

TEMA 0

DESTREZAS BÁSICAS DA QUÍMICA

- 1 | Substancias químicas simples e compostas
- 2 | Masa atómica. Masa molecular. Mol
- 3 | Determinación da fórmula dun composto
- 4 | Mesturas
- 5 | Formas de expresar a composición das disolucións
- 6 | Leis dos gases ideais
- 7 | Ecuación química. Cálculos estequiométricos

Prácticas de laboratorio:

- Preparación de disolucións
- Estequiometría

Actividades propostas

Actividades de repaso

Mapa conceptual do tema

Ao longo deste tema revisaremos algúns cálculos e conceptos básicos no estudo da Química. Todos eles se estudaron en cursos anteriores, polo que os enfocaremos desde un punto de vista práctico, dedicándolle especial atención á resolución de problemas.

1 SUBSTANCIAS QUÍMICAS SIMPLES E COMPOSTAS

O mundo que nos rodea é unha mestura de substancias que se atopan en tres estados físicos diferentes: sólido, líquido e gasoso¹.

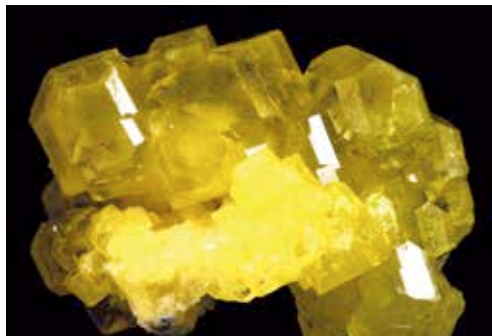
Os **sólidos** son ríxidos e manteñen unha forma e volume definidos. Isto débese a que as partículas que os forman (átomos, moléculas ou ións) mantéñense fortemente unidas e, aínda que posúen un certo movemento vibratorio, as distancias entre elas permanecen invariábeis. Os sólidos apenas se poden comprimir.

Os **líquidos** son compactos, pero suficientemente fluídos para adaptarse á forma do recipiente até o volume que ocupan. A explicación deste comportamento é que as forzas que unen as partículas que compoñen o líquido son suficientemente débiles como para permitir algunha mobilidade nelas (translación) e, á súa vez, suficientemente intensas como para que a distancia media entre partículas permaneza constante. Os líquidos son practicamente incompresíbeis.

Os **gases** adoptan a forma e o volume do recipiente no que se atopan. Neles, as forzas que unen as súas partículas son practicamente nulas, polo que a distancia entre partículas é variábel, de aí que a súa forma e o seu volume tamén sexan variábeis. Os gases comprimense e expándense con facilidade.

Independentemente do seu estado, podemos clasificar as substancias en substancias puras e mesturas.

As **substancias puras** son aquelas de composición constante e propiedades invariábeis baixo as mesmas condicións de presión e temperatura. As substancias puras consérvanse nos cambios físicos.



Son poucas as substancias puras que se atopan na natureza. Á esquerda, ouro; á dereita, xofre.

¹ Ademais existe un cuarto estado da materia denominado estado de plasma. É un estado no que os núcleos dos átomos perderon total ou parcialmente os electróns da súa cortiza e é sumamente enerxético. Crese que o 99 % da materia do Universo se atopa en estado de plasma.

Poden clasificarse en:

- **Substancias simples:** están constituídas por átomos idénticos. Exemplos: ouro, hidróxeno, xofre, ozono, osíxeno etc.
- **Substancias compostas** ou compostos: fôrmanse pola unión entre elementos químicos distintos mediante enlaces e pódense descompoñer en substancias máis sinxelas por métodos químicos. Exemplos: auga, cloruro de sodio, amoníaco etc.

A maioría das substancias que se atopan na natureza non son substancias puras senón **mesturas**: combinacións entre varias substancias puras. As mesturas estudiarémolas no punto 4.



O granito é unha mestura homoxénea.



Cando dicimos que a auga dun manancial é pura, non falamos dunha substancia pura en realidade, xa que a auga dos mananciais é unha disolución.

2 MASA ATÓMICA. MASA MOLECULAR. MOL

Os átomos dos distintos elementos diferéncianse no seu número atómico (número de prótons do núcleo) e, como consecuencia, na súa masa atómica.

Á hora de medir as masas atómicas atopouse que, debido ao pequeno tamaño dos átomos, o quilogramo como unidade de masa resultaba pouco apropiado. Por exemplo, a masa do átomo de hidróxeno é $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg, número de difícil manexo. Para evitar isto, adoptouse como patrón ou **unidade de masa atómica, u**, a doceava parte da masa do átomo do isótopo máis abundante do carbono, o ^{12}C .

Segundo isto, a **masa atómica, A_r** , dun elemento (ou masa atómica relativa): é a *masa dun dos seus átomos en relación á unidade de masa atómica*, é dicir, o número de veces que a masa dun dos seus átomos contén á doceava parte da masa do átomo de carbono-12. A masa atómica é adimensional (non se pon o símbolo “u” acompañando o número).

Cando dicimos, por exemplo, que a masa atómica do litio é 7, estamos expresando que a masa do átomo de litio é sete veces maior que a doceava parte da masa dun átomo de carbono-12.

Na táboa periódica aparecen os valores das masas atómicas dos distintos elementos. Sabemos que algúns elementos teñen varios isótopos, polo que nos podemos preguntar: a que isótopo corresponde o valor que aparece na táboa periódica? A resposta é a ningún. Trátase dun valor medio que se calcula tendo en conta a masa dos distintos isótopos dese elemento e a porcentaxe de abundancia de cada isótopo na natureza. Se o que queremos

é o valor da masa atómica dun isótopo concreto, non debemos buscalo na táboa periódica (agás que só exista un isótopo dese elemento), senón noutras táboas sobre masas atómicas.

Para expresar as masas das moléculas tamén se emprega a unidade de masa atómica. Así, a **masa molecular**, M_r , dun composto (ou masa molecular relativa) é a *masa dunha das súas moléculas expresada en unidades de masa atómica*, é dicir, o número de veces que a masa dunha das súas moléculas contén á doceava parte da masa do átomo de carbono-12. Tamén é adimensional.

A masa molecular calcúlase a partir da fórmula desa substancia, multiplicando a masa atómica de cada un dos elementos que figuran nela polo subíndice que o acompaña, e sumando todos os valores ao final. Exemplo: Masa molecular da auga:

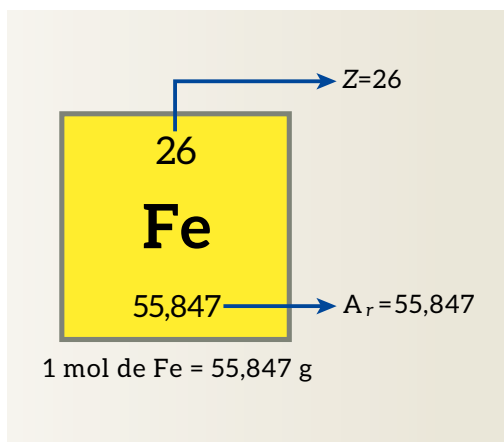
$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

No caso de compostos que non estean formados por moléculas, pódese falar de masa molecular para efectos prácticos, aínda que non existan moléculas dese composto (masa fórmula). Por exemplo, podemos dicir que a masa molecular do NaCl é 58,5 aínda que non existan moléculas de NaCl.

Ao falar de cantidade de materia, os químicos empregan como unidade o **mol**, que se define como a cantidade de substancia que contén tantas entidades elementais como átomos hai en 12 g de carbono-12. Entón, é a *cantidade de materia que contén $6,022 \cdot 10^{23}$ (número de Avogadro) entidades elementais*.

É posíbel converter moles en gramos e viceversa, calcular números de moléculas ou átomos que hai nunha certa cantidade de substancia e, no caso dos gases ideais, relacionar todo isto co volume do gas. Para iso debemos lembrar que:

- Un mol de moléculas contén $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas, un mol de átomos contén $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos etc.
- A masa dun mol de átomos coincide coa masa atómica expresada en gramos.
- A masa dun mol de moléculas coincide coa masa molecular expresada en gramos.
- Un mol de calquera gas ideal en condicións normais (c.n.) ocupa un volume de 22,4 litros.



- ◆ Os dous isótopos máis abundantes do cloro son o $^{35}_{17}\text{Cl}$ e o $^{37}_{17}\text{Cl}$, de masas atómicas 34,97 e 36,97 respectivamente. Se a abundancia do primeiro é do 75,5 % e a do segundo do 24,5 %, que valor medio debemos asignar á masa atómica do cloro?

Resolución:

Para calcular a masa media, multiplícase a masa atómica de cada un dos isótopos pola súa porcentaxe de abundancia, súmanse estes valores e divídese entre 100 (porque empregamos tantos por cento):

$$\text{Masa atómica promedio do cloro} = \frac{35,97 \cdot 75,5 + 36,97 \cdot 24,5}{100} = 35,45$$

- ♦ Considerando que o trióxido de xofre é gas en condicións normais de presión e temperatura: a) Que volume, en condicións normais de presión e temperatura, ocuparán 160 gramos de trióxido de xofre? b) Cantas moléculas contén? c) Cantos átomos de osíxeno?²

Resolución:

Calculamos a masa molecular do dióxido de xofre e facemos as conversións.

$$M_r(\text{SO}_3) = 32 + 16 \cdot 3 = 80$$

$$a) 160 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_3}{80 \text{ g}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol de SO}_3} = 44,8 \text{ L de SO}_3$$

$$b) 160 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_3}{80 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SO}_3}{1 \text{ mol SO}_3} = 1,20 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de SO}_3$$

$$c) 1,20 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de SO}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula SO}_3} = 3,60 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

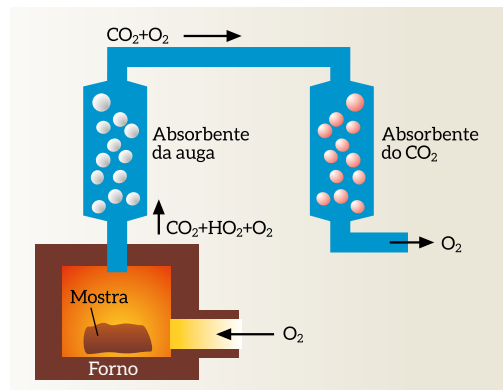
3 DETERMINACIÓN DA FÓRMULA DUN COMPOSTO

A fórmula dun composto é unha representación cualitativa e cuantitativa dese composto. Así, infórmanos dos elementos que compoñen este composto e da proporción en que se atopan. Polo tanto, a partir da fórmula do composto e dos valores das masas atómicas dos elementos que o compoñen, podemos calcular a porcentaxe en peso de cada elemento nese composto ou, o que é o mesmo, a súa composición centesimal. Trátase dun sinxelo cálculo de porcentaxe:

$$\% \text{ de X} = \frac{n^\circ \text{ de átomos de X} \cdot A_r(\text{X})}{M_r} \cdot 100$$

O caso contrario é cando se coñecen as cantidades de cada elemento nun composto (en forma de porcentaxe ou en gramos) e as súas masas atómicas, ademais da masa molecular do composto, e queremos deducir a fórmula. En xeral, o proceso que se segue para obter unha fórmula dun composto é o seguinte:

- 1º Obter unha mostra pura do composto.
- 2º Analizar a cantidade de cada elemento nunha cantidade de composto. Acostúmase expresar como porcentaxe en peso, pero pódese calcular a fórmula sen necesidade de calcular a porcentaxe.
- 3º Converter a cantidade de cada elemento (ou porcentaxe) en gramos, a moles de átomos dese elemento que hai na cantidade do composto considerada (100 gramos se se empregaron porcentaxes).



Analizando os produtos obtidos da combustión dunha substancia podemos determinar a súa fórmula empírica.

2 Nos exercicios do texto non se darán os datos das masas atómicas. Cando os necesites búscalos na táboa periódica.

4º Dividir cada número de moles obtidos polo número de moles máis pequeno. Deste xeito obtense a relación entre moles dos elementos que forman o composto, que será a proporción en que se atopan na fórmula máis sinxela ou fórmula empírica. Cando se fai este tipo de operación, sempre se trata de obter un número enteiro, permitíndose pequenas aproximacións. De non ser posíbel, deberanse multiplicar os resultados polo número máis pequeno que os converta en enteiros.

5º Para coñecer a fórmula molecular do composto necesitaremos coñecer a masa molecular deste composto. A fórmula molecular será un múltiplo enteiro da fórmula empírica.

Vexamos un exemplo: certo composto, de masa molecular 32, ten un 87,5 % de nitróxeno e un 12,5 % de hidróxeno. Para calcular a súa fórmula molecular sabemos que en 100 g de composto hai 87,5 g de N e 12,5 g de H, cantidades que transformaremos en moles:

$$87,5 \text{ g de N} \cdot \frac{1 \text{ mol de N}}{14 \text{ g}} = 6,25 \text{ moles de N}$$

$$12,5 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g}} = 12,5 \text{ moles de H}$$

Dividimos entre o número de moles máis pequeno para obter a relación entre moles, que coincide cos subíndices da fórmula empírica:

$$\frac{12,5 \text{ moles de H}}{6,25 \text{ moles de N}} = 2 \qquad \frac{6,25 \text{ moles de N}}{6,25 \text{ moles de N}} = 1$$

Agora sabemos que por cada átomo de nitróxeno que hai no composto haberá dous átomos de hidróxeno, polo que a fórmula empírica será NH_2 .

A fórmula molecular será un múltiplo desta, de xeito que a súa masa molecular coincida coa dos datos: $(\text{NH}_2)_n$

$$n \cdot (14 + 2) = n \cdot 16 = 32, \text{ polo tanto } n = 2$$

A fórmula molecular será N_2H_4

- ◆ Unha mostra de cloruro de lantano de 0,862 g disólvese na auga e trátase con exceso de ión Ag^+ , fórmase así un precipitado de AgCl que pesa 1,511 g: a) Cantos moles de Cl^- hai na mostra inicial? b) Cantos gramos de lantano hai nos 0,862 g de cloruro de lantano? c) Cal é a fórmula do cloruro de lantano deducida destes datos?

Resolución:

- a) Todo o cloro do cloruro de lantano reacciona co ión Ag^+ para formar cloruro de prata. Polo tanto, calculando a cantidade de cloro que hai no cloruro de prata saberemos a cantidade de cloro que había na mostra inicial:

$$M_r(\text{AgCl}) = 107,9 + 35,5 = 143,4$$

$$1,511 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,01054 \text{ mol de Cl}^-$$

- b) A partir dos moles de cloro podemos calcular os gramos de cloro, xa que a masa do electrón pódese considerar desprezábel:

:

$$0,01054 \text{ moles Cl}^- \cdot \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}^-} = 0,374 \text{ g de Cl}$$

Restándolle esta cantidade á masa da mostra, obtemos a masa de lantano:

$$0,862 \text{ g de mostra} - 0,374 \text{ g de Cl} = 0,488 \text{ g de La}$$

c) Para calcular a fórmula empírica, necesitamos ter as cantidades de cada elemento en moles:

0,01053 moles de Cl

$$0,488 \text{ g La} \cdot \frac{1 \text{ mol La}}{139 \text{ g La}} = 0,00351 \text{ mol de La}$$

Dividimos entre o número de moles máis pequeno para obter a relación entre moles, que será a relación entre átomos:

$$\frac{0,01053 \text{ moles de Cl}}{0,00351 \text{ moles de La}} = 3$$

Como por cada átomo de lantano hai tres de cloro, a fórmula empírica é: LaCl_3

4 MESTURAS

Xa mencionamos que practicamente todas as substancias que nos rodean son mesturas. Chamamos **mestura** á combinación de dous ou máis substancias puras (elementos ou compostos) en proporcións variábeis. Os compoñentes dunha mestura pódense separar por procedementos físicos.

As mesturas poden ser:

- **Mesturas heteroxéneas:** resultan da interposición de partículas de varias substancias, que se distinguen unhas doutras a simple vista ou co microscopio. A composición e propiedades da mestura poden variar dunhas partes a outras desta. Cada compoñente da mestura conserva as súas propiedades físicas e químicas. Son exemplos de mesturas heteroxéneas: o granito, xofre e limaduras de ferro etc.
- **Mesturas homoxéneas ou disolucións:** resultan da interposición de átomos, moléculas ou ións de dous ou máis substancias, de xeito que os compoñentes non se distinguen a simple vista ou co microscopio. A composición e propiedades son as mesmas en toda ela. Cada compoñente conserva as súas propiedades químicas, pero as propiedades físicas da disolución son distintas das de cada compoñente por separado (puntos de fusión e ebulición, densidade etc.).



O aire que respiramos é unha mestura homoxénea de gases.

Neste curso traballaremos principalmente con mesturas homoxéneas, que a partir de agora chamaremos disolucións. Estas pódense atopar nos tres estados de agregación: sólido, líquido e gasoso; sendo as disolucións gasosas e líquidas as que empregaremos.

Os compoñentes dunha disolución chámanse **soluto e disolvente**. En realidade non hai un criterio exacto para definir estes conceptos, pero acostúmase aceptar que o disolvente:

- É o compoñente co mesmo estado físico que a disolución. Así, nunha disolución líquida dun sólido nun líquido o disolvente será o líquido.
- É o compoñente que está en maior proporción. Así, cando se mesturan alcohol e auga, o disolvente será o que estea en maior cantidade.
- É o compoñente líquido do conxunto de substancias que forman a disolución. Segundo isto, cando se mestura un gas e auga, o disolvente será a auga.

Segundo a proporción entre a cantidade de soluto e de disolvente, as disolucións clasifícanse en:

- **Disolucións diluídas:** cando a proporción de soluto é pequena con respecto á de disolvente.
- **Disolucións concentradas:** cando a proporción de soluto é grande con respecto á de disolvente, caso que só se pode dar cando o soluto é moi solúbel.
- **Disolucións saturadas:** cando o disolvente contén a máxima cantidade de soluto que pode disolver a esa temperatura.

5 FORMAS DE EXPRESAR A COMPOSICIÓN DAS DISOLUCIÓNS

A maioría das reaccións que se fan nun laboratorio fanse con disolucións. As disolucións son mesturas homoxéneas que se poden atopar nos tres estados de agregación: sólido, líquido e gasoso. As máis empregadas son as gasosas e líquidas.

Chámase **concentración** dunha disolución á relación que hai entre a cantidade de soluto e a cantidade de disolvente ou de disolución. Cando se traballa con disolucións, é imprescindible coñecer as súas concentracións e saber expresalas.

Existen distintas formas de expresar a concentración dunha disolución, entre elas:



Moitos dos reactivos que se empregan no laboratorio son disolucións líquidas.

- **Porcentaxe en masa ou peso**³, indica o número de unidades de masa de soluto disolto en 100 unidades de masa de disolución. Se usamos o gramo como unidade de masa, indica os gramos de soluto disoltos en cada 100 gramos de disolución.

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$$

- **Concentración en masa:** indica a masa de soluto disolto en cada unidade de volume de disolución. No SI a súa unidade é o kg/m³, pero na práctica utilízase máis o g/dm³, que indica os gramos de soluto disoltos nun litro de disolución.

$$\text{concentración en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volume de disolución}}$$

- **Fración molar:** é a relación entre o número de moles dun compoñente e o número de moles totais da disolución. É adimensional.

$$\text{Fración molar de soluto: } X_s = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{n}^\circ \text{ de moles de disolución}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{n_s}{n_t}$$

$$\text{Fración molar de disolvente: } X_d = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de disolvente}}{\text{n}^\circ \text{ de moles de disolución}} = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \frac{n_d}{n_t}$$

En xeral, a fracción molar dun compoñente “i”:

$$X_i = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de } i}{\text{n}^\circ \text{ de moles totais}} = \frac{n_i}{n_t}$$

- **Molaridade (M):** é a relación entre o número de moles de soluto e os litros de disolución. A súa unidade é o mol/l (ou M), que é a unidade do SI para expresar a concentración das disolucións.

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

- **Molalidade (m):** é o número de moles de soluto por quilogramo de disolvente. A súa unidade é o mol/kg (ou m),

$$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

³ Tamén existe a porcentaxe en volume ou grao, que se usa nas disolucións de líquidos en líquidos. Indica o número de unidades de volume de soluto en 100 unidades de volume de disolución. Cando nunha etiqueta dunha bebida lemos que o contido en alcohol é 13° ou 13 % significa que de cada 100 ml de bebida, 13 ml son de alcohol.

- **Normalidade (N):** é a relación entre o número de equivalentes de soluto e os litros de disolución. As súas unidades son equivalentes/litro. A normalidade emprégase en reaccións de neutralización ácido-base e nas reaccións de oxidación-redución, porque nelas as especies químicas reaccionan equivalente a equivalente. Defínese a **masa equivalente** como o número de gramos de soluto que producen un n° de Avogadro de unidades de reacción, é dicir, protóns, electróns ou cargas. Calcúlase:

$$\text{masa equivalente} = \frac{M_r}{\text{valencia}}$$

A valencia é un valor que depende da reacción considerada, posto que é o número de unidades elementais de reacción por molécula. En reaccións ácido-base coincide co número de H⁺ que se poden ceder ou captar e en reaccións redox co número de electróns en xogo. Entón o número de equivalentes calcúlase:

$$\text{n}^\circ \text{ de equivalentes} = \frac{\text{masa}}{\text{masa equivalente}} = \frac{m}{\frac{M_r}{\text{valencia}}} = \text{n}^\circ \text{ de moles} \cdot \text{valencia}$$

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ de equivalentes de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto} \cdot \text{valencia}}{\text{litros de disolución}} = M \cdot \text{valencia}$$

$$N = M \cdot \text{valencia}$$

Esta fórmula permítenos relacionar molaridade e normalidade.



As concentracións moi pequenas exprésanse en ppm (partes por millón). Por exemplo, a atmosfera contén 5 ppm de He (5 cm³ de He en 106 cm³, ou 5 cm³ de He en 1000 l).

- ◆ Prepárase unha disolución disolvendo 88,75 gramos de tricloruro de ferro en 228,23 gramos de auga, obténdose así 0,25 litros de disolución. Expressa a concentración da disolución que resulta en: a) molaridade, b) fracción molar, c) porcentaxe en peso.

Resolución:

- a) Calculamos o número de moles de tricloruro de ferro e substituímos na fórmula:

$$M_r(\text{FeCl}_3) = 55,8 + 3 \cdot 35,5 = 162,3$$

$$88,75 \text{ g FeCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de FeCl}_3}{162,3 \text{ g}} = 0,5468 \text{ mol de FeCl}_3$$

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{0,5468 \text{ mol}}{0,25 \text{ l}} = 2,2 \text{ mol/l}$$

⋮

b) Xa coñecemos o número de moles de soluto. Se calculamos o número de moles de disolvente podemos calcular a fracción molar substituíndo na fórmula:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$$228,23 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g}} = 12,68 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$\text{Fracción molar de FeCl}_3 : X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,5468}{0,5468 + 12,68} = 0,041$$

c) Coñecemos a masa de soluto e a masa da disolución (suma da masa de soluto coa do disolvente), co que se calcula a porcentaxe en peso:

$$\text{Masa de disolución} = \text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente} = 88,75 + 228,23 = 316,98 \text{ g}$$

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 = \frac{88,75}{316,98} \cdot 100 = 28 \% \text{ de FeCl}_3$$

EXERCICIO RESOLTO

♦ Na etiqueta dun frasco de ácido sulfúrico atópanse os seguintes datos: densidade 1,84 g/cc; riqueza 96 % (en peso). Calcula a concentración do ácido e exprésala en: molaridade, molalidade e fracción molar do ácido sulfúrico.

Resolución:

A concentración da disolución non depende da cantidade que consideremos, polo que podemos facer os cálculos para calquera cantidade, por exemplo para 100 g. A riqueza do 96 % infórmanos de que en 100 g de disolución hai 96 g de ácido sulfúrico e 4 g de auga. Calculamos os moles de H_2SO_4 :

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 = 4 \cdot 16 = 98$$

$$96 \text{ g (H}_2\text{SO}_4) \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g}} = 0,98 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

Calculamos os litros de disolución, a partir da densidade:

$$100 \text{ g de disolución} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{1,84 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ l}}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,0543 \text{ l de disolución}$$

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de H}_2\text{SO}_4}{\text{litros de disolución}} = \frac{0,98 \text{ moles}}{0,0543 \text{ litros}} = 18 \text{ mol/l}$$

Para calcular a molalidade necesitamos calcular os quilogramos de disolvente:

$$4 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = 0,004 \text{ kg de H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}} = \frac{0,98 \text{ moles}}{0,004 \text{ kg}} = 245 \text{ mol/kg}$$

Para a fracción molar, calculamos o número de moles de auga:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$$4 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 0,22 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

A fracción molar do ácido sulfúrico será:

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{n_s}{n_t} = \frac{0,98}{0,98 + 0,22} = 0,82$$

6 LEIS DOS GASES IDEAIS

Durante todo este curso consideraremos que os gases se comportan como gases ideais ou perfectos, isto supón que non hai forzas de atracción entre as súas moléculas e que o volume que ocupan estas é desprezábel fronte ao volume ocupado polo gas. A idealidade total non existe, pero podemos considerar que un gas real se aproxima ao comportamento ideal cando a temperatura é suficientemente alta e a presión baixa.

Os gases ideais, independentemente da súa natureza química ou do tamaño das súas moléculas, responden a unhas leis moi sinxelas:

Lei de Avogadro

Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condicións de presión e temperatura, conteñen o mesmo número de moléculas.

Polo tanto, a T e P constantes, o volume do gas é proporcional ao número de moles do gas:

$$V = k_1 \cdot n$$

Onde k_1 é unha constante que depende da presión e da temperatura.

Como consecuencia desta lei, en calquera mestura de gases ideais, a porcentaxe en moles coincide coa porcentaxe en volume:

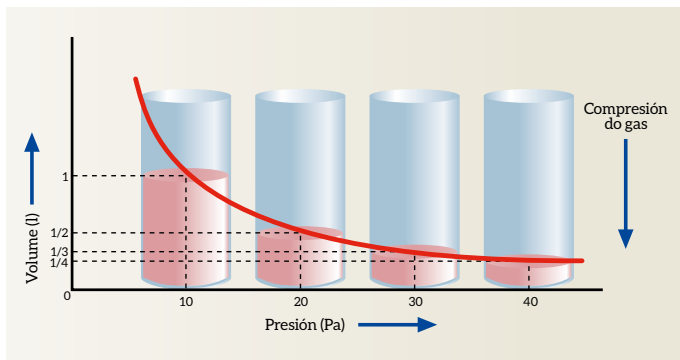
$$\% \text{ moles} = \% \text{ volume}$$

Lei de Boyle-Mariotte

A temperatura constante, o volume ocupado por unha mesma cantidade de gas é inversamente proporcional á presión que soporta:

$$V \cdot P = k_2$$

Onde k_2 é unha constante que depende da temperatura e do número de moles de gas.



Ley de Boyle-Mariotte.

Lei de Charles e Gay-Lussac

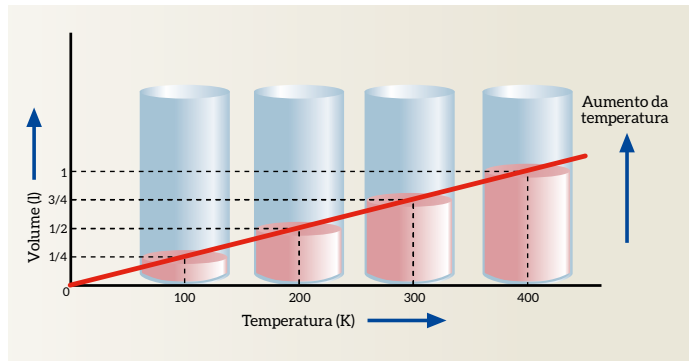
A presión constante, o volume ocupado por unha certa cantidade de gas é directamente proporcional á temperatura absoluta⁴ (Kelvin).

$$V = k_3 \cdot T$$

⁴ Lembra que: $T(K) = t(^{\circ}C) + 273$.

Onde k_3 é unha constante que depende da presión e do número de moles do gas.

Esta lei vén dicir que todos os gases teñen o mesmo coeficiente de dilatación, polo que para un mesmo aumento de temperatura, experimentan un aumento de volume igual⁵.



Ley de Charles e Gay-Lussac.

Ecuación de estado dos gases ideais

Comprende as tres leis anteriores:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Onde R é a constante de proporcionalidade que engloba as tres constantes anteriores (k_1 , k_2 , k_3), o seu valor é 0,082 atm l/mol K ou, no SI, 8,31 J/mol K.

A ecuación de estado permite determinar a **densidade** dun gas e a súa **masa molecular**.

$$P \cdot V = \frac{m}{M_r} \cdot R \cdot T \quad (\text{onde } m = \text{masa en g})$$

Como a densidade é: $\rho = \frac{m}{V}$, entón:

$$M_r = \frac{\rho \cdot R \cdot T}{P}$$

$$\rho = \frac{P \cdot M_r}{R \cdot T}$$

En ocasións fábase da **densidade relativa** dun gas (densidade dun gas con respecto á doutro), que é o cociente entre as densidades deses gases. Observando as ecuacións anteriores dedúcese facilmente que a densidade relativa coincide co cociente das súas masas moleculares, sempre que os dous gases estean en iguais condicións de presión e temperatura. Segundo isto, para comparar as densidades de dous gases, chega con comparar as súas masas moleculares:

$$\rho_A = \frac{P \cdot M_r(A)}{R \cdot T}; \quad \rho_B = \frac{P \cdot M_r(B)}{R \cdot T}$$

Dividindo as dúas expresións: $\frac{\rho_A}{\rho_B} = \frac{M_r(A)}{M_r(B)}$

⁵ De acordo con esta lei, se diminuíse a temperatura até 0 K (cero absoluto de temperatura), anularíase o volume do gas. Isto non é rigorosamente certo, xa que só é válida para gases ideais, e os gases reais condénsanse a líquidos ou sólidos antes de acadar esta temperatura.

Ecuación xeral dos gases ideais

Cando unha mesma cantidade de gas se atopa en dous estados distintos, o cociente PV/T mantense constante, posto que o número de moles non cambia, así:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Lei de Dalton das presións parciais

Cada compoñente dunha mestura gasosa exerce unha presión parcial igual que a que exercería se ocupase el só todo o volume do recipiente, e a presión total da mestura é a suma das presións parciais dos gases que a forman.

Xa que as moléculas dos gases ideais non interaccionan nin ocupan volume, as moléculas dun gas non exercerán ningún efecto sobre as doutro. Polo tanto, se enchemos un recipiente de volume V con varios gases, a unha temperatura T , cada gas da mestura exercerá a mesma presión que se estivese só no recipiente.

Para os gases A, B, C...:

$$P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T$$

$$P_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T$$

$P_C \cdot V = n_C \cdot R \cdot T$... etc. Sendo P_A, P_B, P_C ... as presións parciais de cada gas na mestura.

Sumando estes termos:

$$P_A \cdot V + P_B \cdot V + P_C \cdot V = n_A \cdot R \cdot T + n_B \cdot R \cdot T + n_C \cdot R \cdot T$$

Sacando factor común:

$$(P_A + P_B + P_C) \cdot V = (n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T$$

A segunda paréntese é o número total de moles de gas na mestura, n , e a primeira paréntese é a suma de todas as presións parciais dos gases que compoñen a mestura: a presión total; polo tanto:

$$P_T \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Se dividimos as ecuacións correspondentes a cada gas por esta última ecuación:

$$\frac{P_A \cdot V}{P_T \cdot V} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{n \cdot R \cdot T}$$

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{n} = X_A$$

O mesmo para os outros gases, entón para calquera gas “i” da disolución:

$$P_i = X_i \cdot P_T$$

Nunha mestura de gases, a presión parcial de cada un é igual á súa fracción molar multiplicada pola presión total.

- ◆ Unha mostra de osíxeno contida nun recipiente de 1 litro exerce unha presión de 800 mmHg a 25 °C. Noutro recipiente, de 3 litros, unha mostra de nitróxeno exerce unha presión de 1,5 atmosferas a 50 °C. Mestúranse as dúas mostras meténdoas nun frasco de 9 litros a 40 °C. Calcula: a) A presión parcial de cada gas, b) A presión total, c) A composición volumétrica da mestura en %.

Resolución:

a) Primeiro necesitamos converter os datos a unidades adecuadas:

$$800 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,05 \text{ atm}$$

$$25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$50 \text{ °C} = 323 \text{ K}$$

$$40 \text{ °C} = 313 \text{ K}$$

Podemos calcular o número de moles de cada gas antes da mestura, que se manterá constante:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,05 \cdot 1}{0,082 \cdot 298} = 0,043 \text{ moles de O}_2$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,5 \cdot 3}{0,082 \cdot 323} = 0,17 \text{ moles de N}_2$$

Cando ambos gases están no recipiente de 9 litros, a presión parcial de cada un é a que exercería se estivese só no recipiente, entón, as presións parciais serán:

$$P_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,043 \cdot 0,082 \cdot 313}{9} = 0,12 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,17 \cdot 0,082 \cdot 313}{9} = 0,48 \text{ atm}$$

b) A presión total é a suma das presións parciais:

$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{N}_2} = 0,12 + 0,48 = 0,60 \text{ atm}$$

c) Como % en volume = % en moles, a composición volumétrica será:

$$\% \text{ de O}_2 = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} \cdot 100 = \frac{0,043}{0,043 + 0,17} \cdot 100 = 20 \%$$

$$\% \text{ de N}_2 = 100 - 20 = 80 \%$$

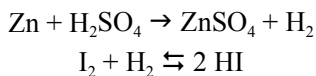
7 ECUACIÓN QUÍMICA. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Un **sistema químico** é a porción do universo que illamos mental ou realmente para sometela a estudo desde o punto de vista químico.

Falamos de **reacción química** cando no sistema químico ocorre unha transformación que afecta á natureza das substancias que o constitúen. Esta transformación implica unha reorganización dos átomos con ruptura duns enlaces e formación doutros novos.

As substancias iniciais denomínanse substancias reaccionantes ou **reactivos**, e as substancias que se forman, **produtos** da reacción.

As reaccións químicas representáanse mediante **ecuacións químicas**, nas que os termos do primeiro membro corresponden aos reactivos e os do segundo, aos produtos da reacción. Os dous membros sepáranse por unha frecha coa punta sinalando o sentido no que evoluciona o proceso ou, se o proceso é reversíbel, unha dobre frecha. Exemplo:

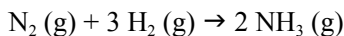


Nalgúns casos especificase na ecuación o estado físico das substancias que interveñen nela ao lado de cada fórmula: sólido (s), líquido (l), gas (g) ou disolución acuosa (ac) ou (aq).

Para que unha ecuación cumpra a lei de conservación da masa, é imprescindible que estea axustada ou igualada, é dicir, que haxa o mesmo número de átomos de cada elemento nos dous membros da ecuación. Para axustar as ecuacións utilízanse os **coeficientes estequiométricos**, que son números que se colocan diante de cada fórmula. Xeralmente o axuste das ecuacións faise por simple tenteo, agás nos procesos redox nos que, ademais da masa, debe de estar igualada a carga e hai que usar algún método de axuste.

A ecuación química axustada ofrécenos información cualitativa e cuantitativa do proceso químico que representa. Os coeficientes estequiométricos pódense ler como moles de cada substancia, como moléculas no caso de compostos moleculares e, se todas as substancias son gases ideais en iguais condicións de presión e temperatura, como volumes.

Por exemplo, cando o gas nitróxeno reacciona co gas hidróxeno para producir amoníaco gasoso de forma irreversible, a ecuación que representa o proceso é:



Esta ecuación indícanos:

- Que unha molécula de nitróxeno reacciona con tres moléculas de hidróxeno para producir dúas moléculas de amoníaco.
- Que un mol de nitróxeno reacciona con tres moles de hidróxeno para producir dous moles de amoníaco. Ou, se calculamos as masas a partir dos moles, que: 28 g de nitróxeno reaccionan con 6 g de hidróxeno para producir 34 g de amoníaco.
- Como todos son gases, se están nas mesmas condicións de presión e temperatura, que unha unidade de volume de nitróxeno reacciona con tres unidades de volume de hidróxeno para producir dúas unidades de volume de amoníaco. Por exemplo: un litro de nitróxeno reacciona con tres litros de hidróxeno para producir dous litros de amoníaco.

As ecuacións químicas subministran a información necesaria para calcular as cantidades de substancias consumidas ou producidas nas reaccións químicas. Estes cálculos pódense facer seguindo distintos razoamentos ou pasos, pero como esquema xeral podemos empregar o seguinte:

1. Axústase a ecuación do proceso.
2. Se houbese algún **reactivo cun determinado grao de pureza**, é dicir, que non fose puro, débese calcular a cantidade de reactivo puro do que se dispón, que é o que interveñen realmente na reacción, lembrando que:

$$\% \text{ de pureza} = \frac{\text{masa de reactivo puro}}{\text{masa de reactivo impuro}} \cdot 100$$

3. Determinar se existe algún reactivo limitante. O **reactivo limitante** é o reactivo que se esgota en primeiro lugar, facendo que o proceso se pare cando este se acaba (limita a

reacción), aínda que os demais non se consumiran. Este cálculo débese facer sempre que teñamos as cantidades de máis dun dos reactivos.

- Tendo en conta os coeficientes estequiométricos, establécense as relacións estequiométricas entre os datos e o que queremos calcular, tomando como base de cálculo o reactivo limitante, se houberse. Neste tipo de relacións son moi útiles os factores de conversión. No caso de reaccións en **disolución**⁶, débese ter en conta que o soluto é o que intervéñ no proceso, polo que se traballará con cantidades deste, e non de disolución (o disolvente só é o vehículo). Se a reacción ocorre entre **gases** ideais e todos están nas mesmas condicións de presión e temperatura, convén lembrar que os coeficientes estequiométricos se poden ler como volumes.
- Os resultados obtidos deste xeito son os resultados teóricos, é dicir, os que se obterían considerando que o **rendemento** é do 100 %. O rendemento do 100 % non acostuma ser real (porque se acada un estado de equilibrio, ocorren reaccións secundarias nas que se consume parte do reactivo en crear outros produtos secundarios etc.). Se necesitamos calcular o rendemento da reacción debemos coñecer a cantidade obtida ou empregada na práctica:

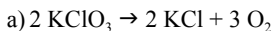
$$\text{Para produtos: \% de rendemento} = \frac{\text{cantidade obtida}}{\text{cantidade teórica}} \cdot 100$$

$$\text{Para reactivos: \% de rendemento} = \frac{\text{cantidade teórica}}{\text{cantidade empregada}} \cdot 100$$

EXERCICIO RESOLTO

- ◆ Deséxanse obter 12 litros de osíxeno en condicións normais por descomposición térmica de clorato de potasio do 98,5 % en peso de riqueza: a) Escribe a reacción que ten lugar. b) Calcula a cantidade de clorato de potasio necesario. c) Calcula a cantidade de cloruro de potasio que se formará na reacción.

Resolución:



- b) Sabemos que o osíxeno é un gas en condicións normais, polo que podemos calcular o número de moles deste gas:

$$12 \text{ l de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{22,4 \text{ l}} = 0,536 \text{ moles de O}_2$$

Establecemos a relación estequiométrica entre o que coñecemos (cantidade de osíxeno) e o que desexamos coñecer (cantidade de clorato de potasio), tendo en conta que o clorato de potasio é impuro:

$$M_r(\text{KClO}_3) = 39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6$$

$$0,536 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{122,6 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g KClO}_3 \text{ impuro}}{98,5 \text{ g KClO}_3} = 44,5 \text{ g KClO}_3 \text{ do } 98,5 \%$$

- c) Do mesmo xeito calculamos a cantidade de cloruro de potasio que se forma:

$$M_r(\text{KCl}) = 39,1 + 35,5 = 74,6$$

$$0,536 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 26,7 \text{ g KCl}$$

6 A maioría das reaccións que se fan nun laboratorio son en disolución, posto que son máis rápidas e permiten traballar con cantidades ínfimas de substancias utilizando disolucións diluídas.

Pictograma	Significado
 CORROSIVO	<ul style="list-style-type: none"> • Pode ser corrosivo para os metais. • Provoca queimaduras graves na pel e lesións oculares graves en caso de contacto ou salpicaduras.
 GASES A PRESIÓN	<ul style="list-style-type: none"> • Contén gas a presión: perigo de explosión por queentamento. • Contén gas refrixerado: pode provocar queimaduras ou lesións crioxénicas.
 PERIGO PARA A SAÚDE	<ul style="list-style-type: none"> • Irritante para os ollos, o nariz, a garganta ou a pel. • Pode provocar somnolencia ou vertixes. • Nocivo en caso de inxestión, contacto coa pel ou inhalación. • Pode causar alerxias na pel.
 EXPLOSIVO	<ul style="list-style-type: none"> • Pode estoupar en contacto cunha chama, unha chispa, electricidade estática, calor, por un choque ou por fricción.
 INFLAMÁBEL	<ul style="list-style-type: none"> • Pode inflamarse en contacto cunha chama, unha chispa, electricidade estática, calor, por fricción, por contacto co aire ou coa auga. • Pode emitir gases inflamables.
 COMBURENTE	<ul style="list-style-type: none"> • Pode provocar ou agravar un incendio. • Pode provocar unha explosión en presenza de produtos inflamables.
 PERIGO GRAVE PARA A SAÚDE	<ul style="list-style-type: none"> • Tóxico ou moi tóxico por inhalación, inxestión ou contacto coa pel. • Pertence a unha ou máis das categorías: canceríxenos, mutáxenos e tóxicos para a reprodución. • Alteran o funcionamento de certos órganos como o fígado ou o sistema nervioso tras unha ou varias exposicións. • Causan danos graves nos pulmóns e poden ser mortais se entran no tracto respiratorio.
 TÓXICO	<ul style="list-style-type: none"> • Son tóxicos incluso a doses baixas. • Poden causar efectos moi diferentes: náuseas, vómitos, dor de cabeza, perda do coñecemento ou trastornos máis importantes que causan a morte. • Poden exercer a súa toxicidade por vía oral, cutánea ou por inhalación.
 PERIGO PARA O MEDIO AMBIENTE	<ul style="list-style-type: none"> • Tóxico ou moi tóxico para os organismos acuáticos, con efectos nocivos duradeiros.

Moitas das substancias que se empregan nas reaccións químicas son perigosas, convén observar os pictogramas das súas etiquetas.



PRÁCTICA 1. PREPARACIÓN DE DISOLUCIÓN

Objetivo: Aprender a preparar disoluciones a partir dos reactivos comerciais, sólidos ou líquidos.

Material: Matraz aforado, probeta, pipeta, vaso de precipitados, varña de vidro, vidro de relox, espátula, frasco lavador, contagotas e balanza.

Reactivos: HCl concentrado, NaOH(s)⁷.

Procedemento:

a) Preparación dunha disolución 0,1 M dun reactivo sólido

- Calcula a cantidade de soluto que debes pesar para preparar a disolución, tendo en conta a pureza do reactivo que vén anotada na súa etiqueta e o volume que vas preparar (volume do matraz aforado que vas empregar).
- Pesa na balanza a cantidade de soluto calculada, utilizando un vidro de relox para depositar o reactivo.
- Arrastra o soluto a un vaso de precipitados, botándolle auga destilada cun frasco lavador. Remove coa varña de vidro até que se disolva o soluto. Podes botar máis auga, sempre que non excedas o volume que se desexa preparar.
- Pasa o contido do vaso de precipitados ao matraz aforado e completa con auga destilada até un pouco antes do aforo (marca que aparece no bico do matraz). Finalmente enrasa con coidado cun contagotas (figura A).
- Tapa o matraz e axita a disolución invertendo o matraz dúas ou tres veces.
- Garda a disolución nun frasco e rotúlao.
- Lava o material empregado.



As disolucións prepáranse en matrazes aforados.



Figura A

b) Preparación dunha disolución de HCl 1 M a partir do HCl comercial⁸

- Como o HCl comercial o atopamos en estado líquido, debes calcular o volume de soluto que se necesita para preparar a disolución, tendo en conta a pureza e densidade que veñen anotadas na etiqueta, ademais do volume que vas preparar (volume do matraz aforado).

⁷ O reactivo sólido pode ser, en lugar de hidróxido de sodio, calquera outro. Pódese aproveitar esta actividade para preparar disolucións 0,1 M que se van empregar ao longo do curso noutras prácticas; por exemplo: NaCl, NH₄Cl, Na₂CO₃, Pb(NO₃)₂, KI, CuSO₄ ou ZnSO₄.

⁸ Tamén se poden preparar disolucións de HCl 0,1 M e 2 M, posto que se necesitarán noutras prácticas.

- Colle o volume calculado de HCl concentrado con moito coidado, xa que é corrosivo e tóxico, empregando unha pipeta ou unha probeta segundo a cantidade que debas coller. Deposítalo dentro do matraz aforado.
- Completa con auga destilada até un pouco antes do aforo e nivela cun contagotas, como fixeches na disolución anterior.
- Tapa o matraz e axita a disolución invertendo o matraz dúas ou tres veces.
- Garda a disolución nun frasco e rotúlalo.
- Lava o material empregado.

Cuestións:

1. Explica como prepararías 100 cc dunha disolución de HCl 0,1 M, se temos unha disolución de ácido clorhídrico 1 M. Debuxa e nomea o material que empregarías.
2. Para preparar unha disolución 0,1 M de cloruro de calcio podemos partir do composto sólido ou dunha disolución 1 M. Explica cal das dúas formas che parece máis sinxela.
3. Moito do material de vidro empregado no laboratorio está graduado. Cales serven para medir os volumes con precisión? Cales orientan só sobre o volume do líquido que conteñen?

PRÁCTICA 2. ESTEQUIOMETRÍA

Obxectivo: Comprobar estequimetría dunha reacción.

Material: Matraz erlenmeyer con tapón furado, tubo de vidro, dúas probetas de 100 ml, vaso de precipitados, soporte, noz e pinza, tubo de goma e balanza.

Reactivos: Disolución HCl 2 M, mármore (CaCO₃).

Procedemento:

Imos facer reaccionar o mármore co ácido clorhídrico, reacción que desprende dióxido de carbono gasoso que recolleremos sobre auga nunha probeta. A ecuación do proceso é:



- Realiza unha montaxe como a da figura B. Cando enchas a probeta, procura que non queden burbullas de aire (podes somerxer o vaso de precipitados e a probeta no vertedeiro cheo de auga e sacalos na posición do esquema). O nivel da auga no vaso debe ser suficiente como para que quede sitio para a auga que sairá da probeta (máximo 100 ml).
- Pesa un anaco de mármore, que non pase de 0,4 g, e anota este valor.
- Bota 20 ml de HCl 2 M no erlenmeyer.
- Introduce o anaco de mármore no ácido e tapa inmediatamente o erlenmeyer. Observa como o dióxido de carbono que se forma vai formando unha burbulla na probeta.



Figura B

- Ao rematar a reacción, anota o volume de gas que se desprende.
- Anota os valores da temperatura ambiente e a presión atmosférica, e calcula o rendemento do proceso.
- Desfai a montaxe e lava o material empregado na práctica.

Masa do mármore	Volume do gas	Temperatura	Pres. atmosférica	Rendemento

Cuestións:

1. Describe o procedemento seguido na práctica e o material empregado.
2. O gas recollido na probeta é dióxido de carbono saturado con vapor de auga. Se a presión de vapor da auga (presión parcial do vapor de auga) a 18 °C é aproximadamente 15 mmHg, calcula cantos moles de dióxido de carbono obtivemos en realidade.



ACTIVIDADES PROPOSTAS

1. Tendo en conta a masa da molécula de hidróxeno e a masa da molécula de osíxeno, contesta razoadamente: a) Que ocupará máis volume, un mol de hidróxeno ou un mol de osíxeno, nas mesmas condicións de presión e temperatura, estando ambas substancias en forma gasosa? b) Cal terá máis masa, un mol de hidróxeno ou un mol de osíxeno, nas mesmas condicións de presión e temperatura? c) Onde haberá máis moléculas, nun mol de hidróxeno ou un mol de osíxeno?
2. Un tubo de ensaio contén 25 ml de auga. Calcula: a) O número de moléculas de auga que hai nel. b) O número total de átomos de hidróxeno que hai contidos nesas moléculas de auga. c) A masa, en gramos, dunha molécula de auga.
R: a) $8,4 \cdot 10^{23}$ moléculas. b) $1,7 \cdot 10^{24}$ átomos. c) $3,0 \cdot 10^{-23}$ g.
3. Certo hidrocarburo contén un 85,5 % de carbono. Sabendo que 8,8 g deste, en estado gasoso, ocupan un volume de 3,3 litros, medidos a 50 °C e 1 atm, calcula: a) A súa fórmula máis sinxela (empírica). b) A súa fórmula molecular.
R: a) CH_2 . b) C_5H_{10} .
4. A combustión de 6,26 g dun hidrocarburo (só contén C e H) produciu 18,36 g de dióxido de carbono e 11,27 g de auga. Por outra parte, comprobouse que eses 6,26 g ocupan un volume de 4,67 litros en condicións normais. Acha as fórmulas empírica e molecular deste hidrocarburo.
R: CH_3 ; C_2H_6 .

5. Determina: a) a fórmula empírica, b) a fórmula molecular dun composto orgánico que contén carbono, hidróxeno e osíxeno, sabendo que: en estado vapor 2 g do composto, recollidos sobre auga a 715 mmHg e 40 °C, ocupan un volume de 800 ml; e que ao queimar completamente 5 g de composto, se obteñen 11,9 g de dióxido de carbono e 6,1 g de auga. Presión de vapor da auga a 40 °C = 55 mmHg.
R: C₄H₁₀O
6. Tense un litro dunha disolución de ácido sulfúrico [tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno] do 98 % de riqueza e densidade de 1,84 g/cm³. Calcula: a) A molaridade; b) a molalidade; c) o volume desa disolución de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 ml doutra disolución do 20 % e densidade 1,14 g/cm³.
R: a) 18,4 M. b) 500 m. c) 12,7 ml.
7. Unha disolución contén 147 g de tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno [ácido sulfúrico] en 1500 ml de disolución. A densidade da disolución é 1,05 g/ml. Calcula a molaridade, molalidade, fracción molar de soluto e de disolvente e a concentración centesimal en peso da disolución.
R: 1 mol/l; 1,05 mol/kg; 0,02 e 0,98; 9,3 %.
8. Mestúranse 6,27 gramos de FeSO₄·7H₂O con 85 gramos de auga. Determina a concentración da disolución resultante en: a) % en peso de FeSO₄ anhidro. b) Fracción molar do FeSO₄ anhidro e fracción molar da auga.
R: a) 3,76 %. b) 0,0046 e 0,9954.
9. Dispoñemos de ácido clorhídrico comercial (riqueza 36 % en peso e densidade = 1,2 g/cm³) e desexamos preparar 500 cm³ dunha disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. Explica detalladamente o procedemento, material e cálculos correspondentes.
R: 4,2 cm³.
10. Explica como prepararías no laboratorio 100 ml de disolución 0,1 M de nitrato de calcio, se partes: a) de nitrato de calcio puro; b) dunha disolución de nitrato de calcio 2,5 M. Indica e debuxa o material que empregarías en cada caso.
R: a) 1,64 g. b) 4 ml.
11. Describe como se prepararía unha disolución 6 M de ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno] se se dispón dun ácido comercial de 1,42 g/cm³ de densidade e do 69,5 % de riqueza en peso. Describe todo o material necesario e as precaucións necesarias para preparar 100 ml desa disolución.
R: a) 38 cm³.
12. Como prepararías no laboratorio 500 ml de disolución de hidróxido de sodio 0,1M a partir do produto puro (sólido en lentillas)? Fai os cálculos e explica o material e o procedemento. Cantos gramos e cantos moles de hidróxido de sodio existirán por litro de disolución preparada? (Set-04)
R: 2 g; 4 g (0,1 moles).
13. Temos dous depósitos de vidro, pechados, do mesmo volume. Un deles énchese de hidróxeno (g) e o outro de dióxido de carbono (g), ambos a presión e temperatura ambiente. Razona: a) Cal deles contén maior número de moléculas? b) Cal deles contén maior número de moles? c) Cal deles contén maior número de gramos de gas?

14. Nun recipiente hai 45 g de dióxido de carbono e 60 g de nitróxeno, sendo a presión total 500 mmHg. Calcula: a) A presión parcial de cada gas. b) Cantos átomos hai no recipiente? c) Cal será a porcentaxe en volume de cada gas na mestura?
R: a) 160 mmHg e 340 mmHg. b) $4,3 \cdot 10^{24}$ átomos. c) 32 % e 68 %.
15. Nun matraz de 10 litros introdúcese 2,0 g de hidróxeno, 8,4 g de nitróxeno e 4,8 g de metano; a 25 °C. Calcula: a) A fracción molar de cada gas. b) A presión parcial de cada un. c) A presión total da mestura cando se eleva a temperatura a 100 °C.
R: a) $X_{H_2} = 0,62$; $X_{N_2} = 0,19$; $X_{CH_4} = 0,19$. b) $P_{H_2} = 2,4$ atm; $P_{N_2} = 0,74$ atm; $P_{CH_4} = 0,74$ atm. c) 4,9 atm.
16. O cloruro de hidróxeno é un gas que se pode preparar no laboratorio por reacción entre o cloruro de sodio e o ácido sulfúrico concentrado, obténdose tamén sulfato de sodio. a) Escribe a ecuación química axustada do proceso que ten lugar. b) Se partindo de 20,0 g de cloruro de sodio se obteñen 5,60 g de cloruro de hidróxeno, cal foi o rendemento da reacción? c) Se se disolven os 5,60 g de cloruro de hidróxeno en auga, obtendo 1 litro de disolución, cal é a concentración da mestura?
R: b) 44,8 %. c) 0,153 mol/l.
17. Fanse reaccionar 200 g de pedra calcaria, que contén un 60 % de carbonato de calcio (trioxocarbonato(IV) de calcio), cun exceso de ácido clorhídrico, suficiente para que reaccione todo o carbonato. O proceso transcorre a 17 °C e 740 mmHg de presión. Neste proceso fórmase dióxido de carbono, cloruro de calcio e auga. Calcula: a) A masa de cloruro de calcio obtido. b) O volume de dióxido de carbono producido nas condicións da reacción.
R: a) 133,2 g. b) 29,3 L.
18. Un anaco de ferro de 80 g déixase en contacto coa atmosfera, de xeito que parte se converte en óxido de ferro(III). Se despois de oxidarse pesa 84,3 g, que cantidade de ferro se oxidou?
R: 10 g.
19. 10 gramos dun mineral que contén un 60 % de cinc fanse reaccionar con 20 ml dunha disolución de ácido sulfúrico [tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno] do 96 % e densidade = 1,823 g/ml. Calcula: a) Gramos de sulfato de cinc [tetraoxosulfato(VI) de cinc] producido. b) Volume de hidróxeno obtido se as condicións do laboratorio son 25 °C e 740 mmHg de presión. c) Repite os cálculos anteriores supoñendo que o rendemento da reacción fose do 75 %.
R: a) 14,8 g. b) 2,3 L. c) 11,1 g e 1,73 L.
20. Fanse reaccionar 6 gramos de aluminio en po con 50 ml dunha disolución acuosa de tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno (ácido sulfúrico) 0,15 M. Determina: a) O volume de H_2 que se recolle medido a 20 °C e 760 mmHg. b) Gramos de tristetraoxosulfato(VI) de aluminio (sulfato de aluminio) que se formarán. c) Cal dos dous reaccionantes quedará en exceso e en que cantidade?
R: a) 0,18 l. b) 0,85 g. c) 5,86 g.
21. Fanse reaccionar 5 moles de aluminio metal con cloruro de hidróxeno en exceso para dar tricloruro de aluminio e hidróxeno (gas). a) Que volume de hidróxeno, medido en condicións normais, se obterá? b) Se todo o hidróxeno se fai pasar sobre unha cantidade

en exceso de monóxido de cobre, producíndose cobre metal e auga, que cantidade de cobre metal se obtén se o rendemento da reacción é do 60 %?

R: a) 168 L. b) 4,5 mol.

- 22.** Por combustión de propano con suficiente cantidade de osíxeno obtéñense 300 litros de CO_2 medidos a 0,96 atm e 285 K. Calcula: a) Número de moles de todas as substancias que interveñen na reacción. b) Número de moléculas de auga obtidas. c) Masa (en gramos) de propano que reaccionou. d) Volume de osíxeno necesario medido a 1,2 atm e 42 °C. e) Volume necesario de aire en condicións normais, supoñendo que a composición volumétrica do aire é 20 % de osíxeno e 80 % de nitróxeno.

R: a) 4,1 mol de propano; 20,5 mol de osíxeno; 12,3 mol de CO_2 ; 16,4 mol de auga.
b) $9,87 \cdot 10^{24}$ moléculas. c) 180 g. d) 441 L. e) 2296 L.

- 23.** Ao calcinar unha masa de CaCO_3 obtéñense 80 g de CaO. Calcula: a) Os gramos de CaCO_3 calcinado. b) Os gramos de CO_2 obtido. c) O volume en litros de CO_2 obtido en condicións normais. d) O volume de CO_2 a 27 °C e 400 mmHg de presión.

R: a) 143 g. b) 63 g. c) 32 L. d) 67 L



ACTIVIDADES DE REPASO

- ▶ Unha substancia orgánica contén só carbono, hidróxeno e osíxeno. A 250 °C e 750 mmHg, 1,65 gramos desa substancia en forma de vapor ocupan 629 ml. A súa análise elemental é a seguinte: 63,1 % de C e 8,7 % de H. Calcula a súa fórmula molecular.

R: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_2$.

- ▶ A análise da nicotina deu como resultado un 74 % de carbono, 8,7 % de hidróxeno e 17,3 % de nitróxeno. Pídese:

a) Fórmula empírica.

b) Fórmula molecular, se a súa masa molecular é 162.

R: a) $\text{C}_3\text{H}_7\text{N}$. b) $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$.

- ▶ Para saber o contido en carbonato de calcio [trioxocarbonato(IV) de calcio(II)] dunha calcaria impura fanse reaccionar 14 g da calcaria con ácido clorhídrico do 30 % en peso e densidade 1,15 g/ml, obténdose cloruro de calcio, auga e dióxido de carbono. Sabendo que as impurezas non reaccionan con ácido clorhídrico e que se gastan 25 ml do ácido, calcula:

a) A porcentaxe de carbonato de calcio na calcaria.

b) O volume de dióxido de carbono, medido en condicións normais, que se obtén na reacción. (Set-07)

R: a) 84 %. b) 2,64 L.

- ▶ Deséxase preparar 1 L dunha disolución 1 M de hidróxido de sodio (NaOH) a partir do produto comercial no que se indica que a pureza é do 98 %. Indica o procedemento que se debe seguir, describe o material que se debe utilizar e determina os gramos de produto comercial que se deben tomar. (Set-07)

R: 40,8 g.
- ▶ O cloro obtense no laboratorio segundo a seguinte reacción:

$$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2(\text{g})$$
 Calcula:
 - a) A cantidade de reactivos, expresada en gramos, necesarios para obter 10 L de cloro medidos a 15 °C e 0,89 atm.
 - b) O volume de ácido clorhídrico 0,60 M necesario para iso. (Xuñ-09)

R: a) 32,8 g MnO₂; 55,0 g HCl. b) 2,5 L.
- ▶ Indica o material, procedemento detallado e cálculos correspondentes necesarios para preparar no laboratorio 250 ml dunha disolución de cloruro de sodio 0,50 M a partir do produto sólido puro. (Xuñ-09)

R: 7,3 g.
- ▶ a) Que volume de hidróxeno, medido a 27 °C e 0,98 atm (99,3 kPa), é posíbel obter ao engadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc que contén un 7 % de impurezas inertes?
 b) Cantos gramos se producirán de cloruro de cinc? (Xuñ-10)

R: a) 26,9 L. b) 146 g.
- ▶ Fai os cálculos correspondentes, describe o material e o procedemento para:
 - a) Preparar 1 L de disolución 0,50 M de NaOH a partir do produto comercial sólido.
 - b) Preparar 250 mL de NaOH 0,10 M a partir da disolución preparada no apartado anterior. (Xuñ-10)

R: a) 20 g. b) 50 ml.
- ▶ Unha mostra de 20,0 g dunha aliaxe que contén un 70,0 % de cinc trátase cunha cantidade suficiente dunha disolución de ácido sulfúrico [tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno] de riqueza 92,1 % en masa e densidade 1,82 g/ml. Como resultado da reacción prodúcese sulfato de cinc [tetraoxosulfato(VI) de cinc] e hidróxeno. Calcula:
 - a) Os gramos de sulfato de cinc obtidos.
 - b) O volume da disolución de ácido sulfúrico necesario para que reaccione todo o cinc. (Set-10)

R: a) 34,6 g. b) 12,5 ml.
- ▶ a) No laboratorio dispónse dunha disolución de ácido clorhídrico concentrado do 34,90 % en masa e densidade 1,175 g·ml⁻¹. Cal é a súa molaridade?
 b) Calcula o volume da disolución de ácido clorhídrico concentrado necesario para preparar 500 mL de ácido clorhídrico 0,45 M, explicando detalladamente o material e procedemento empregado. (Xuñ-11)

R: a) 11,23 M. b) 20 ml.

- ▶ Calcula o volume de ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno] de riqueza do 68 % en masa e densidade $1,395 \text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$, necesario para preparar 200 ml dunha disolución 10,0 M de ácido nítrico. (*Set-11*)
R: 133 ml.
- ▶ a) Realiza os cálculos necesarios para preparar un litro dunha disolución acuosa 1,0 M de ácido clorhídrico a partir de ácido clorhídrico comercial de densidade $1,18 \text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$ e riqueza do 36 % en masa.
 b) Indica o procedemento e o material empregado para a súa preparación no laboratorio. (*Xuñ-12*)
R: a) 86 ml.
- ▶ Dispoñemos no laboratorio de 500 ml de hidróxido de sodio 0,25 M a partir do cal se deben preparar 100 ml dunha disolución de hidróxido de sodio 0,025 M.
 a) Indica o volume que debemos tomar da primeira disolución.
 b) Describe o procedemento indicando o material necesario para a preparación da disolución. (*Xuñ-12*)
R: a) 10 ml.
- ▶ Unha mostra comercial e impura de 0,712 g de carburo de calcio (CaC_2) reacciona con exceso de auga producindo etino e hidróxido de calcio. Se o volume de etino (C_2H_2) recollido a 25°C e 0,98 atm (99,3 kPa) foi de 0,25 L:
 a) Determina a masa en gramos de hidróxido de calcio formado.
 b) Calcula a porcentaxe de pureza da mostra comercial. (*Set-12*)
R: a) 0,741g $\text{Ca}(\text{OH})_2$. b) 90,0 %.
- ▶ Calcula a masa de cobre que se pode obter ao reaccionar 200 mL de disolución de sulfato de cobre(II) ao 20 % en peso e densidade 1,10 g/ml con suficiente ferro, tendo en conta que na reacción tamén se produce sulfato de ferro(II). (*Xuñ-14*)
R: 17,5 g.
- ▶ Dispónse no laboratorio dunha disolución 0,1 M de KCl a partir da cal se desexa preparar unha disolución $2,0\cdot 10^{-3}$ M deste sal.
 a) Calcula o volume necesario da primeira disolución que se necesita para preparar 250 ml da segunda.
 b) Indica o material que se debe utilizar así como o procedemento a seguir no laboratorio para preparar a segunda disolución. (*Xuñ-13*)
R: a) 5 ml.
- ▶ Realiza os cálculos necesarios e indica o material e procedemento a seguir, para preparar:
 a) 250 mL dunha disolución acuosa de cloruro de magnesio 0,12 M, a partir do produto sólido.
 b) 100 mL dunha disolución de cloruro de magnesio 0,012 M a partir da disolución de cloruro de magnesio preparada no apartado anterior. (*Set-14*)
R: a) 2,86 g. b) 10 ml.

- ▶ Dispónse no laboratorio dun frasco con 100 mL dunha disolución de ácido nítrico 10,0 M que se preparou a partir dunha disolución de ácido nítrico do 65 % de riqueza e 1,39 g/ml de densidade.
 - a) Que volume tiveron que tomar deste último para preparar a disolución do frasco?
 - b) Indica o material e detalla o procedemento para preparar 250 mL dunha disolución de ácido nítrico 2,0 M, a partir da disolución de ácido nítrico 10,0 M. (*Set-15*)

R: a) 69,7 ml. b) 50 ml.

- ▶ Nunha botella de ácido clorhídrico concentrado figuran os seguintes datos: 36 % en masa de HCl e densidade 1,18 g/ml. Calcula:
 - a) A molaridade e o volume deste ácido concentrado que se necesita para preparar un litro da disolución 2 M.
 - b) Detalla o procedemento así como o material que empregarías para preparar a disolución 2 M. (*Xuñ-16 e Set-16*)

R: a) 11,6 M; 172 ml.

MAPA CONCEPTUAL DO TEMA 0

