

AL 2.3 – NEUTRALIZAÇÃO: UMA REACÇÃO DE ÁCIDO - BASE

Autora : Fernanda Neri

TI-Nspire™

Palavras-chave:

Titulações; Curvas de titulação; Concentração; ácidos; bases; sais; Indicadores de ácido-base

Ficheiros associados:

titulacao_acido_base_atividade_1_aluno; titulacao_acido_base_atividade_2_aluno titulacao_acido_base_atividade_professor; titulacao_acido_base.tns; calibração do contador de gotas; calibração do sensor de pH

1. Objetivos

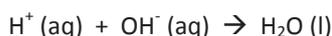
- Conhecer processos para neutralizar resíduos de ácidos/bases;
- Saber efetuar uma titulação;
- Conhecer métodos de seleção de indicadores adequados à titulação entre um ácido e uma base;
- Determinar graficamente o ponto de equivalência e compará-lo com o valor teoricamente previsto;
- Identificar um ácido forte através da curva de titulação obtida usando uma base forte como titulante;
- Determinar a concentração do titulado a partir dos dados extrapolados da curva de titulação.

2. Introdução Teórica

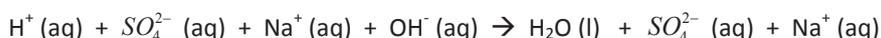
Uma reação de neutralização é uma reação entre um ácido e uma base. Sendo os ácidos, as bases e os sais eletrólitos, originam iões em solução aquosa.

A volumetria ácido-base ou análise volumétrica é um procedimento em que se determina a concentração de uma espécie em solução fazendo-a reagir totalmente com uma espécie existente noutra solução e cujo valor da concentração se conhece.

Na titulação de uma solução de ácido sulfúrico H_2SO_4 , de concentração desconhecida com uma solução básica de hidróxido de sódio, $NaOH$, cuja concentração se conhece, podemos determinar a concentração de H_2SO_4 , pois os iões de hidrogénio do H_2SO_4 , reagem com os iões de hidróxido do $NaOH$, segundo o esquema químico:



Como podemos ver pelo esquema os iões Na^+ e SO_4^{2-} são iões espetadores.



Quando uma solução H_2SO_4 é titulada com uma solução $NaOH$, o pH da solução ácida é inicialmente baixo. À medida que a base é acrescentada, a alteração no pH é gradual até estar próximo do ponto de equivalência, onde quantidades equimolares de ácido e base, tenham sido misturadas. Perto do ponto de equivalência, o pH aumenta muito rapidamente. A alteração no pH torna-se depois novamente mais gradual, antes de estabilizar com a adição de excesso de base.

Para uma temperatura de 25º C:

- Uma titulação de ácido forte – base forte o pH do ponto de equivalência é 7 pois o sal formado é um sal neutro.
- Uma titulação ácido forte – base fraca o pH do ponto de equivalência é menor do que sete pois o sal formado é um sal ácido; um sal cujo ião positivo tem capacidade para hidrolisar dando origem a iões H_3O^+ , logo $[H_3O^+] > [HO^-]$
- Uma titulação ácido fraco base forte o pH do ponto de equivalência é maior que 7 pois o ião negativo do sal hidrolisa dando origem a iões HO^- , pelo que $[HO^-] > [H_3O^+]$.

Como $pH = -\log [H_3O^+]$ quanto maior for a concentração de H_3O^+ menor é o pH

A escolha do indicador usado na titulação obedece aos seguintes critérios; preferencialmente deve abranger o pH do

ponto de equivalência, ou ter um intervalo de viragem que esteja incluído na zona de viragem abrupta da curva de titulação.

Na tabela seguinte apresentam-se alguns indicadores mais utilizados em laboratório

Indicador	Zona de viragem	Cor em meio ácido	Cor em meio básico
Alaranjado de metilo	3,1 - 4,4	Vermelho	Amarelo
Tintura azul de tornesol	5,0 - 8,0	Vermelho	Azul
Azul de bromotimol	6,0 - 7,6	Amarelo	Azul
Solução alcoólica de fenolftaleína	8,2 - 9,8	Incolor	Carmim

3. Comentários

Esta experiência pode ser feita usando o processo simples de ir adicionando mL a mL de titulante e verificar o valor do pH até ao ponto de equivalência.

Nesta titulação pode usar como indicador a fenolftaleína pois a mudança do indicador está inserida na zona de mudança abrupta de pH

Uma outra forma de fazer a experiência é usando um contador de gotas que permite visualizar de imediato a variação do pH com o volume de titulante adicionado. Nota: O contador de gotas deverá ser previamente calibrado.

O hidróxido de sódio é uma substância muito instável e muito higroscópica. Nas titulações a concentração deve ser conhecida com rigor, contudo o hidróxido de sódio não é uma substância - primária (substância que se pode obter com um grau de pureza de 99.98%, bastante estável, fácil de secar e não-higroscópica). Assim não é possível preparar por simples pesagem uma solução-padrão de hidróxido de sódio, para isso tem de preparar a solução e titulá-la previamente com uma solução de hidrogenoftalato de potássio (KOOCC₆H₄-COOH) por exemplo.

O documento "titulação ácido_base.tns" é um documento que permite ao docente avaliar rapidamente o que o aluno sabe da atividade experimental, podendo analisar os dados resultantes de uma experiência já efetuada.

Processo 1

4. Material

- Bureta
- Sensor de pH
- Unidade portátil TI-nspire ou PC com software TI - Nspire
- Lab Cradle
- suporte Universal
- Garra para bureta
- Goblé
- Placa com agitação magnética
- Agitador magnético
- Solução ácida de concentração desconhecida
- Solução básica de concentração 0,1 mol dm⁻³
- Indicador universal ou fenolftaleína.
- Água destilada



5. Procedimento

Lave e passa a bureta com solução titulante (NaOH), recolhendo o líquido de lavagem num copo de precipitação. Depois de colocar a bureta no suporte registre o valor da menor divisão da escala, encha a bureta com o auxílio de um funil, verifique que não existem bolhas de ar (caso existam abrir a torneira até estas serem eliminadas)

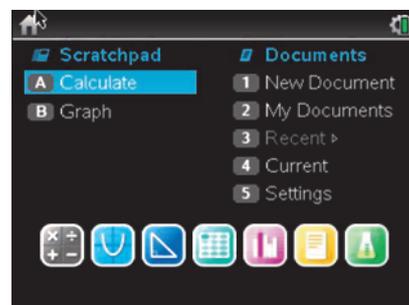
Meça rigorosamente com uma pipeta 20 mL de H₂SO₄ e coloque a num goblé. Adicione-lhe cerca de 30 mL de água destilada.

Coloque o agitador magnético no copo de precipitação e 3 gotas de fenolftaleína. Caso não possua agitador deve agitar manualmente num movimento circular sempre que se adiciona o titulante antes de registar o valor de pH.

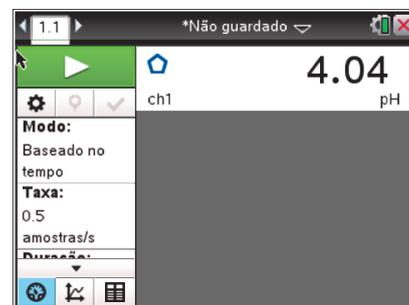
Coloque a unidade portátil no Lab Cradle.

Ligue o sensor de pH a um dos canais analógicos do Lab Cradle.

Se aparecer o écran ao lado escolha o ícone 

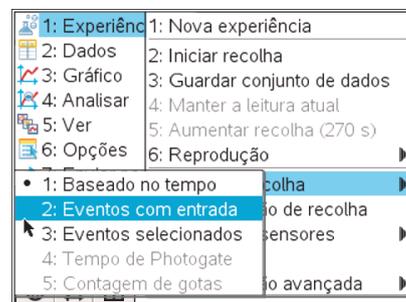


É comum o sensor ser logo reconhecido aparecendo o seguinte écran.



Como pretende ver variação do pH em função do volume, prepare o programa para registar o pH para cada volume de base adicionado. Para o fazer proceda do seguinte modo:

 → 1: Experiência → 7: Modo de recolha → 2: Eventos com entrada.



No écran que surge marque como eventos o volume e indique a unidade de medida a utilizar.

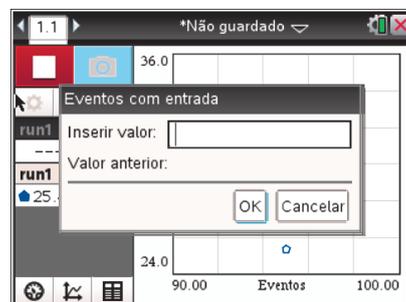
Inicie a experiência pressionando o botão verde do canto inferior esquerdo.

Ao adicionar um mL de base registre o volume que marca na bureta.

Para continuar pressione o botão central do canto superior esquerdo.

Para recolher dados para um novo ensaio sem apagar os anteriores pressione o 2^o botão do canto superior esquerdo (máquina fotográfica).

Quando pretender terminar pressione o botão vermelho do canto superior esquerdo.



Processo 2

4. Material

- Vernier Drop – Counter
- Sensor de pH
- Unidade portátil TI-nspire ou PC com software TI - Nspire
- Lab Cradle
- Suporte Universal
- Garra para bureta
- Goblés
- Placa com agitação magnética
- Solução ácida de concentração desconhecida
- Solução básica de concentração 0,1 mol dm⁻³
- Indicador universal
- Água destilada



5. Procedimento

Lave e passa a seringa do Drop Counter (calibrado) que fará de bureta com solução titulante (NaOH), recolhendo o líquido de lavagem num copo de precipitação. Depois de colocar a seringa ajuste o bico de modo que as gotas sejam detetadas pelo sensor, verifique que não existem bolhas de ar (caso existam abrir a torneira até estas serem eliminadas)

Meça rigorosamente com uma pipeta 20 mL de H₂SO₄ e coloque num goblé. Adiciona-lhe cerca de 30 mL de água destilada.

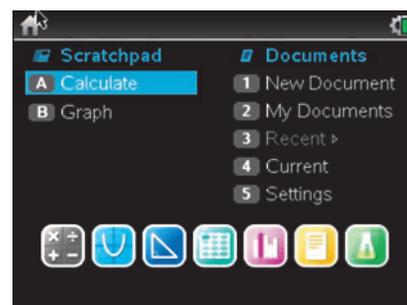
Coloque o agitador magnético no sensor de pH (calibrado) e junte 3 gotas de fenolftaleína.

Conete a unidade portátil ou o computador com o software TI-nspire .

Ligue o sensor de pH a um dos canais analógicos do Lab Cradle e o sensor de contagem de gotas a um dos canais digitais

Encaixe o agitador magnético do Drop Counter ao sensor de pH.

Se aparecer o écran ao lado escolha o ícone 

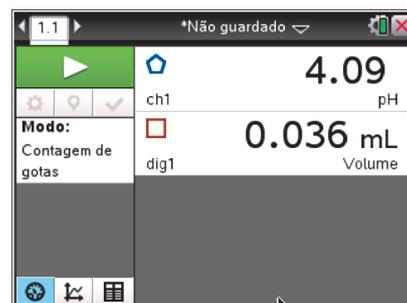


É comum os sensores serem logo reconhecidos aparecendo o seguinte écran, contudo se algum dos sensores não for reconhecido deve proceder do seguinte modo:

 → 1: Experiência → A:configuração avançada → 2:Configurar sensor → procure o sensor e faça OK

Inicie a experiência pressionando o botão verde do canto superior esquerdo. Abrindo em simultâneo o contador de gotas.

Para recolher dados para um novo ensaio sem apagar os anteriores pressione o 2^o botão do canto superior esquerdo.



Quando pretender terminar pressione o botão vermelho do canto superior esquerdo.

6. Resultados

Para obter resultados mais fiáveis deve repetir a experiência 3 vezes.

Apresentando o valor do volume como a média dos 3 valores e a incerteza absoluta da medição.



Assim supunhamos que os valores de volumes obtidos foram:

21.29 mL, 21.00 mL e 22.00mL.

Para fazer este cálculo insira a página 4:Adicionar Listas e Folha de Cálculo.

Na primeira coluna escreva a variável volume (vol).

Para fazer a média proceda do seguinte modo:

Na segunda coluna e na posição indicada na tabela ao lado (célula B2) faça:

3: Dados → 6: Lista → 3: Média

Para calcular o desvio absoluto deve seguir os passos seguintes:

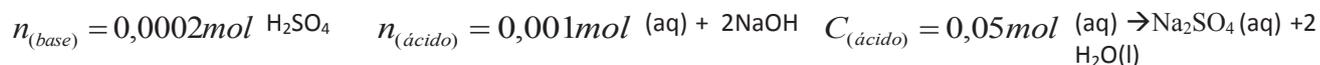
Dê o nome à coluna como δi para ir buscar o caractere faça δ

Coloque o cursor no segundo campo da tabela. Faça [=] → → [=] → vol 21.43.

Para encontrar o máximo desses valores

$$n_{(ácido)} = \frac{1}{2} n_{(base)} \quad \text{[menu] 3:Dados} \rightarrow \text{6: Lista} \rightarrow \text{2:Máximo.}$$

Se o volume $n_{(base)} = C_{(base)} V_{(base)}$ médio de base gasto for 21.43 mL então como pela equação química de neutralização



o

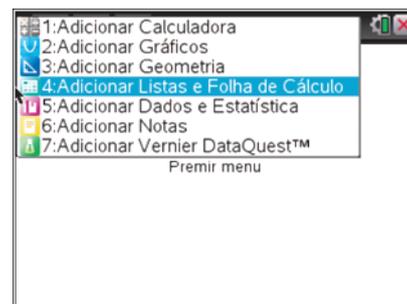
Então como

e

7. Conclusões

Durante a titulação o pH da mistura reacional vai-se alterando.

Os indicadores colorimétricos ajudam a visualizar o ponto final da titulação, sendo este ponto praticamente igual ao ponto de equivalência em termos de volume gasto.



	vol	δi		
1	21.29	21.43	0.14	0.57
2	21.00		0.43	
3	22.00		0.57	
4				
5				
6				



Se durante a titulação for feito um registo do pH e dos correspondentes volumes é possível traçar a curva de titulação.

O ponto de equivalência pode ser determinado a partir da curva de titulação.

Na curva de titulação de um ácido forte – base forte como apresentado na figura, verifica-se que no início a adição de NaOH faz variar muito lentamente o pH devido à capacidade tampão da solução de ácido forte. Perto do ponto de equivalência, verifica-se uma variação brusca de pH, subindo a curva quase verticalmente. Isto acontece pois junto ao ponto de equivalência as concentrações de H_3O^+ e OH^- são muito baixas por isso a adição de uma simples gota de titulante faz

eleva a concentração deste, causando uma grande alteração de pH da solução.