$2 \times 1 = 2$$

$$O$$

$$1 \times 16 = 16$$

Paso 4

Calcular la masa total

$$2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Paso 5

Calcular porcentaje del hidrógeno

$$182 \times 100$$

Resultado

$$11.11\%$$

Paso 6

Calcular porcentaje del oxígeno

$$1816 \times 100$$

Resultado

$$88.89\%$$

Respuesta

Elemento	Porcentaje
----------	------------

H	11.11%
---	--------

Elemento	Porcentaje
O	88.89%

Ejemplo completo 2

Calcular la composición porcentual del amoníaco (NH_3).

Paso 1

Identificar elementos

N =1

H =3

Paso 2

Masas

N =14

H =1

Paso 3

Calcular masas

N

$1 \times 14 = 14$

H

$3 \times 1 = 3$

Paso 4

Masa total

$14 + 3 = 17$

Paso 5

Porcentaje del nitrógeno

$1714 \times 100 = 82.35\%$

Paso 6

Porcentaje del hidrógeno

$$173 \times 100 = 17.65\%$$

Ejemplo completo 3

Calcular la composición porcentual del cloruro de sodio (NaCl).

Masas

$$\text{Na} = 23$$

$$\text{Cl} = 35.5$$

Masa total

$$23 + 35.5 = 58.5$$

Porcentaje de Na

$$23 \times 100 = 39.32\%$$

Porcentaje de Cl

$$35.5 \times 100 = 60.68\%$$

Resumen del procedimiento

Siempre seguir los mismos pasos:

1. Escribir la fórmula química.
2. Identificar cuántos átomos tiene cada elemento.
3. Buscar la masa atómica de cada elemento.
4. Multiplicar la masa atómica por el número de átomos.
5. Sumar todas las masas para obtener la masa molar.
6. Aplicar la fórmula:

$$\frac{\text{masa del elemento}}{\text{masa total}} \times 100$$

7. Verificar que todos los porcentajes sumen aproximadamente 100%.
-

Ejercicios (1–10)

Utiliza las masas atómicas aproximadas:

H=1, C=12, N=14, O=16, Na=23, Mg=24, Al=27, P=31, S=32, Cl=35.5, K=39, Ca=40, Fe=56.

Ejercicio 1

Calcule la composición porcentual del agua (H_2O).

Ejercicio 2

Calcule la composición porcentual del dióxido de carbono (CO_2).

Ejercicio 3

Calcule la composición porcentual del amoníaco (NH_3).

Ejercicio 4

Calcule la composición porcentual del metano (CH_4).

Ejercicio 5

Calcule la composición porcentual del cloruro de sodio (NaCl).

Ejercicio 6

Calcule la composición porcentual del óxido de calcio (CaO).

Ejercicio 7

Calcule la composición porcentual del sulfuro de hidrógeno (H_2S).

Ejercicio 8

Calcule la composición porcentual del dióxido de azufre (SO_2).

Ejercicio 9

Calcule la composición porcentual del hidróxido de sodio (NaOH).

Ejercicio 10

Calcule la composición porcentual del carbonato de calcio (CaCO_3).

Parte 2

Aplicación de cálculos químicos en la resolución de problemas contextualizados

En esta sección aprenderás a aplicar los cálculos químicos para resolver situaciones de la vida diaria y del laboratorio. No es necesario tener conocimientos previos, ya que cada procedimiento se explica paso a paso.

¿Qué es un problema contextualizado?

Un **problema contextualizado** es un ejercicio que presenta una situación real o similar a la realidad, en la que se utilizan los conocimientos de química para encontrar una respuesta.

Por ejemplo:

- Una fábrica necesita saber cuánto sodio contiene cierta cantidad de sal.
- Un laboratorio desea conocer cuántos gramos de oxígeno hay en una muestra de agua.
- Un estudiante necesita calcular la cantidad de carbono presente en una muestra de dióxido de carbono.

Todos estos problemas se resuelven utilizando la **composición porcentual**.

Conceptos importantes

1. Muestra

Es la cantidad de sustancia con la que se está trabajando.

Ejemplos:

- 50 g de agua.
 - 120 g de sal.
 - 300 g de dióxido de carbono.
-

2. Porcentaje

El porcentaje indica cuántas partes hay de un elemento por cada 100 partes del compuesto.

Ejemplo:

Si el agua contiene aproximadamente:

- Hidrógeno = 11.11 %
- Oxígeno = 88.89 %

Significa que en **100 g de agua** existen aproximadamente:

- 11.11 g de hidrógeno.
- 88.89 g de oxígeno.

Fórmula para calcular la masa de un elemento

Una vez conocido el porcentaje, la masa del elemento se obtiene con la siguiente fórmula:

del elemento de la muestra $\text{Masa del elemento} = 100 \times \text{Porcentaje} \times \text{Masa de la muestra}$

Esta será la fórmula principal para resolver la mayoría de los problemas.

Procedimiento general

Siempre sigue estos pasos:

Paso 1

Leer cuidadosamente el problema.

Pregúntate:

- ¿Qué compuesto se menciona?
- ¿Qué masa tengo?
- ¿Qué elemento debo calcular?

Paso 2

Escribir el porcentaje del elemento.

Si no lo conoces, primero debes calcular la composición porcentual.

Paso 3

Aplicar la fórmula.

$100\% \times \text{masa}$

Paso 4

Realizar las operaciones.

Paso 5

Escribir la respuesta indicando las unidades (gramos).

Ejemplo completo 1

Problema

Una muestra contiene **90 g de agua (H₂O)**.

¿Cuántos gramos de oxígeno contiene?

Paso 1

Datos

Masa de la muestra:

90 g

Porcentaje de oxígeno:

88.89 %

Paso 2

Aplicar la fórmula

$100 \times 88.89 \times 90$

Paso 3

Resolver

$0.8889 \times 90 = 80.0 \text{ g}$

Respuesta

La muestra contiene aproximadamente **80.0 g de oxígeno**.

Ejemplo completo 2

Problema

Se tienen **250 g de cloruro de sodio (NaCl)**.

¿Cuántos gramos de sodio contiene?

Sabemos que:

Na = 39.32 %

Paso 1

Escribir la fórmula

10039.32×250

Paso 2

Resolver

0.3932×250

=98.3 g

Respuesta

La muestra contiene **98.3 g de sodio**.

Ejemplo completo 3

Problema

Una botella contiene **150 g de dióxido de carbono (CO₂)**.

¿Cuántos gramos corresponden al carbono?

Sabemos que:

Carbono = 27.27 %

Paso 1

Escribir la fórmula

10027.27×150

Paso 2

Resolver

0.2727×150

=40.9 g

Respuesta

La muestra contiene **40.9 g de carbono**.

Ejemplo completo 4

Problema

Un laboratorio analiza **80 g de amoníaco (NH₃)**.

¿Cuántos gramos de hidrógeno contiene?

Porcentaje del hidrógeno:

17.65 %

Solución

$100 \times 17.65\% \times 80$

=14.12 g

Respuesta

La muestra contiene **14.12 g de hidrógeno**.

Consejos para resolver problemas

- ✓ Leer cuidadosamente la pregunta.
 - ✓ Identificar el compuesto.
 - ✓ Identificar el elemento solicitado.
 - ✓ Escribir correctamente la fórmula.
 - ✓ Sustituir los datos en la fórmula.
 - ✓ Verificar que la respuesta tenga unidades (g).
-

Ejercicios (11–20)

Utiliza las composiciones porcentuales obtenidas en la Parte 1 o calcúlalas cuando sea necesario.

Ejercicio 11

Una botella contiene **90 g de agua (H_2O)**.

¿Cuántos gramos de oxígeno contiene?

Ejercicio 12

Una muestra de **120 g de dióxido de carbono (CO_2)** se analiza en un laboratorio.

¿Cuántos gramos de carbono contiene?

Ejercicio 13

Un recipiente contiene **68 g de amoníaco (NH_3)**.

¿Cuántos gramos de nitrógeno posee?

Ejercicio 14

Se tienen **64 g de metano (CH_4)**.

¿Cuántos gramos de hidrógeno contiene?

Ejercicio 15

Una empresa utiliza **500 g de cloruro de sodio (NaCl)** para preparar una solución.

¿Cuántos gramos de sodio contiene?

Ejercicio 16

En un laboratorio hay una muestra de **140 g de óxido de calcio (CaO)**.

¿Cuántos gramos de calcio contiene?

Ejercicio 17

Una muestra contiene **102 g de sulfuro de hidrógeno (H_2S)**.

¿Cuántos gramos de azufre contiene?

Ejercicio 18

Una fábrica produce **240 g de dióxido de azufre (SO_2)**.

¿Cuántos gramos de oxígeno contiene?

Ejercicio 19

Se preparan **80 g de hidróxido de sodio (NaOH)** para un experimento.

¿Cuántos gramos de oxígeno contiene?

Ejercicio 20

Una cantera analiza **250 g de carbonato de calcio (CaCO_3)**.

¿Cuántos gramos de calcio contiene?

Laboratorio integrador de determinación de masas, porcentajes y fórmulas empíricas

En esta práctica integradora se aplican los conocimientos adquiridos sobre **masa atómica, masa molar, composición porcentual y fórmulas empíricas** para resolver problemas de laboratorio. Al finalizar esta sección también encontrarás la **tabla de respuestas** de los 20 ejercicios de las Partes 1 y 2.

¿Qué es una fórmula empírica?

La **fórmula empírica** representa la **proporción más simple de átomos** que existe entre los elementos de un compuesto.

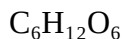
No indica el número real de átomos, sino la relación mínima entre ellos.

Ejemplos:

Fórmula molecular	Fórmula empírica
-------------------	------------------

H_2O_2	HO
------------------------	-------------

Fórmula molecular	Fórmula empírica
$C_6H_{12}O_6$	CH_2O
N_2O_4	NO_2
C_2H_6	CH_3



¿Cuándo una fórmula empírica es igual a la molecular?

Algunos compuestos ya están escritos en su relación más simple.

Ejemplos:

- H_2O
- NH_3
- CO_2
- $NaCl$
- CaO

En estos casos, la fórmula empírica es exactamente la misma que la fórmula molecular.

Procedimiento para obtener una fórmula empírica

Supongamos que un análisis químico produjo los siguientes resultados:

- Carbono = 40.0 %
- Hidrógeno = 6.7 %
- Oxígeno = 53.3 %

Queremos encontrar la fórmula empírica.

Paso 1. Suponer una muestra de 100 g

Cuando solo conocemos porcentajes, es conveniente imaginar que tenemos **100 g** del compuesto.

Entonces:

Carbono = 40 g

Hidrógeno = 6.7 g

Oxígeno = 53.3 g

Paso 2. Convertir gramos a moles

La fórmula es:

$$\text{atMoles} = \frac{\text{Masa atómica}}{\text{Masa}}$$

Carbono

$$1240 = 3.33$$

Hidrógeno

$$16.7 = 6.7$$

Oxígeno

$$1653.3 = 3.33$$

Paso 3. Dividir entre el menor número de moles

El menor valor es 3.33.

Carbono

$$3.33 \div 3.33 = 1$$

Hidrógeno

$$6.7 \div 3.33 \approx 2$$

Oxígeno

$$3.33 \div 3.33 = 1$$

Paso 4. Escribir la fórmula

Relación

C : H : O

1 : 2 : 1

Resultado

CH₂O

Esta es la fórmula empírica.

Ejemplo 2

Un compuesto contiene:

- N = 82.35 %
 - H = 17.65 %
-

Paso 1

Suponer 100 g.

N = 82.35 g

H = 17.65 g

Paso 2

Calcular moles.

N

$82.35 \div 14 = 5.88$

H

$17.65 \div 1 = 17.65$

Paso 3

Dividir entre el menor.

N

$5.88 \div 5.88 = 1$

H

$17.65 \div 5.88 \approx 3$

Paso 4

Escribir la fórmula.

NH₃

Actividad integradora de laboratorio

En un laboratorio se desea identificar un compuesto desconocido.

Durante el análisis se obtiene:

- Masa de la muestra: **25 g**
- Carbono: **10 g**
- Hidrógeno: **1.7 g**
- Oxígeno: **13.3 g**

Actividad

1. Calcular el porcentaje de cada elemento.
 2. Verificar que la suma sea aproximadamente 100 %.
 3. Convertir cada masa a moles.
 4. Dividir entre el menor número de moles.
 5. Obtener la fórmula empírica.
-

Errores frecuentes

- No multiplicar la masa atómica por el número de átomos.
- Sumar incorrectamente la masa molar.
- Olvidar multiplicar por 100 al calcular porcentajes.
- No dividir los moles entre el menor valor.
- Escribir la fórmula sin simplificar la relación entre los átomos.
- No comprobar que los porcentajes sumen aproximadamente 100 %.