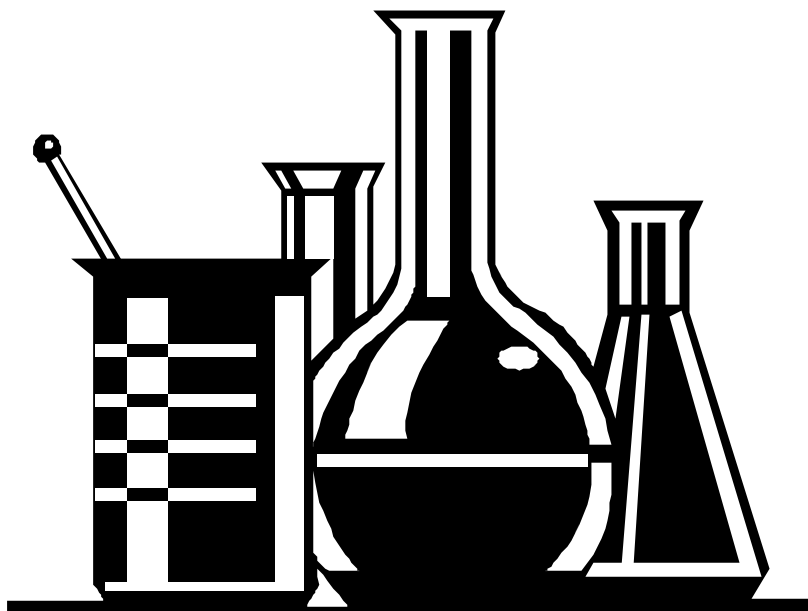


**EXPERIENCIAS DE
LABORATORIO DE QUÍMICA**



**ORIENTACIONES
DIDÁCTICAS PARA
BACHARELATO**

Experiencias de Laboratorio en Química

Orientacións didácticas para Bacharelato

Coordinador

*D. José Mendoza Rodríguez. Instituto de Ciencias da Educación
Universidade de Santiago de Compostela*

Autores (Grupo de Traballo Química Loxse)

D. Darío Prada Rodríguez. Universidade de A Coruña.

D^a Purificación López Mahía. Universidade de A Coruña.

D. Alfonso González González. Inspección de E.E.M.M.

D. José Mendoza Rodríguez. Instituto de Ciencias da Educación.

D. Manuel Jesús Fontaiña Pérez. I.E.S.P. de Cangas, Cangas.

*D. Juan Alfonso del Valle Codesal. I.E.S. Monte das Moas, A
Coruña.*

Supervisión lingüística

D^a Sinda Puga Muñoz, I.E.S. de Sar, Santiago de Compostela.

PRÓLOGO

O grupo de traballo de Química–LOXSE (PAAU) elaborou, no seu día, unhas orientacións sobre a materia de QUÍMICA nas que, de forma resumida, se recollen os conceptos que o alumno debe dominar para acceder, coas mínimas garantías, á Universidade no relacionado con esta disciplina.

Nos distintos BLOQUES que alí se citaban, insistíase nas actividades de LABORATORIO, fundamentais para o coñecemento da materia. As prácticas que agora presentamos nesta publicación, responden a aquelas actividades.

Tivemos en conta, para a súa elaboración, que unha porcentaxe elevada de alumnos, quizais non teñen traballado nunca nun laboratorio de Química, polo que se explican as técnicas e materiais mais usuais. En todas elas hai unha introducción, fíxanse uns obxectivos específicos e faise unha proposta de experiencias, citando, nalgúns casos, outras experiencias interesantes.

O apartado “cuestións relacionadas”, que se deben responder unha vez realizada a práctica, serve para que o alumno se dea conta de se comprendeu o contido da mesma. Este apartado débese poder resolver só co contido do correspondente guión e as explicacións do profesor, aínda que isto non implica que non se poidan empregar libros como complemento.

É moi importante, para saca-lo máximo proveito destas prácticas, que o alumno antes de comezar a realizalas, coñeza o seu contido e sexa capaz de entende-lo “porqué” do que vai a realizar posteriormente, o que fai que os guións no se convertan en receitairos. Todos sabemos que o que mellor se aprende é o que se fai, pero sabendo o que se está a facer.

Como adoitan ser varios os alumnos que utilizan sucesivamente os mesmos materiais e produtos, traballan nas mesmas zonas de laboratorio e tendo en conta a perigosidade dalgúns reactivos, é imprescindible o cumprimento de certas normas para o bo desenvolvemento das prácticas.

Darío Prada Rodríguez

Director do grupo de Traballo LOGXE de Química

ÍNDICE

NORMAS PARA O BO DESENROLO DAS PRÁCTICAS.....	6
PREPARACIÓN DE DISOLUCIÓNS DE ÁCIDOS, BASES E SALES, PARTINDO DE PRODUCTOS COMERCIAIS	8
A REACCIÓN QUÍMICA	17
MEDIDA DE ENTALPÍAS DE DISOLUCIÓN E REACCIÓN	22
EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE	34
FORMACIÓN DE PRECIPITADOS E SALES POUCO SOLUBLES E SEPARACIÓN DOS MESMOS POR FILTRACIÓN	42
EQUILIBRIOS OXIDACIÓN-REDUCCIÓN	46
CINÉTICA DAS REACCIÓNS	53
BIBLIOGRAFÍA	56
RELACIÓN DE APARELLOS MÁIS IMPORTANTES NO LABORATORIO	58

NORMAS PARA O BO DESENEOLO DAS PRÁCTICAS

1. No laboratorio é necesario traballar en silencio.
2. Os libros, abrigos e demais prendas persoais non deberán estar nunca sobre a mesa do laboratorio, nesta, únicamente estará o material da práctica e o caderno de laboratorio.
3. O material debe estar limpo, procedéndose o seu lavado inmediatamente despois do seu uso.
4. Os frascos de reactivos devolveranse ó seu sitio de costume unha vez usados, asegurándose de que están convenientemente tapados.
5. Se hai frascos de uso xeral, para todo o laboratorio, éstos non se deben levar nunca á mesa de traballo. Cando se precise do seu contido, tomarase a cantidade necesaria, nun recipiente adecuado, no lugar onde se encontren.
6. Os reactivos, unha vez sacados dos frascos, nunca deberán ser devoltos ós mesmos, xa que poderían contaminar todo o seu contido. As cantidades que se saquen deberán se-las que se indican no guión das prácticas.
7. Os reactivos líquidos e sólidos que se rexeiten, ou ben se deberán reciclar, ou deberán ser incluídos no sistema de recollida de produtos químicos que haxa adoptado ó centro. En todo caso haberá que consultar co profesor no momento de rexeitalos.
8. No desenvolvemento das prácticas, non deberá de substituírse un reactivo por outro nin unha concentración por outra, a non ser que o indique o profesor.
9. Non deberá engadirse nunca un reactivo a un recipiente que se estea quentando, débese retirar primeiro a fonte calorífica.
10. Os tubos de ensaio débense quentar sempre polas paredes, na zona media do líquido que conteñen, movéndoo continuamente e tendo a precaución de que a boca do tubo estea dirixida cara onde non haxa ninguén.

11. Os reactivos nunca deben probarse para coñece-lo seu sabor. Nunca se debe ulir un reactivo directamente, se fai falta axítase ó ar sobre a boca do recipiente acercándoo ó nariz.
12. Se se traballa con substancias inflamables, débese ter coidado de que non haxa chamas próximas.
13. No caso de incendio deberase emprega-lo extintor axeitado, para o cal se debe coñece-la súa situación no laboratorio, e o seu manexo.
14. No caso de queimaduras, cortes ou accidentes deberase avisar inmediatamente ó profesor.
15. O termina-las sesións de laboratorio, a mesa debe quedar limpa e as chaves do gas e da auga pechada.

PREPARACIÓN DE DISOLUCIÓNS DE ÁCIDOS, BASES E SALES, PARTINDO DE PRODUCTOS COMERCIAIS

1. INTRODUCCIÓN

A maior parte dos procesos químicos que se realizan nun laboratorio, non se fan con substancias puras, senón con disolucións, e xeralmente acuosas.

Cando tratamos con sistemas de dous ou máis compoñentes é necesario definir unha variable de estado que é a composición, a relación de masa, volume ou cantidade de soluto con respecto á masa, volume ou cantidade de disolución ou de disolvente.

Cualitativamente falamos de disolución diluída ou de disolución concentrada. Cuantitativamente a composición exprésase de diferentes formas: %, molaridade, molalidade, fracción molar, etc.

A maior parte das reaccións que se producen nun laboratorio, e na vida cotiá teñen lugar en fase líquida, ademais nesta fase e na gasosa, son nas que as reaccións transcurren a máis velocidade.

Polo tanto, será moi importante saber preparar disolucións, para despois poder traballar con elas.

2. OBXECTIVOS ESPECÍFICOS

Nesta experiencia trataremos de que o alumno faga operativos e afiance os conceptos de masa, volume, densidade, concentración, mol, etc., de tal xeito que sexa capaz de:

- Empregar adecuadamente instrumentos de medida de masas e de volume.
- Utilizar outros instrumentos do laboratorio.
- Resolver problemas sinxelos sobre a preparación de disolucións.
- Elaborar un informe sobre a experiencia realizada.

3. PROPOSTA DE EXPERIENCIAS

A) PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES PARTINDO DE SOLUTOS SÓLIDOS, TANTO PUROS COMO HIDRATADOS

Material e reactivos

Balanza	Variña de vidro
Vidro de reloxo	Funil
Espátula	Matraz aforado
Vaso de precipitados	Frasco de vidro
Frasco lavador	Substancia problema

Procedemento

Cálculo

En primeiro lugar hai que calcula-la masa de soluto a utilizar:

$$n = [M] \cdot V \qquad m = n \cdot M_m$$

No caso dun sólido puro a masa molar, M_m , será a propia da substancia; pero no caso de sales hidratados hai que ter en conta a masa molar de todo o sal, é dicir, do sal puro máis da auga de hidratación.

No caso de termos un sólido con impurezas, debemos ter en conta a súa riqueza, de maneira que a masa m' a medir será:::

$$m' = \frac{m}{\%} \cdot 100$$

Pesada

Colocar no pratiño da balanza un vidro de reloxo e taralo. Coller cunha espátula a cantidade necesaria de soluto, m' , poñela no vidro de reloxo e pesala.



Disolución



Nun vaso de precipitados botar auga nun volume aproximado á metade do volume total da disolución a preparar. Botar dentro o soluto pesado e disólvelo axitando lentamente cunha varíña de vidro. Recoller sobre o vaso de precipitados os restos de soluto coa axuda da auga dun frasco lavador.

Medida do volume a preparar

Coa axuda dun funil, transvasa-la disolución do vaso de precipitados a un matraz aforado de volume igual ó da disolución a preparar, V . Co mesmo vaso de precipitados (para recolle-los posíbeis restos de soluto) engadir-lle, pouco a pouco, auga ata completa-lo enrase, tendo coidado en non sobrepasarse (é o erro máis frecuente).



Almacenado e etiquetado

Coa axuda dun funil pasa-la disolución preparada ó frasco adecuado e etiquetalo.

B) PREPARACIÓN DE DISOLUCIÓNS DILUÍDAS PARTINDO DOUTRAS MÁIS CONCENTRADAS

Esto fai pensar a moitos alumnos e alumnas, que son substancias líquidas; en realidade son gases, pero utilízanse en disolucións acuosas.

Hai reactivos, como o ácido sulfúrico e nítrico, que non se obteñen cunha pureza do 100%, senón con purezas entre o 90% e o 98%. En realidade trátase de disolucións acuosas moi concentradas. Tamén podemos querer preparar unha disolución pero partindo non do reactivo comercial, senón doutra disolución máis concentrada que teñamos no laboratorio.

Material e reactivos

Pipeta	Funil
Vaso de precipitados	Matraz aforado
Frasco lavador	Frasco de vidro
Variña de vidro	Substancia problema

Procedemento

Cálculo

Primeiro hai que calcula-lo volume, V' , de disolución concentrada ó comercial a utilizar:

<i>Disolución a preparar</i>	<i>Soluto puro preciso</i>
$[M] = \text{concentración}$	$n = [M] \cdot V$
$V = \text{volumen a preparar}$	$m = n \cdot M_m$

Disolución comercial

$$[\%] = \% \text{ en masa}$$

$$d = \text{densidade}$$

$$m' = \frac{m}{\%} \cdot 100$$

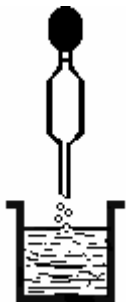
$$V' = \frac{m'}{d}$$

Medida do reactivo

Cunha pipeta (ou cunha probeta se o volume fose grande) toma-lo volume, V' , de disolución concentrada ou comercial calculado.



Disolución



Nun vaso de precipitados botar auga nun volume aproximado á metade do volume total da disolución a preparar. Botar dentro o reactivo que hai na pipeta e remexer lixeiramente cunha varíña de vidro. É moi importante botar sempre o ácido sobre a auga e non ó revés.

Medida do volume a preparar

Coa axuda dun funil, transvasa-la disolución do vaso de precipitados a un matraz aforado de volume igual ó da disolución a preparar, V . Co mesmo vaso de precipitados (para recollelos posibles restos de soluto) engadir auga ata completa-lo enrase, tendo coidado en non sobrepasarse (é o erro máis frecuente).



Almacenado e etiquetado

Coa axuda dun funil pasa-la disolución preparada ó frasco adecuado e etiquetalo.

4. OUTRAS EXPERIENCIAS INTERESANTES

- NaOH, 100 mL de disolución 0,1 M, partindo de NaOH en lentillas.
- KOH, 100 mL de disolución 0,1 M, partindo de KOH comercial do 96%.
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, 100 mL de disolución 0,1 M, partindo do comercial.
- HCl, 100 mL de disolución 0,1 M partindo de HCl do 37,5% en peso e 1,19 g/mL.
- H_2SO_4 , 100 mL de disolución 0,1 M partindo de H_2SO_4 2 M.

5. SUXERENCIAS

Como a manipulación de ácido sulfúrico concentrado pode resultar moi perigosa pódese substituí-la preparación da disolución, a partir da comercial, por unha disolución na que o punto de partida sexa un ácido sulfúrico máis diluído, por exemplo 2 M, que é preparado previamente polo profesor.

Tamén se pode facer un estudio das disolucións que se van empregar ó longo do curso e propoñe-la súa preparación. Cada grupo de alumnos poderá preparar disolucións de distintos reactivos e concentracións, o que supón a vantaxe de que cada grupo realiza cálculos numéricos diferentes.

6. ALGUNHAS CUESTIÓNS RELACIONADAS CON ESTAS EXPERIENCIAS

- Deséxase preparar un litro dunha disolución 1 M de hidróxido de sodio (NaOH) a partir do produto comercial no que a etiqueta especifica unha pureza do 98%. Indica o procedemento a seguir, describe o material a utilizar e determina os gramos de produto comercial que debes tomar.
- Indica o procedemento a seguir e describe o material a empregar na preparación dunha disolución de hidróxido de sodio cunha concentración aproximada 0,1 M. Se 10 mL desta disolución, na súa valoración con ácido clorhídrico 0,105 M, necesitan 9,2 mL deste ácido ¿cal é a concentración exacta da disolución de hidróxido de sodio?
- Deséxase preparar un litro de disolución de ácido sulfúrico 1M a partir do produto comercial, que é do 98% en peso e 1,84 g/mL de densidade. Indicando as precaucións que se deben tomar, describe o procedemento a seguir e determina o volume de ácido concentrado que debes tomar.
- A partir de ácido clorhídrico comercial de densidade 1,18 g/mL e 36% en peso de riqueza, deséxase preparar no laboratorio 500 mL dunha disolución 0,5 M e posteriormente 100 mL doutra disolución 0,1 M a partir da anterior. Indica o procedemento a seguir e describe o material a utilizar. Se mesturámo-las dúas disolucións preparadas e considerando que os volumes son aditivos. ¿Cal será o pH da mestura final?.

7. DOUS EXEMPLOS

A) PREPARACIÓN DE 250 mL DE DISOLUCIÓN 0,1 M DE NaCl

Material e reactivos

Balanza	Variña de vidro
Vidro de reloxo	Funil
Espátula	Matraz aforado
Vaso de precipitados	Frasco de vidro
Frasco lavador	NaCl

Cálculos

En primeiro lugar calculámo-la cantidade de cloruro de sodio que debemos pesar, como a masa molecular do NaCl é de 58,5 resulta que:

$$n = M \cdot V = 0,1 \cdot 0,250 = 0,025 \text{ moles}$$

$$m = n \cdot M_m = 0,025 \cdot 58,5 = 1,4625 \text{ g}$$

Esta sería a masa a pesar de utilizarmos unha balanza de precisión, pero o normal será que utilizemos unha balanza granataria polo que a cantidade a pesar será de 1,46 g (obsérvese como se fai o redondeo).

Procedemento

Nunha balanza colocar un vidro de reloxo e taralo; cunha espátula engadir pouco a pouco NaCl ata ter unha masa de 1,46 g.

Nun vaso de precipitados botar aproximadamente 100mL de auga. Botar dentro o NaCl pesado e disvelo axitando lentamente cunha variña de vidro. Recoller sobre o vaso de precipitados os restos de sal que puideron ficar no vidro de reloxo coa axuda da auga dun frasco lavador.

Coa axuda dun funil, transvasa-la disolución do vaso de precipitados a un matraz aforado de 250 mL. Co mesmo vaso de precipitados (para recolle-los posíbeis restos de NaCl) engadirlle

pouco a pouco auga ata completa-lo enrase, tendo coidado en non sobrepasarse (é o erro máis frecuente).

Coa axuda do funil pasa-la disolución preparada a un frasco de vidro e etiquetalo como NaCl 0,1 M.

B) PREPARACIÓN DE 100 mL DE DISOLUCIÓN 0,5 M DE HCl A PARTIR DA DISOLUCIÓN COMERCIAL (37,5% EN PESO E DENSIDADE= 1,19 g/mL)

Material e reactivos

Pipeta	Funil
Vaso de precipitados	Matraz aforado
Frasco lavador	Frasco de vidro
Variña de vidro	HCl comercial

Cálculos

En primeiro lugar debemos calcula-la cantidade de HCl que debemos coller da disolución concentrada. Como a disolución comercial é do 37,5% en peso:

$$n = M \cdot V = 0,5 \cdot 0,100 = 0,05 \text{ moles}$$

$$m = n \cdot M_m = 0,05 \cdot 36,45 = 1,8225 \text{ g de HCl puro}$$

$$m' = 1,8225 \cdot \frac{100}{37,5} = 4,86 \text{ g}$$

Por tratarse dun líquido medímo-lo volume, e tendo en conta a densidade, necesitaremos:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{4,86}{1,19} = 4,084 \text{ mL} \approx 4,1 \text{ mL}$$

Procedemento

Nun vaso de precipitados botar aproximadamente 50 mL de auga. Nunha vitrina de gases e cunha pipeta con pera coller 4,1 mL de HCl comercial e botalos no vaso de precipitados. Remexer lixeiramente cunha varíña de vidro. *É moi importante botar sempre o ácido sobre a auga e non ó revés.*

Coa axuda dun funil, transvasa-la disolución do vaso de precipitados a un matraz aforado de 100 mL. Co mesmo vaso de precipitados (para recolle-los posíbeis restos de HCl) engadir auga ata completa-lo enrase, tendo coidado en non sobrepasarse (é o erro máis frecuente).

Coa axuda do funil pasa-la disolución preparada a un frasco de vidro e etiquetalo como HCl 0,5 M.

A REACCIÓN QUÍMICA

1. INTRODUCCIÓN

Propónse que o alumno sexa consciente de que existen diferentes tipos de reaccións químicas, e que comprobe experimentalmente a formación dun gas, a formación dun precipitado, a deposición dun metal etc., introducindo os diferentes tipos de reaccións químicas coas que vai ter que familiarizarse ó longo do curso, reaccións de precipitación, de oxidación-redución, etc...

2. OBXECTIVOS ESPECÍFICOS

Nestas experiencias trataremos de que o alumno faga operativos e afiance os conceptos de reacción química, ecuación química, reactivos, reactivo limitante, reactivo en exceso, produtos, de tal xeito que sexa capaz de:

- Empregar adecuadamente os instrumentos de medida de masa e de volume.
- Resolver problemas e cuestións de estequiometría.
- Verificar experimentalmente a formación de diferentes produtos.
- Elaborar un informe sobre as experiencias realizadas.

3. PROPOSTA DE EXPERIENCIAS

A) ACCIÓN DOS ÁCIDOS SOBRE OS METAIS

Material e Reactivos

Gradiña	Metais (Zn, Mg, Cu, Fe, Al)
Tubos de ensaio	Disolución de HCl 1 M
Pipeta	

Procedemento

Introducir anacos aproximadamente iguais de varios metais (Zn, Mg, Cu, Fe, Al) cada un nun tubo de ensaio diferente.

Medir cunha pipeta 2 mL de HCl 1 M.

Verter 2 mL de de ácido clorhídrico (1 M), en cada tubo de ensaio.

Observa-lo que sucede e apuntar aqueles metais que reaccionan co ácido.

Cuestións

- Escribir e axusta-las ecuacións químicas naqueles que se produce reacción.
- Propoñer un listado por orde crecente de reactividade dos metais.

METAL	REACCIONA	VELOCIDADE
Zn	Si	Rápida
Mg		
Fe		
Al		
Cu		

B) FORMACIÓN DUN PRECIPITADO

Material e reactivos

Gradiña	Disolución de NaCl 0,1 M
Tubos de ensaio	Disolución de HCl 0,1 M
Pipeta	Disolución de AgNO ₃ 0,1 M

Procedemento

Colocar varios tubos de ensaio nunha gradiña.

Engadir 1 mL de disolución de AgNO_3 0,1M en dous tubos de ensaio diferentes.

Engadir ó primeiro tubo de ensaio 1 mL de disolución de HCl 0,1M e observa-la formación dun precipitado branco.

Engadir ó segundo tubo de ensaio 1 mL de disolución de NaCl 0,1M e observar novamente a formación dun precipitado branco.

Cuestións

- Escribi-las correspondentes ecuacións químicas e axustalas.
- ¿Cal é a substancia que precipita?
- ¿Trátase do mesmo precipitado?
- ¿Cales son os ións espectadores?
- ¿Por que se lles dá o nome de ións espectadores?

4. OUTRAS EXPERIENCIAS INTERESANTES

A) OBTENCIÓN DE HIDRÓXENO

Material e reactivos

Gradiña	Tapón dobremente furado
Tubos de ensaio	Tubo acodado
Pipeta	Vaso de precipitados
Matraz Erlenmeyer	Metais (Zn)
Dosificador de seguridade	Disolución de H_2SO_4 0,1 M

Procedemento

Introducir nun erlenmeyer unha pequena cantidade de Zn (20 g de limaduras).

Tapa-lo erlenmeyer cun tapón dobremente furado.

Colocar no tapón dobremente furado:

- ? Un dosificador de seguridade.
- ? Un tubo acodado que será introducido nun tubo de ensaio, que ó mesmo tempo estará colocado de forma invertida dentro dun vaso de precipitados, para que nos permita recolle-lo gas.

Engadir no tubo de seguridade 40 mL de disolución de H_2SO_4 (0,1 M), a medida que cae o ácido sobre o Zn, o hidróxeno producido irá desprazando o ar contido no aparello (1 minuto aproximadamente), a continuación recolleemos no tubo de ensaio invertido dentro do vaso de precipitados con auga o hidróxeno desprendido.

Cuestións

- Escribi-la reacción química producida e axustala.
- Calcula-lo reactivo limitante e o reactivo en exceso.
- ¿Que volume de hidróxeno se producirá se as condicións do laboratorio son 18°C e 750 mm de Hg?.

B) DEPOSICIÓN DUN METAL (DESPRAZAMENTO DUNS METAIS POR OUTROS)

Material e reactivos

Tubos de ensaio	Disolución de AgNO_3 0,1 M
Gradiña	Disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M
Lupa	Zn metálico
Pipeta	Fío de cobre
Disolución de CuSO_4 0,1 M	

Procedemento

Colocar varios tubos de ensaio nunha gradiña.

Engadir 5 mL de disolución de CuSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e AgNO_3 en tres tubos de ensaio diferentes.

Agregar ás dúas primeiras Zn metálico e á terceira fío de cobre, non axitar.

Observar con lupa as pezas metálicas, así mesmo observar algún posible cambio na cor das disolucións.

Anota-las observacións.

Cuestións

- Escribi-las ecuacións correspondentes ás tres reaccións e axustálas.
- ¿Qué metais se forman en cada unha das tres reaccións?.

MEDIDA DE ENTALPÍAS DE DISOLUCIÓN E REACCIÓN

1. INTRODUCCIÓN

Todo proceso químico supón unha reorganización dos enlaces e forzas intermoleculares das substancias que interveñen na reacción. A entalpía dos reactivos é distinta da dos produtos, existindo entre ambos unha diferenza de entalpía ΔH que se manifesta como desprendemento ou absorción de calor.

A cantidade de calor absorbida ou desprendida no proceso químico, transmítese tanto ás substancias que interveñen no proceso como ós propios recipientes que as conteñen, experimentando unha variación da súa temperatura, ΔT , que nós podemos medir.

Cúmrese así o Principio de Conservación da Enerxía:

$$Q_{(\text{proceso químico})} + Q_{(\text{absorbida no queamento ou desprendida no enfriamento})} = 0$$

$$Q_{(\text{queamento ou enfriamento})} = Q_{(\text{das substancias que interveñen})} + Q_{(\text{dos recipientes e aparellos})}$$

Lembrémonos que:

$$Q = C_e \cdot m \cdot \Delta T$$

Polo que:

$$Q_{(\text{proceso químico})} = -Q_{(\text{queamento ou enfriamento})} = \\ = \left[\left(C_{e(\text{substancias})} \cdot m_{(\text{substancias})} \cdot \Delta T \right) + \left(C_{e(\text{aparellos})} \cdot m_{(\text{aparellos})} \cdot \Delta T \right) \right]$$

A medida da entalpía esixe a utilización dun sistema que nos permita realizar equilibrios térmicos coa menor dependencia posíbel do exterior, evitando trocos de calor co ambiente. Xa que logo, estas experiencias débemolas facer nun calorímetro, utilizando ademais un termómetro e un axitador.

Dado que o calorímetro é invariábel na súa composición química interésanos calcula-la súa capacidade calorífica e substituír ese valor por unha masa de auga térmicamente equivalente, é dicir, por unha masa de auga que teña a mesma capacidade calorífica que o

calorímetro; valor que se coñece como “*equivalente en auga do calorímetro, m_0* ”

A meirande parte dos procesos químicos que facemos no laboratorio, facémolos con disolucións acuosas diluídas, polo que podemos tomar, sen cometer gran erro, como valor da calor específica das substancias que interveñen, o valor da auga:

$$C_{e(\text{substancia})} = C_{e(\text{auga})} = 4,18 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C}$$

ficando:

$$Q_{(\text{proceso})} = -C_{e(\text{auga})} \cdot (m_{(\text{substancia})} + m_0) \cdot \Delta T$$

calculando o número de moles:

$$n = \frac{m}{M_m}$$

$$\Delta H = \frac{Q_{(\text{proceso})}}{n} \text{ J/mol de soluto}$$

2. OBXECTIVOS ESPECÍFICOS

Nesta experiencia trataremos de que o alumno faga operativos e afiance os conceptos de entalpía, temperatura, calor específica, etc, de tal xeito que o alumno sexa capaz de:

- Empregar adecuadamente os instrumentos de medida de masa, de volume e de temperatura.
- Utilizar outros instrumentos de laboratorio.
- Resolver problemas sinxelos sobre entalpías de disolución e reacción.
- Realizar un informe sobre a experiencia realizada.

3. PROPOSTA DE EXPERIENCIAS

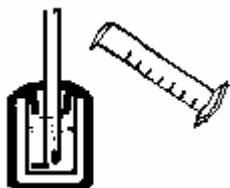
A) MEDIDA DA ENTALPÍA DE DISOLUCIÓN

Material e reactivos

Calorímetro con termómetro e axitador	Vidro de reloxo
Probeta	Espátula
Frasco lavador	Reactivo a medir
Balanza	

Procedemento:

Imos aplicalo para un soluto sólido:



- Collemos un calorímetro e introducimos nel un volume, 200 mL, de auga medido cunha probeta. Medímo-la súa temperatura, T_1 .

- Nunha balanza pesamos unha cantidade determinada, 2g, de soluto sólido. Introducímolo no calorímetro coa auga.



- Pechámo-lo calorímetro e movemos lixeiramente o axitador. Lemos no termómetro a temperatura máxima que alcanza, T_2 .

Facémo-los cálculos correspondentes:

$$\Delta T = T_2 - T_1$$

$$Q_{(\text{disolución})} = -C_{e(\text{auga})} \cdot (m_{(\text{auga})} + m_{(\text{solute})} + m_0) \cdot \Delta T$$

B) MEDIDA DE ENTALPÍAS DE DISOLUCIÓN E REACCIÓN

Material e reactivos

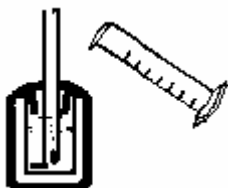
Calorímetro con termómetro e axitador

Probeta

Reactivos problema

Procedemento

Imos aplicalo para un ácido e unha base diluídos:



- Collemos un calorímetro e introducimos nel un volume, 100 mL, de ácido medido cunha probeta. Medímo-la súa temperatura, T_1 .

- Nunha probeta, medimos un volume, 100 mL, da base e introducímola no calorímetro.

- Pechámo-lo calorímetro e movemos lixeiramente o axitador. Lemos no termómetro a temperatura máxima que alcanza, T_2 .



Facémo-los cálculos correspondentes:

$$\Delta T = T_2 - T_1$$

$$Q_{(\text{neutralización})} = -C_{e(\text{auga})} \cdot (m_{(\text{ácido})} + m_{(\text{base})} + m_0) \cdot \Delta T$$

$$n = \frac{m}{M_m}$$

$$\Delta H = \frac{Q_{(\text{neutralización})}}{n} \quad J/\text{mol de soluto}$$

C) MEDIDA DA ENTALPÍA DE REACCIÓN: REACCIÓN DUN ÁCIDO CUN METAL

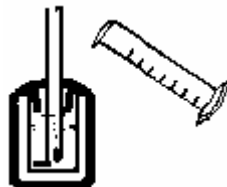
Debemos elixir un proceso exotérmico e rápido, preferentemente a reacción entre o ácido clorhídrico e unha cinta de magnesio. Pódese facer tamén con cinc pero neste caso, a reacción é máis lenta e menos exotérmica. É conveniente calcular con antelación a cantidade de ácido necesaria para que se atope en exceso e reaccione todo o metal.

Material e reactivos

Calorímetro con termómetro e axitador	Vidro de reloxo
Probeta	Metal problema
Balanza	Ácido problema

Procedemento

Collemos un calorímetro e introducimos nel un volume, 150 mL, de ácido medido cunha probeta. Medímo-la súa temperatura, T_1 .



- Nunha balanza pesamos unha cantidade determinada, 1g, do metal. Introducímolo no calorímetro co ácido.



- Pechámolo calorímetro e movemos lixeiramente o axitador. Lemos no termómetro a temperatura máxima que alcanza, T_2 .



Facémoslos cálculos correspondentes:

$$\Delta T = T_2 - T_1$$

$$Q_{(\text{reacción})} = -C_{e(\text{auga})} \cdot (m_{(\text{ácido})} + m_{(\text{metal})} + m_0) \cdot \Delta T$$

$$n = \frac{m}{M_m}$$

$$\Delta H = \frac{Q_{(\text{neutralización})}}{n} \quad J/\text{mol de soluto}$$

4. OUTRAS EXPERIENCIAS INTERESANTES

- Entalpía de disolución do hidróxido de sodio; 2 g de NaOH , disoltos en 200 mL de auga.
- Entalpía de disolución do cloruro amónico; 8 g de NH_4Cl , disoltos en 200 mL de auga.
- Entalpía de neutralización do ácido clorhídrico con hidróxido de sodio; 100 mL de HCl 0,1 M con 100 mL de NaOH 0,1 M.
- Entalpía de neutralización do ácido clorhídrico con hidróxido de amonio; 100 mL de HCl 0,1 M con 100 mL de NH_4OH 0,1 M.
- Entalpía de reacción do ácido clorhídrico con magnesio; 150 mL de HCl 1 M con 0,1 g de magnesio.
- Entalpía de reacción do ácido clorhídrico con cinc; 150 mL de HCl 1 M con 1 g de cinc.

5. SUXERENCIAS

Os valores das entalpías obtidas nas experiencias anteriores deben ser comparadas polos alumnos e polas alumnas cos valores das táboas do libro de referencia; tamén deben analiza-los motivos da desviación entre ambos valores. Para que o alumnado poda comprobar que os valores obtidos por eles mesmos na realización das experiencias son similares ós das táboas, deben utiliza-los medios materiais máis adecuados; isto é, calorímetros con termómetro e axitador.

De querermos utilizar nalgunha experiencia un vaso de precipitados en vez dun calorímetro, podémolo facer na experiencia do Mg e HCl, xa que a reacción entre o ácido clorhídrico e o magnesio é moi rápida e moi exotérmica dando lugar a un erro menor que nas outras experiencias. Neste caso, en primeiro lugar, temos que pesar nunha balanza, o vaso de precipitados co axitador e o termómetro, obtendo así o valor “ $m_{\text{(aparells)}}$ ”.

Para a calor específica, podemos toma-lo valor: $C_e \text{ (aparells)} = 750 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$

MEDIDA DO EQUIVALENTE EN AUGA DO CALORÍMETRO

De non dispoñermos do valor do equivalente en auga do calorímetro, podemos medi-lo facilmente (aínda que o coñezamos, é conveniente realizar esta experiencia nas prácticas de primeiro curso). É recomendábel facer varias veces a experiencia desprezando os resultados moi desviados e calculando cos outros o valor medio. Este valor utilizarémolo xa durante toda a vida do calorímetro.

Material e reactivos

Calorímetro con termómetro e axitador

Vaso de precipitados

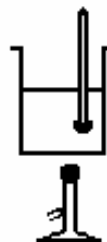
Balanza

Procedemento



□ Cun termómetro medímo-la temperatura, T_1 , do calorímetro (normalmente será á do ambiente).

□ Nun vaso de precipitados quentamos unha masa $m = 200$ g de auga ata unha temperatura $T_2 = 90^\circ \text{C}$.



□ Rapidamente introducímo-la auga do vaso de precipitados no calorímetro. Pechámo-lo e axitamos lixeiramente. Lemos no termómetro a temperatura máxima que alcanza, T_3 .



Facémo-los cálculos correspondentes:

$$Q_{(\text{cedida})} + Q_{(\text{absorbida})} = 0$$

$$m \cdot C_e \cdot (T_3 - T_2) + m_0 \cdot C_e \cdot (T_3 - T_1)$$

$$m_0 = m \cdot \frac{(T_3 - T_2)}{(T_3 - T_1)}$$

6. ALGUNHAS CUESTIÓN S RELACIONADAS CON ESTAS EXPERIENCIAS

□ Describa o procedemento que seguiría para determinar, de forma aproximada, a calor de disolución do NaOH en auga, indicando o material que utilizaría. Se ó disolver 1,2g de NaOH sólido en 250 mL, o incremento de temperatura da disolución é 1,24 $^\circ\text{C}$, calcule a calor molar de disolución do NaOH.

Datos: $C_{e(\text{auga})} = 4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$.

□ Explique detalladamente como calcularía no laboratorio a calor de disolución de NaOH (s) en auga. Faga o cálculo da calor de disolución (a P e T do laboratorio) supoñendo unha masa de NaOH de 5 g que se disolven en 900 mL nun calorímetro que equivale en auga a 13 g. O aumento da temperatura da auga foi

de 1°C. Datos: A calor específica da auga é de 4,18 J/g.°C e a densidade da auga é de 1g/mL.

- Explique detalladamente como calcularía no laboratorio a calor de disolución de NaOH_(s) en auga. Faga o cálculo da calor de disolución (a P e T do laboratorio) supoñendo unha masa de NaOH de 2g que se disolven en 450 mL nun calorímetro que equivale en auga a 15 g. O aumento da temperatura da auga foi de 1,5°C. Datos: A calor específica da auga é de 4,18 J/g.°C e a densidade da auga é de 1g/mL.
- Supoñendo que dispoñemos de 100mL de HCl 0,1M e de hidróxido sódico (sólido en lentellas), como prepararía a disolución de hidróxido de sodio 0,1M? Describa o procedemento que empregaría para medir no laboratorio a calor de neutralización das dúas disolucións: 0,1M de ácido clorhídrico e 0,1M de hidróxido de sodio. Se na reacción se liberan 550J, ¿qué valor terá a calor molar de neutralización entre as dúas especies?.
- Describa o procedemento para calcular no laboratorio a calor de disolución de NaOH_(s) en auga. Faga o cálculo da calor de disolución (a P e T do laboratorio) supoñendo unha masa de hidróxido de sodio de 1,8 g que se disolven en 400 mL, nun calorímetro que ten de equivalente en auga 12 g. O incremento da temperatura da auga foi de 1,2°C.
Datos: $C_{e(\text{disolución})} = C_{e(\text{auga})} = 4,18 \text{ J/g.}^\circ\text{C}$ e a densidade da auga = 1 g/mL.
- ¿Cómo determinaría no laboratorio a calor de neutralización dun ácido forte cunha base forte?. Explíqueo cun exemplo.
- Describa o procedemento para calcular no laboratorio a calor de disolución de NaOH_(s) en auga. Enumere o material e modo de face-los cálculos.

7. TRES EJEMPLOS

A) MEDIDA DA ENTALPÍA DE DISOLUCIÓN DO NaOH EN LENTELLAS

Material e reactivos

Calorímetro con termómetro e axitador	Vidro de reloxo
Probeta	Espátula
Balanza	NaOH en lentellas

Procedemento

Collemos un calorímetro e mirámo-lo valor do seu equivalente en auga: $m_0 = 18$ g (supoñamos). Cunha probeta collemos 200 mL de auga e botámolos no calorímetro. Medimos co termómetro a temperatura da auga: $T_1 = 21$ °C (supoñamos).

Nunha balanza e nun vidro de reloxo pesamos 2 g de NaOH en lentellas. Para isto, botamos NaOH cunha espátula no vidro de reloxo, ata completar os 2 g. Coa mesma espátula, introducimos o NaOH no calorímetro coa auga.

Pechámo-lo calorímetro e movemos lixeiramente o axitador. Lemos no termómetro a temperatura máxima que alcanza: $T_2 = 23,5$ °C (supoñamos).

Facémo-los cálculos correspondentes:

$$\Delta T = T_2 - T_1 = 23,5 - 21 = 2,5^\circ C$$

$$m_{(\text{auga})} = d \cdot V = 1 \text{ g / mL} \cdot 200 \text{ mL} = 200 \text{ g}$$

$$Q_{(\text{disolución})} = -C_{e(\text{auga})} \cdot (m_{(\text{auga})} + m_{(\text{sóluto})} + m_0) \cdot \Delta T = \\ = -4,18 \text{ J / g} \cdot ^\circ C \cdot (200 \text{ g} + 2 \text{ g} + 18 \text{ g}) \cdot 2,5^\circ C = -2299 \text{ J}$$

(o signo é negativo como corresponde a un proceso exotérmico)

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g / mol}} = 0,05 \text{ moles de NaOH}$$

$$\Delta H = \frac{Q_{(\text{disolución})}}{n} = \frac{-2299J}{0,05\text{moles}} = -45980J / \text{mol de NaOH}$$

B) MEDIDA DA ENTALPÍA DE NEUTRALIZACIÓN DO HCl CO NaOH

Material e reactivos

Calorímetro con termómetro e axitador	HCl 0,1 M
Probeta	NaOH 0,1 M

Procedemento

Collemos un calorímetro e mirámo-lo valor do seu equivalente en auga: $m_0 = 18 \text{ g}$ (supoñamos). Cunha probeta collemos 100 mL de HCl 0,1M e botámoslo no calorímetro. Medimos co termómetro a temperatura do HCl: $T_1 = 21 \text{ }^\circ\text{C}$ (supoñamos). Cunha probeta collemos 100 mL de NaOH 0,1M e botámoslo no calorímetro.

Pechámo-lo calorímetro e movemos lixeiramente o axitador. Lemos no termómetro a temperatura máxima que alcanza: $T_2 = 23 \text{ }^\circ\text{C}$ (supoñamos).

Facémo-los cálculos correspondentes:

$$\Delta T = T_2 - T_1 = 23 - 21 = 2^\circ\text{C}$$

$$m_{(\text{ácido})} = m_{(\text{base})} = d \cdot V = 1 \text{ g/mL} \cdot 100 \text{ mL} = 100 \text{ g}$$

$$Q_{(\text{neutralización})} = -C_{e(\text{auga})} \cdot (m_{(\text{ácido})} + m_{(\text{base})} + m_0) \cdot \Delta T =$$

$$-4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (100 \text{ g} + 100 \text{ g} + 18 \text{ g}) \cdot 2^\circ\text{C} = -1822 \text{ J}$$

(o signo é negativo como corresponde a un proceso exotérmico)

$$n = [M] \cdot V = 0,1 \text{ M} \cdot 0,100 \text{ L} = 0,01 \text{ moles de NaOH}$$

$$\Delta H = \frac{Q_{(\text{neutralización})}}{n} = \frac{-1822 \text{ J}}{0,01 \text{ moles}} = -182200 \text{ J/mol de NaOH}$$

C) MEDIDA DA ENTALPÍA DE REACCIÓN DO HCl CON Mg

Material e reactivos

Calorímetro con termómetro e axitador

Probeta

Vidro de reloxo

Procedemento

Collemos un calorímetro e mirámo-lo valor do seu equivalente en auga: $m_0 = 18 \text{ g}$ (supoñamos). Cunha probeta collemos 50 mL de HCl 1M e botámoslo no calorímetro. Medimos co termómetro a temperatura do HCl: $T_1 = 21 \text{ }^\circ\text{C}$ (supoñamos).

Nunha balanza e nun vidro de reloxo pesamos 0,1 g de cinta de magnesio cortada cunhas tesoiras. Introducímolo magnesio no calorímetro co HCl.

Pechámo-lo calorímetro e movemos lixeiramente o axitador. Lemos no termómetro a temperatura máxima que alcanza: $T_2 = 28^\circ\text{C}$ (supoñamos).

Facémo-los cálculos correspondentes:

$$\Delta T = T_2 - T_1 = 28 - 21 = 7^\circ\text{C}$$

$$m_{(\text{ácido})} = d \cdot V = 1 \text{ g/mL} \cdot 150 \text{ mL} = 150 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} Q_{(\text{reacción})} &= -C_{e(\text{auga})} \cdot (m_{(\text{ácido})} + m_{(\text{metal})} + m_0) \cdot \Delta T = \\ &= -4,18 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (150 \text{ g} + 0,1 \text{ g} + 18 \text{ g}) \cdot 7^\circ\text{C} = -1993 \text{ J} \end{aligned}$$

(o signo é negativo como corresponde a un proceso exotérmico)

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{0,1 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}} = 0,004 \text{ moles de Mg}$$

$$\Delta H = \frac{Q_{(\text{neutralización})}}{n} = \frac{-1993 \text{ J}}{0,004 \text{ moles}} = -498250 \text{ J/mol de Mg}$$

EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

1. INTRODUCCIÓN

Os alumnos deste nivel manexan a nivel teórico os modelos de ácido e de base que veñen dados polas teorías de Arrhenius e de Brønsted-Lowry, e dende eles achéganse ós conceptos de forza dos ácidos e bases fronte á auga e ó comportamento das sales en disolución acuosa (equilibrio de hidrólise). O punto de vista do equilibrio e a aplicación da lei de Le Chatelier para o estudio destes fenómenos ocupará parte importante das sesións teóricas e das de realización de problemas. Neste estudio achegaranse ós conceptos de pH, pOH e pK.

2. OBXECTIVOS ESPECÍFICOS

- Nesta experiencia trataremos de que o alumno faga operativos e afiance os conceptos de ácido, base, pH, disolución reguladora, concentración, volume,...
- Empregar de xeito adecuado tubos de ensaio, variña de vidro, a pipeta, a bureta e o matraz erlenmeyer. E no seu caso un pH-metro.
- Utilizar outros instrumentos do laboratorio.
- Ser capaz de resolver problemas sinxelos sobre valoracións de disolucións que presentan estequiometrías diferentes.
- Ter unha idea de que diferentes valoracións poden requirir de indicadores diferentes, e que relacione isto co fenómeno da hidrólise.
- Ser capaz de elaborar un informe sobre a experiencia realizada.

3. PROPOSTA DE EXPERIENCIAS

No laboratorio tentaremos de que estes conceptos poidan chegar a un maior nivel de concreción, e para isto propoñemos tres actividades prácticas:

A) COMPARACIÓN ENTRE OS DIFERENTES VALORES DE pH DE DISOLUCIÓNS ACUOSAS DE DIVERSOS ÁCIDOS, BASES E SALES.

Neste apartado mediante un pH-metro ou no seu caso mediante papel indicador universal poderemos comproba-los diferentes pH das distintas disolucións. É interesante que o alumno entenda a utilidade do concepto de pH, ($\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$) que simplemente é un número que indica que por debaixo de 7 a disolución ten carácter ácido e por enriba carácter básico. En realidade, un número moi baixo indica un valor alto da concentración de hidroxenións e un alto un valor baixo da mesma.

Material e reactivos

Matraz Erlenmeyer	Papel indicador universal
Vidro de reloxo	pH-metro
Variña de vidro	Disolución de HCl
Bureta	Disolución de NaOH
Pipeta	

Procedemento

Preparamos disolucións de diversos ácidos, bases e sales, por exemplo ácido clorhídrico, ácido acético, hidróxido de sodio, hidróxido de aluminio, cloruro de sodio, cloruro de amonio, e introducimos en tubos de ensaio que previamente etiquetamos para non nos confundir. A continuación podemos operar de dúas maneiras:

- 1) Cun pH-metro: Imos introducindo o electrodo en cada unha das disolucións e anotando o pH que marca. Debemos te-la precaución de que cada vez que usémo-lo electrodo debemos lavalo con auga desionizada, para que non queden restos da substancia anterior.

2) Con papel indicador universal: Sobre un vidro de reloxo invertido colocamos tantos anaquiños de papel indicador como disolucións teñamos preparadas. Introducimos unha varíña de vidro no primeiro dos tubos e con ela mollamos un dos anaquiños de papel, comparámo-la cor que adquire coa escala de cores que acompaña ao papel indicador e anotámo-lo pH. Tras lavar ben a varíña con auga desionizada imos repetindo a operación coas outras disolucións.

Podemos realiza-los dous métodos, mentres un grupo realiza un outro realiza o outro e despois alternanse, comparando os resultados obtidos. Así pódese observa-la diferencia entre unha determinación seguindo un método aproximado e un máis preciso.

Outra suxerencia para esta parte da práctica é a de substituí-las disolucións de substancias que temos no laboratorio por outras coñecidas polos alumnos na súa vida cotiá, como por exemplo: zume de limón, vinagre, lixíva, aspirina disolta, viño, auga con gas e auga destilada.

B) VALORACIÓN CUALITATIVA DO CARÁCTER REGULADOR DUNHA DISOLUCIÓN

En relación con este apartado cabe sinalar que unha disolución reguladora é aquela que presenta a propiedade de poder resisti-las variacións de pH que provocaría a adición dun ácido forte ou unha base forte. Poden estar formadas por un ácido débil e unha das súas sales de base forte (ácido acético e acetato de sodio), ou por unha base débil e unha das súas sales de ácido forte (amoníaco e cloruro amónico).

Material e reactivos

Matraz Erlenmeyer	Papel indicador universal
Vidro de reloxo	pH-metro
Variña de vidro	Disolución de HCl
Bureta	Disolución de NaOH
Pipeta	

Procedemento

Preparámo-las seguintes disolucións:

- 50 mL de ácido acético 0,1 M
- 50 mL de acetato de sodio 0,1 M
- 50 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,1 M
- 50 mL de disolución de hidróxido de sodio 0,1 M.

A continuación mesturámo-los 50 mL de ácido acético cos 50 mL de acetato, co que teremos preparada a disolución reguladora.

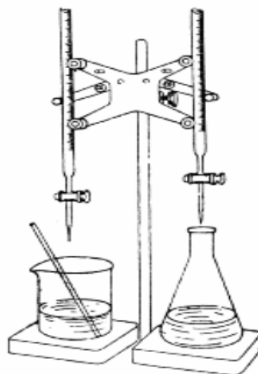
Collemos catro tubos de ensaio e engadimos en dous deles 5 mL de auga destilada e nos outros dous 5 mL de disolución reguladora. Engadimos dúas gotas de disolución de clorhídrico a un tubo que conteña auga destilada e outras dúas a un tubo que conteña disolución reguladora. Medímo-lo pH como indicamos no apartado anterior e comparámo-lo resultado dos dous tubos. Procedemos de forma semellante coa disolución de sosa.

C) VALORACIÓN DUN ÁCIDO FORTE CUNHA BASE FORTE

Este terceiro apartado consiste nunha valoración cuantitativa. Valorar un ácido consiste en calcula-la súa concentración a partir da concentración coñecida dunha base e a cantidade desta que reacciona cunha determinada cantidade de ácido. Da mesma maneira valorar unha base consiste en determina-la súa concentración a partir da dun ácido xa coñecida. Este tipo de valoracións coñécense como volumetrías de neutralización.

A volumetría de neutralización é unha técnica analítica que permite calcula-la concentración dun ácido (ou dunha base) disoltos, coñecido o volume dunha disolución patrón dunha base (ou ácido) coñecida, necesario para a súa neutralización.

O problema reside en saber cando finaliza a reacción. Para resolvelo axudámonos dun indicador que é unha substancia que por debaixo dun pH determinado presentará



unha cor e por enriba presentará outra. Como se indica no esquema adxunto coa bureta engádesse gota a gota o reactivo sobre o erlenmeyer ata que se produce o cambio de cor.

As valoracións ácido- base teñen o seu fundamento no cambio brusco da concentración de ións H_3O^+ que se produce no punto de equivalencia.

PROPOÑEMOS QUE SE REALICE A VALORACIÓN DE ÁCIDO CLORHÍDRICO CON HIDRÓXIDO DE SODIO.

Material e reactivos

Matraz Erlenmeyer	Papel indicador universal
Vidro de reloxo	pH-metro
Variña de vidro	Disolución de HCl
Bureta	Disolución de NaOH
Pipeta	Papel indicador universal

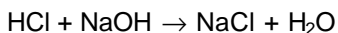
Procedemento

Mídese de forma precisa (cunha pipeta) o volume do ácido que queremos valorar e poñémolo nun erlenmeyer ó que lle engadimos unhas pingas de fenolftaleína. Nunha bureta poñémo-la base de concentración coñecida, que imos empregar como axente valorante (reactivo) . Engadimos lentamente o reactivo sobre o ácido ata que o indicador cambia de cor. Anotámo-lo volume gastado.

Repetimos tres ou catro veces a experiencia e tomamos como volume gastado a media aritmética dos tres ou catro valores obtidos.

Cálculos

A ecuación química correspondente ó proceso é:



Segundo a estequiometría da reacción:

n° de moles de ácido = n° de moles de base

$$n_A = n_B$$

$$V_A \cdot M_A = V_B \cdot M_B \quad (1)$$

Na ecuación (1) coñecidos os dous volumes e unha das molaridades podemos desaxer a outra.

A elección de indicador

Os indicadores son substancias que en disolución diluída e para un valor determinado do pH experimentan un cambio dalgunha das súas propiedades físicas, normalmente a súa cor. O máis frecuente é que se trate de ácidos ou bases débiles de natureza orgánica, nas que o ácido e a súa base conxugada teñen diferente cor.

O cambio de cor non se produce a un pH determinado, senón que ten lugar nun intervalo de dúas unidades de pH ó que se lle chama zona de viraxe.

Chámase punto de equivalencia ó instante no que a cantidade engadida de valorante teña reaccionado exactamente coa cantidade de disolución problema.

É evidente, que debido ó fenómeno da hidrólise o punto de equivalencia non será o mesmo no caso do cloruro de sodio (sal de ácido forte e base forte) que no sulfato de amonio (sal de ácido forte e base débil), polo que haberá que escoller en cada caso o indicador que vire a súa cor no intervalo que conteña ó punto de equivalencia correspondente a cada valoración.

A continuación presentamos unha relación de indicadores cos seus intervalos de viraxe e coas cores que presentan respectivamente en medio ácido e en medio básico.

INDICADOR	INTERVALO pH	CAMBIO DE COR
Violeta de metilo	0 – 1,5	Amarelo-Azul
Azul de timol	1,2 – 2,8	Vermello-Amarelo
Amarelo de metilo	2,9 - 4	Vermello-Amarelo
Laranxa de metilo	3,1 – 4,4	Vermello-Amarelo
Vermello congo	3 – 5	Azul-Vermello
Vermello de metilo	4,2 – 6,3	Vermello-Amarelo
Azul de bromotimol	6 – 7,6	Amarelo-Azul
Tornasol	4,5 – 8,3	Vermello-Azul
Vermello de fenol	6,8 – 8,4	Amarelo-Vermello
Fenolftaleína	8,2 – 9,8	Incoloro-Púrpura
Amarelo de alizarina	10, – 12,1	Amarelo-Rojo
Carmín de índigo	11,6 – 14	Azul-Amarelo

Destes indicadores sería conveniente que no laboratorio houbera alomenos tres: o laranxa de metilo, o tornasol e a fenolftaleína, que cobren un abano moi amplo de pH.

4. ALGUNHAS CUESTIÓNIS RELACIONADOS CON ESTAS EXPERIENCIAS

- Coas seguintes especies químicas: ácido sulfúrico, ácido acético, cloruro de sodio, acetato de sodio e amoníaco explica como farías para preparar no laboratorio unha disolución reguladora. Unha vez preparada a disolución como farías para determina-lo seu pH. Indica o procedemento a seguir e o material a utilizar en ámbolos casos.
- Indique o procedemento a seguir, describindo o material a utilizar, na valoración dunha disolución de hidróxido de sodio con outra de ácido sulfúrico 0,1 M. Comente o papel exercido polo indicador. Se se toman 10 mL da disolución de base e se

necesitan 10 mL da disolución de ácido, ¿cal é a concentración da disolución de hidróxido de sodio?

- Indique o procedemento a seguir e describa o material a utilizar na valoración de 10 mL de disolución de hidróxido de sodio cunha disolución de ácido clorhídrico. Se para a valoración de 10 mL de disolución de hidróxido de sodio se realizaron tres experiencias nas que o volume de ácido gastado foi 9,8; 9,7 e 9,9 respectivamente, ¿qué concentración asignaría á disolución da base?, ¿a que atribúe os valores diferentes do volume de ácido medido?.

FORMACIÓN DE PRECIPITADOS DE SALES POUCO SOLUBLES E SEPARACIÓN DOS MESMOS POR FILTRACIÓN

1. INTRODUCCIÓN

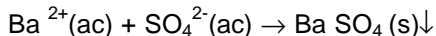
Moitas análises químicas, tanto cualitativas como cuantitativas, realízanse por precipitación de certos sales.

A maioría dos sales son bastante solubles en auga, pero existen tamén moitos de solubilidade moi pequena, practicamente *insolubles* para moitos efectos.

Os sales moi pouco solubles son os que posúen, en xeral, maiores enerxías reticulares e menores enerxías de hidratación. Por isto o seu proceso de disolución faise axiña lento e dificultoso. De tal xeito que, aínda que a concentración dos seus ións disoltos sexa moi pequena, a velocidade coa que estes se recristalizan iguálase á da disolución, que é moi pequena. Isto significa que a disolución satura en canto se dissolve unha cantidade moi pequena de sal, polo que se dí que o sal é insoluble.

Cando se mesturan dúas disolucións, contendo cada unha delas un dos ións dun composto insoluble, prodúcese a *precipitación* deste instantaneamente, como ocorre, por exemplo, ó mesturar unha disolución dun sal soluble de cadmio con outro dun sulfuro soluble.

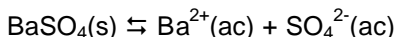
Así mesmo, se a unha disolución de BaCl_2 se engade outra de K_2SO_4 fórmase un precipitado branco de BaSO_4 :



Os ións de potasio e cloruro quedan como estaban, fan o papel de ións espectadores, sen intervir na reacción.

En rigor non se pode dicir que un sal sexa completamente insoluble. Nalgunhas sales máis insolubles, existe un equilibrio entre o sal sólida sen disolver e os seus ións en disolución.

Así, no exemplo anterior, despois de producirse o precipitado, establécese o seguinte equilibrio:



Nos sales chamados *insolubles*, este equilibrio está case totalmente desprazado cara a esquerda. Tendo en conta que a concentración da sal sólida, sen disolver, é constante, pódese escribir:

$$K_s = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}]$$

onde K_s é a chamada constante de produto de solubilidade ou produto de solubilidade.

Chamando Q o produto das concentracións, cando estas non son as de equilibrio, teremos:

$$Q = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}]$$

En xeral, se temos dúas disolucións separadas, contendo unha ións Ba^{2+} e a outra ións SO_4^{2-} , ó mesturalas:

Non se formará precipitado se: $Q = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}] < K_s$

Se se formará precipitado se: $Q = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}] > K_s$

Un valor moi pequeno de K_s significa que, no equilibrio, as concentracións dos ións deben ser moi baixas e, polo tanto, a solubilidade moi pequena.

2. OBXECTIVOS

- Separar unha substancia, formada en disolución a partir doutras especies químicas, aproveitando a súa baixa solubilidade.
- Familiarizar ó alumno co manexo dos instrumentos de laboratorio que permiten illa-lo precipitado da súa disolución de orixe, por medio dunha filtración a baleiro.
- Adquirir coñecementos de cómo se poden chegar a disolver algúns precipitados e que sexa capaz de calcula-lo rendemento da reacción de precipitación.
- Elaborar un informe sobre a experiencia realizada.

3. PROPOSTA DE EXPERIENCIA

A) PRECIPITACIÓN DE CaCO_3

Material e reactivos

Balanza analítica	Espátula
Funil Büchner	Trompa de baleiro
Vasos de precipitados (2)	Base soporte
Granatario	Probeta
Vidro de reloxo	Estufa
Matraz Kitasato	CaCl_2 , sólido
Acendedor	Na_2CO_3 , sólido

Procedemento

Mídense coa probeta uns 25 mL de auga destilada e vértense nun vaso de precipitados

Pésanse *exactamente*, ó redor de 2 g de CaCl_2 e vértense no vaso. Debe quentarse suavemente para facilita-la disolución.

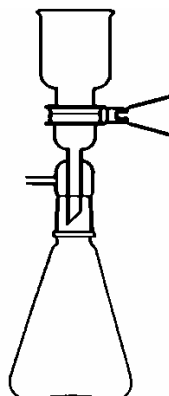
Noutro vaso bótanse tamén uns 25 mL de auga e engádenselle, aproximadamente, uns 3 g de Na_2CO_3 previamente pesados. Quentar suavemente ata disolver.

Engádese a disolución de Na_2CO_3 sobre a de CaCl_2 e aparecerá un precipitado de CaCO_3 .

Enfrea-las paredes do vaso de precipitados co chorro de auga da billa para axudar á precipitación.

Prepárase o funil Büchner e o matraz Kitasato acoplados á trompa de baleiro. Pésase un papel de filtro, anótase o seu peso e colócase no funil Büchner.

Unha vez fría a disolución, fíltrase a baleiro para separa-lo precipitado de CaCO_3 , que quedará sobre o papel de filtro.



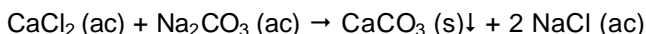
Lávase varias veces o precipitado con auga destilada e engádellese periódicamente mostras do líquido que gotea no funil Büchner ata que non se observe turbidez ó adicionar unhas gotas de AgNO_3 .

Recóllese o precipitado formado, co papel de filtro, e colócase nun vidro de reloxo, previamente pesado.

Deixase secar ó ar, ou mellor, nunha estufa, a $100\text{ }^\circ\text{C}$, e, unha vez seco, pásase ó desecador ata que alcance a temperatura ambiente, pesase (co papel) e calcúlase os gramos obtidos do precipitado. Será necesario resta-lo peso do papel.

Cálculos

Reacción que tivo lugar:



Se temos partido de "a" gramos de cloruro de calcio, obténdose "b" gramos de precipitado de CaCO_3 , pódese determinar o rendemento do carbonato de calcio formado, sendo "x" os gramos de CaCO_3 supoñendo un rendemento do 100%.

$$\frac{\text{CaCl}_2}{\text{CaCO}_3} = \frac{111\text{g}}{100\text{g}} = \frac{"a" \text{ g}}{"b" \text{ g}} \quad \text{Rendemento} = \frac{"b" \text{ g}}{"x" \text{ g}} \cdot 100$$

4. CUESTIÓNS RELACIONADAS COA PRÁCTICA

Calcula-la cantidade que se obtería de CaCO_3 supoñendo un rendemento do 100%.

Calcula-lo rendemento na substancia precipitada na práctica.

¿Por que é necesario lavar repetidas veces o precipitado de CaCO_3 .

¿Que finalidade teñen as comprobacións con AgNO_3 ?

Se quixera dissolve-lo precipitado, ¿que faría?, ¿e se se tratase dun precipitado de AgCl ?

Explíquese escribindo as ecuacións químicas correspondentes.

EQUILIBRIOS DE OXIDACION-REDUCCION

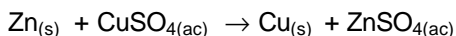
Deseño, montaxe e utilización dunha célula galvánica e dunha electrolítica

1. INTRODUCCIÓN

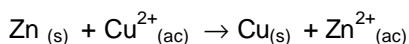
As reaccións químicas van acompañadas dunha transferencia de enerxía. Aínda que a transferencia se produce normalmente en forma de calor, nos procesos redox pódense dispoñer de tal maneira que parte da enerxía transferida se utilice para realizar un traballo. A pila voltaica é o dispositivo máis común para lograr esto.

Nas reaccións redox hai unha transferencia de electróns dende unha substancia que se oxida a outra que se reduce, entendendo por oxidación o proceso no que se perden electróns e o proceso inverso a redución como ganancia de electróns.

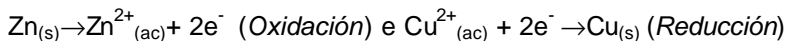
Un exemplo moi sinxelo de proceso redox será colocar unha lámina de Zn nunha disolución de CuSO_4 , observándose que a lámina de Zn se recobre dunha substancia de cor parduzco, como consecuencia de terse producido espontaneamente a seguinte reacción redox:



Que adoitamos representar cos ións que interveñen no proceso da seguinte maneira:



Os ións SO_4^{2-} non os escribimos na ecuación iónica por seren ións espectadores e non sufrir ningún cambio, pola contra, cada ión que se forma de Zn^{2+} deixa dous electróns que pasan inmediatamente a un dos ións Cu^{2+} , que desta maneira se transforma en Cu metálico que se deposita na lámina de Zn. Para construír unha pila é necesario forzar ós electróns a pasar por un circuito externo, esto conséguese separando fisicamente os dous procesos da reacción.



De tal xeito que teñan lugar en compartimentos distintos.

2. OBXECTIVOS ESPECÍFICOS

Nesta experiencia trataremos de que o alumno faga operativos e afiance os conceptos de oxidación, redución, oxidante, reductor, proceso redox, electrodo, ánodo, cátodo, potencial de electrodo, f.e.m, de tal xeito que sexa capaz de:

- Empregar adecuadamente os instrumentos de medida de volume.
- Utilizar outros instrumentos de medida (voltímetro, polímetro).
- Empregar correctamente a notación nas pilas.
- Manexar correctamente e escala de potenciais de redución.
- Identificar e diferencia-los termos oxidación, redución, oxidante, reductor, proceso redox.
- Resolver problemas sinxelos sobre o cálculo de f.e.m. en pilas.
- Elaborar un informe sobre a experiencia realizada.

3. PROPOSTA DE EXPERIENCIAS

A) PILA DANIELL

Está formada por un electrodo de Zn introducido nunha disolución acuosa 1 molar de ZnSO_4 , separado por un tabique poroso ou unha ponte salina doutro electrodo de Cu introducido nunha disolución acuosa 1 molar de CuSO_4 .

Material e reactivos

Dous vasos de precipitados	Voltímetro ou polímetro
Probeta de 100 mL	Disolución de ZnSO_4 1 M
Papel de filtro	Disolución de CuSO_4 1 M
Fíos conductores	Lámina de Cu
Tubo en U	Disolución de NH_4Cl 0,1 M
Pinzas de crocodilo	Lámina de Zn

Procedemento

Deberíamos ter preparadas sendas disolucións 1 molar de CuSO_4 e 1 molar de ZnSO_4 , no caso contrario é necesario preparalas seguindo o proceso descrito nas primeiras experiencias.

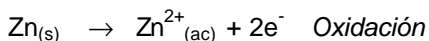
Tomamos dous vasos de precipitados de 250 mL, a continuación coa axuda dunha probeta de 100 mL, medimos 100 mL de cada disolución e colocámoslos en cada un dos vasos de precipitados, seguidamente introducímola lámina de Zn na disolución de ZnSO_4 e a lámina de Cu na disolución acuosa 1 molar de CuSO_4 .

Para permiti-la circulación de ións entre os dous recipientes utilizaremos unha ponte salina, que pode ser un tubo en U, os extremos deberán ser tapados cuns algodóns, cunha disolución dun electrólito inerte respecto do proceso redox (disolución de NH_4Cl , KCl ,...), isto impide que se mesturen as dúas disolucións e permite a circulación de ións.

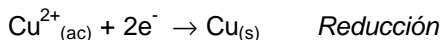
Máis sinxelo sería unha tira de papel de filtro empapada no electrólito inerte e que se introduce por cada extremo en cada unha das disolucións.

Así mesmo para que poidan circula-los electróns polo circuíto externo deberá de pechase unindo os dous electrodos cun conductor mediante sendas pinzas de crocodilo. Entre os dous electrodos podemos intercalar un voltímetro ou polímetro, que nos indicará aproximadamente 1,1 V, que é a f.e.m. da pila Daniell.

No terminal negativo, neste caso o electrodo de Zn os electróns flúen cara o circuíto externo

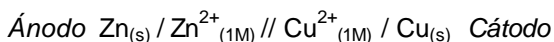


No terminal positivo, neste caso o electrodo de Cu o ión Cu^{2+} capta os dous electróns para depositarse como Cu metálico.



Polo expresado anteriormente o Zn actúa como axente reductor polo que se oxida a ións Zn^{2+} , e os ións Cu^{2+} actúan como axente oxidante posto que se reducen.

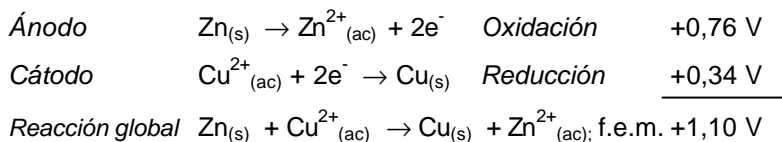
A notación da pila expresarémola colocando o ánodo á esquerda, e o cátodo á dereita.



O electrodo onde ten lugar a oxidación actúa como negativo e denomínase ánodo. Sempre será o de menor potencial o máis negativo ou o menos positivo e tenderá a ceder os electróns.

O electrodo onde ten lugar a redución actúa como positivo e denomínase cátodo. Sempre será o de maior potencial o máis positivo e tenderá a captar electróns.

A f.e.m. da pila será de 1,1 voltios tendo en conta os potenciais normais de redución dos electrodos son $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ e $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$



No funcionamento da pila Daniell, co paso do tempo, o electrodo de Zn disólvese polo que perdería masa, mentres que o electrodo de Cu aumentaría a súa masa, tamén debemos observar que a disolución anódica vaia saturando de ións Zn^{2+} , e a catódica dilúese en ións Cu^{2+} , e a pila remata esgotándose.

B) ELECTRÓLISE DUN SAL DISOLTO EN AUGA

Nas pilas galvánicas como temos visto, a enerxía química da reacción redox espontánea dá lugar a unha corrente eléctrica ($\Delta G < 0$). Pode realizarse o proceso inverso, e dicir pódese provocar unha reacción química non espontánea ($\Delta G > 0$), subministrando enerxía mediante unha corrente eléctrica, o fenómeno coñécese co nome de electrólise.

A electrólise pódese realizar a partir de sales fundidos, ou de disolucións acuosas de ácidos, bases e sales.

En todas elas ten lugar unha condución iónica. O movemento de ións constitúe a corrente eléctrica dentro do electrólito, e vai acompañada de reaccións químicas nos electrodos.

ELECTRÓLISE DUNHA DISOLUCIÓN ACUOSA DE KI

Material e reactivos

Tubo en U	Pinzas de crocodilo
Soporte	Pila de 4.5 voltios
Papel indicador universal	Disolución de KI 0,1 M
Electrodos de grafito	

Procedemento

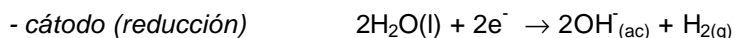
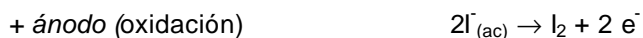
Verter unha disolución de KI nun tubo en forma de U, colocado previamente nun soporte, ata unhas 2/3 partes aproximadamente da súa capacidade.

Observar cun papel indicador universal que a disolución non colorea o papel indicador.

Introducir en cada rama do tubo en U, un electrodo de grafito.

Conectar mediante sendas pinzas de crocodilo os electrodos de grafito a unha corrente continua de 5 voltios ou ben a unha pila de 4,5 voltios.

Observa-los electrodos, no ánodo aparece iodo, fácilmente identificable pola súa cor característica, no cátodo obsérvase o gurgullo dun gas.



A redución da auga é máis sinxela cá do ión potasio, a presenza do ión OH^- pódese comprobar introducindo novamente unha tira de papel indicador, que no ánodo permanece sen cambios, mentres que no cátodo tórnase de cor azul, cada vez máis intensa a medida que aumenta a concentración de OH^- .

4. SUXERENCIAS

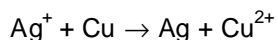
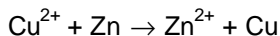
Como a preparación de disolucións 1M a temperatura de 15 a 18° C pode resultar dificultosa pola solubilidade sobre todo no caso do ZnSO_4 , pódense substituír ámbalas dúas disolucións, por disolucións de concentracións 0,1 M, e o resultado da experiencia

non varía substancialmente, aínda que debemos de poñérlle de manifesto ós alumnos xa que tódolos cálculos se farán en condicións estándar 1 M.

Outra dificultade que nos podemos atopar é coas láminas de Zn e Cu que empregamos como electrodos, xa que no caso de que se usen frecuentemente poden ter depositadas impurezas, é preciso limpar e rasca-los electrodos para evitar fallos.

5. ALGUNHAS CUESTIÓNS RELACIONADAS CON ESTAS EXPERIENCIAS

- Tendo en conta que as reaccións :

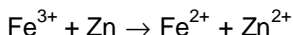


están completamente desprazadas á dereita, ordene os metais segundo o seu carácter reductor e os ións segundo o seu carácter oxidante. Xustifique as respostas.

- Constrúese unha pila cos electrodos Ag^+/Ag e Zn^{2+}/Zn , unidos mediante unha ponte salina de cloruro de amonio. Indique: As reaccións parciais dos electrodos, A polaridade dos electrodos, cal será o ánodo e o cátodo, en que dirección se moven os ións da ponte salina, a reacción global da pila, a f.e.m. estándar da pila. Xustifique as respostas. Datos: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80\text{V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$.
- Similitudes e diferencias entre unha célula galvánica e electrolítica. Xustifique as respostas.
- Explique cómo construíría no laboratorio unha pila con electrodos de zinc e cobre. Datos: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$ y $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{V}$
- Faga o debuxo correspondente. ¿En que sentido circulan os electróns?. ¿Cales son as especies oxidantes e reductoras?. Xustifique as respostas.

- O mergullar un cravo de ferro nunha disolución 1 M de sulfato de cobre(II) obsérvase que sobre o cravo fórmase unha capa avermellada. Interprete o fenómeno propoñendo unha reacción química.

- Indique se se producirá a seguinte reacción:



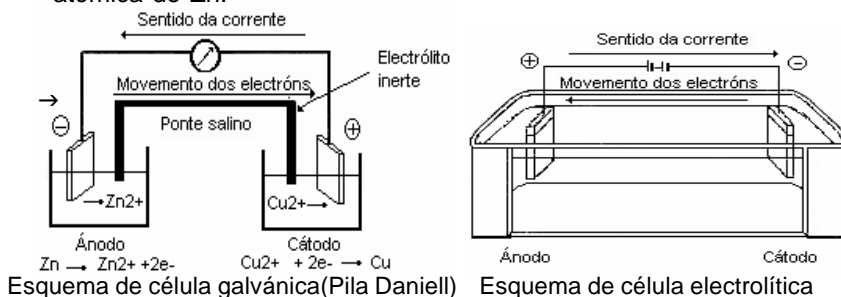
sabendo que os potenciais estándar de redución das semireaccións son: $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0.77\text{V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76\text{V}$. Xustifique a resposta.

- Constrúese unha pila cos elementos Cu^{2+}/Cu e Al^{3+}/Al dos que os potenciais estándar de redución son $+0.34$ e -1.66 voltios, respectivamente. Escribi-las reaccións que teñen lugar en cada un dos electrodos e a reacción global da pila. Facer un esquema de dita pila, indicando tódolos elementos necesarios para o seu funcionamento. ¿En qué sentido circulan os electróns?. Xustifique as respostas.

- ¿Que intensidade de corrente se necesita para depositar no cátodo dunha cuba electrolítica 5 g de nitrato de cobalto(II) en 30 minutos?. ¿Cal será o número de átomos de cobalto depositados?.

- Unha corrente de 5 A que circula durante 30 minutos deposita 3,048 gramos de zinc no cátodo. Calcule a masa atómica do zinc.

- Unha disolución acuosa de ZnSO_4 electrolízase cunha corrente continua e constante de 10 A . Ó cabo de 15 minutos depositanse no cátodo 3,0485 g de Zn metálico. Calcula a masa atómica do Zn.



CINÉTICA DAS REACCIÓNS

1. INTRODUCCIÓN

A cinética química é a parte da Química que se dedica ó estudio da velocidade das reaccións químicas. O interese en coñece-los factores dos que depende dita velocidade radica no feito de que coñecendo estes factores e alterando de xeito conveniente algún deles poderase acelerar ou retardar a reacción segundo nos conveña. Normalmente nas reaccións que se realizan na industria interesa accelera-los procesos e por razóns obvias noutros casos como a corrosión de metais ou a putrefacción de alimentos o que nos interesará será diminuír a velocidade da reacción.

Se definímo-la *velocidade de reacción como a derivada da concentración respecto do tempo, de calquera reactivo ou produto, dividida polo seu coeficiente estequiométrico e convertida nun número positivo*, o estudio da velocidade pasa por ir medindo concentracións en diferentes tempos e representando a súa variación.

O estudio da teoría das colisións e a do complexo activado lévanos a concluír que a velocidade depende dos seguintes factores:

- Natureza dos reactivos
- Estado físico dos reactivos
- Concentración dos reactivos
- Temperatura
- Catalizadores

Nesta práctica trataremos de estudar experimentalmente a influencia da concentración dun reactivo na velocidade da reacción.

2. OBXECTIVOS ESPECÍFICOS

Nesta experiencia trataremos de que o alumno faga operativos e afiance os conceptos de concentración, volume, relación estequiométrica, velocidade de reacción, de tal xeito que sexa capaz de:

- Empregar adecuadamente o material que necesita para a realización da práctica.
- Facer unha representación gráfica e interpretala.
- Elaborar un informe sobre a experiencia realizada.

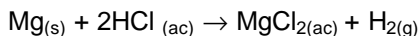
3. PROPOSTA DE EXPERIENCIA

Material y reactivos

Balanza	Bureta
Vidro de reloxo	Pipeta
Vaso de precipitados	Cinta de magnesio
Cronómetro	Ácido clorhídrico comercial
Matraz Erlenmeyer	

Procedemento

A reacción química que propoñemos é a do magnesio co ácido clorhídrico



1 mol de magnesio son 24,3 g. Para traballar cunha cantidade de 0,01 moles de magnesio, que reaccionarán cunha cantidade de 0,02 moles de HCl, pesaremos 0,243 g de Mg, aproximadamente.

Polo tanto debemos procurar que a cantidade de clorhídrico sexa superior a de 0,02 moles, xa que son os que se necesitan para reaccionar con 0,01 moles de magnesio.

Imos preparar catro matraces erlenmeyer da seguinte forma:

Matraz	Cantidade de HCl comercial (mL)	Cantidade de auga (mL)	Concentración (mol/ L)	Nº de moles
Nº 1	50	0	11,31	0,5655
Nº 2	40	10	9,05	0,4525
Nº 3	30	20	6,78	0,339
Nº 4	20	30	4,52	0,226

A continuación engadímoslle a cada un deles 0,24 g dun anaco de cinta de magnesio previamente pesados nunha balanza granataria, e cronométrase o tempo que tarda en desaparecer-lo magnesio en cada un dos erlenmeyers e a continuación representamos a concentración fronte ao tempo.

4. ALGUNHAS CUESTIÓNS RELACIONADAS CON ESTAS EXPERIENCIAS

- ¿Como farías no laboratorio para determinar como afecta a variación da concentración dun reactivo á velocidade de reacción?. Indica o material a utilizar e o procedemento a seguir.
- ¿ De qué factores depende a velocidade dunha reacción?
- Fai unha representación gráfica da concentración fronte o tempo cos datos da experiencia anterior.

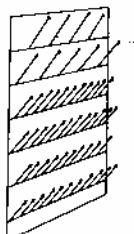
BIBLIOGRAFÍA

1. Caballer, M. J. Y Oñobre, A. (1997), "Resolución de problemas y actividades de laboratorio". Ed. Horsori, Barcelona.
2. Carrascosa, J. (1995), "Trabajos prácticos de Física y Química como problemas". *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, Vol. 5, pp. 67-76.
3. Gunstone, R. (1991), "Reconstructing Theory from Practical Experience". In Woolnough, B (ed.), *Practical Science*. Milton Keynes: Open University Press.
4. Hodson, (1994), "Hacia un enfoque mas crítico del trabajo de laboratorio". *Enseñanza de las Ciencias*, Vol.12, No,3, pp. 292-313.
5. Lloyd E. Malm (1980), "Química, Uma ciência experimental. Manual de laboratorio". Ed. Fundação Calouste Gulbenkian, Porto.
6. Morcillo, J. Y Fernández M. (2000), *Química 2º Bachillerato*. Ed. Anaya, Madrid.
7. Nuffield Foundation (1971), "Química. Colección de experimentos". Ed. Reverté, Barcelona.
8. Sequeira et al. (2000), "Trabalho prático e experimental na Educação em Ciências". Departamento de Metodologias de Educação. Instituto de Educação e Psicologia. Universidade do Minho.
9. Wellington, J. (2000), "Teaching and Learning Secondary Science. Contemporary Issues and Practical Approaches". Ed. Routledge, London.
10. Wollnough, B. & Allsop, T. (1985), *Practical work in science*. Ed. Cambridge University Press, Cambridge.

RELACIÓN DE APARELLOS
MÁS IMPORTANTES NO
LABORATORIO

A) APARELLOS DE USO XERAL

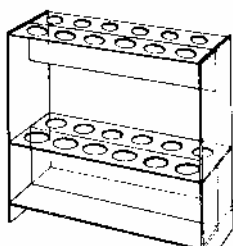
1. Esgurridoiro



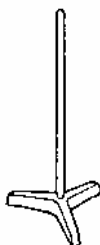
2. Vasoiriña



3. Gradiña



4. Soporte



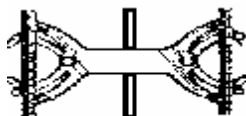
5. Dobre noz



6. Pinzas de pás móbeis



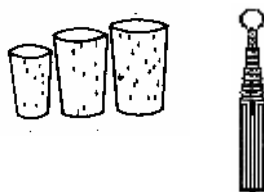
7. Pinzas para buretas



8. Aro metálico



9. Rolla e taladrarrollas



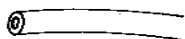
10. Tenaciñas



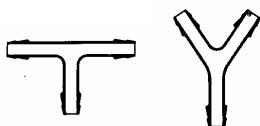
11. Pinzas



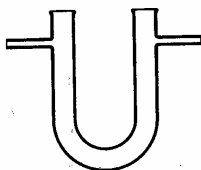
12. Tubo de vidro, goma



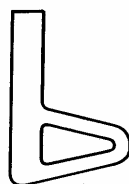
13. Tubo para conexións



14. Tubo para cloruro de calcio



15. Tubo de Thiele



16. Placa de pinças



17. Morteiro e man



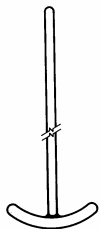
18. Desecador



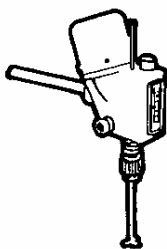
19. Espátula



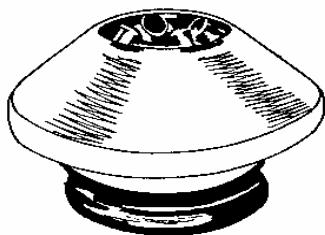
20. Variña axitadora



21. Axitador de brazo



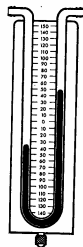
22. Centrífuga



23. Vidro de reloxo



24. Manómetro

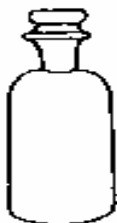


B) RECIPIENTES PARA CONTER SUSTANCIAS

25. Frasco lavador



26. Frasco para reactivos



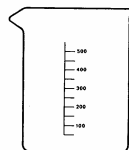
27. Frasco contapingas



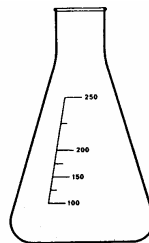
28. Cápsula petri



29. Vaso de precipitados



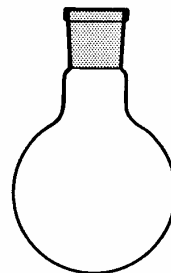
30. Matraz Erlenmeyer



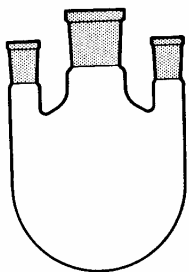
31. Matraz de fondo chan



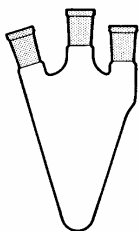
32. Matraz de fondo redondo



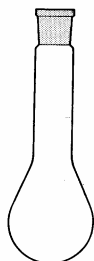
33. Matraz de tres bocas



34. Matraz de corazón



35. Matraz Kjeldahl



36. Tubos de ensaio

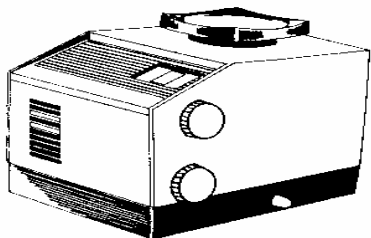


37. Tubo de centrífuga

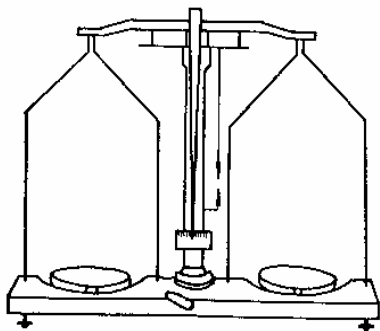


C) MEDIDA DE MASAS

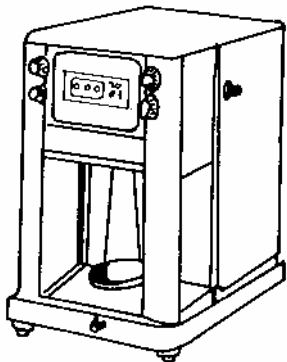
38. Balanza electrónica



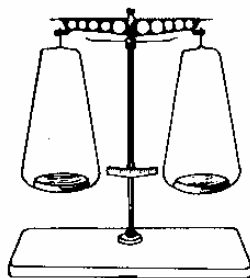
39. Balanza granatária



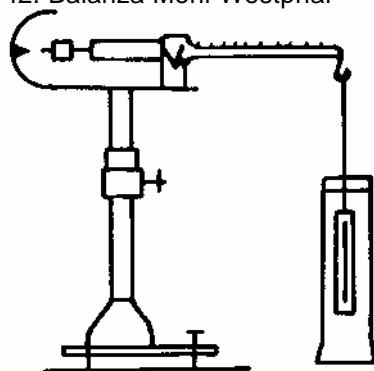
40. Balanza analítica



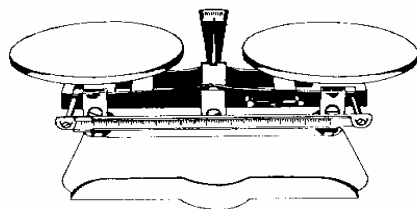
41. Balanza hidrostática



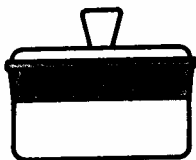
42. Balanza Mohr-Westphal



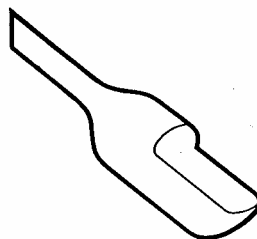
43. Balanza Roberval



44. Pesafiltros

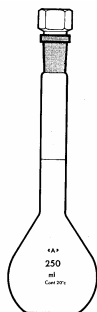


45. Funís pesasubstancias

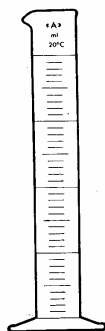


D) MEDIDA DE VOLUMES DE LÍQUIDOS

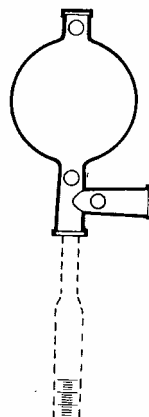
46. Matraz aforado



47. Probeta



48. Pera de goma



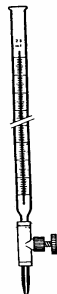
49. Aspirador de pipetas



50. Pipetas



51. Bureta

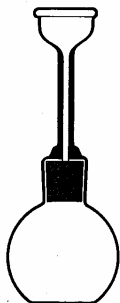


E) MEDIDA DE DENSIDADES

52. Areómetro



53. Picnómetro

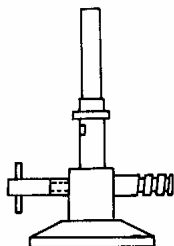


54. Densímetro



F) QUENTAMENTO

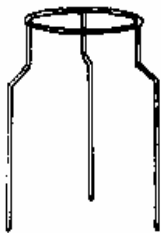
55. Acendedor Bunsen



56. Acendedor de alcohol



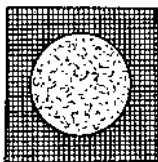
57. Trípode



58. Triângulo



59. Reixa



60. Termómetro



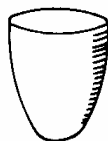
61. Vaso Dewar



62. Calorímetro



63. Crisol



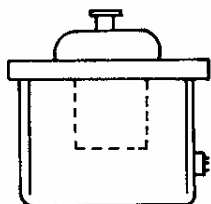
64. Crisol de placa filtrante



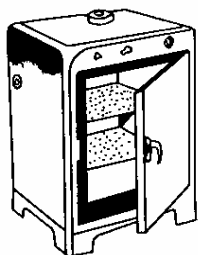
65. Cápsula



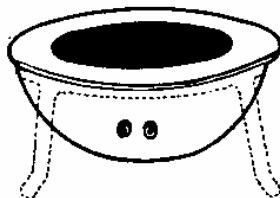
66. Forno de crisois



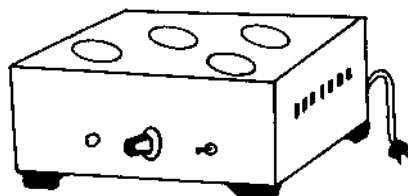
67. Estufa de secado



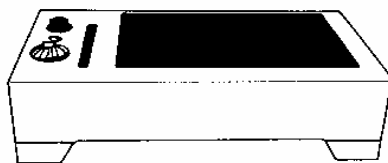
68. Manta calefactora



69. Baño maría

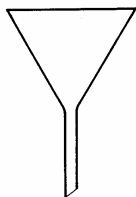


70. Baño de arena



G) FILTRACIÓN, CRISTALIZACIÓN E DECANTACIÓN

71. Funil



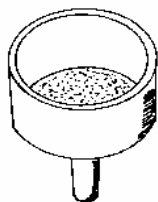
72. Funil de placa filtrante



73. Cristalizador



74. Funil Büchner



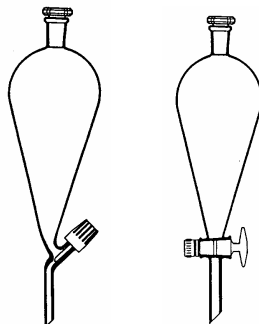
75. Matraz Kitasato



76. Trompa de agua

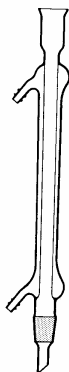


77. Funís de decantación

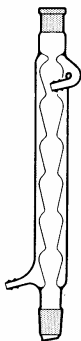


H) DESTILACIÓN E RECTIFICACIÓN

78. Refrigrante de Liebig



79. Refrigrante de bolas



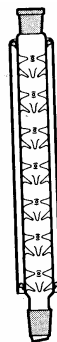
80. Refrigrante de serpentín



81. Columna rectificadora de Bruun

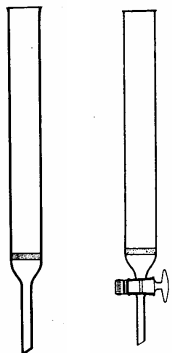


82. Columna rectificadora de Vigreux

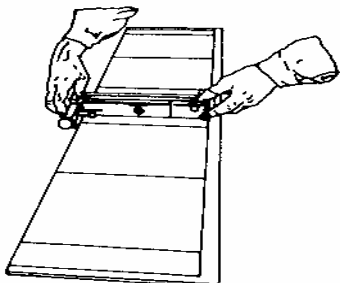


I) OUTRAS OPERACIONES DE LABORATORIO

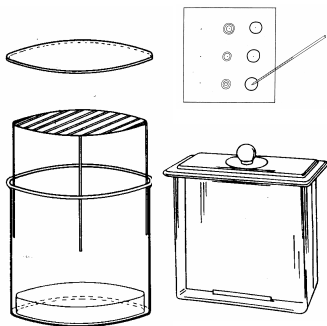
83. Columna cromatográfica



84. Cromatografía de capa fina



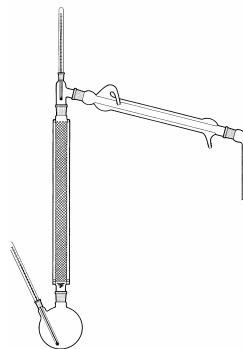
85. Cromatografía de papel



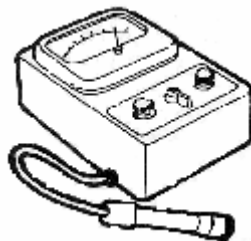
86. Cromatografía de columna



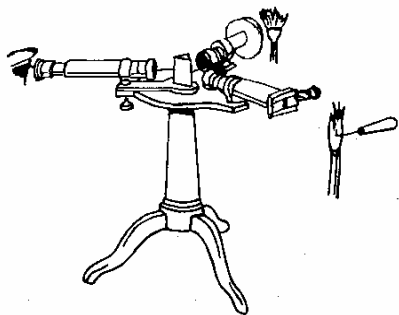
87. Destilador simple



88. pH-metro



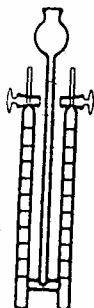
89. Espectroscopio



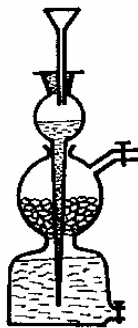
90. Viscosímetro de Ostwald



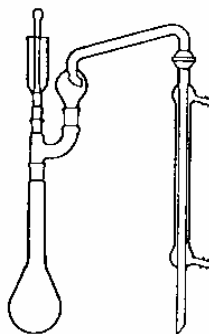
91. Voltámetro de Hofmann



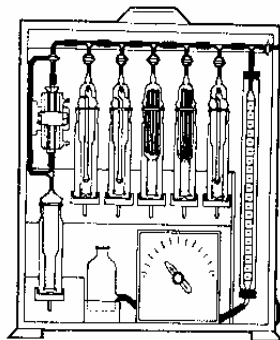
92. Aparello de Kipp



93. Aparello de Kjeldahl



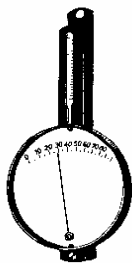
94. Aparello de Orsat



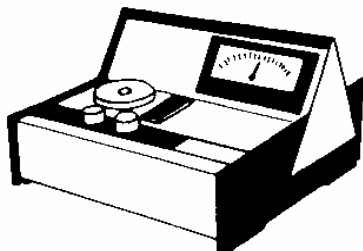
95. Extractor de Soxhlet



96. Higrómetro



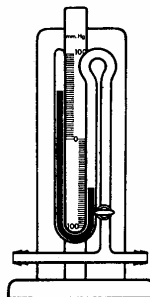
97. Fotocolorímetro



98. Refractómetro



99. Vacuómetro



100. Microscopio

