

CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTALES EN QUÍMICA

CANTIDAD DE MATERIA

La cantidad de sustancia se puede expresar en gramos (masa), en moles, moléculas o átomos. Podemos pasar de unas unidades a otras utilizando el siguiente esquema:



NA: nº de Avogadro (Nº de partículas que hay en 1 mol de sustancia: $6,02 \cdot 10^{23}$)

Masa molar : Representa la masa de un mol de sustancia expresada en gramos.

GASES IDEALES

Se dice que un gas es **ideal o perfecto** cuando sus moléculas no interaccionan (no chocan) entre si. Los **gases reales** se consideran que tienen comportamiento ideal cuando están sometidos a bajas presiones. Se rigen por la ecuación de los gases ideales:

Ecuación de estado do gas ideal:

$$P \cdot V = nRT$$

P: Presión..... atm (atmósferas)

V: Volumen..... L

n: nº de moles..... moles

R: Cte dos gases..... 0,082 atmL/mol.K

T: Temperatura absoluta o termodinámica..... K (grados Kelvin)

La **temperatura absoluta** (T): se calcula a partir de la temperatura centígrada o Celsius

$$T (K) = T (^{\circ}C) + 273$$

Las **condiciones normales** (CN) y las **condiciones estándar** (CE) de un gas:

	P(atm)	T(K)
CN	1	273
CE	1	298

Hipótesis de Avogadro: un mol de cualquier gas en CN ocupa 22,4 litros

Otras unidades de presión utilizadas:

1 atm

760 mm Hg

$1,01 \cdot 10^5$ Pa

Masa molecular de un gas:

La masa molecular de un gas se puede calcular si conocemos el volumen que ocupa una determinada masa de gas en unas condiciones de presión y de temperatura.

$$PV = nRT \quad ; \quad n = \frac{\text{masa}}{Mm} \quad ; \quad P \cdot V = \frac{\text{masa}}{Mm} RT$$

$$Mm = \frac{\text{masa} \cdot R \cdot T}{PV}$$

Densidad de un gas:

La densidad de un gas depende además de las condiciones de presión y de temperatura a las que se encuentra:

$$P \cdot V = n RT \qquad PV = \frac{\text{masa}}{Mm} RT \qquad \frac{\text{masa}}{V} = \frac{P \cdot Mm}{RT}$$

$$D = \frac{P \cdot Mm}{RT}$$

Ley de Dalton de las presiones parciales:

En una mezcla de gases cada componente ejerce una **presión parcial** que se define como la presión que ejercería si él sólo ocupase todo el volumen del recipiente.

Supongamos una mezcla de dos gases:

Gas1 $P_1 = n_1 RT$

Gas2 $P_2 = n_2 RT$

Sumando ambas ecuaciones:

$$P_1 + P_2 = (n_1 + n_2) RT$$

$$P_T = n_T RT$$

$$P_T = P_1 + P_2$$

La **presión total** de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los gases que la forman.

Otro modo de expresar **la presión parcial es en función de la fracción molar(X)**:

$$P_1 \cdot V = n_1 RT \qquad P_T \cdot V = n_T RT$$

dividiendo ambas ecuaciones $\frac{P_1 V}{P_T V} = \frac{n_1 RT}{n_T RT} \quad \frac{P_1}{P_T} = X_1 \quad ; \quad P_1 = X_1 P_T$

Generalizando:

$$P_i = X_i P_T$$

La **presión parcial se puede expresar como producto de la fracción molar del gas por la presión total.**

DISOLUCIONES

Las disoluciones son mezclas homogéneas de diferentes sustancias puras. Según su estado físico se clasifican en:

- Gaseosas (llamadas habitualmente mezclas gaseosas)
- Líquidas (las que solemos llamar "disoluciones")
- Sólidas (aleaciones ,amalgamas)

Disoluciones líquidas

Disolvente (d): componente que se encuentra en mayor proporción. El agua, aunque esté en menor proporción, será siempre disolvente y sus disoluciones se llaman acuosas.

Soluto(s): componente que está en menor proporción.

Cualitativamente , se suele indicar la cantidad de soluto que tiene una disolución usando los vocablos "diluida", para indicar que la cantidad es pequeña y saturada o sobresaturada para informarnos de que tiene la máxima cantidad que se puede disolver o que tiene más cantidad que la que puede disolverse.

Formas de expresar la concentración de una disolución

Para saber cuantitativamente la cantidad de soluto usaremos las siguientes formas de expresar la concentración:

Riqueza o porcentaje en masa: indica los gramos de soluto que hay en 100 g de disolución:

$$\% \text{masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100$$

Porcentaje en volumen: indica los litros de soluto que hay en 100 litros de disolución:

$$\% \text{volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$$

Molaridad (M): indica los moles de soluto que hay en un litro de disolución:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{V \text{ disolución (l)}}$$

Molalidad (m): indica los moles de soluto que hay en un kg de disolvente:

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{Kg \text{ disolvente}}$$

Fracción molar: relaciona los moles de cada componente con los moles totales:

$$X_s = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles disolución}} \quad X_d = \frac{\text{moles disolvente}}{\text{moles disolución}} \quad X_s + X_d = 1$$

ESTEQUIOMETRÍA

Es la parte de la química que estudia las cantidades de las sustancias que reaccionan y que se forman en una reacción química.

Para realizar **cálculos estequiométricos**, es decir, para calcular la cantidad de reactivos que se consumen o la cantidad de productos que se forman en una reacción química hay que seguirlos siguientes pasos:

1. Escribir la **reacción química ajustada**. Las reacciones las ajustaremos por tanteo, excepto las reacciones redox que utilizaremos el método de ión-electrón.
2. En el caso de tener datos de dos **reactivos, identificar el reactivo limitante** (reacciona totalmente) puesto que este es el dato con el que realizaremos los cálculos estequiométricos; el otro reactivo se añade en **exceso** (parte de él no

reacciona).

3. Podemos trabajar tanto con gramos como con moles, aunque suele ser más cómodo **transformar a moles** las cantidades de sustancias que aparezcan como **datos del problema**. **Calcular los moles de la sustancia problema** a partir de los moles del reactivo limitante (utilizando un factor de conversión entre el reactivo limitante y la sustancia problema, a partir de la reacción química ajustada).

4. **Transformar los moles** de la sustancia problema **a las unidades que pida el problema**.

Rendimiento de una reacción

Cuando llevamos a la práctica una reacción estudiada vemos que **se obtiene menor** cantidad de productos que los que predicen los cálculos estequiométricos; es por esto, que se puede hablar del **rendimiento R** de una reacción química:

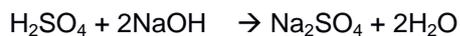
$$R = \frac{\text{cantidad real obtenida}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100$$

Tipos de reacciones más comunes:

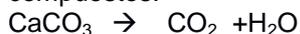
Reacción de combustión: es la reacción de una sustancia con oxígeno para formar habitualmente dióxido de carbono y agua.



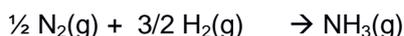
Reacción de neutralización: Ácido + Base \rightarrow Sal + H₂O



Reacción de descomposición térmica: un reactivo se calienta para formar dos o más compuestos:



Reacción de formación o de síntesis : formación de un mol de sustancia a partir de sus elementos en sus estados más estables:



EJERCICIOS: CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTALES

CANTIDAD DE MATERIA

1. Calcula el nº de moléculas de agua y átomos de hidrógeno contenidos en 10 ml de agua medidos a 25°C ($d = 1 \text{ g/cm}^3$).
2. Un tubo de ensayo contiene 25 ml de alcohol etílico (C_2H_6O) de densidad 785 Kg/m^3 . Calcula: a) el nº de moléculas de alcohol que hay en él; b) el nº total de átomos de hidrógeno que hay en las moléculas de alcohol; c) la masa, en gramos, de una molécula de alcohol.
3. Disponemos de 0,5 moles de sulfuro de hidrógeno. Calcula las moléculas y los gramos de sulfuro de hidrógeno, así como los átomos de hidrógeno.
4. Disponemos de 80 g de oxígeno gaseoso, calcula los moles y moléculas de oxígeno, así como los átomos de oxígeno.
5. Dados 2,5 moles de cloruro de bario, calcula: g de cloruro de bario; moléculas de cloruro de bario; moles de átomos de cloro; átomos de cloro
6. Expresa las siguientes cantidades en gramos:
1 átomo de cobre ; 4 moles de agua ; 1 molécula de glucosa ; 10^{-21} átomos de hierro
7. Calcula los átomos que hay en 1 g de plata.
8. Dado el nitrato de calcio:
¿ cuántos moles hay en 1 gramo? ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 0,02 moles de él?

9. Calcula las moléculas de agua que hay en un copo de nieve de 1 mg.
- 10 .Determina donde hay mayor número de átomos:
0,5 moles de dióxido de azufre ; 67,2 litros de helio medidos en CN ;14 g de nitrógeno gaseoso; 8 moles de hidrógeno
11. Disponemos de 25 cc de benceno (l) de densidad 800 Kg/m³. Calcula:
a) Kg de benceno b) moléculas de benceno c) moles de átomos de carbono d) átomos de hidrógeno
12. Tenemos 2 litros de alcohol metílico (CH₃OH, metanol) de densidad 0,8 g/cc
a) g de alcohol b) moléculas de alcohol c) átomos de carbono
13. Un recipiente de 750 cc está lleno de amoníaco a presión 1,5 atm y 27°C.
a) moles de amoníaco b) átomos de hidrógeno c) volumen que ocupará medido en CN. Exprésalo en ml.
14. 1 Kg de dióxido de azufre está a -13°C y ejerce 684 mm de Hg de presión.
a) moléculas b) átomos de oxígeno c) volumen que ocupa en esas condiciones d) volumen en CN.
15. Expresa en moles:
a) 2 g de cloruro de hidrógeno b) 44,8 l de argón medidos en CN c) 196 g de ácido sulfúrico
c) 7 g de oxígeno gas e) 10²⁵ átomos de hierro.
16. Calcula las moléculas y los átomos de hidrógeno que hay en 2 mg de butano (C₄H₁₀).

GASES

17. Dos recipientes de igual volumen contienen dos gases A y B que presentan un comportamiento ideal. Ambos gases se encuentran a la misma temperatura y ejercen igual presión. La cantidad de gas A es de 0,34 g mientras que la del gas B es de 0,48 g. Si el gas B es ozono (O₃) ¿cuál de los siguientes gases será el gas A?: O₂; SO₂; SH₂. Razona claramente tu respuesta.
18. En un matraz de 10 L se introducen 2,0 g de hidrógeno; 8,4 g de nitrógeno y 4,8 g de metano; a 25°C. Calcula: a) la fracción molar de cada gas; b) la presión parcial de cada uno.
19. En un recipiente hay 8,8 g de dióxido de carbono y 0,56 gramos de nitrógeno, siendo la presión total de 500 mm de Hg.
a) Presión parcial de cada gas
b) ¿Cuántos átomos hay en el recipiente?.
20. En un matraz se introducen dos gases A y B, de modo que el número de moles de A es doble que los de B. Si la presión total es de 0,2 atm determina la presión parcial de cada gas.
21. Un recipiente de 20 ml contiene nitrógeno a 25°C y 0,8 atm y otro de 50 ml contiene Helio a 25°C y 0,4 atm.
a) Determina el número de moles, moléculas e átomos de cada recipiente.
b) Si se conectan los dos, ¿Cuales serán las presiones parciales y la total?.
c) Calcula la concentración de cada gas en la mezcla expresándola en fracción molar y % en peso.
22. Una muestra de oxígeno contenida en un recipiente de 1 litro ejerce una presión de 800 mm de Hg a 25°C. En otro recipiente de 3 litros una muestra de nitrógeno ejerce una presión de 1,5 atm a 50°C. Se mezclan ambas, metiéndolas en un recipiente de 9 litros a 40°C. Determina
a) Presión parcial de cada gas
b) Presión total
c) Composición volumétrica en %
- 23.. Un recipiente de 2 litros contiene a 27°C una mezcla de gases formada por 0,8 g de monóxido de carbono, 1,6 g de dióxido de carbono y 1,4 g de butano. Calcula
a) Moles de cada gas
b) Fracción molar de cada gas
c) Presión total y presiones parciales.

24. Una botella de acero contiene 6,83Kg de gas nitrógeno, a 27°C y 4 atm de presión. Mediante un inyector se introducen en la botella 3,91 kg de gas oxígeno. Calcula la presión total en la botella.

25 .A 4°C, tenemos una mezcla de 32 g de metano y 44 g de dióxido de carbono encerrados en un recipiente en el que la presión es de 740mm de Hg. Calcula las presiones parciales de cada gas, el volumen del recipiente y el número total de moléculas en el recipiente.

DISOLUCIONES

26. Se prepara una disolución disolviendo 88,75 g de tricloruro de hierro en 228,23 g de agua, obteniéndose 0,25 L de disolución. Expresa la concentración de la disolución en: Molaridad; Fracción molar; Porcentaje en peso.

27. Una disolución contiene 147 g de ácido sulfúrico en 1500ml de disolución. La densidad de la disolución es 1,05g/ml .Calcula la molaridad, fracción molar de soluto y disolvente y riqueza de la disolución.

28. Se toman 0,73 ml de una disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,35 g/ml y 37% de riqueza y se diluye con agua destilada hasta 100ml.Calcula la molaridad de la nueva disolución.

29 . En 35 g de agua se disuelven 5 g de ácido clorhídrico, resultando una disolución de densidad 1,06g/cc. Calcula : % en peso, molaridad y fracción molar de soluto.

30. Tomo 100 cc de disolución 2M de ácido nítrico y la diluyo con agua hasta 350cc.Calcula la molaridad de la disolución resultante.

31. Tomo 125 cc de disolución de ácido clorhídrico del 35% y $d= 1,12 \text{ g/cc}$ y la diluyo hasta 500 cc. Calcula su molaridad.

32. Disponemos de una disolución de ácido acético 2,2M , de $d= 1,02\text{g/cc}$. Calcula su riqueza.

33. Disponemos de una disolución de ácido clorhídrico del 26% y $d= 1,08\text{g/cc}$. Calcula su molaridad.

34 ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 500 cc de una disolución de hidróxido sódico 0,82M para que resulte 0,5M?

35. Una disolución de ácido clorhídrico es 11,2 M. ¿ Qué volumen de ella, expresado en cc, debo tomar para que contenga 4 g de ácido clorhídrico?

36. Necesitamos para una reacción 2,45 g de ácido sulfúrico y los vamos a coger de una disolución que hay preparada en el laboratorio que dice en su etiqueta 18,2M. Calcula el volumen, en cc, que tendremos que medir de ella.

37. Para una reacción en el laboratorio, vamos a usar 25 cc de una disolución de ácido nítrico del 35% y $d= 1,2 \text{ g/cc}$. ¿Cuántos g de ácido nítrico estamos usando? ¿ cuántos moles?

38. Necesitamos 2,8 g de ácido clorhídrico como reactivo en el laboratorio. Lo vamos a coger de un frasco que indica en la etiqueta: disolución de clorhídrico del 35% y $d= 1,18 \text{ g/cc}$.¿ qué volumen , en ml, tenemos que tomar?

ESTEQUIOMETRÍA

39. Calcula la masa de dióxido de carbono que se produce al quemar 640 g de metano ¿Cuántos gramos de oxígeno se consumirán? ¿Cuántos gramos de agua se formarán?

40. El cinc reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de cinc e hidrógeno. ¿Qué volumen, medido en condiciones normales, de gas se obtendrá al reaccionar 2,23 g de zinc con 100 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M? Si se obtienen 0,25 L de hidrógeno. Medidos en condiciones normales, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

41. En un recipiente hermético, en el que se hizo el vacío, se introducen 192 g de dióxido de azufre y 80 g de oxígeno, formándose trióxido de azufre (todos los compuestos son gases). Finalizada la reacción la presión es de 2,97 atm. a) Gramos del reactivo en exceso y cantidad de trióxido de azufre obtenida. b) Presiones parciales de los gases existentes después de finalizada la reacción.

42. En un generador portátil de hidrógeno se hacen reaccionar 30,0 g de hidruro de calcio con 30,0 g de agua, según la reacción sin ajustar: $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
Calcula: a) Cantidad del reactivo en exceso; b) Volumen de hidrógeno que se produce a 20 °C y 745 mm Hg; c) Rendimiento de la reacción si el volumen real producido fue

34 litros.

43. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza, que contiene un 60% de carbonato de calcio, con un exceso de ácido clorhídrico, suficiente para que reaccione todo el carbonato. El proceso transcurre a 17 °C y 740 mm Hg de presión. En dicho proceso se forma dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.

Calcular: a) la masa de cloruro de calcio obtenido; b) el volumen de dióxido de carbono producido en las condiciones de la reacción.

44. Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 L de CO₂ medidos a 0,96 atm y 285 K. Calcular: a) el nº de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción; b) el nº de moléculas de agua obtenidas; c) la masa de propano que reaccionó; d) el volumen de oxígeno (en L) necesario para la combustión, medido a 1,2 atm y 42°C; e) Volumen de aire necesario, en condiciones normales, suponiendo que la composición volumétrica del aire es del 20% de oxígeno y el 80% de nitrógeno.

45. Se mezclan 50 ml de una disolución 0,1 M de cloruro de calcio y 20 ml de una disolución 0,15 M de carbonato de sodio, obteniéndose 0,27g de un precipitado de carbonato de calcio. Escribe la reacción y calcula el rendimiento de la reacción.

46. Calcula la masa de cobre que se puede obtener al reaccionar 200 mL de disolución de sulfato de cobre (II) al 20 % en peso y densidad 1,10 g.mL⁻¹ con suficiente hierro, teniendo en cuenta que en la reacción también se produce sulfato de hierro (II).

47. a) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y 0,98 atm, es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc que contiene un 7% de impurezas inertes? b) ¿cuántos gramos se habrán producido de cloruro de cinc?

48. Se hace reaccionar, en un balón de un litro de capacidad y a 110°C una mezcla gaseosa compuesta por 5 g de hidrógeno y 10 g de oxígeno para formar agua. Calcula la presión parcial de cada una de las sustancias una vez finalizada la reacción.

49. Se hacen reaccionar 100 g de un mineral que contiene un 60% de cinc con ácido sulfúrico para dar como productos de la reacción sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno obtenido, en condiciones normales, si el rendimiento de la reacción es del 75%.

50. El cobre reacciona con el ácido sulfúrico formándose sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua. Si hacemos reaccionar 20 g de una muestra de cobre de un 90% de pureza con suficiente cantidad de una disolución de sulfúrico 9M, determina:

a) Volumen de dióxido de azufre, medido en CN, si el rendimiento es del 85%;
b) Volumen de la disolución de ácido sulfúrico consumido.

51. Una mezcla de gases compuesta por 5 g de hidrógeno, 2 g de helio y 48 g de oxígeno se encuentran en un recipiente cerrado de 4 dm³ a 25 °C. En ella se hace saltar una chispa eléctrica dando agua. a) ¿Cuántos gramos de agua se formarán?; b) Una vez que el proceso finaliza ¿qué gases quedan en el recipiente? Calcula sus presiones parciales y sus fracciones molares.

52. El óxido de manganeso (IV) reacciona con el ácido clorhídrico, formándose dicloruro de manganeso, cloro y agua. Si hacemos reaccionar 25 g de un mineral con un 83,8% de pureza en óxido de manganeso (IV) y la reacción tiene un 90% de rendimiento, calcula: a) Volumen de cloro obtenido medido a 20°C y 745 mm Hg; b) Moléculas de agua formadas.

53. Dada la reacción:



Si 18 ml de disolución 0,02 M de permanganato de potasio han reaccionado por completo con 20 ml de la disolución de sulfato de hierro (II) ¿Cual es la molaridad de la disolución de sulfato de hierro(II)?

54. A partir de 140 g de carbonato cálcico que reacciona con ácido clorhídrico en exceso, se obtienen, a 23°C y 760 mm de Hg de presión, 25 L de dióxido de carbono, además de cloruro de calcio y agua. Determina el rendimiento de la reacción.

55. El hidrogenocarbonato (bicarbonato) de sodio se obtienen mediante la reacción:

Amoníaco (g) + dióxido de carbono (g) + agua (l) + cloruro sódico (aq) → hidrogenocarbonato sódico(s) + cloruro amónico (aq).

Calcula cuántos litros de amoníaco, medidos a 25 °C y 2 atm, se necesitan para preparar 1 kg de hidrogenocarbonato sódico, suponiendo un rendimiento del 50%.

56. A 100 mL de una disolución de ácido nítrico de concentración 0,01 M, se le añaden 100 mL de otra disolución de hidróxido de bario de concentración 0,01 M, obteniéndose 0,06 g de nitrato de bario.

a) Escribe la reacción que hay entre estos dos compuestos.

b) Determina si la reacción será completa o, por el contrario, quedará algún reactivo en exceso y calcula la masa que sobra si es el caso.

c) Determina el rendimiento de la reacción.

57. Hacemos reaccionar 20ml de ácido clorhídrico 0,5 M con 30 ml de hidróxido sódico 0,5M.

Determina qué reactivo está en exceso y las moléculas de agua formadas.

58. El carbonato de calcio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

a) Escribe y ajusta la reacción.

b) Partiendo de 35 g de carbonato de calcio y 100 ml de clorhídrico 11M se han obtenido 6,95 L de dióxido de carbono medidos a 1atm y 20 °C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

59. En la reacción de aluminio con ácido clorhídrico se desprende hidrógeno. Se ponen en un matraz 30 g de aluminio del 95% de pureza y se añaden 100ml de un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,170 g/ml y del 35% de pureza en peso. Con estos datos calcula:

a) Cuál es el reactivo limitante.

b) El volumen de hidrógeno que se obtendrá a 25°C y 740mm de Hg si el rendimiento del proceso es del 85%.

60. Se hacen reaccionar 100 mL de una disolución 2 M de cloruro sódico con 150 mL de una disolución 1 M de ácido sulfúrico, obteniéndose 10,2 g de sulfato sódico.

Calcula el rendimiento del proceso.

61. Se mezclan 30 ml de disolución 0,1M de nitrato de plomo (II) con 40 ml de disolución 0,1M de ioduro potásico, formándose nitrato de potasio y 0,89 g de ioduro de plomo. Escribe la reacción y calcula su rendimiento.