

# **Química I**

## **Aulas Práticas**

**Engenharia Química**  
**Engenharia do Ambiente**  
Ano Lectivo 2002/2003

# **Escola Superior de Tecnologia de Tomar**

## **Curso de Engenharia do Ambiente**

### **Química I - 1º ano 1º semestre**

#### **Componente Prática**

**Nas aulas práticas de Química I serão realizados os seguintes trabalhos de índole experimental:**

- **Medidas de volumes e de massas de líquidos**
  
- **Preparação de soluções com concentração determinada (2 aulas)**
  
- **Determinação da percentagem de carbonato de sódio na mistura carbonato de sódio / cloreto de sódio**
  
- **Volumetria de precipitação**
  
- **Determinação da entalpia de uma reacção**
  
- **Introdução à oxidação – redução e pilhas electroquímicas**
  
- **Titulação potenciométrica ácido – base (2 aulas)**

TRABALHO PRÁTICO Nº 1

MEDIDAS DE VOLUMES E DE MASSAS DE LÍQUIDOS

**I. Introdução**

No laboratório de química os volumes de líquidos são habitualmente medidos com balões aferidos, também chamados de diluição, pipetas volumétricas e graduadas, provetas e buretas.

Os dois primeiros instrumentos volumétricos são utilizados para medições mais rigorosas de volumes fixos, os restantes, para medições menos rigorosas de volumes variáveis. A proveta é o instrumento menos rigoroso.

As medições de massa fazem-se normalmente utilizando balanças monoprato de dois tipos:

- balanças de prato exterior (sensíveis pelo menos ao décimo de grama)
- balanças de prato interior (mais rigorosas, com sensibilidade até ao miligrama)

**II. Parte experimental**

Com este trabalho pretende-se que o aluno se familiarize com os instrumentos referidos. Determinar a massa de um dado volume de água desionizada, medida com os vários instrumentos. Deste modo, terá a oportunidade de apreciar a precisão das medidas de volumes efectuados, por comparação do volume lido com o valor correcto calculado a partir da massa correspondente.

**1. Balões de diluição**

1.1. Determinar a massa de um copo de 50 ml com a precisão de um miligrama. Registar o valor no quadro de registos.

1.2. Medir 50 ml de água desionizada com um balão e verter para o copo.

1.3. Determinar a massa do copo. Registrar o valor.

## 2. Pipetas

2.1. Repetir as operações acima referidas, utilizando uma pipeta volumétrica de 50 ml, em vez do balão.

2.2. Repetir as mesmas operações medindo a água desionizada com uma pipeta volumétrica de 10 ml (5 vezes).

2.3. Repetir as mesmas operações utilizando uma pipeta graduada de 10 ml (ponto 2.2.).

## 3. Buretas

3.1. Repetir as operações do ponto 1 utilizando uma bureta (50 ml).

## 4. Provetas

4.1. Repetir as operações do ponto 1 utilizando uma proveta de 50 ml.

## 5. Temperatura

Determinar a temperatura da água utilizada nos ensaios anteriores.

## QUADRO DE REGISTOS

Temperatura da água: .....

Densidade da água: ..(a).....

instrumento	volumes medidos	massa do copo + água	massa de água ( $m_a$ )	volume exacto (*)	erro na medição do volume
balão de diluição					
pipeta volumétrica					
pipeta graduada					
bureta					
proveta					

(\*) O volume exacto é o quociente entre a massa da água e a massa volúmica ( $m_a/a$ ).

Tabela: Densidade da água

Graus	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
0	0,999841	847	854	860	866	872	878	884	889	895
1	900	905	909	914	918	923	927	930	934	938
2	941	944	947	950	953	955	958	960	962	964
3	965	967	968	969	970	971	972	972	973	973
4	973	973	973	972	972	972	970	969	968	966
5	965	963	961	959	957	955	952	950	947	944
6	941	938	935	931	927	924	920	916	911	907
7	902	898	893	888	883	877	872	866	861	855
8	849	843	837	830	824	817	810	803	796	789
9	781	774	766	758	751	742	734	726	717	709
10	700	691	682	673	664	654	645	635	625	615
11	605	595	585	574	564	553	542	531	520	509
12	498	486	475	463	451	439	427	415	402	390
13	377	364	352	339	326	312	299	285	272	258
14	244	230	216	202	188	173	159	144	129	114
15	099	084	069	054	038	023	007	*991	*975	*959
16	0,998943	926	910	893	877	860	843	826	809	792
17	774	757	739	722	704	686	668	650	632	613
18	595	576	558	539	520	501	482	463	444	424
19	405	385	365	345	325	305	285	265	244	224
20	203	183	162	141	120	099	078	056	035	013
21	0,997992	970	948	926	904	882	860	837	815	792
22	770	747	724	701	678	655	632	608	585	561
23	538	514	490	466	442	418	394	369	345	320
24	296	271	246	221	196	171	146	120	095	069
25	044	018	*992	*967	*941	*914	*888	*862	*836	*809
26	0,996783	756	729	703	676	649	621	594	567	540
27	512	485	457	429	401	373	345	317	289	261
28	232	204	175	147	118	089	060	031	002	*973
29	0,995944	914	885	855	826	796	766	736	706	676
30	646	616	586	555	525	494	464	433	402	371

6. Elaborar o relatório do trabalho. Comparar os resultados obtidos, a massa volúmica da água com o valor teórico que figura na tabela e tirar conclusões sobre a precisão do material utilizado.

Nome: \_\_\_\_\_ Número: \_\_\_\_\_

Classificação: \_\_\_\_\_ Docente: \_\_\_\_\_

**TRABALHO: MEDIDAS DE VOLUMES E DE MASSAS DE LÍQUIDOS**

**APRESENTAÇÃO E DISCUSSÃO DOS RESULTADOS**

Recipiente ↓	Volume medido (ml)	massa do copo + água (g)	massa de água (g)	volume exacto (ml)	erro	
	A	B	C = B - G	D = C / I	Absoluto E = D - A	Relativo F = (E / A) x 100
balão de diluição						
pipeta volumétrica 50 ml						
pipeta volumétrica 10 ml						
pipeta graduada 10 ml						
bureta						
proveta						

massa do copo	Temperatura da água (°C)	Densidade da água
G	H	I

Ordenar por ordem decrescente de exactidão as medições efectuadas. Discutir os resultados obtidos atendendo ao que se sabe sobre a exactidão relativa dos recipientes utilizados e atendendo ao número de leituras de volume efectuadas com cada um deles. Responder à seguinte questão:

*Será que os resultados obtidos podem ser generalizados, i.e, em qualquer ponto do planeta, qualquer ensaista, com equipamento idêntico, obterá os erros apresentados no quadro anterior? Porquê?*

TRABALHO PRÁTICO

PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES COM CONCENTRAÇÃO DETERMINADA

I. Introdução

Quando se pretende preparar uma solução de determinada concentração é necessário definir quais as quantidades de soluto e de solvente requeridas, e tomar conhecimento das eventuais características de toxicidade, inflamabilidade e efeito corrosivo quer dos compostos usados, quer da solução resultante, afim de serem tomadas as precauções necessárias para evitar acidentes.

Uma vez calculada a quantidade dos compostos a usar, deve proceder-se à sua medição, por pesagem (sólidos ou líquidos) ou volumetria (líquidos). Esta medição deve ser feita com o rigor necessário e suficiente para permitir uma posterior utilização da solução.

Seguidamente, procede-se à dissolução, para tal adiciona-se o soluto a uma parte do solvente apropriado (excepcionalmente pode fazer-se a adição a todo o solvente). A dissolução pode ser facilitada mediante certas operações como: pulverização do composto sólido (sempre antes da respectiva pesagem), aquecimento, agitação, ...etc. Completa-se seguidamente a adição do solvente. Finalmente a solução é homogeneizada, decantada e filtrada (se necessário).

II. Parte experimental

1. Preparação duma solução 0.1 M em HCl

A manipulação do HCl concentrado deve ser feita na hotte.

Determinar o volume de ácido clorídrico concentrado necessário para preparar 250 ml de uma solução de HCl 0.1 M.



- Com uma proveta, adicionar o volume de ácido concentrado a 100 ml de água destilada num copo.

- Transferir esta solução para um balão de diluição de 250 ml e agitar vigorosamente.

- Lavar o copo de preparação e colocar a água de lavagem no balão, agitar novamente.

- Finalmente completar o volume do balão com água, fechar hermeticamente e agitar. Identificar o balão com o nome da solução, a concentração e a data de preparação.

## 2. Preparação de uma solução aquosa de NaCl

Calcular a massa de NaCl necessária para preparar:

a) 250 ml de uma solução 1.0 M

b) 100 ml de uma solução 1.5 M

c) 50 ml de uma solução 2.0 M

Preparar uma das soluções a, b ou c.

## 3. Preparação de uma solução de NaOH 0.1 M

O hidróxido de sódio não se obtém puro por ser muito higroscópico e se carbonatar facilmente, esta característica torna uma pesagem rigorosa em recipiente aberto impossível. Torna-se então necessário preparar uma solução com molaridade aproximada e uma posterior titulação para determinar a concentração com precisão. O condicionamento destas soluções exige precauções especiais devido ao ataque que provocam no vidro dos frascos, é portanto recomendado guardar essas soluções em recipientes de polietileno.

Para preparar uma solução isenta de carbonatos partindo de NaOH sólido carbonatado, começa-se por dissolver uma certa massa de NaOH em igual massa de água desionizada (previamente fervida e arrefecida ao abrigo do ar), obtendo-se assim uma solução que, consoante o grau de pureza do hidróxido de sódio, terá uma concentração compreendida entre 40 e 50%. A justificação para a preparação de uma solução desta concentração é a precipitação do carbonato de sódio pouco solúvel numa solução com este teor. Após a decantação, utiliza-se a solução límpida para preparar uma solução de molaridade próxima da pretendida.

- Considerando a percentagem de NaOH existente na solução previamente preparada, calcular a massa de solução de NaOH necessária para preparar 250 ml de NaOH 0.1 M.

- Calcular o volume de solução que contém a massa de NaOH determinada (supondo que a densidade da solução de NaOH a 40% é 1.44).

- Efetuar a diluição necessária.

- Agitar a solução até homogeneização completa.

- Transferir a solução para um frasco de polietileno, fechar hermeticamente e identificar (solução, concentração e data de preparação).

#### 4. Preparação duma solução de $\text{KMnO}_4$ 0.1 M

O permanganato de potássio é difícil de obter puro principalmente isento de  $\text{MnO}_2$ . Quanto à água destilada usada na preparação das soluções, esta contém sempre vestígios de matéria orgânica que originam  $\text{MnO}_2$  a partir de  $\text{MnO}_4$ .

A presença de  $\text{MnO}_2$ , qualquer que seja a sua proveniência, não deve ser tolerada nas soluções de  $\text{KMnO}_4$  porque cataliza a decomposição do  $\text{MnO}_4$  conduzindo a uma diminuição da molaridade da solução.

Para obstar a estes inconvenientes, preparam-se soluções um pouco mais concentradas que o necessário. Seguidamente procede-se a oxidação da matéria orgânica a frio (cerca de 3 semanas de repouso) ou a quente (ebulição durante 30 minutos seguida de decantação). O  $\text{MnO}_2$  formado é posteriormente removido por filtração através de um meio filtrante não orgânico finalmente a solução é guardada em frasco de vidro escuro.

- Calcular a massa de  $\text{KMnO}_4$  necessária para preparar 250 ml de uma solução aproximadamente 0.1 M.

- Pesar num copo a quantidade de  $\text{KMnO}_4$  calculado.

- Medir com uma proveta graduada 250 ml de água destilada para dissolver a amostra.

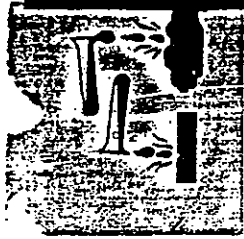
- Deitar pouco a pouco esta água sobre a amostra transferindo com precaução os cristais de  $\text{KMnO}_4$  para um erlenmeyer de 500 ml.

- Aquecer esta solução até ebulição e mantê-la durante 30 minutos (o erlenmeyer deve permanecer tapado com um vidro de relógio).

- Decantar (algumas horas) e eliminar o  $\text{MnO}_2$  formado por filtração através de um cadinho filtrante de porosidade 4.

- Transferir a solução para um frasco de vidro escuro, fechar hermeticamente e identificar.

5. Elaborar o relatório do trabalho justificando os cuidados tidos na preparação das soluções.



1 L.<sup>o</sup> IMCO B.O.  
**ÁCIDO CLORÍDRICO 37%**  
 P. A. - PH. EUR. I

HCL

Boletim de Garantia:

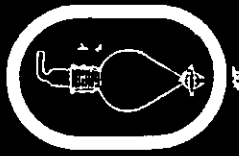
Conteúdo (acidimétrico)	Min. 37%	Ferro (Fe)	0,00002 %
Color (Hazen)	Máx.	Germânio (Ge)	0,00005 %
Bromo (Br)		Potássio (K)	0,00001 %
Cromo livre (Cr)	0,005 %	Cobalto (Co)	0,000001 %
Fosfato (P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> )	0,00005 %	Lítio (Li)	0,000001 %
Sulfato (S <sub>2</sub> O <sub>4</sub> )	0,00005 %	Magnésio (Mg)	0,00001 %
Sulfito (S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> )	0,0001 %	Manganês (Mn)	0,00001 %
Resíduo de calcinação (como sulfato)	0,0001 %	Molibdeno (Mo)	0,000001 %
Alumínio (Al)	0,0005 %	Sódio (Na)	0,000002 %
Amónio (NH <sub>4</sub> )	0,000005 %	Níquel (Ni)	0,00005 %
Arsenio (As)	0,0001 %	Mercurio (Hg)	0,000002 %
Bário (Ba)	0,000001 %	Estródico (Sr)	0,00001 %
Berílio (Be)	0,000002 %	Tálio (Tl)	0,000005 %
Chumbo (Pb)	0,000002 %	Titânio (Ti)	0,00001 %
Cádmio (Cd)	0,000002 %	Vanádio (V)	0,000001 %
Cálcio (Ca)	0,00005 %	Bismuto (Bi)	0,00001 %
Cromo (Cr)	0,000002 %	Zinco (Zn)	0,000005 %
		Zircónio (Zr)	0,00001 %

1 L.<sup>o</sup> = 1,19 Kg.

Provoca queimaduras  
 Irritante para os olhos

Não deve estar ao alcance  
 das crianças

Em caso de contacto com os  
 olhos, lavar logo com muita  
 água e procurar o médico



**PRONALAB®**

Distribuidor: JOSÉ M. VAZ PEREIRA LDA.  
 RUA DA MADALENA, 161 - 1100 LISBOA

R: 34 - 37

S: 2 - 26.

*Determina o volume de Sulfato de ácido clorídrico  
 Concentrado necessário para preparar 100. ml de uma  
 solução 0,2M desta ácido.*

ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA E GESTÃO DE TOMAR	ENGENHARIA QUÍMICA INDUSTRIAL  QUÍMICA GERAL - PRÁTICA	1º ANO 1º SEMESTRE
		página 1 de 2

Nome: \_\_\_\_\_ Número: \_\_\_\_\_ Turma: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_

Data: \_\_\_\_\_ Classificação: \_\_\_\_\_ Docente: \_\_\_\_\_

TRABALHO: PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES DE CONCENTRAÇÃO DETERMINADA

**DISCUSSÃO DO TRABALHO**

Apresente os cálculos das necessidades de reagentes que efectuou na:

»» Preparação da solução de ácido clorídrico:

»» Preparação da solução de cloreto de sódio:

alínea: a) b) c) (coloque um círculo na alínea que preparou)

»» Preparação da solução de hidróxido de sódio:

ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA E GESTÃO DE TOMAR	ENGENHARIA QUÍMICA INDUSTRIAL QUÍMICA GERAL - PRÁTICA	1º ANO 1º SEMESTRE
		página 2 de 2

»» Preparação da solução de permanganato de potássio:

Ordene as quatro soluções que preparou por ordem decrescente da probabilidade de a concentração real coincidir com a teórica (considerada no cálculo das necessidades de reagentes). Justifique a ordenação que fez atendendo aos seguintes aspectos:

- diferença entre a pureza do reagente real (indicada no frasco do produto comercial) e teórica (considerada nos cálculos);
- rigor dos instrumentos de medida utilizados;
- tipo de métodos utilizados.

Responda à seguinte questão:

*Como químico, o que poderia fazer para ter a certeza de que ordenou correctamente as soluções?*

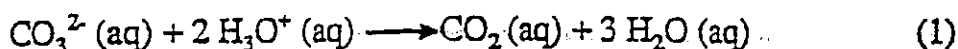
TRABALHO PRÁTICO

DETERMINAÇÃO DA PERCENTAGEM DE CARBONATO DE SÓDIO NA  
MISTURA CARBONATO DE SÓDIO/CLORETO DE SÓDIO

I. Introdução

A quantidade de carbonato de sódio presente na mistura vai ser determinada titulando determinado volume de solução aquosa da mistura com uma solução de ácido clorídrico de concentração conhecida (solução padrão).

Conhecendo a equação química relativa à reacção ácido-base:



pode-se a partir do volume de solução de HCl consumido na titulação calcular a concentração de carbonato de sódio na amostra da mistura.

O pH da solução no ponto de equivalência é cerca de 4 permitindo o uso do alaranjado de metilo (zona de viragem: 3.1 a 4.4) como indicador visual no ponto final da titulação.

II. Parte experimental

1. Pesar na balança analítica 2 amostras da mistura com cerca de 0.25g. Registrar o valor da massa de cada uma das amostras.

2. Transferir quantitativamente a massa de cada uma das amostras para cada um dos erlenmeyers de 250 ml. Identifique cada um deles afim de evitar qualquer troca.

3. Adicionar a cada um dos erlenmeyers 60 ml de água destilada (proveta) e dissolver a amostra.

4. Preparar uma bureta com uma solução de ácido clorídrico 0.20 M.

5. Juntar 5 gotas de alaranjado de metilo a um dos erlenmeyers e da bureta adicionar o volume mínimo de HCl para obter a viragem do indicador de alaranjado para rosa (salmão). Registrar o valor do volume de solução de HCl consumido.

6. Repetir a operação anterior para o segundo erlenmeyer.

### III. Resultados e Cálculos

- massa das amostras:

amostra 1: .....

amostra 2: .....

- volume de HCl consumido:

amostra 1: .....

amostra 2: .....

- concentração da solução de HCl (ver rótulo): .....

- número de moles de  $\text{H}_3\text{O}^+$  envolvidas na reacção:

amostra 1: .....

amostra 2: .....

- perante a equação (1) o número de moles de  $\text{CO}_3^{2-}$  existentes:

amostra 1: .....

amostra 2: .....

- massa de carbonato de sódio existente:

amostra 1: .....

amostra 2: .....

- percentagem em massa de carbonato de sódio existente:

amostra 1: .....

amostra 2: .....

- percentagem de carbonato de sódio na mistura:

Nome: \_\_\_\_\_ Número: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_ Turma \_\_\_\_\_

Data: \_\_\_\_\_ Classificação: \_\_\_\_\_ Docente: \_\_\_\_\_

**TRABALHO: DETERMINAÇÃO DA PERCENTAGEM DE CARBONATO DE SÓDIO NA  
MISTURA CARBONATO DE SÓDIO/CLORETO DE SÓDIO**

**RESULTADOS E CÁLCULOS EFECTUADOS**

Qual é a percentagem de carbonato de sódio na mistura?

Em cada ensaio, qual o volume de ácido clorídrico consumido?

ensaio 1:

ensaio 2:

Apresente, detalhadamente, todos os cálculos que efectuou para obter a percentagem apresentada:

Responda à seguinte questão:

Se pretendesse neutralizar uma solução de carbonato de sódio preparada com 2 g de uma mistura de carbonato de sódio/cloreto de sódio 30%, qual o volume de uma solução de ácido nítrico 2M necessário?



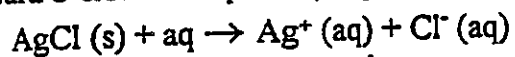
TRABALHO PRÁTICO

VOLUMETRIA DE PRECIPITAÇÃO

I. Introdução

Determinação do teor de cloretos numa água.

A solubilidade de uma substância é a sua concentração em solução saturada. Por exemplo para o cloreto de prata (sal pouco solúvel em água):



a aplicação da lei de acção de massa ao sistema em equilíbrio constituído pelo sólido e pelos seus iões em solução (de pequena força iónica) define uma constante, produto de solubilidade:

$$K_s = [\text{Ag}^+ (\text{aq})] [\text{Cl}^- (\text{aq})]$$

Se  $s$  for a solubilidade molar (em água) do sal em questão,

$$[\text{Ag}^+ (\text{aq})] = s$$

$$[\text{Cl}^- (\text{aq})] = s$$

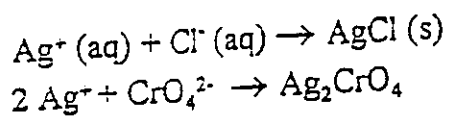
$$K_s = s^2$$

Podemos concluir que o valor numérico de  $K_s$  pode ser facilmente calculado (com uma certa aproximação) a partir da solubilidade do composto e vice-versa.

Como resulta da própria definição de produto de solubilidade forma-se precipitado sempre que numa solução  $[\text{Ag}^+(\text{aq})][\text{Cl}^-(\text{aq})]$  seja, ainda que momentaneamente, superior ao  $K_s$ .

Também as diferentes solubilidades permitem a precipitação de uma substância (ou grupo de substâncias) sob condições que não permitem a precipitação de outras, isto é, precipitação fraccionada.

Neste trabalho irá ser doseado o ião cloreto numa água, por volumetria de precipitação. O ião  $\text{Cl}^-$  é precipitado sob a forma de  $\text{AgCl}$  por adição de solução de  $\text{AgNO}_3$  previamente aferida, utilizando-se como indicador do ponto termo do ensaio uma solução de cromato de potássio, o ião cromato forma com o ião prata um sal vermelho pouco solúvel.



$$K_s = 1.2 \cdot 10^{-10}$$

$$K_s = 1.7 \cdot 10^{-12}$$

Antes de iniciar a titulação, adiciona-se à solução de amostra, a quantidade apropriada de indicador. A quantidade de cromato em solução deverá ser tal que o cromato de prata só se forme quando todo o ião cloreto tiver precipitado. O erro na titulação (devido à adição de um ligeiro excesso de prata) é desprezável mas pode eliminar-se pela determinação do indicador num ensaio em branco.

## II. Parte experimental

### 1. Material

Material de vidro corrente de laboratório.

### 2. Reagentes

- solução padrão de NaCl (aprox. 0.1 M)
- solução de  $\text{AgNO}_3$  (aprox. 0.1 M)
- solução de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  a 5%

### 3. Aferição da solução de nitrato de prata (0.1 M)

- Pipetar 10.0 ml de solução padrão de NaCl, para um Erlenmeyer de 250 ml e adicionar água destilada até completar 100 ml;
- Acertar o pH a 8.3 (ponto de viragem da fenolftaleína) com ácido sulfúrico (1:20) ou hidróxido de sódio 0.25 M;
- Adicionar 2 ml de solução de cromato de potássio ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) a 5% e titule com a solução de  $\text{AgNO}_3$  agitando constantemente até que se forme um precipitado vermelho de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ;
- Repetir até obter resultados concordantes;
- Efectuar um ensaio em branco, usando a mesma quantidade de indicador e o mesmo volume de água destilada usado na aferição da solução de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ).

*Nota: Este método de doseamento do ião  $\text{Cl}^-$  só é aplicável às titulações em meio neutro ou fracamente alcalino.*

### 4. Determinação do teor de cloretos na água

- Pipetar 5.0 ml de água (a analisar) para um Erlenmeyer de 250 ml e adicionar cerca de 100 ml de água destilada;
- Acertar o pH a 8.3 (ponto de viragem da fenolftaleína) com ácido sulfúrico (1:20) ou hidróxido de sódio 0.25 M,

- Adicionar 2 ml de solução de cromato de potássio ( $K_2CrO_4$ ) a 5% e titule com a solução de  $AgNO_3$ , aferida anteriormente, agitando constantemente até ao aparecimento dum precipitado vermelho de  $Ag_2CrO_4$ ;

- Repetir o ensaio até obter resultados concordantes;

### 5. Cálculos

Determinar o teor em cloretos, em gramas de ião cloreto por litro, na água analisada.

**ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA DE TOMAR**  
**CURSO DE ENGENHARIA QUÍMICA INDUSTRIAL**  
**QUÍMICA GERAL 1º ANO 1º SEMESTRE**

Nome: \_\_\_\_\_ nº: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_ Turma: \_\_\_\_\_

Data: \_\_\_\_\_ Classificação \_\_\_\_\_ Docente \_\_\_\_\_

**VOLUMETRIA DE PRECIPITAÇÃO**

**RESULTADOS E CÁLCULOS EFECTUADOS**

Qual o teor de cloretos na água analisada? (*em g l<sup>-1</sup>*)

Qual a concentração da solução de nitrato de prata preparada?

Qual o volume de solução de nitrato de prata consumido na determinação do teor de cloretos da água?

Ensaio 1:

Ensaio 2:

Apresente detalhadamente todos os cálculos que efectuou para obter a concentração da solução de nitrato de prata e o teor de cloretos:

**QUESTÕES**

- i) Escreva as equações correspondentes à titulação e à detecção do ponto final.
- ii) Qual a razão da realização de um ensaio em branco?
- iii) Qual a gama de pH em que pode ser utilizado o método de Mohr (método utilizado no presente trabalho)?

**TRABALHO PRÁTICO Nº3**  
**VOLUMETRIA DE PRECIPITAÇÃO**

**FOLHA DE RESULTADOS**

**Preparação da solução de  $\text{AgNO}_3$ :**

*Concentração da solução de  $\text{AgNO}_3$  preparada:*

*Volume de solução preparado:*

*Massa de  $\text{AgNO}_3$  medida:*

**Preparação da solução de  $\text{NaCl}$ :**

*Concentração da solução de  $\text{NaCl}$  preparada:*

*Volume de solução preparado:*

*Massa de  $\text{NaCl}$  medida:*

**Aferição da solução de  $\text{AgNO}_3$ :**

**1º Ensaio      2º Ensaio      Ensaio em branco**

*Volume de solução de*

*$\text{AgNO}_3$  consumido:*

**Resultado: Concentração da solução de  $\text{AgNO}_3$  -**

**Determinação do teor em cloretos:**

**1º Ensaio                      2º Ensaio**

*Volume de solução de*

*$\text{AgNO}_3$  consumido:*

**Resultado: Teor em cloretos -**

**Tomar, de 199**

**Turma:**

**Grupo:**

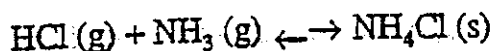
**Elementos:**

TRABALHO PRÁTICO

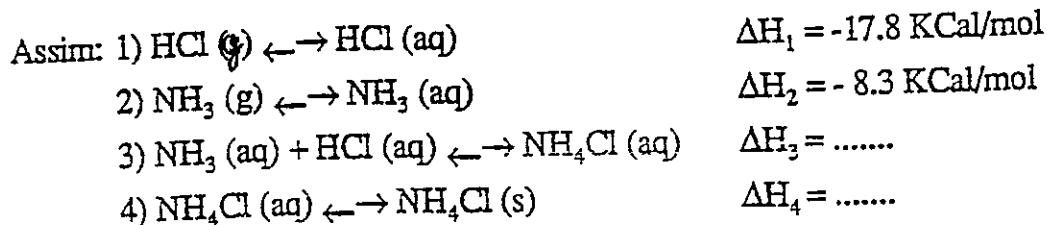
DETERMINAÇÃO DA ENTALPIA DE UMA REACÇÃO

I. Introdução

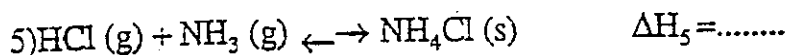
Pretende-se determinar a entalpia da reacção representada pela equação:



Como não é fácil realizar laboratorialmente esta preparação, não iremos determinar a entalpia directamente. Realizar-se-ão outras reacções das quais determinaremos as respectivas entalpias, afim de conseguir através da soma conveniente das equações determinar a entalpia da reacção acima referida.



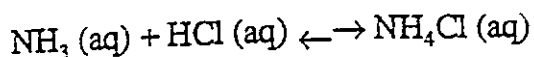
Soma:



Tal como esta equação é a soma das equações 1, 2, 3 e 4, assim a respectiva entalpia será também igual à soma das entalpias de cada reacção parcial (Lei de Hess).

Neste trabalho serão determinadas as entalpias correspondentes às reacções 3 e 4 e utilizar-se-ão os valores tabelados das entalpias correspondentes às reacções 1 e 2 para atingir o objectivo: determinar a entalpia da reacção 5.

## II. Determinação da entalpia da reacção 3:



### A. Parte experimental

1. Determinar a massa do copo (+ vareta) que servirá de vaso calorimétrico.
2. Medir 100 ml de solução de HCl (1.5 M) e 100 ml de solução de NH<sub>3</sub> (1.5M).
3. Determinar as temperaturas iniciais das soluções com uma aproximação de 1°C (manter o termómetro 2 minutos dentro de cada solução e lavar bem antes de transferir de uma solução para outra).
4. Colocar as duas soluções no vaso calorimétrico, agitar e tomar nota da temperatura máxima obtida.

### B. Resultados

1. Registos das observações dos ensaios realizados:

Massa do copo e vareta: .....  
Temperatura inicial da solução de HCl: .....  
Temperatura inicial da solução de NH<sub>3</sub>: .....  
Temperatura final: .....

2. Considerando a reacção 3 calcular:

a) A concentração da solução de cloreto de amónio que se obtém quando se adicionam 100 ml de solução de HCl (1.5 M) a 100 ml de solução de NH<sub>3</sub> (1.5 M).

b) O número de calorías correspondentes à variação de temperatura das soluções iniciais e da solução final. (Admitir que o calor específico de todas as soluções é de 1 Cal/g°C e as densidades iguais a 1)

$$Q' = m \cdot C_e \cdot \Delta T$$

c) O número de calorías absorvidas pelo copo calorimétrico e vareta. (Admitir que a variação de temperatura sofrida pelo vidro é igual à verificada nas soluções)  
Calor específico do vidro 0.2 Cal/g°C

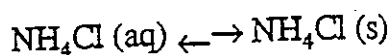
$$Q'' = m \cdot C_e \cdot \Delta T$$

- d) A quantidade de calor desenvolvido na reacção

$$Q =$$

- e) A entalpia da reacção (em KCal/mol) de cloreto de amónio

III. Determinação da entalpia da dissolução do cloreto de amónio em água (reacção 4):



Considerando a dissolução do cloreto de amónio em água calcular a quantidade de cloreto de amónio sólido necessário para preparar 200 ml de uma solução aquosa com a concentração em  $\text{NH}_4\text{Cl}$  igual à da solução obtida da mistura de 100 ml de solução de  $\text{HCl}$  (1.5 M) com 100 ml de solução de  $\text{NH}_3$  (1.5 M).

A. Parte Experimental

1. Pesar a quantidade de cloreto de amónio sólido anteriormente calculada.
2. Determinar a alteração de temperatura que se verifica quando se adiciona essa quantidade de cloreto de amónio a 200 ml de água. (Usar o mesmo vaso calorimétrico)

B. Resultados

1. Registo das observações dos ensaios realizados

Temperatura inicial da água: .....

Temperatura obtida após adição de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sólido: .....

2. Cálculos

Considerando a dissolução do cloreto de amónio em água calcular:

- a) O número de calorias correspondente à variação de temperatura da dissolução do  $\text{NH}_4\text{Cl}$  na água.

$$Q' = m \cdot C_e \cdot \Delta T$$

- b) O número de calorias perdidas pelo copo calorimétrico e vareta (veja referência em 2b e 2c)

$$Q'' = m \cdot C_e \cdot \Delta T$$

- c) A quantidade de calor correspondente à reacção

Q =



d) Calcular a entalpia de dissolução do cloreto de amónio (em Kcal/mol)

$$\Delta H_4 =$$

e) Calcular a entalpia da reacção 4

$$\Delta H_4 =$$

Sabendo a entalpia de todas as reacções determinar a entalpia de formação do cloreto de amónio sólido:

$$\Delta H_5 =$$

**ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA DE TOMAR**  
**CURSO DE ENGENHARIA QUÍMICA INDUSTRIAL**  
**QUÍMICA GERAL 1º ANO 1º SEMESTRE**

Nome: \_\_\_\_\_ nº: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_ Turma: \_\_\_\_\_

Data: \_\_\_\_\_ Classificação \_\_\_\_\_ Docente \_\_\_\_\_

**DETERMINAÇÃO DA ENTALPIA DE UMA REACÇÃO**

**RESULTADOS E CÁLCULOS EFECTUADOS**

Qual a entalpia da reacção  $\text{HCl(g)} + \text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl(s)}$  ?

Apresente detalhadamente todos os cálculos que efectuou para a determinação da referida entalpia.

**QUESTÕES**

- i) Enuncie a lei que caracteriza o método indirecto de cálculo de entalpia de reacção utilizado neste trabalho (Lei de Hess)
- ii) Qual os outros métodos que conhece para determinar a entalpia de uma reacção?

**TRABALHO PRÁTICO Nº2**

**DETERMINAÇÃO DA ENTALPIA DE UMA REACÇÃO**

**FOLHA DE RESULTADOS**

**Parte II**

*Massa do copo e vareta:*

*Temperatura da solução de HCl :*

*Temperatura da solução de NH<sub>3</sub> :*

*Temperatura final da mistura:*

**Parte III**

*Massa de cloreto de amónio:*

*Temperatura da água:*

*Temperatura da solução:*

*Tomar, de 199*

*Turma:*

*Grupo:*

*Elementos:*

# ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA DE TOMAR

## ENGENHARIA QUÍMICA INDUSTRIAL

### QUÍMICA GERAL

1º Ano 1º Semestre

### TRABALHO PRÁTICO

## INTRODUÇÃO À OXIDAÇÃO-REDUÇÃO E PILHAS ELECTROQUÍMICAS

### I. Introdução

Nesta experiência vamos observar algumas reacções de oxidação-redução entre alguns metais e iões metálicos. A análise qualitativa das observações permite avaliar a capacidade relativa dos metais como redutores e dos iões metálicos como oxidantes, indicando também quais as combinações metal-ião metálico que produzem reacções espontâneas.

Na 2ª parte do trabalho utiliza-se uma das reacções de oxidação-redução anteriores para construir uma pilha electroquímica (ou célula galvânica).

### II. Parte experimental

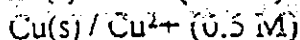
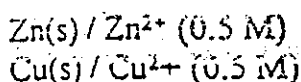
#### 1ª Parte

1. Prepare pequenas placas de zinco, cobre e chumbo, limpando-as com uma lixa.

2. Observe as reacções de cada um dos metais quando mergulhados em cada uma das seguintes soluções:

- i) nitrato de zinco 0.1 M,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- ii) nitrato de cobre 0.1 M,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- iii) nitrato de chumbo 0.1 M,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- iv) nitrato de prata 0.1 M,  $\text{AgNO}_3$

2ª Parte: Construção de uma pilha de semi-elementos:



1. Coloque a solução de nitrato de cobre 0.5 M, mais ou menos até meio de um copo de precipitação de 100 ml, mergulhando na solução uma lâmina de cobre previamente limpa; ligue o eléctrodo de cobre ao terminal positivo do voltímetro.

2. Coloque a solução de nitrato de zinco 0.5 M, num copo semelhante e introduza a barra de zinco previamente limpa; ligue o eléctrodo de zinco ao terminal negativo do voltímetro.

3. Estabeleça o contacto entre as duas soluções, com uma ponte salina, e faça a leitura de voltagem, registando-a.

### III. Questões

Qual dos metais ensaiados foi oxidado por duas das soluções de ião metálico?

Explique o funcionamento da pilha que construiu e compare o valor obtido com o esperado.

Os potenciais de redução padrão calculados para outros eléctrodos de acordo com o exemplo anterior encontram-se tabelados.

Tabela - Potenciais de redução padrão a 25 °C

Semi-reação	E°(V)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Li}(s)$	-3,05
$\text{K}^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{K}(s)$	-2,93
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Ba}(s)$	-2,90
$\text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Sr}(s)$	-2,89
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2,87
$\text{Na}^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2,37
$\text{Be}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Be}(s)$	-1,85
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1,66
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}(s)$	-1,18
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0,74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0,44
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}(s)$	-0,40
$\text{PbSO}_4(s) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0,31
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Co}(s)$	-0,28
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Ni}(s)$	+0,25
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s)$	-0,13
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g)$	0,00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0,13
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	+0,15
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,20
$\text{AgCl}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	+0,22
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0,34
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0,40
$\text{I}_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	+0,53
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \longrightarrow \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0,59
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0,68
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,77
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$	+0,80
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Hg}(l)$	+0,85
$2\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$	+0,92
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3e^- \longrightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Br}_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	+1,07
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,36
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \longrightarrow \text{Au}(s)$	+1,50
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$	+1,61
$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,70
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + e^- \longrightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq})$	+1,82
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \longrightarrow \text{O}_2(l) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2,07
$\text{F}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$	+2,87

Força crescente como agente oxidante

Força crescente como agente redutor

\* Para todas as semi-reações a concentração das espécies dissolvidas é 1 M e a pressão dos gases é 1 atm

<b>ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA E GESTÃO DE TOMAR</b>	<b><u>ENGENHARIA QUÍMICA INDUSTRIAL</u></b>	<b>1º ANO 1º SEMESTRE</b>
	<b>QUÍMICA GERAL - PRÁTICA</b> <b>DOCENTE:</b>	<b>página 1 de 1</b>

**Nome:** \_\_\_\_\_ **Número:** \_\_\_\_\_ **Grupo:** \_\_\_\_\_ **Turma** \_\_\_\_\_

**Data:** \_\_\_\_\_ **Classificação:** \_\_\_\_\_ **Docente:** \_\_\_\_\_

**TRABALHO: PILHAS ELECTROQUÍMICAS.**

**APRESENTAÇÃO E DISCUSSÃO DOS RESULTADOS**

Tabela 7-1

Potenciais de Eletrodos Padrão a 25°C

Semi-reação	$\mathcal{E}^0$ (volts)
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,045
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,714
$\text{Mg}^{++} + 2e = \text{Mg}$	-2,37
$\text{Al}^{+3} + 3e = \text{Al}$	-1,66
$\text{Mn}^{++} + 2e = \text{Mn}$	-1,18
$\text{Zn}^{++} + 2e = \text{Zn}$	-0,763
$\text{Cr}^{+3} + 3e = \text{Cr}$	-0,74
$\text{Fe}^{++} + 2e = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{++} + 2e = \text{Cd}$	-0,402
$\text{Co}^{++} + 2e = \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{++} + 2e = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Sn}^{++} + 2e = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{++} + 2e = \text{Pb}$	-0,126
$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0(definição)
$\text{Cu}^{++} + 2e = \text{Cu}$	0,34
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{-3} + e = \text{Fe}(\text{CN})_6^{-4}$	0,48
$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	0,536
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{Fe}^{+3} + e = \text{Fe}^{++}$	0,771
$\text{Hg}_2^{++} + 2e = 2\text{Hg}$	0,789
$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,799
$2\text{Hg}^{++} + 2e = \text{Hg}_2^{++}$	0,920
$\text{Cr}_2\text{O}_7^- + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{+3} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{++} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{Ce}^{+4} + e = \text{Ce}^{+3}$	1,61
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	2,65



ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA DE TOMAR

ENGENHARIA QUÍMICA INDUSTRIAL

QUÍMICA GERAL

1º Ano 1º Semestre

TRABALHO PRÁTICO

TITULAÇÃO POTENCIOMÉTRICA ÁCIDO-BASE

### I. Objectivo do trabalho

Traçado potenciométrico da curva de titulação de um ácido monoprotónico e de um ácido poliprotónico com uma base forte e sua comparação. Escolha de indicadores para a titulação visual de cada um dos casos.

### II. Introdução

A adição de um ácido a uma base leva a uma variação de pH através de uma reacção de protonação-desprotonação. Esta variação de pH pode ser detectada utilizando um potenciómetro, estabelece-se uma diferença de potencial (ddp) entre os eléctrodos proporcional ao pH da solução em que se encontram mergulhados. A representação gráfica do pH em função do volume de titulante adicionado forma a curva de titulação.

Na titulação de um ácido com uma base (ou vice-versa), ao atingir-se o ponto de equivalência o pH da solução resultante da adição varia rapidamente com o volume de titulante adicionado ("salto" de pH). Através do traçado da curva de titulação pode então ser determinado o ponto de equivalência. Só se obtém uma variação brusca de pH e um ponto de inflexão da curva bem definido se a constante de ionização do ácido  $K_a \gg 10^{-8}$ . Para um ácido poliprotónico a ionização ocorre em passos sucessivos, tendo cada um deles a sua própria constante característica.

As curvas de titulação dos ácidos poliprotónicos podem apresentar dois aspectos diferentes. Se a relação entre as constantes sucessivas for elevada ( $K_1/K_2$ ) as curvas apresentam pontos de inflexão diferentes correspondentes à titulação de cada uma das formas ácidas. Se ao contrário as constantes tiverem valores próximos será difícil distinguir os vários pontos de inflexão e os equilíbrios terão de ser considerados

simultaneamente. No entanto, qualquer que seja o valor da relação entre duas constantes de equilíbrio sucessivas de um ácido poliprótico a variação de pH (brusca) e um ponto de inflexão bem definido só são visíveis se o valor da constante de equilíbrio da reacção correspondente for  $\gg 10^{-8}$ . A análise da curva de titulação ácido-base permite-nos ainda fazer a escolha do indicador mais apropriado para a determinação visual do ponto de equivalência da titulação.

### III. Parte experimental

Os eléctrodos devem ser manuseados com cuidado. Lava-los com água destilada antes e depois de os usar. Antes de colocar na solução devem ser secos com papel absorvente.

1. Calibrar o medidor de pH com uma solução tampão pH = 7.02.
2. Medir 50 ml de uma solução de ácido clorídrico 0.02 N para um copo de 100 ml no qual deve ser introduzido um agitador magnético.
3. Introduzir o eléctrodo no copo e efectuar a leitura do pH.
4. Titular com uma solução de hidróxido de sódio 0.1 N, adicionando o titulante em porções de 1 ml primeiramente e 0.2 ml seguidamente (próximo do ponto de equivalência). Ler e registar o valor do pH após cada adição de titulante (tomar nota de todos os pares volume de titulante/pH). Terminar a titulação quando o pH atingir 12.
5. Proceder do mesmo modo para o ácido poliprótico -  $H_3PO_4$  - 0.02 N terminando quando o pH atingir 13.

### IV. Cálculos e Resultados

1. Traçar em papel milimétrico as curvas de titulação (pH/volume de titulante) para cada uma das titulações efectuadas e interpretar a curva.
2. Localizar o(s) ponto(s) de equivalência por meio da apresentação gráfica de  $\Delta pH / \Delta v$  em função do volume de titulante (método da primeira derivada). O ponto de equivalência corresponde ao máximo da curva que representa  $\Delta pH / \Delta v$  em função do volume v.
3. Calcular a concentração dos ácidos.
4. Analisar as curvas de titulação e indicar qual dos indicadores utilizaria para detectar visualmente os pontos de equivalência (apenas o primeiro para o ácido fosfórico).

fenolftaleína	8.3 - 10.0	(zona de viragem)
alaranjado de metilo	3.1 - 4.4	( " " )

ponto de equivalência