



**IFSC UNIVERSIDADE
DE SÃO PAULO**
Instituto de Física de São Carlos

Química Geral Experimental
Prof. Dr. Antonio Roveda

Prática II

Titulação

Jefter Santiago Mares N° USP 12559016
Victória Gabrielle Ferreira Cava de Britto N° USP 12541820

São Carlos
2021

Sumário

1	Resumo	4
2	Introdução	4
2.1	Ionização e dissociação	4
2.2	Grau de ionização	4
2.3	Ácidos e bases	4
2.3.1	Ácido clorídrico	5
2.3.2	Ácido sulfúrico	5
2.3.3	Ácido forte e ácido fraco	5
2.3.4	Base forte e base fraca	6
2.4	Equilíbrio iônico	6
2.4.1	Produto iônico na água	6
2.4.2	pH e pOH	7
2.5	Titulação	7
3	Objetivo	8
4	Materiais e Métodos	8
4.1	Materiais	8
4.2	Metodologia	8
5	Resultados e Discussão	9
5.1	Titulação de um Ácido forte e uma Base forte	9
5.1.1	$NaOH$ como titulante e HCl como titulado	9
5.1.2	HCl como titulante e $NaOH$ como titulado	10
5.2	Titulação de um Ácido fraco e uma Base forte	11
5.2.1	$NaOH$ como titulante e CH_3COOH como titulado	11
5.3	Titulação de um Ácido forte e uma Base fraca	11
5.3.1	HCl como titulante e NH_3 como titulado	11
6	Conclusão	13
7	Referências	14

Lista de Figuras

1	Esquematização de montagem experimental de uma titulação	8
2	pH da amostra da titulação de HCl e $NaOH$ em função do volume e $\frac{dpH}{dV}$ em função de V	9
3	pH da amostra da titulação de $NaOH$ e HCl em função do volume e $\frac{dpH}{dV}$ em função de V	10

4	pH da amostra da titulação de $NaOH$ e CH_3COOH em função do volume e $\frac{dpH}{dV}$ em função de V	11
5	pH da amostra da titulação de HCl e NH_3 em função do volume e $\frac{dpH}{dV}$ em função de V	12

Lista de Tabelas

1	Tipo de ácido em relação ao graus de ionização	4
2	pH e pOH de uma solução	7

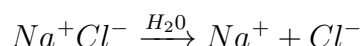
Resumo

Nessa prática foi apresentada a titulação de soluções ácido-base e seu comportamento perante a adição controlada do titulante à amostra, de modo que seja possível verificar a variação do pH e a proporção volumétrica em que a reação atinge o ponto de equivalência. A padronização de soluções mostra seu valor na quantificação de substâncias por meio de reações químicas, é importante para determinar a concentração do titulante usado na análise. As reações observadas foram de um ácido forte e uma base forte: HCl e $NaOH$, base forte e ácido fraco: $NaOH$ e CH_3COOH e ácido forte e base fraca: HCl e NH_3 , com as análises feitas foi possível confirmar que todos atingem o ponto de equivalência com $10mL$ do titulante adicionado ao titulado.

Introdução

Ionização e dissociação

Ao sofrer ionização e dissociação uma substância molecular se quebra na presença de uma solução e passa a ter seus íons em estados separados.



Em solução aquosa os compostos Na^+ e Cl^- em presença da água se separam em dois íons.

Grau de ionização

O grau de ionização é a grandeza que descreve a capacidade de um ácido de produzir íons quando dissolvido em água.

$$\alpha = \frac{\text{Número de moléculas ionizadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}} \quad (1)$$

Tabela 1: Tipo de ácido em relação ao graus de ionização

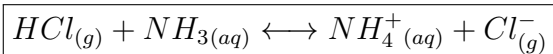
Ácido	Grau de ionização em %
Ácido forte	$\alpha \geq 50$
Ácido moderado	$5 \leq \alpha \leq 50$
Ácido fraco	$\alpha < 5$

Ácidos e bases

Por muito tempo o comportamento dos ácidos foi estudado na química e já tiveram várias formulações que os descrevem, atualmente utilizamos o conceito ácidos e bases de Brønsted-Lowry, que é o mais abrangente. Com isso consideramos como ácido toda espécie doadora de prótons H^+ e base a receptora destes prótons.

– Ácido clorídrico

Esse ácido inorgânico é classificado como um ácido forte, possui cheiro pungente (perigoso inalar) e é incolor, além de ser muito inflamável. A reação de formação do ácido clorídrico



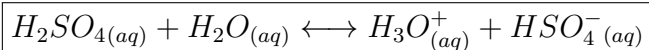
O ácido clorídrico é uma substância extremamente corrosiva e em contato com corpo ou ingestão podem ser perigosas, nesse sentido, medidas de segurança devem ser tomadas para realizar o manuseio correto, como:

1. Evitar contato: usar equipamento de proteção pessoal.
2. Evitar inalação: realizar manuseio próximo à um exaustor.
3. Utilizar recipientes apropriados para o ácido clorídrico.
4. Manter todos recipientes fechados corretamente e evitar abrir durante transporte.

– Ácido sulfúrico

O ácido sulfúrico é um ácido forte, um líquido denso, sem cheiro e solúvel em água - em reações em soluções aquosa libera calor. É bastante corrosivo e pode causar dano à pele.

A reação de formação do ácido sulfúrico:

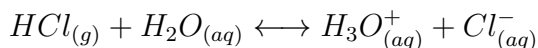


O ácido sulfúrico oferece alguns perigos, por ser uma substância corrosiva, pode ser nocivo se ingerido, em contato com os olhos pode causar danos graves à visão e pode ser fatal se inalado. Exposição prolongada também pode levar à um risco de desenvolver câncer. Nesse sentido, ao lidar com esse tipo de substância devemos seguir alguns protocolos de segurança, abaixo está uma lista de alguns deles:

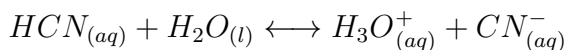
1. Proteção para os olhos e face.
2. Proteção para as mãos.
3. Proteção para a pele e corpo.
4. Proteção respiratória.
5. Prevenção contra ingestão.

– Ácido forte e ácido fraco

Definimos um ácido como forte se este em uma reação ácido-base se ioniza completamente, liberando todos seus íons H^+ . Um ácido forte bastante utilizado em (em que porrar) é o ácido clorídrico:

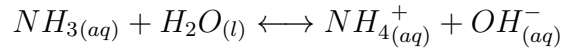
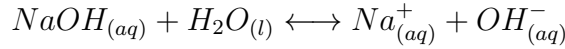


Um ácido fraco não ioniza completamente em solução, por exemplo, o cianeto de hidrôgeno, tem reação do tipo



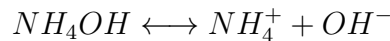
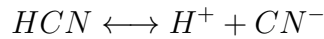
– Base forte e base fraca

Bases fortes são compostos que sofrem dissociação completa em reações com ácidos, por exemplo a base $NaOH$ e uma base fraca é NH_3 .



Equilíbrio iônico

O equilíbrio iônico é um tipo específico de equilíbrio químico, no qual envolve soluções aquosas, nessas soluções há sempre a existência de íons, que podem ser quantificados medindo a condutividade elétrica da solução em questão. Dois dos equilíbrios iônicos mais importantes são os do ácido cianídrico e da base hidróxido de amônio:

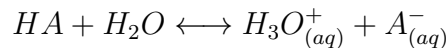


Os equilíbrios desse tipo recebem constantes K_a e K_b que representam a constante de ionização do ácido e de dissociação base, respectivamente, no meio aquoso. Podemos realizar esse cálculo da seguinte forma

$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} \quad \text{e} \quad K_b = \frac{[NH^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

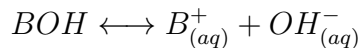
Generalizando, definimos essas constantes como:

1. Para qualquer ácido HA em reação de ionização em meio aquoso:



$$\boxed{K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}} \quad (2)$$

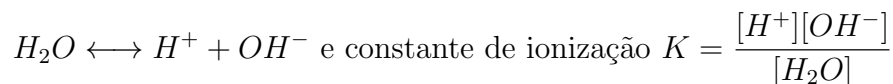
2. Para uma base qualquer base BOH em dissociação no meio aquoso:



$$\boxed{K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}} \quad (3)$$

– Produto iônico na água

Sabemos que a água sofre um processo de auto-ionização em que uma molécula de água promove a ruptura de outra, podemos escrever a equação final da reação como



para a água em temperatura ambiente temos que $K \approx 1,81 \cdot 10^{-16}$, um valor muito baixo, o que nos leva a concluir que o $[H_2O]$ pode ser considerado constante, disso dizemos que o produto iônico da água pode ser descrito por

$$\boxed{K_w = 1,00 \cdot 10^{-14}} \quad (4)$$

em temperatura ambiente, chegamos nessa relação fazendo $K_w = K \cdot [H_2O]$, onde $[H_2O]$ é a concentração em *mols/L* de água. Deste resultado resulta que em soluções de água pura

$$\boxed{[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}} \quad (5)$$

e em soluções aquosas ácidas ao ocorrer um aumento de concentração de íons de hidrôgenio, então $[H^+] > 10^{-7}$ e com diminuição da concentração e hidroxila então $[OH^-] < 10^{-7}$.

– pH e pOH

Utilizamos a notação de pH e pOH para indicar o caráter ácido ou básico das soluções, transformando os valores $[OH^-]$ e $[H^+]$ em logaritmos temos números mais fáceis de trabalhar, ao invés de potências negativas de 10. Temos assim as definições:

$$\boxed{pH = -\log[H^+] \text{ e } pOH = -\log[OH^-]} \quad (6)$$

logo, é imediato também que

$$\boxed{pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = pOH = 7} \quad (7)$$

pois $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ Podemos expressar a acidez e basicidade de uma solução

Tabela 2: pH e pOH de uma solução

Solução	pH	pOH
Soluções ácidas	$pH < 7$	$pOH > 7$
Soluções básicas	$pH > 7$	$pOH < 7$

Titulação

A titulação é um processo laboratorial com propósito de determinar a concentração em (M) ou (mol/L) de uma solução que contém um ácido ou uma base com proposito de neutralizar a mistura entre eles.

É possível determinar a concentração da solução desconhecida através das seguintes equações:

$$n_a = n_b \quad (8)$$

$$M_a V_a = M_b V_b \quad (9)$$

A montagem consiste em uma bureta com torneira segurada por um braço com garra, uma vidraria de armazenamento e, opcionalmente, um agitador magnético.

Objetivo

A prática realizada tem como objetivo introduzir conceitos de concentração, pH, equilíbrio químico e reações ácido-base por meio da titulação, onde serão colocados em prática e observados o comportamento das soluções em diferentes situações: ácido forte reagindo com base forte, ácido fraco com base forte e ácido forte com base fraca. Também será analisado a funcionalidade de instrumentos laboratoriais e softwares em novos conceitos fundamentais.

Materiais e Métodos

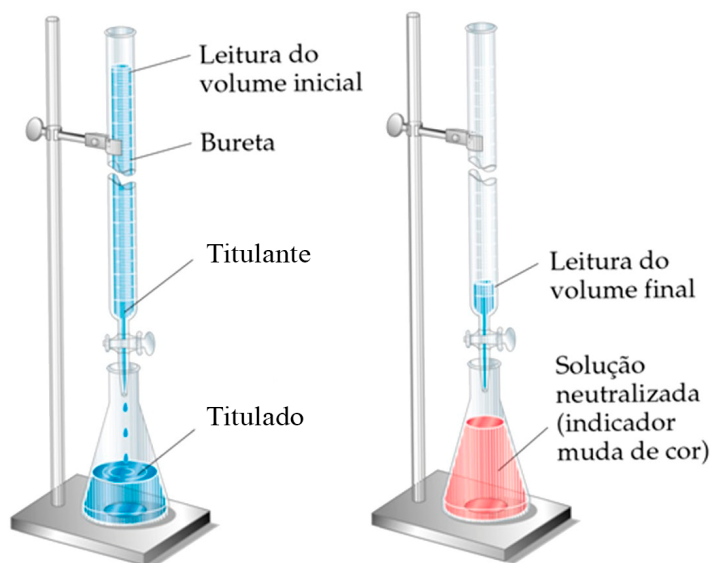
Materiais

Água destilada, balança analítica, bureta, garra para a bureta, Erlenmeyer 250mL, pipeta, ácido clorídrico (HCl) 0,1 M, hidróxido de sódio ($NaOH$) 0,1 M, ácido acético (CH_3COOH) 0,1 M, amônia (NH_e) 0,1 M e indicadores de papel.

Metodologia

A titulação consiste em gotear o titulante no titulado, isso através da torneira de uma bureta – onde se encontra a solução – segurada por uma garra. É importante que o titulado esteja em constante agitação, seja manualmente, ou por um agitador magnético, a fim de que se garanta que o titulante se misture com o titulado.

Figura 1: Esquematização de montagem experimental de uma titulação



Fonte: Adaptado de Química Geral - Jonh Russel, vol. 1

Para realizar a titulação é importante ter em vista algumas constantes e medidas: composição, volume e concentração do titulado, volume inicial do titulante e volume final

do titulante após a mudança de cor. Indicadores visuais são essenciais nesse processo para atestar que a solução atingiu o ponto de equivalência, como é possível ver na reação de neutralização da Figura 1.

Para os experimentos realizados nessa prática foi utilizado o software *Acid-base titration 5.0* qual realiza a curva de titulação e fornece dados necessários para analisar o pH da solução durante todo o processo, inclusive mostrando o ponto de equivalência que é o maior propósito da prática.

Resultados e Discussão

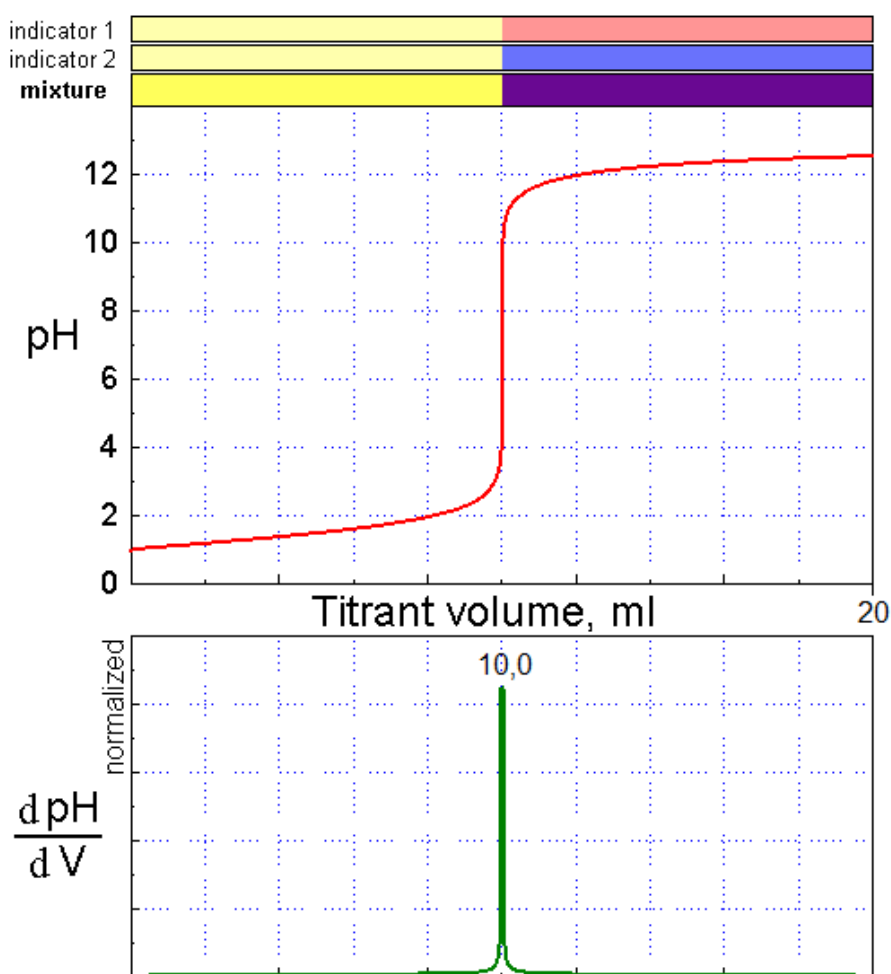
Titulação de um Ácido forte e uma Base forte

– *NaOH* como titulante e *HCl* como titulado

Titulante: *NaOH* 0,1M

Titulado: 10mL *HCl* 0,1M

Figura 2: pH da amostra da titulação de *HCl* e *NaOH* em função do volume e $\frac{dpH}{dV}$ em função de V



Fonte: Do próprio autor

É possível observar pelo gráfico a variação do pH à medida que o hidróxido de sódio

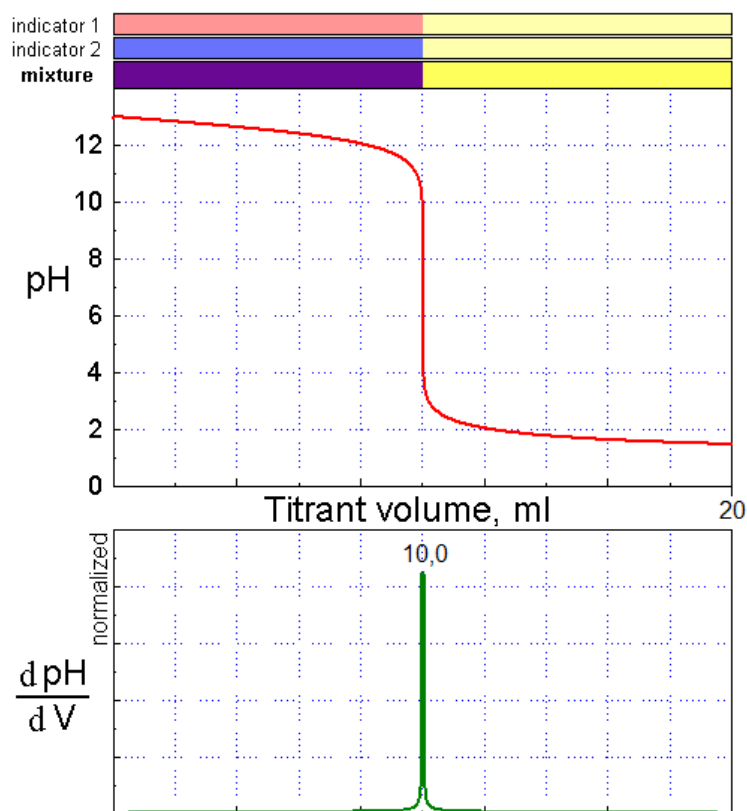
é gotejado na amostra de ácido clorídrico, também é visível a maior inclinação onde se localiza o ponto de equivalência, que corresponde ao ponto máximo da derivada $\frac{dpH}{dV}$, nesse caso o ponto de equivalência ocorre em $10mL$ do titulante adicionado na amostra e $pH = 7$ caracterizando uma reação de neutralização. Nessa proporção 1 : 1 de $NaOH$ e HCl ocorre a "viragem" da solução, que – visualmente – consiste na mudança de cor abrupta do titulado.

– **HCl como titulante e $NaOH$ como titulado**

Titulante: HCl 0,1M

Titulado: 10mL $NaOH$ 0,1M

Figura 3: pH da amostra da titulação de $NaOH$ e HCl em função do volume e $\frac{dpH}{dV}$ em função de V



Fonte: Do próprio autor

Já invertendo o titulante e o titulado as características permanecem muito parecidas, levando em conta que no experimento anterior a proporção responsável pela viragem era de 1 : 1 não seria diferente invertendo posições. Temos o mesmo ponto de equivalência aos $10mL$ do titulante adicionado ao titulado – em destaque como ponto máximo da primeira derivada –, diferente da última mistura o titulado começa com caráter básico e ao final da reação ácido, mas o ponto de equivalência permanece o mesmo $pH = 7$, mantendo a reação como neutralizadora.

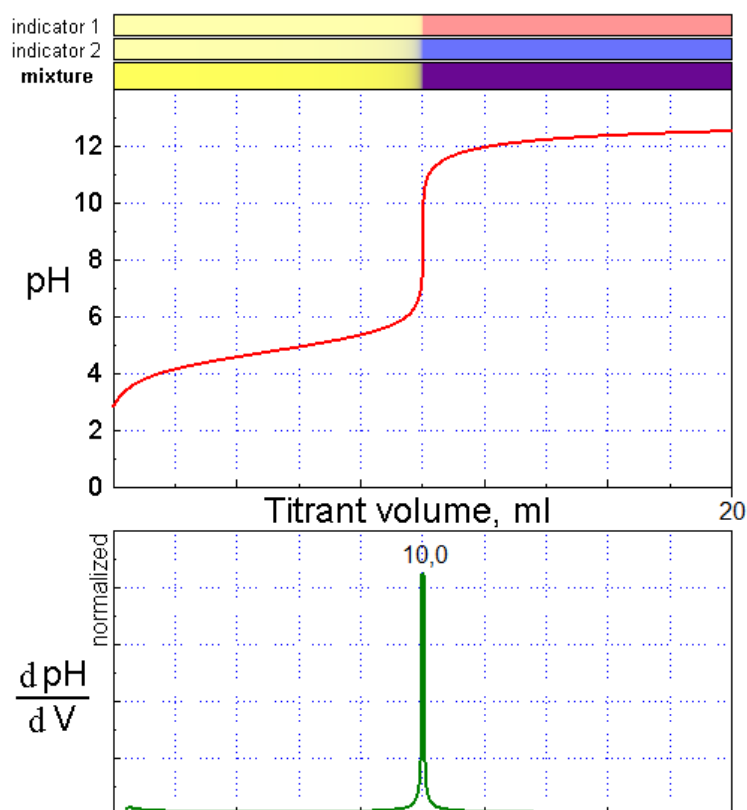
Titulação de um Ácido fraco e uma Base forte

– $NaOH$ como titulante e CH_3COOH como titulado

Titulante: $NaOH$ 0,1M

Titulado: 10mL CH_3COOH 0,1M

Figura 4: pH da amostra da titulação de $NaOH$ e CH_3COOH em função do volume e $\frac{dpH}{dV}$ em função de V



Fonte: Do próprio autor

Com um titulante fraco é possível enxergar uma variação do pH diferente do experimento anterior, isso se dá pela característica forte da base adicionada a solução de ácido acético que é um ácido fraco ($pH = 2,88$) o que impede a neutralização da amostra, tornando a solução no ponto de equivalência 10mL de caráter básico com o $pH = 8,73$.

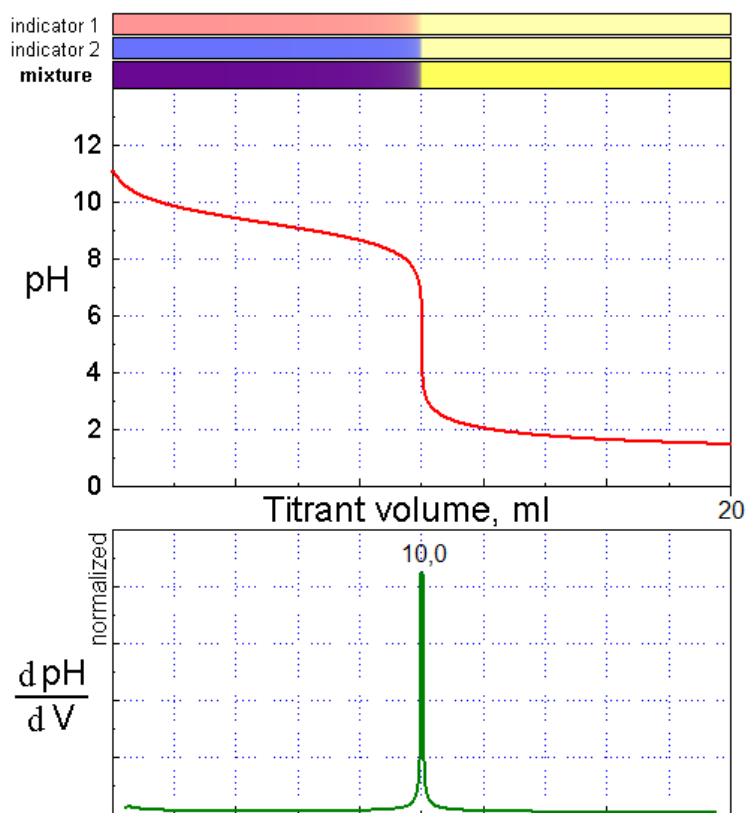
Titulação de um Ácido forte e uma Base fraca

– HCl como titulante e NH_3 como titulado

Titulante: HCl 0,1M

Titulado: 10mL NH_3 0,1M

Figura 5: pH da amostra da titulação de HCl e NH_3 em função do volume e $\frac{dpH}{dV}$ em função de V



Fonte: Do próprio autor

Nessa última análise observamos algo parecido com o experimento anterior acontecer, a titulação começa com a amônia que é uma base fraca ($pH = 11,12$) como titulado e ao decorrer do gotejamento vemos que o pH vai decaindo e, ao atingir o ponto de equivalência que, assim como nos últimos experimentos, é igual a $10mL$ temos que $pH = 5,27$. Portanto a solução não é neutralizada e tem caráter ácido.

Conclusão

Os resultados obtidos nos experimentos concordam com o esperado, uma reação de um ácido forte com uma base forte resulta em neutralização, então $pH = 7$, uma reação de um um ácido fraco e uma base forte em uma solução de caráter básico $pH > 7$ e uma reação entre um ácido forte e uma base fraca em uma de caráter ácido $pH < 7$. Para resultados numéricos o experimento 1 e 2 possuem a mesma medida $pH = 7$, para o terceiro temos que $pH = 8,73$ e para o quarto $pH = 5,27$, todos atingidos no volume de $10mL$ do titulante adicionado ao titulado.

Como as medidas foram retiradas de um simulador das reações não foi calculado nenhuma propagação de erro, assumindo que o simulador apresentava um cenário ideal para a prática.

Referências

- [1] ATKINS, Peter et al. **Princípios de Química:** Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. 7^a edição. Editora Bookman, 2018
- [2] FELTRE, Ricardo. **Química Volume 2:** Físico-Química. 6^a edição. São Paulo: Editora Moderna, 2004.
- [3] HARRIS, Daniel C. **Análise Química Quantitativa.** 9^a edição. Editora LTC, 2017.
- [4] QUÍMICA GERAL E EXPERIMENTAL. **Apostila Engenharias 2020.** São Carlos: Instituto de Química de São Carlos - Universidade de São Paulo, 2020.