

5.2

PRÁCTICAS PARA COMPRENDER AS DISOLUCIÓN

O traballo no laboratorio de química esixe, entre outros requisitos, saber realizar de maneira correcta algunhas operacións que se repiten. Basta con ler as prácticas descritas neste libro para darse conta de que presentan notables coincidencias; é dicir, existen etapas comúns a moitos dos experimentos como, por exemplo, preparar unha disolución. Estas etapas fundaméntanse en operacións básicas, apelativo que recoñece o carácter xeral e de rutina destes procedementos e que xustifica que o seu estudo se realice de maneira conxunta. Para aclarar e afianzar algúns dos conceptos e consellos, propoñemos a preparación dalgunhas disolucións; práctica que nos vai servir tamén para recordar as distintas formas de expresión da concentración dos reactivos químicos.

PREPARACIÓN DE DISOLUCIÓNS

OBXECTIVO

Realizar os cálculos previos para a pesada dos reactivos sólidos ou medida dos reactivos líquidos co fin de preparar disolucións.

Familiarizarse co manexo da balanza e coa medida utilizando material volumétrico.

INTRODUCCIÓN

No laboratorio é habitual ter que preparar disolucións dunha determinada concentración. Para iso hai que pesar unha certa cantidade de substancia ou medir un determinado volume dun líquido ou doutra disolución máis concentrada para, posteriormente, diluílos ata un volume determinado.

Para a medida de masas emprégase a balanza e para medir volumes de líquido empréganse probetas graduadas, pipetas etc. As disolucións máis habituais no laboratorio son:

- a) *de sólidos en líquidos;*
- b) *de líquido en líquido;*
- c) *disolución diluída a partir dunha máis concentrada.*

MATERIAL

- 1 vidro de reloxo
- 2 vasos de precipitados de 100 mL
- Funil de líquidos
- Probeta
- Balanza
- Espátula
- Vareta de vidro
- 2 matraces volumétricos de 100 mL

REACTIVOS

- NaOH
- HCl

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

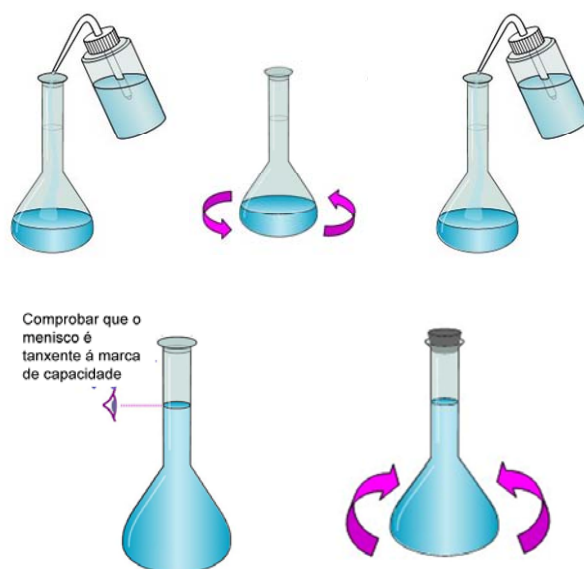
PARTE 1. PREPARACIÓN DE 100 ML DUNHA DISOLUCIÓN DE NaOH 0,1 M

A preparación desta disolución de NaOH 0,1 M (0,1 N ou 4 g/L) realízase pesando nunha balanza os gramos necesarios de NaOH, empregando un pesasubstancias ou un vidro de

reloxo. Pásase a un vaso de precipitados e disólvese con auga destilada. Vértese o contido nun matraz volumétrico de 100 mL, aproveitando as augas de lavado do vaso; e engádese auga ata rasar. Homoxeneízase e pásase a un frasco debidamente etiquetado.

PARTE 2. PREPARACIÓN DUNHA DISOLUCIÓN DE HCl 1 M

Mídese o volume de ácido concentrado (ácido do frasco comercial) cunha pipeta (graduada, se non se dispón dunha volumétrica de tal medida), e vértese nun vaso de precipitados que conteña certa cantidade de auga destilada, sempre netamente inferior ó volume final desexado. Unha vez arrefriada esta disolución trasfégase ao matraz volumétrico correspondente, e complétase o volume requirido, aproveitando as augas de lavado do vaso de precipitados, para así garantir a trasfega total do soluto (ver esquema a continuación). Por último, unha vez homoxeneizada, a disolución almacénase nun recipiente debidamente etiquetado ou rotulado.



A adición do ácido concentrado (especialmente se se trata de ácidos moi fortes, como ácido sulfúrico, nítrico, clorhídrico, etc.) debe ser gradual, nunca brusca, para evitar así salpicaduras e posibles queimaduras.

Sempre se debe engadir o ácido sobre a auga, nunca en sentido inverso!

CUESTIÓNS

1. A partir dun ácido sulfúrico de densidade $1,8 \text{ g/cm}^3$ e 87,69 % en peso, e para preparar 100 mL dunha disolución 0,05 M de ácido sulfúrico, cantos mL cumprirían?
2. Tense unha disolución de amoníaco concentrado de densidade $0,892 \text{ g/cm}^3$ e 30% en peso. Que volume de disolución concentrada é necesario tomar para preparar 250 mL dunha disolución que conteña 10 g/L de amoníaco?

PREPARACIÓN DUNHA DISOLUCIÓN DE FERTILIZANTE

OBXECTIVO

Realizar os cálculos previos para a pesada dos reactivos sólidos co fin de preparar unha disolución.

Comprender a importancia da concentración dunha disolución e as posibles repercusións dun cálculo errado.

Preparar un fertilizante de tipo **NPK**.

INTRODUCCIÓN

O manexo dos fertilizantes é crucial en agricultura. A fertilización con N, P, K, Ca etc. é fundamental para un normal e completo desenvolvemento das plantas. Cómpre tamén saber que unha mala fertilización, engadir un exceso de fosfatos ó solo ou outros compoñentes, poden orixinar efectos perversos. A mineralización dos solos, a eutrofización, a contaminación dos ríos e das augas, poden ser resultado de non preparar as disolucións dos fertilizantes coa axeitada concentración.

Neste experimento imos preparar a disolución dun fertilizante que contén N, P e K para usar en fertirrigación (técnica que combina rega con fertilización), en invernadoiros e que teña unha riqueza do 0,25% en nitróxeno, 0,58% en P_2O_5 e 0,44% en K_2O (m/V) partindo de KNO_3 e $NH_4H_2PO_4$. O pH debe estar entre 6-7.

MATERIAL

- Matraz volumétrico de 100 mL
- Funil de líquidos
- Vareta de vidro
- 2 vasos de precipitados de 100mL
- Balanza
- Espátula
- Vidro de reloxo
- Espátula

REACTIVOS

- Nitrato potásico
- Dihidróxenofosfato de amonio

PROCEDEMENTO EXPERIMENTAL

Prepáranse 100 mL de disolución de fertilizante partindo de 0,95 g de KNO_3 e 0,94 g de $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ dos frascos e especificacións que hai no laboratorio.

Para empregar este fertilizante en plantas ornamentais é necesario diluír 10 mL desta disolución nai en auga ata 1 litro.

CUESTIÓNS

1. Partindo das características comerciais dos produtos, facer os cálculos necesarios para deducir as cantidades empregadas de KNO_3 e de $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

PREPARACIÓN DE CALDO BORDELÉS (FUNXICIDA)

OBXECTIVO

Preparar un funxicida de uso común.

Preparar disolucións nas cales a solubilidade dos produtos a disolver vai depender do pH e da temperatura e que, á súa vez, teñan aplicación no exercicio da súa profesión.

INTRODUCCIÓN

O caldo bordelés é un funxicida tradicional empregado para rexeitar moitas enfermidades fúnxicas e bacterianas nunha gran variedade de cultivos. É un protector de contacto que non penetra dentro dos tecidos das plantas senón que evita que o fungo se desenvolva formando unha capa superficial de protección. Aplícase por aspersion sobre a planta e pode empregarse en plantacións ecolóxicas con certas limitacións. Existen moitas marcas comerciais que conteñen o caldo bordelés pero, actualmente, tamén conteñen outros produtos orgánicos non aptos para a agricultura ecolóxica. Segue fabricándose nas casas neutralizando unha disolución de sulfato de cobre con cal apagado en auga en recipientes de plástico. Para obter a máxima efectividade o caldo bordelés debe prepararse cando se queira aplicar.

MATERIAL

- Vidro de reloxo
- Matraz erlenmeyer
- Vaso de precipitados de 250 mL
- Vaso de precipitados de 100 mL
- Espátula
- Vareta de vidro
- Probeta de 100 mL
- Probeta de 10 mL
- Balanza
- Papel indicador de pH

REACTIVOS

- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Engádense 0,5 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 90 mL de auga nun vaso de precipitados de 250 mL. A continuación disólvense 1,6 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en 10 mL de auga noutro recipiente. Mestúranse ámbalas dúas disolucións engadindo sempre o $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ sobre o cal apagado. Reméxese

ben cunha vareta de vidro ou cun instrumento de madeira (nunca metálico). Compróbase o pH da mestura preparada coa axuda dun medidor de pH. O pH debe manterse no rango de 6 a 7. Se estivera ácida engadiríase máis cal apagado e se está básica máis sulfato de cobre.

CUESTIÓNS

1. Cal é a M da disolución de sulfato de cobre pentahidratado empregada?
2. Por que se utiliza o funxicida ao acabar de preparalo e non despois de varios días?

DETERMINACIÓN DA CONDUTIVIDADE DUNHA DISOLUCIÓN

OBXECTIVO

Aprender a medir condutividades eléctricas.

Observar a diferenza entre o comportamento real e o comportamento ideal das disolucións acuosas de electrólitos.

Comparar predicións teóricas con resultados experimentais.

INTRODUCCIÓN

As augas puras case non levan sales disolvidos; pero se as augas de regadío son excesivamente salinas, non son aptas para a vida das plantas, xa que os sales acumúlanse nos bulbos das raíces e deteñen o seu crecemento e, mesmo, poden secalas.

A presenza deses sales disolvidos na auga pódese determinar, doadamente, mediante a súa condutividade, xa que esta é proporcional á cantidade de electrólitos existentes na disolución. Depende tamén das características particulares de cada un dos electrólitos.

Unha disolución dun electrólito compórtase como calquera outro material ao paso da corrente eléctrica. A resistencia pode relacionarse coa natureza e as dimensións do condutor mediante a ecuación:

$$R = \rho l/A$$

onde ρ é a resistividade, característica da natureza da disolución (condutor), e l/A (constante da célula) é o cociente entre o longo e a sección do condutor.

Como a condutividade eléctrica das disolucións acuosas de sales aumenta coa temperatura, refírese a 25 °C.

O inverso da resistencia chámase condutividade ou condutancia.

$$1/R = C = \text{Condutividade}$$

$$C = 1/\rho \cdot A/l, \quad 1/\rho = \gamma = \text{Condutividade específica}$$

A condutividade exprésase en mho/cm = ohms recíprocos ou en siemens, 1 siemens = 1 mho.

$$1 \text{ ohmio}^{-1} = 1 \text{ siemens}$$

A condutividade dunha disolución depende da natureza e concentración de soluto, e do tipo de disolvente. Pode relacionarse co número, a carga e a mobilidade dos ións, que son os portadores de carga na disolución.

MATERIAL

- Condutímetro
- Matracas volumétricos de 100mL e 50 mL

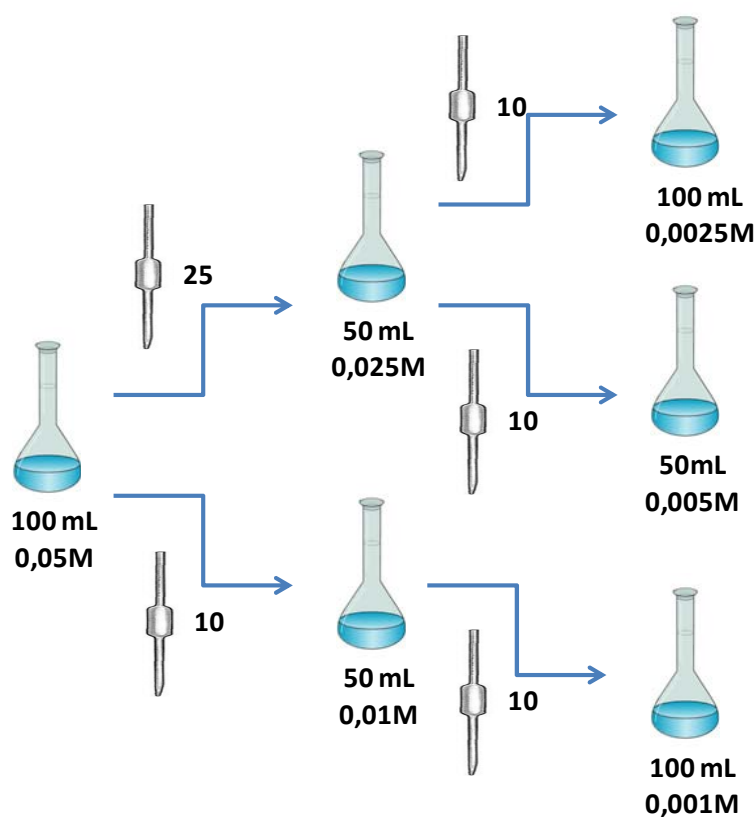
REACTIVOS

- Cloruro sódico
- Cloruro cálcico

PROCEDEMENTO EXPERIMENTAL

Calibrar o condutímetro mediante disolucións patrón de cloruro potásico 0,01 M. Esta disolución ten condutividade de 141,18 mho/cm a 25 °C.

Medir a condutividade en disolucións de NaCl e CaCl_2 0,05 M, 0,025 M, 0,01M, 0,005M, 0,0025M e 0,001M preparadas por dilución da disolución de 100 mL 0,05M con auga destilada.



Exemplo dunha secuencia de dilución

CUESTIÓNS

1. Calcular as condutividades das disolucións de electrólitos fortes antes preparadas.
2. Indicar como varían as condutividades coa concentración.
3. Indicar como varían as condutividades en función da carga do catión.

Bibliografía:

- J. Martínez Urreaga e outros, *Experimentación en Química General*, Ed. Thomson, 2006

DETERMINACIÓN DO CONTIDO DE AZUCRE EN REFRESCOS

OBXECTIVO

Calcular densidades.

Recoñecer a importancia da calibración, o cálculo de erros e a realización correcta e ordenada dun proceso experimental.

Recoñecer as limitacións do traballo no laboratorio.

INTRODUCCIÓN

A medida da densidade é unha práctica corrente nos laboratorios químicos e bioquímicos, tanto científico-tecnolóxicos como de control de calidade. A medida de densidades permite aplicar e afianzar cuestións fundamentais tales como a representación gráfica de resultados, a utilización de rectas de calibración ou a preparación de disolucións.

Esta propiedade depende da P e T, ao influír estas variables no volume, por iso, ao medir a densidade dunha substancia sempre deben considerarse as condicións da medición.

Este método baséase no principio de Arquímedes e na utilización do areómetro ou densímetro. O areómetro pode ter unha escala específica no tubo, depende do uso que se lle dea, así temos: alcoholímetro, lactómetro, oleómetro, sacarímetro ou salímetro, segundo se vaia medir riqueza alcohólica, densidade do leite ou do aceite, riqueza de disolucións acuosas de azucre ou de cloruro sódico, respectivamente.

Aplicacións reais da medida da densidade son, por exemplo, a determinación da pureza do leite de vaca, a medida exacta da concentración de sal na elaboración de conservas en vinagre, a calidade dun anticonxelante, a diferenza entre gasóleo A, B e C, o estado do electrólito en baterías de chumbo ou o control de líquidos biolóxicos nos laboratorios de análises clínicas, entre outras.

MATERIAL

- Aerómetros
- Termómetro graduado
- Probeta de 100 mL

REACTIVOS

- Cada alumno debe traer a súa mostra de bebida con alto contido en azucre: zume de froitas, refresco de té, refresco de cola etc., podendo ser normal ou baixa en calorías e estar ou non carbonatada.
- Azucre comercial para preparar as disolucións estándar.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Obtención da recta de calibración:

Preparar 5 disolucións acuosas de azucre, no intervalo de 0 a 17% en peso, que serán os patróns da recta de calibración; utilizar para iso matraces volumétricos perfectamente limpos.

Medir a temperatura.

Medir a densidade de cada disolución, por triplicado.

Construír a recta de calibración (recoméndase utilizar unha folla de cálculo) representando o contido en azucre como porcentaxe en peso (variable independente) fronte á densidade en kg/L (variable dependente). Determinar a ecuación (pendente e ordenada na orixe) e o axuste dos datos experimentais (correlación) mediante a análise de regresión lineal.

Os principais erros débense aos rasamentos incorrectos e á deficiente limpeza da pipeta; sempre se debe comezar pola disolución máis diluída.

Densidade do refresco

Antes de medir a densidade da bebida seleccionada hai que ter en conta o seguinte:

No caso de bebidas carbonatadas é necesario a desgasificación previa á toma de mostra; para iso, cómpre proceder da seguinte forma: transvasar aproximadamente 50 mL de mostra a un vaso de precipitados e axitar magneticamente ata a eliminación completa de CO_2 , é dicir, ata que non se observe desprendemento de burbullas.

Se a bebida seleccionada presenta polpa, como o caso de zumes naturais espremidos, é necesario filtrar previamente.

Medir a densidade do líquido

Baleirar, limpar e secar perfectamente o material volumétrico calibrado, sen metelos na estufa xa que perderían a calibración.

Calcular a densidade da mostra, repetindo o ensaio para poder determinar a incerteza da medida.

CUESTIÓNS

1. Calcular a media das densidades. Indicar cantas cifras significativas se poden escribir para as densidades obtidas en cada caso. Calcular os límites de confianza.
2. Obter a recta de calibración.
3. Indicar se este é un método específico para a medida de azucre.

BIBLIOGRAFÍA:

- J. Martínez Urreaga e outros, *Experimentación en Química General*, Ed. Thomson, 2006
- S. J. Hawkes, *Journal of Chemical Education*. 2004, 81, 14