

CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTALES EN QUÍMICA

◊ PROBLEMAS

● GASES

1. En un matraz de 10 dm³ 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.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{mol}\cdot\text{K})$

(P.A.U. Jun. 06)

Rta.: a) $x(\text{H}_2) = 0,63$; $x(\text{N}_2) = x(\text{CH}_4) = 0,19$; b) $p(\text{H}_2) = 2,4 \text{ atm}$; $p(\text{CH}_4) = p(\text{N}_2) = 0,73 \text{ atm}$

Datos

Volumen del matraz

Masa de hidrógeno

Masa de nitrógeno

Masa de metano

Temperatura

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 2

$$V = 10 \text{ dm}^3 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$m(\text{H}_2) = 2,0 \text{ g}$$

$$m(\text{N}_2) = 8,4 \text{ g}$$

$$m(\text{CH}_4) = 4,8 \text{ g}$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{mol}\cdot\text{K})$$

Incógnitas

Fracción molar de cada gas

$$x(\text{H}_2), x(\text{N}_2), x(\text{CH}_4)$$

Presión parcial de cada gas

$$p(\text{H}_2), p(\text{N}_2), p(\text{CH}_4)$$

Ecuaciones

Fracción molar de un componente «i» en una disolución

$$x_i = n_i / \sum n_i$$

De los gases ideales

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

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p = \sum p_i \Rightarrow p_i = x_i \cdot p$$

Solución:

a) Las masas, masas molares (a partir de las masas atómicas de la tabla periódica), cantidades y fracciones molares son

	Masa (g)	M (g/mol)	Cantidad (mol)	Fracción molar x
Hidrógeno	2,0	2,0	$2,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 1,0$	$\frac{1,0 \text{ mol H}_2}{1,6 \text{ mol total}} = 0,62$
Nitrógeno	8,4	28	$8,4 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 0,30$	$\frac{0,30 \text{ mol N}_2}{1,6 \text{ mol total}} = 0,19$
Metano	4,8	16	$4,8 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} = 0,30$	$\frac{0,30 \text{ mol CH}_4}{1,6 \text{ mol total}} = 0,19$
Total			1,6	1,0

b) La presión total de la mezcla se calcula suponiendo comportamiento ideal

$$p = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,6 \text{ mol total} \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{10 \text{ dm}^3} = 3,9 \text{ atm}$$

Las presiones parciales de cada gas, a partir de la ley de Dalton:

$$p(\text{H}_2) = x(\text{H}_2) \cdot p = 0,63 \cdot 3,9 \text{ atm} = 2,4 \text{ atm}$$

$$p(\text{CH}_4) = p(\text{N}_2) = x(\text{N}_2) \cdot p = 0,19 \cdot 3,9 \text{ atm} = 0,73 \text{ atm}$$

● DISOLUCIONES

1. Calcula el volumen de ácido nítrico de riqueza del 68 % en masa y densidad $1,395 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, necesario para preparar 200 cm^3 de disolución de ácido nítrico de concentración $10,0 \text{ mol/dm}^3$.

(P.A.U. Set. 11)

Rta.: $V = 133 \text{ cm}^3$

Datos

Cifras significativas: 3

Disolución de partida de HNO_3 :	Riqueza	$r = 68 \% = 0,680$
	Densidad	$\rho = 1,395 \text{ g/cm}^3$
Disolución final de HNO_3 :	Volumen	$V = 200 \text{ cm}^3 = 0,200 \text{ dm}^3$
	Concentración	$[\text{HNO}_3] = 10,0 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$
Masa molar del ácido nítrico		$M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Volumen de disolución de HNO_3 necesario para preparar 200 cm^3 de una disolución de concentración $10,0 \text{ mol/dm}^3$ V

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X $[\text{X}] = n(\text{X}) / V$

Solución:

En 200 cm^3 de disolución de HNO_3 de concentración $10,0 \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{HNO}_3) = 0,200 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 10,0 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 \text{ D} = 2,00 \text{ mol HNO}_3$$

que deben estar contenidos en el volumen V de la disolución de partida.

$$V = 2,00 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g D}}{68,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1,00 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,395 \text{ g D}} = 133 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

2. Se mezclan 6,27 gramos de $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ con 85 gramos de agua. Determina la concentración de la disolución resultante en:

- a) % en masa de FeSO_4 anhidro.
b) Fracción molar del FeSO_4 anhidro y fracción molar del agua.

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a) $\%(\text{FeSO}_4) = 3,75 \%$; b) $x(\text{FeSO}_4) = 0,0046$; $x(\text{H}_2\text{O}) = 0,995$

Datos

Cifras significativas: 3

Masa del $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$		$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 6,27 \text{ g}$
Masa de agua		$m(\text{H}_2\text{O}) = 85,0 \text{ g}$
Masa molar: Sulfato de hierro(II)		$M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ g/mol}$
Agua		$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

% masa del FeSO_4 $\%(\text{FeSO}_4)$

IncógnitasFracción molar del FeSO_4 $x(\text{FeSO}_4)$ Fracción molar del H_2O $x(\text{H}_2\text{O})$ **Otros símbolos**

Solute s

Disolvente d

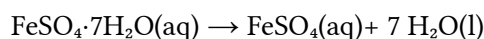
Disolución D

EcuacionesCantidad (número de moles) $n = m / M$ Fracción molar de un componente «s» en una disolución $x = n(s) / \sum n_i$ **Solución:**a) Se calcula la cantidad de sulfato de hierro(II) heptahidratado ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) a partir de la masa:

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 152 + 7 \cdot 18,0 = 278 \text{ g/mol } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

$$n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 6,27 \text{ g } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} / (278 \text{ g } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} / \text{mol } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 0,0226 \text{ mol } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

Cuando la sal hidratada se disuelva en agua, producirá:



la misma cantidad de sulfato de hierro(II) disuelto y siete veces de agua.

$$n(\text{FeSO}_4) = n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 0,0226 \text{ mol } \text{FeSO}_4$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 7 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} / \text{mol } \text{FeSO}_4 \cdot 0,0226 \text{ mol } \text{FeSO}_4 = 0,158 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ en la sal hidratada}$$

Además está el agua añadida:

$$n'(\text{H}_2\text{O}) = 85,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O} / (18,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O} / \text{mol } \text{H}_2\text{O}) = 4,72 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ añadida.}$$

Las masas y cantidades son

	M (g/mol)	Cantidad (mol)	Masa (g)
s soluto (FeSO_4)	152	0,0226	$0,0226 \cdot 152 = 3,43$
d disolvente (H_2O)	18,0	$0,158 + 4,72 = 4,88$	$4,88 \cdot 18,0 = 87,8$
D disolución			$3,43 + 87,8 = 91,3$

El porcentaje en masa de sulfato de hierro(II) anhidro en la disolución es:

$$\%(\text{FeSO}_4) = 3,43 \text{ g } \text{FeSO}_4 / 91,3 \text{ g } \text{D} = 0,0375 = 3,75 \%$$

b) La fracción molar del soluto (sulfato de hierro(II)) es:

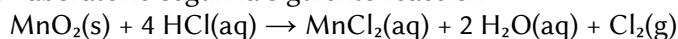
$$x(\text{FeSO}_4) = 0,0226 \text{ mol } \text{FeSO}_4 / (0,0226 \text{ mol } \text{FeSO}_4 + 4,88 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}) = 4,60 \cdot 10^{-3}$$

La fracción molar del disolvente (agua) es:

$$x(\text{d}) = 4,88 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} / 4,90 \text{ mol total} = 1 - 4,60 \cdot 10^{-3} = 0,995$$

● REACCIONES

1. El cloro se obtiene en el laboratorio según la siguiente reacción:



Calcula:

- a) Las cantidades de reactivos, expresadas en gramos, necesarias para obtener 10 dm³ de cloro medidos a 15 °C y 0,89 atm
 b) El volumen de ácido clorhídrico de concentración 0,60 mol/dm³ necesario para ello.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Jun. 09)

Rta.: a) $m(\text{MnO}_2) = 32,8 \text{ g MnO}_2$; $m(\text{HCl}) = 55,0 \text{ g HCl}$; b) $V_2 = 2,52 \text{ dm}^3 \text{ D HCl}$

Datos

Gas: Presión

Temperatura

Volumen

Concentración disolución HCl

Unidades de presión

Constante de los gases ideales

Masa molar: Óxido de manganeso(IV)

Ácido clorhídrico

Cifras significativas: 3

$$p = 0,890 \text{ atm} = 9,02\cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = 15 \text{ °C} = 288 \text{ K}$$

$$V = 10,0 \text{ dm}^3 = 0,0100 \text{ m}^3$$

$$[\text{HCl}] = 0,600 \text{ mol/dm}^3$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01\cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 0,0820 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$M(\text{MnO}_2) = 86,9 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de MnO₂

$$m(\text{MnO}_2)$$

Masa de HCl

$$m(\text{HCl})$$

Volumen disolución HCl

$$V_2(\text{HCl})$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

De estado de los gases ideales

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

Concentración de una disolución

$$[\text{solute}] = n(s) / V(D)$$

Solución:

a) Suponiendo comportamiento ideal para el gas cloro,

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,890 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 288 \text{ K}} = 0,377 \text{ mol Cl}_2$$

De la ecuación ajustada:



La cantidad del MnO₂ necesaria es:

$$n(\text{MnO}_2) = 0,377 \text{ mol Cl}_2 \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,377 \text{ mol MnO}_2$$

que corresponde a una masa de:

$$m(\text{MnO}_2) = 0,377 \text{ g MnO}_2 \frac{86,9 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 32,8 \text{ g MnO}_2$$

La cantidad del HCl necesaria es:

$$n(\text{HCl}) = 0,377 \text{ mol Cl}_2 \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 1,51 \text{ mol HCl}$$

que corresponde a una masa de:

$$m(\text{HCl}) = 1,51 \text{ mol HCl} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 55,0 \text{ g HCl}$$

b) El volumen de la disolución de HCl de concentración 0,6 mol/dm³ que contiene esa cantidad de HCl es:

$$V_D = 1,51 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D HCl}}{0,600 \text{ mol HCl}} = 2,52 \text{ dm}^3 \text{ D HCl}$$

2. Calcula la masa de cobre que se puede obtener al reaccionar 200 cm³ de disolución de sulfato de cobre(II) al 20 % en peso y densidad 1,10 g/cm³ con suficiente hierro, teniendo en cuenta que en la reacción también se produce sulfato de hierro(II).

(P.A.U. Jun. 14)

Rta.: $m(\text{Cu}) = 17,5 \text{ g Cu}$

Datos

Disolución de sulfato de cobre(II) :
Masa molar: Sulfato de cobre(II)
Cobre

Volumen
Riqueza
Densidad

Cifras significativas: 3

$V = 200 \text{ cm}^3$
 $r = 20,0 \% = 0,200$
 $\rho = 1,10 \text{ g/cm}^3$
 $M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g/mol}$
 $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Masa de cobre

$m(\text{Cu})$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)
Concentración de una disolución

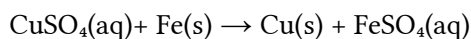
$n = m / M$
[soluto] = $n(s) / V(D)$

Solución:

a) La cantidad de sulfato de cobre(II) que hay en 200 cm³ de disolución es:

$$n(\text{CuSO}_4) = 200 \text{ cm}^3 \text{ D} \frac{1,10 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{20,0 \text{ g CuSO}_4}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,6 \text{ g CuSO}_4} = 0,276 \text{ mol CuSO}_4$$

De la ecuación ajustada:



La cantidad del cobre que se obtiene es la misma:

$$n(\text{Cu}) = 0,276 \text{ mol Cu}$$

que corresponde a una masa de:

$$m(\text{Cu}) = 0,276 \text{ mol Cu} \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 17,5 \text{ g Cu}$$

3. a) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 0,98 atm (99,3 kPa), 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?

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Jun. 10)

Rta.: a) $V = 26,8 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$; b) $m = 145 \text{ g Zn}$

Datos

Masa de cinc
Impurezas en el cinc

Cifras significativas: 3

$m = 75,0 \text{ g}$
 $i = 7,00 \%$

Datos

H₂(gas): Temperatura
Presión
Constante de los gases ideales
Masa molar: Cinc
Cloruro de cinc

Cifras significativas: 3

$T = 27\text{ °C} = 300\text{ K}$
 $p = 99,3\text{ kPa} = 9,93 \cdot 10^4\text{ Pa}$
 $R = 8,31\text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
 $M(\text{Zn}) = 65,4\text{ g/mol}$
 $M(\text{ZnCl}_2) = 136\text{ g/mol}$

Incógnitas

Volumen de H₂ que se puede obtener en las condiciones indicadas
Masa de cloruro de cinc que se obtendrá

V
 $m(\text{ZnCl}_2)$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

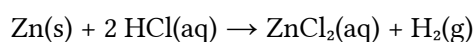
Ecuaciones

De estado de los gases ideales

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

Solución:

La reacción ajustada es:



La cantidad de cinc puro que hay en los 75 g de muestra son:

$$n(\text{Zn}) = 75,0\text{ g cinc impuro} \frac{93,00\text{ g Zn}}{100,00\text{ g cinc impuro}} \frac{1\text{ mol Zn}}{65,4\text{ g Zn}} = 1,07\text{ mol Zn}$$

que producen de hidrógeno

$$n(\text{H}_2) = 1,07\text{ mol Zn} \frac{1\text{ mol H}_2}{1\text{ mol Zn}} = 1,07\text{ mol H}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el hidrógeno

$$V(\text{H}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,07\text{ mol H}_2 \cdot 8,31\text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300\text{ K}}{9,93 \cdot 10^4\text{ Pa}} = 0,026\text{ m}^3 = 26,8\text{ dm}^3\text{ H}_2$$

Se habrán producido

$$m(\text{ZnCl}_2) = 1,07\text{ mol Zn} \frac{1\text{ mol ZnCl}_2}{1\text{ mol Zn}} \frac{136\text{ g ZnCl}_2}{1\text{ mol ZnCl}_2} = 145\text{ g ZnCl}_2$$

4. Una muestra de 20,0 g de una aleación que contiene un 70,0 % de cinc se trata con una cantidad suficiente de una disolución de ácido sulfúrico de riqueza 92,1 % en masa y densidad 1,82 g·cm⁻³. Como resultado de la reacción se producen sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula:

- Los gramos de sulfato de cinc obtenidos.
- El volumen de la disolución de ácido sulfúrico necesario para que reaccione todo el cinc.

(P.A.U. Set. 10)

Rta.: a) $m = 34,6\text{ g ZnSO}_4$; b) $V = 12,5\text{ cm}^3\text{ D H}_2\text{SO}_4$

Datos

Masa de la aleación
Contenido en cinc
Riqueza en masa de la disolución de ácido sulfúrico

Cifras significativas: 3

$m = 20,0\text{ g}$
 $r(\text{Zn}) = 70,0\%$
 $r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 92,1\%$

Datos

Densidad de la disolución de ácido sulfúrico

Masa molar: Cinc

Sulfato de cinc

Ácido sulfúrico

Cifras significativas: 3

$$\rho = 1,82 \text{ g/cm}^3$$

$$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = 161,5 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa obtenida de sulfato de cinc

$$m(\text{ZnSO}_4)$$

Volumen necesario de la disolución de ácido sulfúrico

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

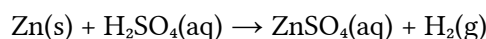
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Solución:

a) La reacción ajustada es:



La cantidad de cinc puro que hay en los 20,0 g de aleación es:

$$n(\text{Zn}) = 20,0 \text{ g aleación} \cdot \frac{70,0 \text{ g Zn}}{100 \text{ g aleación}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,214 \text{ mol Zn}$$

que producen de sulfato de cinc

$$m(\text{ZnSO}_4) = 0,214 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 34,6 \text{ g ZnSO}_4$$

b) Para que reaccione todo el cinc se precisan 0,214 mol de H_2SO_4 , puesto que reaccionan mol a mol. Esta cantidad de ácido sulfúrico estará contenida en:

$$V_D(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,214 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g D H}_2\text{SO}_4}{92,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4}{1,82 \text{ g D H}_2\text{SO}_4} = 12,5 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4$$

5. Para saber el contenido en carbonato de calcio de una caliza impura se hacen reaccionar 14 g de la caliza con ácido clorhídrico del 30 % en masa y de densidad $1,15 \text{ g/cm}^3$, obteniéndose cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. Sabiendo que las impurezas no reaccionan con ácido clorhídrico y que se gastan 25 cm^3 del ácido, calcula:

a) El porcentaje de carbonato de calcio en la caliza.

b) El volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se obtiene en la reacción.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{mol}\cdot\text{K})$

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: a) 84 % CaCO_3 en la caliza; b) $V = 2,6 \text{ dm}^3$ **Datos**

Gas: Presión (normal)

Temperatura (normal)

Disolución HCl: Volumen

Riqueza

Densidad

Masa del mineral

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 2

$$p = 1,0 \text{ atm}$$

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$V = 25 \text{ cm}^3$$

$$r = 30 \%$$

$$\rho = 1,15 \text{ g/cm}^3$$

$$m = 14 \text{ g}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/\text{K}\cdot\text{mol}$$

Datos

Masa molar: Carbonato de calcio
 Cloruro de calcio
 Ácido clorhídrico

Cifras significativas: 2

$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$
 $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mol}$
 $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$

Incógnitas

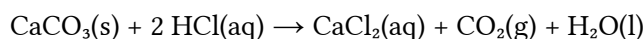
Porcentaje de carbonato de calcio en la caliza $r'(\text{CaCO}_3)$
 Volumen de CO_2 obtenido

Ecuaciones

Cantidad (número de moles) $n = m / M$
 De estado de los gases ideales $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Solución:

a) La ecuación ajustada de la reacción entre el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico es:



La cantidad de HCl que ha reaccionado es:

$$n(\text{HCl}) = 25 \text{ cm}^3 \text{ D} \frac{1,15 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{30 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,24 \text{ mol HCl}$$

La masa de carbonato de calcio que ha reaccionado es:

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,24 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 12 \text{ g CaCO}_3$$

Si solo ha reaccionado el carbonato de calcio de la muestra, hay 12 g de CaCO_3 en cada 14 g de caliza, lo que supone una riqueza de:

$$r'(\text{CaCO}_3) = 12 \text{ g de CaCO}_3 / 14 \text{ g de caliza} = 0,84 = 84 \%$$

b) La cantidad de dióxido de carbono obtenida es:

$$n(\text{CO}_2) = 0,24 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,12 \text{ mol CO}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el gas,

$$V(\text{CO}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,12 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1,0 \text{ atm}} = 2,6 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2 \text{ en c.n.}$$

6. Una muestra comercial e impura de 0,712 g de carburo de calcio (CaC_2) reacciona con exceso de agua produciendo etino e hidróxido de calcio. Si el volumen de etino (C_2H_2) recogido a 25°C y 0,98 atm (99,3 kPa) fue de $0,25 \text{ dm}^3$:

a) Determina la masa en gramos de hidróxido de calcio formado.

b) Calcula el porcentaje de pureza de la muestra comercial.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 12)

Rta.: a) $m = 0,74 \text{ g Ca(OH)}_2$; b) $r = 90 \%$

Datos

Masa de la muestra
 Gas etino: Presión
 Temperatura
 Volumen

Cifras significativas: 3

$m = 0,712 \text{ g}$
 $p = 0,980 \text{ atm} = 9,93 \cdot 10^4 \text{ Pa}$
 $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$
 $V = 0,25 \text{ dm}^3 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$

Datos

Constante de los gases ideales

Masa molar: Carburo de calcio

Hidróxido de calcio

Cifras significativas: 3

$$R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$M(\text{CaC}_2) = 64,1 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de hidróxido de calcio formado

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2)$$

Porcentaje de pureza de la muestra

$$r'(\text{CaC}_2)$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

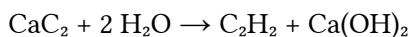
$$n = m / M$$

De estado de los gases ideales

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

Solución:

a) La ecuación química ajustada es:

Cantidad de $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ obtenida (supuesto comportamiento ideal)

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{9,93 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot 2,50 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3}{8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2$$

La cantidad de hidróxido de calcio formada es la misma, por lo que la masa será

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot 74,1 \text{ g/mol} = 0,741 \text{ g } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

b) Masa de CaC_2 que reaccionó:

$$m(\text{CaC}_2) = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{64,1 \text{ g } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol } \text{CaC}_2} = 0,641 \text{ g } \text{CaC}_2$$

Porcentaje de carburo de calcio en la muestra es:

$$r(\text{CaC}_2) = \frac{0,641 \text{ g } \text{CaC}_2}{0,712 \text{ g muestra}} = 0,900 = 90,0 \% \text{ de } \text{CaC}_2 \text{ en la muestra.}$$

◇ CUESTIONES

- Teniendo en cuenta la masa de la molécula de hidrógeno y la masa de la molécula de oxígeno contesta razonadamente:
 - ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura, estando ambas sustancias en forma gaseosa?
 - ¿Cuál tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura?
 - ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?

*(P.A.U. Set. 05)***Rta.:** a) Mismo volumen; b) $M(\text{H}_2) < M(\text{O}_2)$; c) Mismo N de moléculas.**◇ LABORATORIO**

- Se dispone en el laboratorio de una disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de KCl a partir de la cual se desea preparar una disolución de concentración $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ de esta sal.

- Calcula el volumen de la primera disolución que se necesita para preparar 250 cm³ de la segunda.
- Indica el material que se debe utilizar así como el procedimiento a seguir en el laboratorio para preparar la segunda disolución.

(P.A.U. Jun. 13)

Rta.: $V = 5,0 \text{ cm}^3$ **Solución:**Cálculos: En 250 cm³ (= 0,250 dm³) de disolución de KCl de concentración $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{KCl}) = 0,250 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KCl} / \text{dm}^3 \text{ D} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol KCl}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de disolución inicial que hay que medir.

$$V = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol KCl} \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D}}{0,10 \text{ mol KCl}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 5,0 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de KCl inicial)}$$

No podemos aceptar las cifras significativas de la concentración de la disolución inicial $0,1 \text{ mol/dm}^3$ (se entiende que es $0,1 \pm 0,1 \text{ mol/dm}^3$, o sea, con un error del 100 %). Si suponemos dos cifras significativas en el dato ($0,10 \text{ mol/dm}^3$), la concentración no es demasiado exacta y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 5 cm³ de disolución de KCl de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$ en una pipeta graduada de 10 cm³, aspirando con una pera de goma o un aspirador, (¡nunca con la boca!). Se vierten en otra probeta de 250 cm³ y se completa con agua hasta los 250 cm³, procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: KCl $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ y la fecha.

Material: Pipeta graduada de 10 cm³ (1) con pera de goma o aspirador, probeta de 250 cm³ (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si, por otro lado, suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ el material sería de más precisión y el procedimiento sería otro.

Procedimiento para concentración exacta: Con una pipeta de 10 cm³, aspirando con una pera de goma o un aspirador, (¡nunca con la boca!), se miden 5,0 cm³. Se vacía la pipeta en un matraz aforado de 250 cm³ con agua hasta la mitad. Se añade agua al matraz aforado hasta cerca de la marca de enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la marca de enrase el matraz aforado. Se tapa el matraz aforado y se voltea varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta: $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ y la fecha.

Material: Pipeta graduada de 10 cm³ con pera de goma o aspirador (1), matraz aforado de 100 cm³ (1), cuentagotas, frasco con tapa y etiquetas.

- Realiza los cálculos necesarios e indica el material y procedimiento a seguir para preparar:
 - 250 cm³ de una disolución acuosa de cloruro de magnesio de concentración $0,12 \text{ mol/dm}^3$ a partir del producto sólido.
 - 100 cm³ de una disolución de cloruro de magnesio de concentración $0,012 \text{ mol/dm}^3$ a partir de la disolución de cloruro de magnesio preparada en el apartado anterior.

(P.A.U. Set. 14)

Rta.: a) $m = 2,9 \text{ g MgCl}_2$; c) $V = 10 \text{ cm}^3$ **Solución:**a) Cálculos: En 250 cm³ (= 0,250 dm³) de disolución de MgCl₂ de concentración $0,12 \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{MgCl}_2) = 0,250 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 0,12 \text{ mol MgCl}_2 / \text{dm}^3 \text{ D} = 0,030 \text{ mol MgCl}_2$$

que corresponden a una masa de

$$m = 0,030 \text{ mol MgCl}_2 \frac{95 \text{ g MgCl}_2}{1 \text{ mol MgCl}_2} = 2,9 \text{ g MgCl}_2$$

Dos cifras significativas en el dato (0,12 mol/dm³) suponen que la concentración no es demasiado exacta y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se pesan 2,9 g de MgCl₂ sobre un vidrio de reloj previamente tarado en una balanza. Se echan en un vaso de precipitados de 200 cm³ que contenga agua hasta la mitad y se disuelven revolviendo con una varilla de vidrio. Cuando estén disueltos se vierten en una probeta de 250 cm³ y se completa con agua hasta los 250 cm³, procurando que el menisco del líquido esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: MgCl₂ 0,12 mol/dm³ y la fecha.

Material: Vidrio de reloj, balanza, espátula, varilla de vidrio, probeta de 250 cm³ (1) (o matraz aforado 250 cm³ (1)), frasco con tapa y etiquetas.

Si suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar 250 cm³ de una disolución de concentración 0,120 mol/dm³ se usaría un matraz aforado 250 cm³ que es de mayor precisión que la probeta.

b) Cálculos: En 100 cm³ (= 0,100 dm³) de disolución de MgCl₂ de concentración 0,012 mol/dm³ hay

$$n(\text{MgCl}_2) = 0,100 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 0,012 \text{ mol MgCl}_2 / \text{dm}^3 \text{ D} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol MgCl}_2$$

que deben estar contenidos en el volumen V de la disolución del apartado anterior que hay que medir.

$$V = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol MgCl}_2 \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D}}{0,12 \text{ mol MgCl}_2} = 0,010 \text{ dm}^3 = 10 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de MgCl}_2 \text{ inicial)}$$

Dos cifras significativas en el dato (0,012 mol/dm³) suponen que la concentración no es demasiado exacta y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 10 cm³ de disolución de MgCl₂ de concentración 0,12 mol/dm³ en una pipeta de 10 cm³, aspirando con una pera de goma o un aspirador, (¡nunca con la boca!). Se vierten en otra probeta de 100 cm³ y se completa con agua hasta los 100 cm³, procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: MgCl₂ 0,012 mol/dm³ y la fecha.

Material: Pipeta de 10 cm³ (1) con pera de goma o aspirador, probeta de 100 cm³ (1) (o matraz aforado 100 cm³ (1)), frasco con tapa y etiquetas.

Si suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración 0,0120 mol/dm³ se usaría un matraz aforado 100 cm³ que es de mayor precisión que la probeta.

3. Disponemos en el laboratorio de 500 cm³ de hidróxido de sodio de concentración 0,25 mol/dm³ a partir de la cual debemos preparar 100 cm³ de una disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,025 mol/dm³.

a) Indica el volumen que debemos tomar de la primera disolución.

b) Describe el procedimiento indicando el material necesario para la preparación de la disolución.

(P.A.U. Jun. 12)

Rta.: $V = 10 \text{ cm}^3$

Solución:

Cálculos: En 100 cm³ (= 0,100 dm³) de disolución de NaOH de concentración 0,025 mol/dm³ hay

$$n(\text{NaOH}) = 0,025 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 0,100 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,0025 \text{ mol NaOH}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de disolución inicial que hay que medir.

$$V = 0,0025 \text{ mol NaOH} \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D}}{0,25 \text{ mol NaOH}} = 0,010 \text{ dm}^3 = 10 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de NaOH inicial)}$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada ($0,25 \text{ mol/dm}^3$ se entiende que es $0,25 \pm 0,01 \text{ mol/dm}^3$), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 10 cm^3 de disolución de hidróxido de sodio de concentración $0,25 \text{ mol/dm}^3$ en una probeta de 10 cm^3 , se vierten en otra probeta de 100 cm^3 y se completa con agua hasta los 100 cm^3 , procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: NaOH $0,025 \text{ mol/dm}^3$ y la fecha.

Material: Probetas de 10 cm^3 (1) y de 100 cm^3 (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si, por otro lado, suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración $0,025 \text{ mol/dm}^3$, el material sería de más precisión y el procedimiento sería otro.

Procedimiento para concentración exacta: Con una pipeta de 10 cm^3 , aspirando con una pera de goma o un aspirador, (¡nunca con la boca!), se miden 10 cm^3 . Se vacía la pipeta en un matraz aforado de 100 cm^3 con agua hasta la mitad. Se añade agua al matraz aforado hasta cerca de la marca de enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la marca de enrase el matraz aforado. Se tapa el matraz aforado y se invierte varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta: $0,0250 \text{ mol/dm}^3$ y la fecha.

Material: Pipeta graduada de 10 cm^3 con pera de goma o aspirador (1), matraz aforado de 100 cm^3 (1), cuentagotas, frasco con tapa y etiquetas.

4. En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36% en masa de HCl y densidad $1,18 \text{ g/mL}$. Calcula:
- La concentración y el volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de la disolución de concentración 2 mol/dm^3 .
 - Detalla el procedimiento así como el material que emplearías para preparar dicha disolución.

(P.A.U. Set. 16, Jun. 16)

Rta.: a) $[\text{HCl}] = 12 \text{ mol/dm}^3$; $V = 0,17 \text{ dm}^3$

Solución:

Cálculos:

La concentración de la disolución comercial es:

$$[\text{HCl}] = \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1,18 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 12 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

En 1 dm^3 de disolución de HCl de concentración 2 mol/dm^3 hay

$$n(\text{HCl}) = 2 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 1 \text{ dm}^3 \text{ D} = 2 \text{ mol HCl}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de clorhídrico comercial que hay que medir.

$$V = 2 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g D}}{36 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,18 \text{ g D}} = 172 \text{ cm}^3 \text{ D} \text{ (disolución de HCl comercial)}$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada (2 mol/dm^3 se entiende que es $2 \pm 1 \text{ mol/dm}^3$), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 170 cm^3 de disolución de clorhídrico comercial en una probeta de 250 cm^3 , se vierten en otra probeta de 1000 cm^3 y se completa con agua hasta los 1000 cm^3 , procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: HCl 2 mol/dm^3 y la fecha).

Material: Probetas de 250 cm^3 (1) y de 1000 cm^3 (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración $2,00 \text{ mol/dm}^3$, tendríamos un problema, ya que el procedimiento habitual supone el uso de buretas y no existen buretas de más de 50 cm^3 .

5. Deseas preparar en el laboratorio 1 dm^3 de disolución de ácido clorhídrico de concentración 1 mol/dm^3 a partir del producto comercial que es del 36 % en masa y que tiene una densidad de $1,18 \text{ g/cm}^3$. Calcula el volumen de ácido concentrado que debes medir, describe el procedimiento a seguir y el material a utilizar.

(P.A.U. Jun. 12, Jun. 06)

Rta.: $V = 86 \text{ cm}^3 \text{ D}$ (disolución de HCl comercial).

Solución:

Cálculos: En 1 dm^3 de disolución de HCl de concentración 1 mol/dm^3 hay

$$n(\text{HCl}) = 1 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 1 \text{ dm}^3 \text{ D} = 1 \text{ mol HCl}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de clorhídrico comercial que hay que medir.

$$V = 1 \text{ mol HCl} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g D}}{36 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,18 \text{ g D}} = 86 \text{ cm}^3 \text{ D} \text{ (disolución de HCl comercial)}$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada (1 mol/dm^3 se entiende que es $1 \pm 1 \text{ mol/dm}^3$), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 86 cm^3 de disolución de clorhídrico comercial en una probeta de 100 cm^3 , se vierten en otra probeta de 1000 cm^3 y se completa con agua hasta los 1000 cm^3 , procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: HCl 1 mol/dm^3 y la fecha).

Material: Probetas de 100 cm^3 (1) y de 1000 cm^3 (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si, por otro lado, suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración $1,00 \text{ mol/dm}^3$, el material sería de más precisión y el procedimiento sería otro.

Procedimiento para concentración exacta: Se llena una bureta de 100 cm^3 con HCl comercial, por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 86 cm^3 sobre un matraz aforado de 1000 cm^3 con agua hasta la mitad. Se añade agua al matraz aforado hasta cerca de la marca de enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la marca de enrase el matraz aforado. Se tapa el matraz aforado y se invierte varias veces para homogeneizar. Se tapa el matraz aforado y se voltea varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta: HCl $1,00 \text{ mol/dm}^3$ y la fecha)

Material: Bureta de 100 cm^3 (1), matraz aforado de 1000 cm^3 (1), cuentagotas, frasco con tapa y etiquetas.

6. a) En el laboratorio se dispone de una disolución de ácido clorhídrico concentrado del 34,90 % en masa y densidad $1,175 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. ¿Cuál es su concentración molar?
b) Calcula el volumen de la disolución de ácido clorhídrico concentrado necesario para preparar 500 cm^3 de ácido clorhídrico de concentración $0,45 \text{ mol/dm}^3$, explicando detalladamente el material y procedimiento empleado.

(P.A.U. Jun. 11)

Rta.: a) $[\text{HCl}] = 11,25 \text{ mol/dm}^3$; b) $V = 20 \text{ cm}^3$

Solución:

a) Suponiendo que se tienen $100,0 \text{ g}$ de disolución de HCl concentrado de $r = 34,90 \%$ y $\rho = 1,175 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

$$V(\text{D}) = \frac{m}{\rho} = \frac{100,0 \text{ g}}{1,175 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}} = 85,11 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

$$n(\text{HCl}) = 34,90 \text{ g HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g Cl}} = 0,957 \text{ mol HCl}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0,957 \text{ mol HCl}}{85,11 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D}} = 11,25 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

b) Cálculos: Tomando 2 cifras significativas.

En $0,500 \text{ dm}^3$ de disolución de HCl de concentración $0,45 \text{ mol/dm}^3$ hay

$$n(\text{HCl}) = 0,45 \text{ mol HCl / dm}^3 \text{ D} \cdot 0,500 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,23 \text{ mol HCl}$$

El volumen de disolución concentrada que hay que medir es:

$$V'(\text{D}) = 0,23 \text{ mol} \frac{\text{HCl}}{11,25 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}} = 0,020 \text{ dm}^3 = 20 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

Procedimiento: Como la disolución concentrada de ácido clorhídrico deja escapar vapor de HCl, es más seguro realizar la preparación dentro de una vitrina de gases.

En una probeta de 25 cm^3 se miden 20 cm^3 de la disolución concentrada. En otra de 500 cm^3 se echan unos 300 cm^3 de agua y se añaden lentamente los 20 cm^3 de la disolución concentrada. Después se echa agua hasta que llegue a 500 cm^3 . Se agita con una varilla de vidrio para homogeneizar. Se pasa la disolución obtenida a un frasco de 500 cm^3 y se etiqueta el frasco con HCl $0,45 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ y la fecha de preparación. (Si la concentración de la disolución fuese más precisa habría que emplear material de mayor precisión, como una pipeta de 20 cm^3 y un matraz aforado de 500 cm^3)

Material: Probetas de 25 cm^3 (1) y de 500 cm^3 (1), vaso de precipitados de 500 cm^3 (1), frasco lavador (1), frascos de 500 cm^3 con tapa (1) y etiquetas.

7. Se dispone en el laboratorio de un frasco con 100 cm^3 de una disolución de ácido nítrico de concentración $10,0 \text{ mol/dm}^3$ que se preparó a partir de una disolución de ácido nítrico del 65 % de riqueza y $1,39 \text{ g/cm}^3$ de densidad.
- ¿Qué volumen tuvieron que tomar de este último para preparar la disolución del frasco?
 - Indica el material y detalla el procedimiento para preparar 250 cm^3 de una disolución de ácido nítrico de concentración $2,0 \text{ mol/dm}^3$, a partir de la disolución de ácido nítrico de concentración $10,0 \text{ mol/dm}^3$.

(P.A.U. Set. 15)

Rta.: a) $V = 69,7 \text{ cm}^3$ (D 65 %); b) $V = 50,0 \text{ cm}^3$ (D 10 mol/dm^3)

Datos

Cifras significativas: 3

Disolución de partida de HNO_3 :	Riqueza	$r = 65 \% = 0,650$
	Densidad	$\rho = 1,39 \text{ g/cm}^3$
Disolución frasco de HNO_3 :	Volumen	$V = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$
	Concentración	$[\text{HNO}_3]_a = 10,0 \text{ mol/dm}^3$
Disolución final de HNO_3 :	Volumen	$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$
	Concentración	$[\text{HNO}_3]_b = 2,00 \text{ mol/dm}^3$
Masa molar del ácido nítrico		$M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Volumen de disolución de HNO_3 del 65 % necesario para preparar 100 cm^3 de una disolución de concentración $10,0 \text{ mol/dm}^3$ V_a

Volumen de disolución de HNO_3 de concentración 10 mol/dm^3 necesario para preparar 250 cm^3 de una disolución de concentración $2,0 \text{ mol/dm}^3$ V_b

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Solución:a) En 100 cm³ de disolución de HNO₃ de concentración 10,0 mol/dm³ hay

$$n(\text{HNO}_3) = 0,100 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 10,0 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 \text{ D} = 1,00 \text{ mol HNO}_3$$

Deben estar contenidos en el volumen de disolución de partida.

$$V_a = 1,00 \text{ mol HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D}}{65,0 \text{ g HNO}_3} \frac{1,00 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,39 \text{ g D}} = 69,7 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

b) En 250 cm³ de disolución de HNO₃ de concentración 2,00 mol/dm³ hay

$$n'(\text{HNO}_3) = 0,250 \text{ dm}^3 \text{ D}_b \cdot 2,00 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 \text{ D}_b = 0,500 \text{ mol HNO}_3$$

Deben estar contenidos en el volumen de disolución de concentración 10,0 mol/dm³.

$$V_b = 0,500 \text{ mol HNO}_3 \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D}_a}{10,0 \text{ mol HNO}_3} = 50,0 \text{ cm}^3 \text{ D}_a$$

Procedimiento para concentración exacta: Se miden 50,0 cm³ de disolución de nítrico de concentración 10,0 mol/dm³ en una bureta de 50 cm³. Para ello se echa el ácido nítrico comercial en un vaso de precipitados, se cierra la llave de la bureta y se llena la bureta hasta arriba, por encima de la marca del 0. Se coloca el vaso debajo de la bureta y se abre la llave hasta que el nivel del ácido esté en el cero, comprobando que todo el pico de la bureta está lleno de líquido. Se coloca bajo la bureta un matraz aforado de 250 cm³ que contenga aproximadamente la mitad de agua. Se abre la llave y se deja caer el ácido hasta que se encuentre en la marca de 50,0 de la bureta. Se añade agua al matraz aforado hasta cerca de la marca de enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la marca de enrase el matraz aforado. Se tapa el matraz aforado y se invierte varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta: HNO₃ 2,0 M y la fecha.

Material: Bureta de 50 cm³ (con base y varilla soporte y pinzas para bureta) y matraz aforado de 250 cm³, y vaso de precipitados.

8. ¿Cómo prepararías 1 dm³ de disolución de NaOH de concentración 0,5 mol/dm³ a partir del producto comercial en lentejas? Una vez obtenida la disolución anterior ¿cómo prepararías 250 cm³ de disolución de NaOH de concentración 0,1 mol/dm³? Haz los cálculos correspondientes, describe el material y el procedimiento.

(P.A.U. Jun. 10)

Rta.: $m = 20 \text{ g NaOH}$ (suponiendo 2 cifras significativas en los datos), $V = 50 \text{ cm}^3 \text{ D}$.

Solución:a) **Cálculos:** Suponiendo 2 cifras significativas.En 1,0 dm³ de disolución de NaOH de concentración 0,50 mol/dm³ hay

$$n(\text{NaOH}) = 0,50 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 1,0 \text{ dm}^3 \text{ D} = 0,50 \text{ mol NaOH}$$

que pesan:

$$m(\text{NaOH}) = 0,50 \text{ mol NaOH} \cdot 40 \text{ g NaOH} / \text{mol NaOH} = 20 \text{ g NaOH}$$

El producto comercial (sosa) en lentejas no es puro. Suele ser del 96 %.

Habrá que pesar:

$$m(\text{comercial}) = 20 \text{ g NaOH} \cdot 100 \text{ g comercial} / 96 \text{ g NaOH} = 21 \text{ g comercial.}$$

Como la concentración de la disolución es aproximada (el hidróxido de sodio en el aire se hidrata rápidamente y se carbonata en parte, por lo que su masa siempre será aproximada), se utiliza material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento: En un vaso de precipitados de 500 cm³ se vierte más de la mitad de agua.

En una balanza granataria se tara un vidrio de reloj y se pesan 21 g de hidróxido de sodio comercial del 96 %, procurando que no entre en contacto con la piel (es cáustico) y usando una espátula para manejar la sustancia. Se vuelca el vidrio de reloj sobre el agua del vaso de precipitados y se enjuaga el vidrio con un frasco lavador. Se agita con una varilla de vidrio el contenido del vaso de precipitados hasta que se completa la disolución.

Se vierte en una probeta de 1 dm³ y se añade agua hasta completar el volumen, procurando que el menisco del líquido esté enrasado con la línea de 1000 cm³.

Se pasa la disolución obtenida a un frasco de 1 dm³, se tapa y se voltea varias veces para homogeneizar. Se etiqueta el frasco con NaOH 0,5 mol/dm³ y la fecha. Se lava la probeta de 1 dm³.

b) **Cálculos:**

250 cm³ (= 0,25 dm³) de disolución (D) de NaOH de concentración 0,1 mol/dm³ contendrían disueltos:

$$n(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 0,1 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D} = 0,025 \text{ mol NaOH}$$

que se obtendrían midiendo:

$$V(\text{DC}) = 0,025 \text{ mol NaOH} / 0,50 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ DC} = 0,5 \text{ dm}^3 \text{ de la disolución } 0,5 \text{ mol/dm}^3 \text{ DC}$$

Procedimiento: En una probeta de 100 cm³ se miden 50 cm³ de la disolución de concentración 0,5 mol/dm³. Se vierten en la probeta de 1 dm³ y se añade agua hasta que llegue a 250 cm³. Se pasa la disolución obtenida a un frasco suficientemente grande, se tapa y se voltea varias veces para homogeneizar. Se etiqueta el frasco con NaOH 0,1 mol/dm³ y la fecha.

Material: Probetas de 100 cm³ (1) y de 1000 cm³ (1), una balanza granataria, vidrio de reloj (1), espátula (1), vaso de precipitados de 500 cm³ (1), varilla de vidrio (1), frasco lavador (1), frascos de 1 dm³ con tapa (2) y etiquetas.

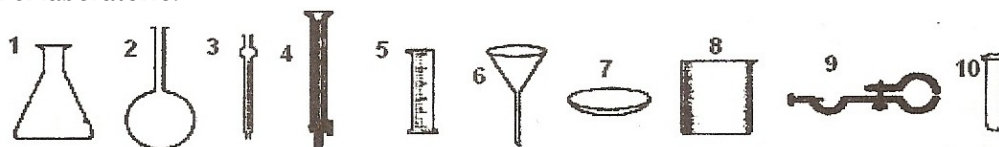
9. ¿Cómo prepararías en el laboratorio 500 cm³ de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,1 mol/dm³ a partir del producto puro (sólido en lentejas). Haz los cálculos y explica el material y el procedimiento. ¿Cuántos gramos y cuántos moles de hidróxido de sodio existirán por decímetro cúbico de disolución preparada?

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: $m = 2 \text{ g NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D}$; $n = 0,1 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \text{ D}$

Solución: Ver el ejercicio de [junio de 2010](#).

10. Nombra el material de laboratorio que se muestra en la figura, indicando brevemente para qué se utiliza en el laboratorio.



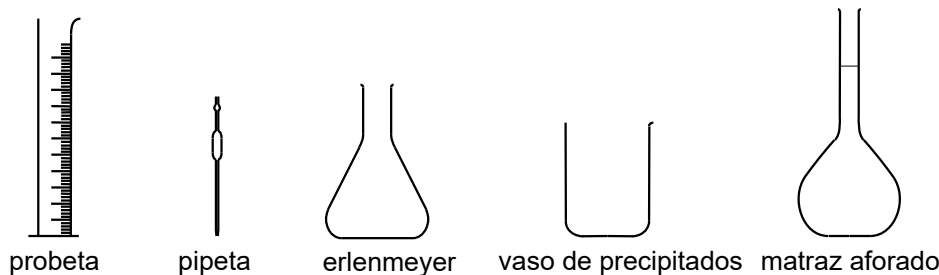
(P.A.U. Jun. 07)

Solución:

1. Matraz erlenmeyer: contener líquidos o disoluciones, p. ej. en las valoraciones ácido-base.
2. Balón de fondo redondo: destilación.
3. Pipeta: medida de volúmenes de líquidos o disoluciones, p. ej. en las valoraciones ácido-base.
4. Bureta: medida de volúmenes de líquidos o disoluciones, p. ej. en las valoraciones ácido-base.
5. Probeta: medida de volúmenes de líquidos o disoluciones, p. ej. en la práctica de dilución.
6. Embudo: soportar un filtro, p. ej. en la filtración.
7. Vidrio de reloj: pesada de sólidos, p. ej. en la práctica de medida del calor de disolución.
8. Vaso de precipitados: contener líquidos o disoluciones. (No se usa para medir), P. ej. en la práctica de precipitación.

9. Nuez con pinza: para sujetar objetos, p. ej. buretas en las valoraciones.
 10. Tubo de ensayo: contener pequeños volúmenes de líquidos o disoluciones y hacer pruebas, p. ej. disolución de precipitados.
11. Dibuja una probeta, una pipeta, un matraz erlenmeyer, un vaso de precipitados y un matraz aforado indicando para qué se utilizan.

(P.A.U. Set. 11)

Solución:

Probeta: medida de volúmenes aproximados de líquidos o disoluciones. Se usa al preparar disoluciones de concentración aproximada.

Pipeta: medida de volúmenes exactos de pequeñas cantidades de líquidos o disoluciones. Se usa para medir el volumen de la muestra en las valoraciones ácido-base.

Matraz erlenmeyer: recipiente para contener líquidos o disoluciones. Se usa para que no se derrame el líquido al hacer rotar el recipiente en las valoraciones ácido-base.

Vaso de precipitados: recipiente para contener líquidos o disoluciones.

Matraz aforado: medida de volúmenes exactos de líquidos o disoluciones. Se usa al preparar disoluciones de concentración exacta.

12. Se desea preparar 1 dm³ de una disolución de hidróxido de sodio de concentración 1 mol/dm³ (NaOH) a partir del producto comercial en el que se indica que la pureza es del 98 %. Indica el procedimiento a seguir, describe el material a utilizar y determina los gramos de producto comercial que se deben tomar.

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: $m = 41$ g NaOH comercial (suponiendo 2 cifras significativas en los datos)

Solución:

Cálculos: Suponiendo 2 cifras significativas.

En 1,0 dm³ de disolución de NaOH de concentración 1,0 mol/dm³ hay

$$n(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 \cdot 1,0 \text{ dm}^3 = 1,0 \text{ mol NaOH}$$

que pesan:

$$m(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol NaOH} \cdot 40 \text{ g NaOH} / \text{mol NaOH} = 40 \text{ g NaOH}$$

El producto comercial tiene una pureza del 98 %.

Habría que pesar:

$$m(\text{comercial}) = 40 \text{ g NaOH} \cdot 100 \text{ g comercial} / 98 \text{ g NaOH} = 41 \text{ g NaOH comercial.}$$

Como la concentración de la disolución es aproximada (el hidróxido de sodio en el aire se hidrata rápidamente y se carbonata en parte, por lo que su masa siempre será aproximada), se utiliza material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento: En un vaso de precipitados de 1000 cm³ se vierte más de la mitad de agua.

En una balanza granataria se tara un vidrio de reloj y se pesan 41 g de hidróxido de sodio comercial del 98 %, procurando que no entre en contacto con la piel (es cáustico) y usando una espátula para manejar la sus-

tancia. Se vuelca el vidrio de reloj sobre el agua del vaso de precipitados y se enjuaga el vidrio con un frasco lavador. Se agita con una varilla de vidrio el contenido del vaso de precipitados hasta que se completa la disolución.

Se vierte en una probeta de 1 dm³ y se añade agua hasta completar el volumen, procurando que el menisco del líquido esté enrasado con la línea de 1000 cm³.

Se pasa la disolución obtenida a un frasco de 1 dm³, se tapa y se voltea varias veces para homogeneizar. Se etiqueta el frasco con NaOH 1 mol/dm³ y la fecha. Se lava la probeta de 1 dm³.

Material: Probeta de 1000 cm³ (1), balanza granataria, vidrio de reloj (1), espátula (1), vaso de precipitados de 1000 cm³ (1), varilla de vidrio (1), frasco lavador (1), frasco de 1 dm³ con tapón (1) y etiquetas.

Probeta: cilindro graduado con base, para medir volúmenes de líquidos/disoluciones de forma aproximada. Vidrio de reloj: casquete esférico de vidrio, para evitar que los productos químicos toquen los platillos de la balanza.

Espátula: especie de cucharilla metálica para tomar cantidades de productos químicos.

Vaso de precipitados: vaso de vidrio para contener de líquidos/disoluciones.

13. Indica el material, procedimiento detallado y cálculos correspondientes necesarios para preparar en el laboratorio 250 cm³ de una disolución de cloruro de sodio de concentración 0,50 mol/dm³ a partir del producto sólido puro.

(P.A.U. Jun. 09)

Rta.: $m = 7,3 \text{ g NaCl}$

Solución:

Cálculos: En 250 cm³ = 0,250 dm³ de disolución de NaCl de concentración 0,50 mol/dm³ hay

$$n(\text{NaCl}) = 0,50 \text{ mol NaCl} / \text{dm}^3 \cdot 0,250 \text{ dm}^3 = 0,125 \text{ mol NaCl}$$

que pesan:

$$m(\text{NaCl}) = 0,125 \text{ mol NaCl} \cdot 58,4 \text{ g NaCl} / \text{mol NaCl} = 7,3 \text{ g NaCl}$$

que hay que pesar:

Procedimiento: En un vaso de precipitados de 200 cm³ se vierte más de la mitad de agua.

En una balanza granataria se tara un vidrio de reloj y se pesan 7,3 g NaCl usando una espátula para manejar la sustancia. Se vuelca el vidrio de reloj sobre el agua del vaso de precipitados y se enjuaga el vidrio con un frasco lavador. Se agita con una varilla de vidrio el contenido del vaso de precipitados hasta que se completa la disolución.

Se vierte el contenido del vaso de precipitados en un matraz aforado de 250 cm³. Se añade agua al matraz aforado hasta cerca de la marca de enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la marca de enrase del matraz aforado. Se tapa el matraz aforado y se invierte varias veces para homogeneizar. Se pasa a un frasco que se etiqueta: NaCl 0,50 mol/dm³ y la fecha. Se lava el material empleado.

Material: Balanza granataria, vidrio de reloj (1), espátula (1), vaso de precipitados de 200 cm³ (1), varilla de vidrio (1), frasco lavador (1), matraz aforado de 250 cm³ con tapón (1), frasco y etiquetas.

ACLARACIONES

Los datos de los enunciados de los problemas no suelen tener un número adecuado de cifras significativas. Por eso he supuesto que los datos tienen un número de cifras significativas razonables, casi siempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en ciertos casos, con amplio margen de incertidumbre.

Así que cuando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ y lo reescribo como:

Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

lo que quiero indicar es que supongo que el dato original tiene tres cifras significativas (no que las tenga en realidad) para poder realizar los cálculos con un margen de incertidumbre más pequeño que el que tendría

si lo tomara tal como lo dan. (1 dm³ tiene una sola cifra significativa, y una incertidumbre relativa del ;100 %! Como las incertidumbres se acumulan a lo largo del cálculo, la incertidumbre final sería inadmis-ible. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de Acceso a la Universidad](#) (P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) OpenOffice (o LibreOffice) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM)



Sumario

<u>CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTALES EN QUÍMICA</u>	1
<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>GASES</u>	1
<u>DISOLUCIONES</u>	2
<u>REACCIONES</u>	3
<u>CUESTIONES</u>	9
<u>LABORATORIO</u>	9

Índice de exámenes P.A.U.

2004.....	
Set. 04.....	16
2005.....	
Set. 05.....	2, 9
2006.....	
Jun. 06.....	1, 13
2007.....	
Jun. 07.....	16
Set. 07.....	7, 17
2009.....	
Jun. 09.....	4, 18
2010.....	
Jun. 10.....	5, 15
Set. 10.....	6
2011.....	
Jun. 11.....	13
Set. 11.....	2, 17
2012.....	
Jun. 12.....	11, 13
Set. 12.....	8
2013.....	
Jun. 13.....	10
2014.....	
Jun. 14.....	5
Set. 14.....	10
2015.....	
Set. 15.....	14
2016.....	
Jun. 16.....	12
Set. 16.....	12